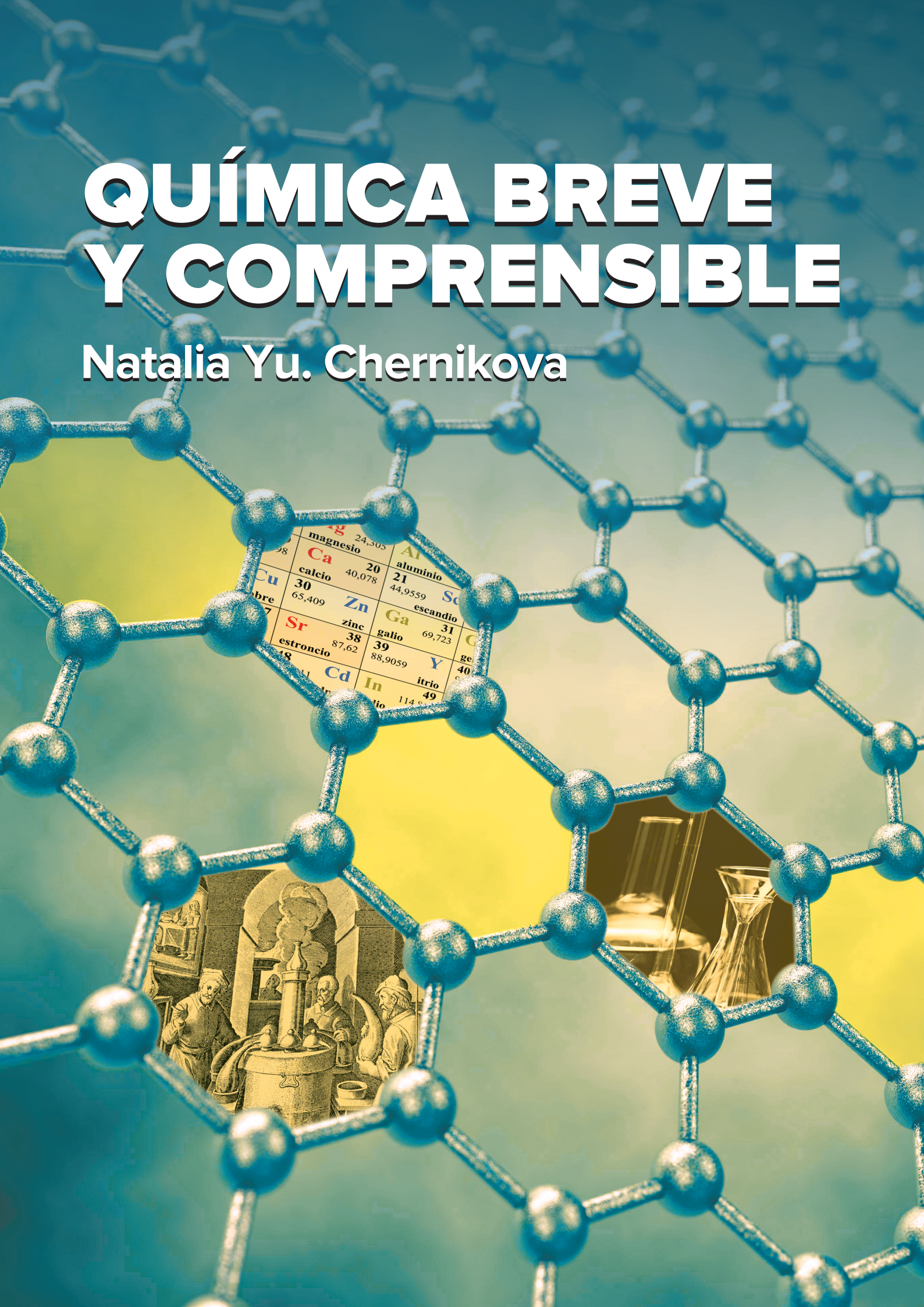
QUÍMICA BREVE Y COMPRENSIBLE

Natalia Yu. Chernikova



Traducción: Ph. D. Jesús M. Alpízar Lorenzo
Diseño de portada: Fedor Shliakhov

Los químicos, en mi opinión, sufren de una forma especial de esquizofrenia. De hecho, su pensamiento es una extraña mezcla de las representaciones más abstractas y muy visibles. Son conscientes de las sutiles leyes de la mecánica cuántica que determinan las propiedades de las moléculas, que, a su vez, son responsables de toda la diversidad del mundo que nos rodea. Esta interrelación del micro y del macro mundo permanece oculta para los científicos de otras especialidades. Además, nadie ha hecho tanto para mejorar las condiciones de vida de las personas como los químicos, pero sus méritos no son apreciados adecuadamente.
Harold Kroto (Premio Nobel de Química, 1996)

PRÓLOGO

En el libro 'Química breve y comprensible' se han sistematizado, de forma concisa, los principios y las leyes fundamentales de la química general, la química inorgánica y la química orgánica. Además de la química tradicional, contiene información interesante sobre la historia de la química y algunos de los logros de la química actual.

De forma breve, pero clara, se presenta la información básica actual de la química en forma de tablas, esquemas, fórmulas, ecuaciones químicas y figuras.

El libro tiene un índice detallado, la información necesaria se obtiene de forma clara y rápida usando además la tabla de contenido y el índice de nombres. Las tablas, figuras y esquemas permiten utilizar un material lingüístico mínimo para obtener una cantidad significativa de material útil.

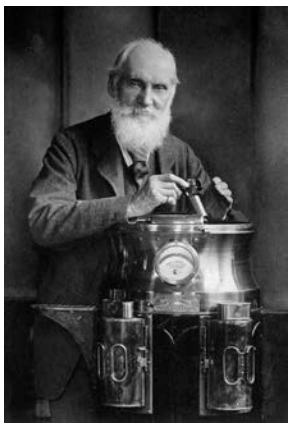
Tal forma resumida de presentación, como ha demostrado la práctica, es muy sencilla de visualizar y conveniente para la asimilación de la química.

El libro se puede utilizar como una herramienta de referencia, para el autocontrol frecuente y para preparar los exámenes de química de estudiantes de los primeros cursos, estudiantes universitarios, escolares que se preparan para entrar en los centros de educación superior, estudiantes de los cursos superiores de secundaria o bachillerato, maestros, así como trabajadores de la ciencia de diversas especialidades.

La autora agradece al profesor Vitaly K. Belsky por las útiles discusiones, y por su ayuda y su apoyo en la preparación del libro.

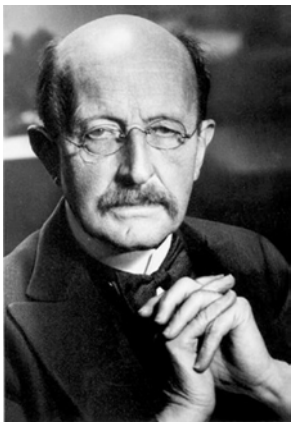
Constantes fundamentales

Unidad de masa atómica	$A = 1{,}6605 \cdot 10^{-27}$ kg; $A = 1/N_A$
Masa de un electrón en reposo.	$m_{\bar{e}} = 9{,}1094 \cdot 10^{-31}$ kg
Masa de un neutrón en reposo	$m_n = 1{,}6749 \cdot 10^{-27}$ kg
Masa de un protón en reposo	$m_{p^+} = 1{,}6726 \cdot 10^{-27}$ kg
Relación entre la masa del protón y la masa del electrón	$m_{p^+}/m_{\bar{e}} = 1836{,}152$
Carga del electrón y del protón	$e = \mp 1{,}6022 \cdot 10^{-19}$ C
El volumen molar de un gas ideal en condiciones normales (C.N.)	$V_m = 22{,}4139$ l/mol
Constante universal de los gases	$R = 8{,}3145$ J·mol^{-1}·K^{-1} (kPa·l·mol^{-1}·K^{-1})
Constante (número) de Avogadro	$N_A = 6{,}0221 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}
Constante de Boltzmann	$k = R/N_A = 1{,}3806 \cdot 10^{-23}$ J·K^{-1}
Constante de Planck	$h = 6{,}6261 \cdot 10^{-34}$ J·s
Constante (número) de Faraday	$F = 96485{,}33$ C·mol^{-1}
Velocidad de la luz en el vacío	$c = 2{,}99792458 \cdot 10^{8}$ m·s^{-1}
Presión atmosférica normal	$p_0 = 101325$ Pa (101,325 kPa) (760 mm de Hg)
Temperatura del cero absoluto	$t = -273{,}15$°C, $T = 0$ K
Condiciones normales (C.N.)	$T = 273{,}15$ K, $P = 101325$ Pa
Condiciones normales	$T = 273{,}15$ K, $P = 10^5$ Pa (hasta 1982 T=298,15K, P = 101325 Pa)



William Thomson Kelvin (1824-1907)

Ludwig Boltzmnan (1844-1906)

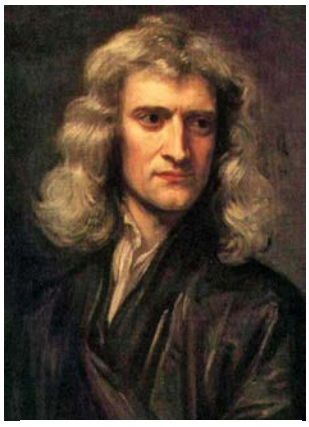


Ludwig Max Karl Ernst Planck (1858-1947)

Michael Faraday (1791-1867)

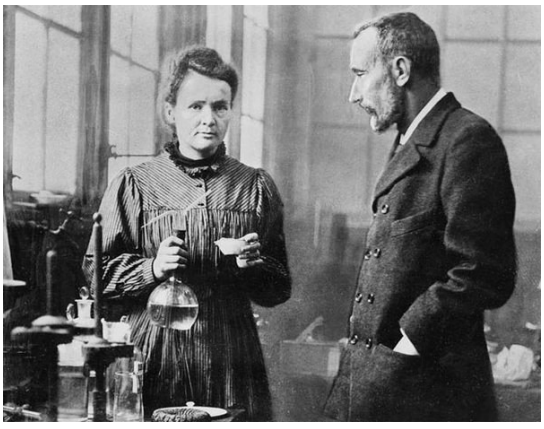
Magnitudes físicas, sus unidades y significados

Magnitud física	**Propiedad**
Sistema de unidades de las sustancias físicas	Conjunto de unidades de magnitudes físicas interconectadas (algunas magnitudes son independientes, mientras que otras son funciones de las independientes)
Designación de las magnitudes físicas	Con una letra del alfabeto griego o latino, complementada por un superíndice o un subíndice (Vm es el volumen molar)
Designación de las unidades de nombres propios	Comienzan con una letra mayúscula (K - Kelvin, Ku - Curie, N - Newton, Pa - Pascal)
Designación de unidades como producto de otras dos unidades.	Se designa por un símbolo de multiplicación (J.s - julios-segundo)
Designación de unidades como cociente de otras dos unidades	Se designa con un símbolo de división (mol / l - mol por litro, g / ml - gramo por mililitro)
Signo de la carga	Se representa con un número arábigo y después del número con un signo «+» o «–» a la derecha y arriba del símbolo del elemento o ión, por ejemplo Ca^{2+}, CO_2^{2-}, Cl^{-}
Número de oxidación (n.o.) o estado de oxidación (e.o.)	Con el signo «+» o «–» a la derecha y encima del símbolo del elemento o del ión antes del número arábigo, por ejemplo, S^{+6}, C^{+4}
Prefijos	Se escriben junto de (la designación o el nombre) la unidad básica (mililitro - ml, microgramo - mg, nanómetro - nm, picómetro - pm
Estado electrónico exitado	Con un $*$ a la derecha y arriba del símbolo del elemento – C^{*}, B^{*}



Isaac Newton (1643-1727)

Blaise Pascal (1623-1662)



Marie (1867-1934) y Pierre Curie (1856-1906)

Unidades básicas utilizadas en química

	Nombre	Símbolo	Notación	
Cantidad de sustancia	mol	n, ν	mol	
Unidades de longitud	metro	l, d, r	m	
	centímetro		cm	1 cm = 0,1 m
	milímetro		mm	1 mm = 10^{-3}m
	nanómetro		nm	1 nm = 10^{-9} m
	picómetro		pm	1 pm = 10^{-12} m
	angstrom		Å	1 Å = 10^{-10} m
Masa	kilogramo	m	kg	
Tiempo	segundo	t	s	
Temperatura termodinámica	kelvin	T	K	

Cantidad de sustancia

Unidades (estructurales o condicionales) de fórmula	Unidades (estructurales) de fórmula – son partículas realmente existentes o convencionales (átomo, molécula, ion, grupo de átomos) las cuales conforman la sustancia
Cantidad de sustancia	Cantidad de sustancia ***n*** – cantidad física proporcional al número de unidades de fórmula de una sustancia: $\boldsymbol{n} = N/N_A$
Unidad de cantidad de sustancia	**Mol** es la cantidad de una sustancia que contiene el número de Avogadro ($N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$) de unidades de fórmula **Mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas unidades de fórmula N, como cuantos átomos están contenidos en 12 g del isótopo de carbono ^{12}C

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ granos de arroz cubrirían la Tierra con una capa de 75 m

Volumen y densidad de las sustancias

Volumen	El volumen lo representamos con la letra ***V***. Sus unidades de medición son: m^3, l, ml, 1 m^3 = 1000 l, 1 l = 1000 ml
Densidad	Densidad de una sustancis (***ρ***) – es una magnitud, igual a la relación de la masa respecto a su volumen ***V:*** $\boldsymbol{\rho = m / V}$ Las unidades de medición de la densidad de las sustancias sólidas y líquidas son – g/ml, y de los gases – g/l, g/m^3
Densidad relativa	Densidad relativa (***D***) – magnitud adimensional – es la relación de la densidad de una sustancia dada y la densidad de una sustancia designada como patrón**:** $\boldsymbol{D = \rho/\rho_0}$
Densidad del agua Densidad del aire	A 4°C y 101,3 kPa es 1,0000 g/ml. En C.N. es 1,2928 kg/m^3 (aire atmosférico seco)

Masa

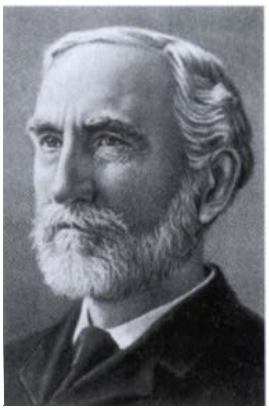
Masa atómica relativa de un elemento	Masa atómica relativa de un elemento, $\boldsymbol{A_r}$, – es una magnitud adimensional, igual a la masa promedio de los átomos de ese elemento teniendo en cuenta su composición isotópica natural respecto $\frac{1}{12}$ de la masa del isótopo del carbono ^{12}C, por ejemplo, A_r (Na) = 22,99 *(muestra cuantas veces la masa del ese átomo es mayor que la masa del átomo del isótopo de carbono ^{12}C)*
Masa molecular relativa	Masa molecular relativa $\boldsymbol{M_r}$ – es la masa fórmula de la composición de un compuesto que contiene átomos de elementos en su composición natural respecto a la masa del isótopo del carbono ^{12}C: $M_r\,(H_2SO_4) = 98;\quad 2A_r\,(H) + A_r\,(S) + 4A_r\,(O)$
Masa molar de una sustancia	Masa molar de una sustancia $\boldsymbol{M}$ – es la masa de un mol de esa sustancia. Su unidad de medición es – g/mol. Este término se refiere a a masa molar de cualquier unidad de fórmula (átomo, ión, molécula). (Por ejemplo, M(N) = 14 g/mol, $M(Na^+)$ = 23 g/mol, $M(H_2SO_4)$ = 98 g/mol)
Equivalente	Equivalente **(eq)** – es una partícula condicional, N veces menor que la unidad de fórmula de su mismo nombre, ($1K^+$, Ba^{2+}, Al^{3+}, $Ca_3(PO_4)_2$, $K_2Cr_2O_7$) (ver pag.13). **Equivalente de una sustancia (eq)** – una cierta partícula convencional, que en reacciones ácido-base da (equivalente) un ion H^+ o se combina con un ion H^+, y en una reacción redox – con un electrón
Masa molar del equivalente de una sustancia	Masa molar del equivalente de una sustancia $\boldsymbol{M_{eq}}$: $\boldsymbol{M_{eq} = f_{eq} \times M;\quad f_{eq} = 1/N}$ Unidad de medida – g/mol
Número de masa	Número de masa $\boldsymbol{A}$ – es un número entero, igual al número total de nucleones (protones más neutrones) en el núcleo: $\boldsymbol{A = \Sigma p^+ + \Sigma n^\circ}$

Presión

Presióne	La unidad de medida de la presión – es el Pascal (Pa). 1 Pa es igual a la presión que genera una fuerza de 1 N (Newton) uniformemente distribuida sobre una superficie normal a ella de 1 m^2

James Prescott Joule
(1818-1889)

Josiah Willard Gibbs
(1839-1903)



Magnitudes de energía

Energía	Energía interna – símbolo U. Energía total– símbolo E. Energía potencial – símbolo $E_{n.}$ Energía cinética – símbolo $E_{k.}$ Energía de Gibbs – símbolo G. Energía de ionización de los átomos – símbolo $E_{I.}$ Energía de afinidad electrónica – símbolo $E_{e.}$ Unidad de medición – Joule (J), kiloJoule (kJ)
Entalpía	Símbolo – H
Cantidad de calor	Cantidad de calor a presión constante – Q_P Cantidad de calor a volumen constante – Q_V
Sistema de signos en termodinámica	La variación de entalpía tiene signo negativo en las reacciones exotérmicas (el sistema emite parte de su energía al medio ambiente). La variación de entalpía tiene signo positivo en las reacciones endotérmicas (el sistema adquiere energía del medio ambiente)
Calor de formación de un compuesto	$\Delta H_{form,298}$ (298 – temperatura estándar), ΔH_{form}, ΔH_f, ΔH. Es la cantidad de calor liberado o absorbido durante la formación de un mol de un compuesto a partir de sustancias simples (kJ/mol)
Calor de descomposición de un compuesto	Es la cantidad de calor que se libera o absorbe durante la descomposición de un mol de un compuesto en sustancias simples (kJ/mol)
Efecto térmico de una reacción química.	Emisión (reacciones exotérmicas) o absorción (reacciones endotérmicas) de energía térmica durante las reacciones químicas (kJ)
Dos maneras de escribir el efecto térmico de una reacción química **(regla de signos)**	Regla **termoquímica** de signos: el calor liberado se registra con un signo «+», el absorbido con un sigo «–»
	Regla **termodínamica** de signos: el calor liberado se registra con un signo «–», el absorbido con un signo «+»

Leyes y conceptos básicos

Teoría atómica molecular

Congreso internacional de químicos en Karlsruhe, 1860

♦ Todas las sustancias están compuestas de átomos. Átomos: son las partículas más pequeñas de una sustancia que no se pueden dividir químicamente en sus partes constituyentes, convertirse uno en otro o destruirse
♦ Los átomos de diferentes elementos difieren en su masa.
♦ Un conjunto de átomos idénticos forma una sustancia simple correspondiente a un elemento químico específico.
♦ Los átomos de diferentes elementos interactúan entre sí en relaciones enteras. Como resultado se obtienen sustancias compuestas, moléculas entre otros

Definiciones modernas:

Átomo – es la partícula electroneutral más pequeña de la materia
Molécula – es la partícula más pequeña de una sustancia con sus propiedades Esta partícula eléctricamente neutra consiste en átomos que se mantienen unidos por enlaces covalentes
Elemento químico – tipo de átomos con la misma carga nuclear

Ley de conservación de la masa de las sustancias
M. V. Lomonosov (1748), A.L. Lavoisier (1777)
La masa de las sustancias iniciales es igual a la masa de los productos de la reacción

(no se cumple en las reacciones nucleares) ***excepción***

Mikhail Vasilyevich Lomonosov (1711-1765). Científico ruso, naturalista, poeta, artista, historiador, defensor de la educación nacional, el desarrollo de la ciencia y la economía rusas

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Químico francés. Descubrió el papel del oxígeno en los procesos de quema, quema de metales y respiración. Uno de los fundadores de la termoquímica. Supervisó el desarrollo de una nomenclatura racional en química

Ley de conservación de la energía (1905)

$E = mc^2$
E – energía, J
m – masa, kg
$c = 3 \cdot 10^8$ m/s – velocidad de la luz en el vacío

La suma de la masa de la sustancia del sistema y la masa, que es equivalente a la energía recibida o emitida por el mismo sistema, es constante

Albert Einstein (1879-1955)

Ley de la composición constante de sustancias (1801)

Joseph Louis *Proust (1754-1826)*

Cada compuesto puro, independientemente del método de su obtención, siempre tiene la misma composición

limitaciones

Daltónidos *– son compuestos con una composición constante, independientemente del método de obtención*
Bertólidos *– compuestos de composición variable (que depende del método de preparación)*

limitaciones

Ley de las relaciones múltiples (1803)

Si dos elementos pueden formar varios compuestos entre ellos, entonces las fracciones en masa de cualquiera de los elementos en estos compuestos se relacionan entre sí como números enteros pequeños

John Dalton (1766-1844)

Ley de las relaciones volumétricas (1808)

Los volúmenes de los gases que entran en una reacción se relacionan entre sí y con los volúmenes de los productos gaseosos, formados en la reacción, como números enteros pequeños

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850)

Ley de Avogadro (1811)

Amedeo Avogadro (1776-1856)

Volúmenes iguales de diferentes gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas

consecuencias

En las mismas condiciones, cantidades iguales de gases diferentes ocupan volúmenes iguales

En condiciones normales (*T = 273,15 K, P = 101,325 kPA)* *1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 l*

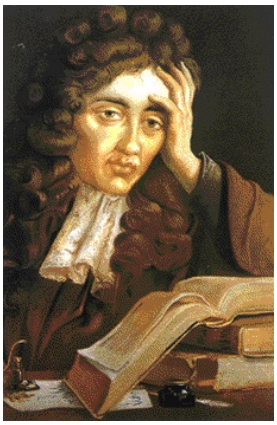
Leyes de los gases y fórmulas para la resolución de problemas

Ley de Boyle (1662) - **Mariotte** (1676)

A temperatura constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión:

$$P \times V = const$$

Robert Boyle (1627-1691)



Edme Mariotte (1620-1684)

P – presión,
V – volumen
T – temperatura (K)

Ley Gay-Lussac (1802)

A presión constante, el volumen de gas es proporcional a su temperatura absoluta:

$$V/T = const$$

Ley de Charles (1787)

A volumen constante, la presión del gas es proporcional a su temperatura absoluta:

$$P/T = const$$

Jaques Alexandre Cesar Charles (1745-1823)

Ley unificada de los gases

Ley unificada
PV / T = const

$$\frac{P \times V}{T} = \frac{P_0 \times V_0}{T_0}$$

P_0, V_0, T_0 – son la presión, el volumen y la temperatura en condiciones normales

Condiciones normales:
P_0 = 101,325 kPa
T_0 = 273 K

Ecuación de Mendeleyev – Clapeyron

$$P \times V = nRT \quad \text{o} \quad P \times V = \frac{m}{M} \times RT$$

P – presión del gas, Pa / kPa
V – volumen, m^3 / l } **o**
n – cantidad de gas, mol
m – masa, g
M – masa molar, g/mol
R – constante universal de los gases
(R = 8,31 J/mol×K)

Clapeyron Benoît Paul Émile (1799-1864)

Uso práctico de las leyes de los gases

Algunas unidades:
1 atm =1,01×10^5 Pa; 1 mm colum Hg=133 Pa; T_0 =273 K =0°C; 1 m^3 =10^3 l =10^6ml

Para el gas 1 y el gas 2: $n_1:n_2 = V_1:V_2$

$m_1 : m_2 = M_1 : M_2$,
cuando $V_1 = V_2$,
m – masas de los gases
M – masa molar de los gases

Densidad del gas 1 respecto al gas 2 –
***D* – densidad relativa**
(a igualdad de volúmenes y en las mismas condiciones)

$$D = M_1 / M_2$$

M – masa molar de cada uno de los gases

Masa molar de un gas respecto al aire
$M = 29 \times D_{aire}$;
D_{aire} – *densidad del gas respecto al aire*

Ley de las masas equivalentes

Todas las sustancias reaccionan y se forman en proporciones equivalentes

El número de moles de equivalentes de todas las sustancias, que participan en una reacción, es igual

Las masas (volúmenes) de las sustancias reaccionantes son proporcionales a sus masas molares (volúmenes) equivalentes

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{M_{eqA}}{M_{eq\,B}}$$

Jeremias Benjamin Richter (1762—1807),
Uno de los fundadores de la teoría de la estequiometría

Equivalente de un elemento –es la cantidad del mismo que se une con un mol de átomos de hidrógeno o sustituye a la misma cantidad de átomos de hidrógeno en las reacciones químicas

Equivalente de una sustancia – Es una partícula convencional que, en una reacción dada, se une o será igual al equivalente, en una reacción ácido base, de un ión hidrógeno (H^+) y, en las reacciones de oxidación-reducción, a un electrón

Factor de equivalencia f_{eq}:

f_{eq} (de una base) $= 1/N$ (OH^-)
f_{eq} (de un ácido) $= 1/N$ (H^+)
f_{eq} (de una sal) $= 1/N \times Z$

N – número de iones OH^- en la molécula de la base reemplazados por residuos ácidos,
N – número de iones H^+ en la molécula del ácido que se reemplaza por metal,
N – número de iones metálicos en la molécula de sal,
Z – número (estado) de oxidación del metal

Masa molar equivalente (M_{eq}) (masa equivalente) – Es la masa de 1 equivalente de la sustancia X:
$M_{eq} = f_{eq} \times M$,
F_{eq} – factor de equivalecia,
M – masa molar de la sustancia X

Volumen equivalente del hidrógeno – 11,2 *l*
Volumen equivalente del oxígeno – 5,6 *l*

Volumen equivalente (volumen molar del equivalente) es el volumen que ocupa 1 equivalente de un gas en determinadas condiciones

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

El átomo se compone de un **núcleo** y **electrones**

Núcleo Está compuesto por protones (p^+) y neutrones (n^0) (nombre general – **nucléones**) y partículas subnucleares

Los protones, neutrones y electrones son partículas elementales

Masa del protón es igual a $1{,}6726\cdot10^{-27}$ kg.
Masa del neutrón es igual a 1,00813 por la masa del protón.
La carga del protón es positiva e igual a la carga del electrón (negativa)
$|Z_p| = |Z_{\bar{e}}| = 1{,}602\cdot10^{-19}$ C el neutrón no tiene carga.
Número de carga (A) es la cantidad de nucleones en el núcleo,

$$A = \sum p^+ + \sum n^0$$

Por ejemplo, ${}^{24}_{11}\mathrm{Na}$: $A = 24$, $\sum p^+ = 11$, $\sum n^0 = 13$

El número de protones en el núcleo es igual:
- Carga del núcleo (Z)
- Número de electrones del átomo

Ejemplo: silicio, Si: $\sum p^+ = 14$
carga del núcleo Z
número de electrones } = 14
número de orden

Isótopos: variedades de átomos de un elemento que tienen la misma carga nuclear (Z), pero diferentes números de masa (A)

Ejemplo: Isótopo

${}^{1}_{1}\mathrm{H}$	${}^{2}_{1}\mathrm{D}$	${}^{3}_{1}\mathrm{T}$
Protio	deuterio	tritio
$A = 1$	$A = 2$	$A = 3$
$Z = +1$	$Z = +1$	$Z = +1$

Excepto en el caso del hidrógeno, los isótopos no tienen nombres

El número de diferentes isótopos supera los 3200

${}^{233}_{92}\mathrm{U}$	${}^{235}_{92}\mathrm{U}$	${}^{238}_{92}\mathrm{U}$
$A = 233$	$A = 235$	$A = 238$
$Z = +92$	$Z = +92$	$Z = +92$

Masa atómica relativa de un elemento A_r
Es igual al valor promedio de las masas de todos sus isótopos naturales, teniendo en cuenta su abundancia

Masa

Ejemplo:
El cloro natural se compone de
${}^{35}_{17}\mathrm{Cl} - 75{,}4\%$ и ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl} - 24{,}6\%$

$$A_r(\mathrm{Cl}) = \frac{35\cdot75{,}4 + 37\cdot24{,}6}{100} = 35{,}453$$

Electrones

El electrón ($\bar{e}$) – es una partícula elemental con propiedades de onda. Ecuación de Louis de Broglie, 1924:

$$\lambda = \frac{h}{m}V,$$

λ – logitud de onda de la patícula, m – masa, V – velocidad, h – constante de Planck

Carga $Z_{\bar{e}} = 1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C
Masa en reposo $m_{\bar{e}} = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg

La estructura electrónica del átomo determina sus propiedades químicas

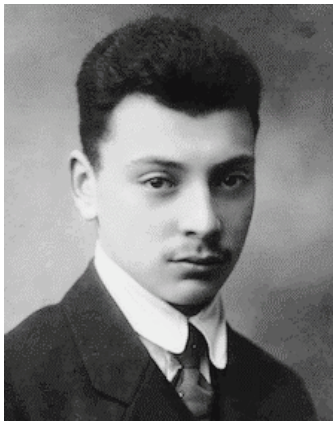
Verner Heisenberg (1901-1976)

Orbital – es la región del espacio en la que es alta la probabilidad de encontrar un electrón

Principio de incertidumbre de Heisenberg (1927)
Es imposible determinar simultáneamente la posición y el momento de una micropartícula con una precisión igualmente alta
$\Delta x \cdot \Delta v_x \geq h/2\pi m$ x – coordenada del electrón, v_x – componente de su velocidad

Números cuánticos			
1) n	2) l	3) m_l	4) m_s
principal	orbital	magnético	espín
CARACTERIZAN			
la energía del nivel, **el tamaño** de la capa electrónica, **el número** del nivel energético El máximo valor de ***n*** para un átomo es igual al **número del período** en la tabla periódica de D. I. Mendeleyev	momento orbital de la cantidad de movimiento, **energía** del electrón en un subnivel, **número del subnivel**, **forma** del orbital atómico: orbital *s*: ○ orbital *p*: ∞ orbital *d*: ✿	**orientación** del momento de la cantidad de movimiento, **dsitribución** del orbital en el espacio. Muestra el **número de orbitales** en el subnivel: orbitales *s* – 1 □ orbitales *p* – 3 □□□ orbitales *d*– 5 □□□□□ orbitales *f* – 7 □□□□□□□	momento magnético propio del electrón
VALORES:			
de 1 a ∞: 1 2 3 4 5 6 7… K L M N O P Q…	de 0 a n–1: 0 1 2 3 4 … n–1 s p d f q …	**de –*l* a +*l***	+½ y –½
NUMERO VALORES			
n	n	$2l + 1$	2

El principio de Pauli (1925)
En un átomo no puede haber dos electrones cuyo estado se describa mediante el mismo conjunto de números cuánticos



Wolfgang Pauli (1900-1958)

1 *consecuencias* 2

Número máximo de electrones en un subnivel			Número máximo de electrones en un nivel	
$N_l = 2(2l+1)$			$N_n = 2n^2$	
subnivel *s*	$N_s = 2(2\cdot0+1) = 2\bar{e}$	s^2	$n = 1$	$N_1 = 2 \cdot 1^2 = 2\ \bar{e}$
subnivel *p*	$N_p = 2(2\cdot1+1) = 6\bar{e}$	p^6	$n = 2$	$N_2 = 2 \cdot 2^2 = 8\ \bar{e}$
subnivel *d*	$N_d = 2(2\cdot2+1) = 10\bar{e}$	d^{10}	$n = 3$	$N_3 = 2 \cdot 3^2 = 18\ \bar{e}$
subnivel *f*	$N_f = 2(2\cdot3+1) = 14\bar{e}$	f^{14}	$n = 4$	$N_4 = 2 \cdot 4^2 = 32\ \bar{e}$

El principio de mínima energía
En un átomo, el electrón se coloca de modo que su energía sea mínima (en el estado fundamental)

Reglas de Klechkovsky (1961)
1. Los electrones llenan los niveles de energía.
y subniveles aumentando según la suma $n + l$.
2. Si los valores de la suma n + l son iguales, el subnivel con el valor menor n se llena primero

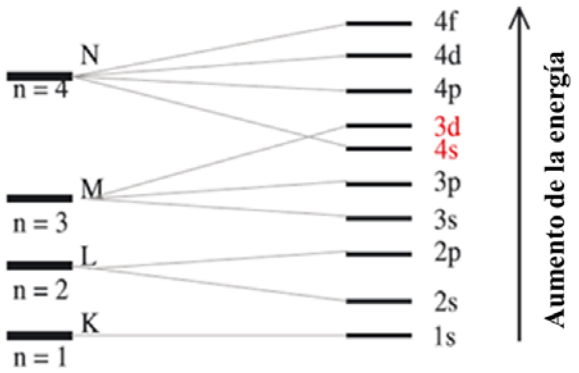
Vsevolod *M. Klechkovsky (1900-1972)*

Ejemplo:
1) para el subnivel 4***s*** ($n = 4, l = 0$) $n+l = 4$
para el subnivel 3***d*** ($n = 3, l = 2$) $n+l = 5$
Por la regla № 1 el subnivel 4***s*** se llena primero, $E_{4s} < E_{3d}$
2) para el subnivel 4***p*** ($n = 4, l = 1$) $n+l = 5$
para el subnivel 5***s*** ($n = 5, l = 0$) $n+l = 5$
Por la regla № 2 el subnivel 4***p*** se llena primero, $E_{4p} < E_{5s}$

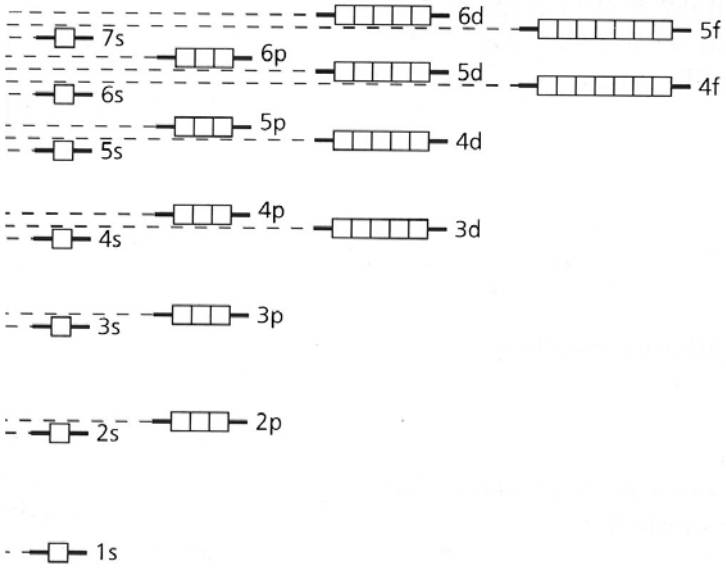
La secuencia de llenado de los orbitales con electrones es:
1 2 3 4 5 6 7
***1s*|*2s 2p*|*3s 3p*|*4s 3d 4p*|*5s 4d 5p*|*6s 4f 5d 6p*|*7s 5f 6d 7p*|**

ESQUEMA DE LA DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA
por niveles, subniveles y orbitales atómicos (OA)

El orbital atómico (OA) es la región del espacio donde se ubican los electrones con valores específicos de n, l, m_l



Energía de los electrones en los OA



Gráficamente, la distribución de los electrones se representa con ayuda de las **células cuánticas**. Celda (célula) es el orbital, la flecha es el sentido del espín,

una célula vacía es un orbital libre

electrón no pareado

electrones pareados

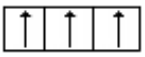
Regla de Hund (1922)

El llenado de OA de un subnivel dado se produce de manera que el valor absoluto de las sumas de sus números cuánticos de espín es máximo

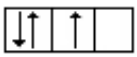
Friedrich Hund (1896-1997)

Ejemplo de llenado del subnivel ***p***:

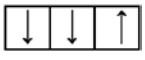
configuración ē — módulo de la suma de los espines



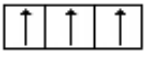
$$|\Sigma m_s| = \left|+\frac{1}{2}+\frac{1}{2}+\frac{1}{2}\right| = \frac{3}{2}$$



$$|\Sigma m_s| = \left|-\frac{1}{2}+\frac{1}{2}+\frac{1}{2}\right| = \frac{1}{2}$$



$$|\Sigma m_s| = \left|-\frac{1}{2}-\frac{1}{2}+\frac{1}{2}\right| = \frac{1}{2}$$

Según la regla Hund, el relleno es de tipo: 

Configuraciones electrónicas (fórmulas) de los átomos

Las configuraciones electrónicas de los átomos muestran la distribución de los electrones de un átomo por niveles, subniveles y orbitales en el estado fundamental

«Avance» (fallo) **de un electrón** se observa en los siguientes elementos ***d***: Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au y de dos eletrones en el caso del Pd

Por ejemploen el caso del $_{24}$Cr: la fórmula electrónica es

no $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^4 4s^2}$, sino $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5 4s^1}$

Dependiendo de qué nivel se llena último, todos los elementos se dividen en 4 familias:
s-, p-, d-, f-

Elementos *s*
Elementos de los grupos 1, 2

Elementos *p*
Elementos de los grupos 13-18

Elementos *d*:
Elementos de los grupos 3-12

Elementos *f*:
Lantánidos y actínidos

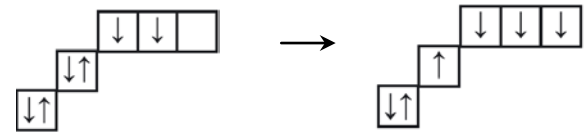
Electrones de valencia

estos son los electrones que tienen la máxima energía

Los elementos ***s*** y ***p*** tienen electrones del nivel exterior,
los elementos ***d*** y ***f*** tienen electrones de niveles exterior y preexterior

Estado excitado

Al recibir energía adicional, se produce una "excitación", en la cual los electrones pasan a orbitales de mayor energía



$_6C\ 1s^2 2s^2 2p^2 \xrightarrow{+\Delta E} {}_6C^*\ 1s^2 2s^1 2p^3$

estado base → estado excitado

Secuencia de excitación:

los elementos ***s***: se excitan los electrones *s* del nivel externo (paso al **OA *p*** de ese mismo nivel), *por ejemplo*, Ca $4s^2 \xrightarrow{\Delta E} Ca^* 4s^1 4p^1$;

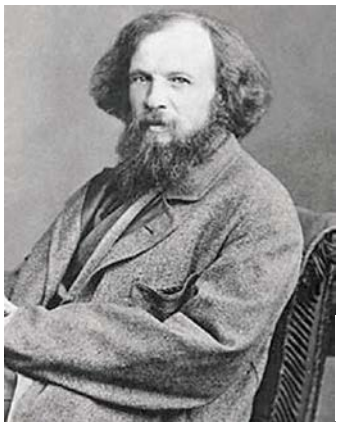
los elementos ***p***: inicialmente se excitan los electrones ***p***, y luego los electrones *s* del nivel externo (transición a los **OA *p*** vacantes de ese mismo nivel, y luego al **OA *d*** del nivel pre externo),

por ejemplo, S: $3s^2 3p^4 \xrightarrow{\Delta E} S^{*:}\ 3s^2 3p^3 3d^1 \quad S^{**}: \xrightarrow{\Delta E} 3s^1 3p^3 3d^2$

los elementos ***d***: primero, se excitan los electrones *s* del nivel externo, y luego los electrones ***d*** del nivel pre externo (transición a los **OA *p*** vacantes del nivel) externo:

por ejemplo, Fe: $4s^2 3d^6 \xrightarrow{\Delta E} Fe^*: 4s^1 3d^6 4p^1 \xrightarrow{\Delta E} Fe^{**}: 4s^1 3d^5 4p^2$

Ley periódica y sistema periódico de los elementos químicos D.I. Mendeleyev



1869

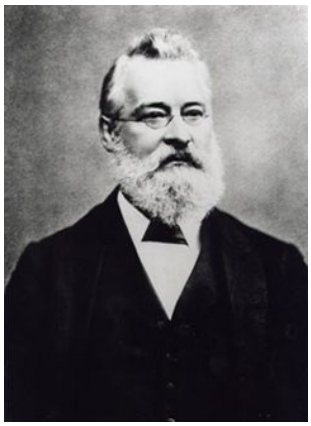
Las propiedades de las sustancias simples, así como las formas y propiedades de los compuestos dependen, de forma periódica de los valores de los pesos atómicos de estos elementos

Dmitry I. Mendeleyev (1834-1907)

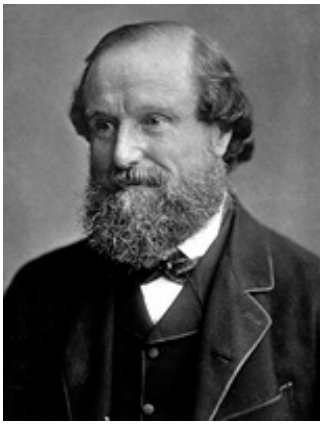
Científicos que notaron la interrelación entre las masas atómicas y las propiedades de los elementos

Johan Wolfgang Döbereiner, 1829

Alexandre Emile Beguyer de Chancourtois, 1862



John Alexander Reina Newlands, 1864



William Odling,1864

Los predecesores consideraban las tablas de ellos como una clasificación de los elementos. Mendeleyev vio una ley fundamental de la naturaleza. Él tuvo la valentía de cambiar los pesos atómicos, de los elementos, usados entonces y describir detalladamente las propiedades de algunos elementos aún no descubiertos

Lothar fon Meyer, 1864

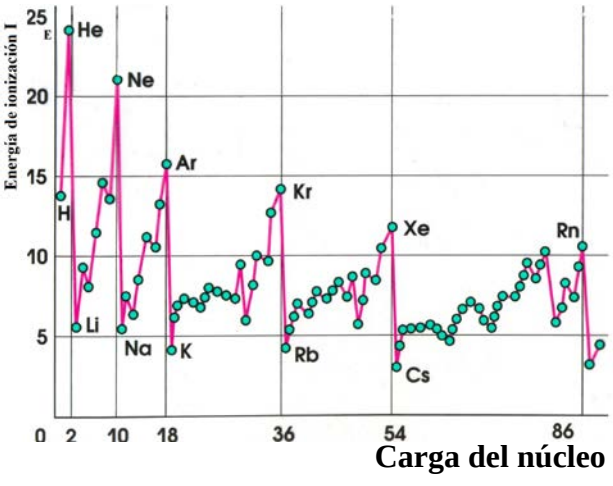
Después del descubrimiento del electrón (J. Thomson, 1897), se encontró que la mayor parte de la masa del átomo se concentra en el núcleo del átomo (Rutherford, 1911), se estableció que, una característica más precisa del átomo (y su posición en el Sistema Periódico), es la carga del núcleo (Antonius Johannes van den Broek, Henry Moseley 1913)

Formulación actual de la ley periódica de D.I. Mendeleyev:

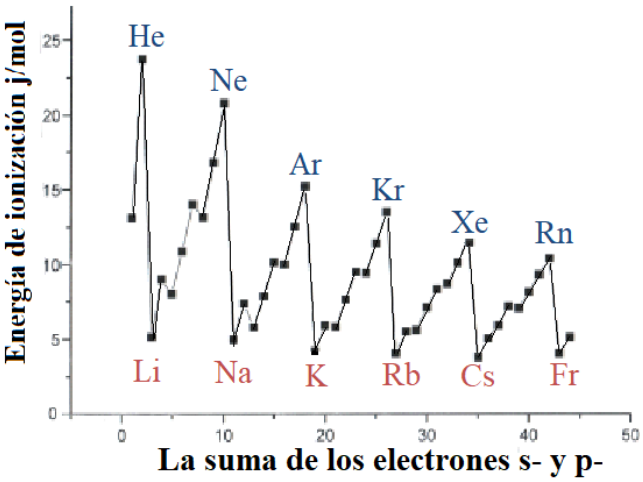
Las propiedades de los elementos, de las sustancias simples y de los compuestos de los elementos se encuentran en dependencia periódica del valor de la carga del núcleo de los elementos

Las propiedades químicas de los elementos se determinan por: la carga del núcleo del átomo (Z), el número de capas de electrones, la cantidad de electrones de valencia, el radio del átomo, la energía de ionización y la afinidad electrónica, la electronegatividad y, en general, de sus «metalidad» y «nometalidad»

Energía de ionización (I)	Es la energía requerida para remover completamente un electrón de un átomo neutro $E^0 - \bar{e} \rightarrow E^+$
Afinidad electrónica (E)	Es la energía liberada o absorbida por la unión de un electrón a un átomo neutro $E^0 + \bar{e} \rightarrow E^-$
Electronegatividad (EN)	Según Pauling – es la capacidad de un átomo en una molécula o en un ión complejo de atraer hacia él electrones formando un enlace químico
«Metalidad» y «nometalidad»	Mientras mayor sea el valor de EN, el elemento mostrará propiedades nometálicas más fuertes
Desplazamiento de electrones	Ocurre durante la interacción química de los átomos con una EN más pequeña hacia un átomo con un EN mayor

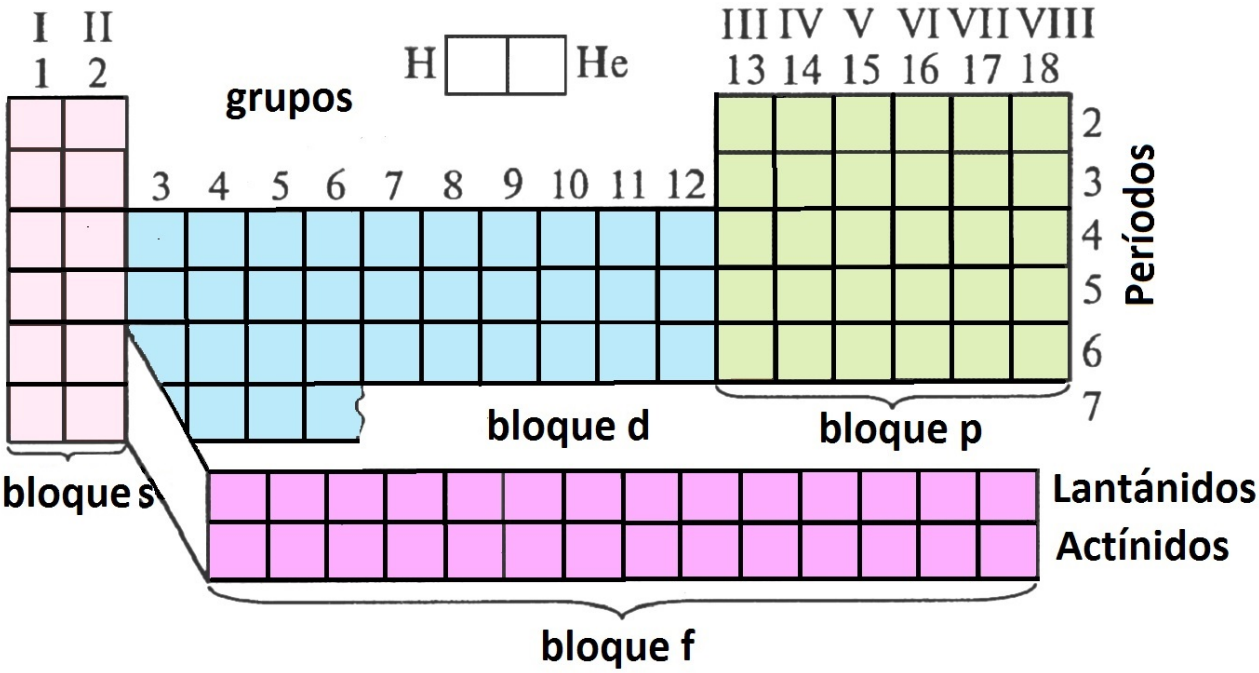


Carga del núcleo



La suma de los electrones s- y p-

El sistema periódico – es la representación gráfica de la ley periódica



El sistema periódico de elementos informa:

El número atómico de un elemento indica la carga nuclear del átomo, el número de protones y el número de electrones en el átomo.

El número del período indica el número de niveles de energía en el estado fundamental del átomo.

El número del grupo (en la versión reducida de la tabla de los elementos) indica el número de electrones (electrones de valencia) en los subniveles externos y, para la mayoría de los elementos, es igual al **estado de oxidación** máximo del elemento

Período	es la secuencia horizontal de los elementos, comienza con un elemento alcalino y termina con un gas noble (con un valor máximo del número cuántico principal igual al número del período)
Grupo de los elementos	es un conjunto vertical de elementos, con el mismo tipo de configuración electrónica y con ciertas propiedades químicas comunes.
Periodicidad	es la repetibilidad de las propiedades químicas y algunas propiedades físicas de las sustancias simples y sus compuestos al cambiar el número de secuencia del elemento

Sistema periódico de D.I. Mendeleyev

	1 (I A)	2 (II A)	3 (III B)	4 (IV B)	5 (VB)	6 (VI B)	7 (VII B)	8 (VIII B)	9 (VIII B)	10 (VIII B)	11 (I B)	12 (II B)	13 (III A)	14 (IV A)	15 (V A)	16 (VI A)	17 (VII A)	18 (VIII A)
1	1 H HIDRÓGENO 1,0079																	2 He HELIO 4,0026
2	3 Li LITIO 6,941	4 Be BERILIO 9,0122											5 B BORO 10,811	6 C CARBONO 12,0107	7 N NITRÓGENO 14,0067	8 O OXÍGENO 15,9994	9 F FLUOR 18,9984	10 Ne NEÓN 20,1797
3	11 Na SODIO 22,9898	12 Mg MAGNESIO 24,3050											13 Al ALUMINIO 26,9815	14 Si SILICE 28,0855	15 P FÓSFORO 30,9738	16 S AZUFRE 32,065	17 Cl CLORO 35,453	18 Ar ARGÓN 39,948
4	19 K POTASIO 39,0983	20 Ca CALCIO 40,078	21 Sc ESCANDIO 44,9559	22 Ti TITANIO 47,867	23 V VANADIO 50,9415	24 Cr CROMO 51,9961	25 Mn MANGANESO 54,9380	26 Fe HIERRO 55,845	27 Co COBALTO 58,9332	28 Ni NÍQUEL 58,6934	29 Cu COBRE 63,546	30 Zn ZINC 65,409	31 Ga GALIO 69.723	32 Ge GERMANIO 72.64	33 As ARSÉNICO 74.9216	34 Se SELENIO 78,96	35 Br BROMO 79,904	36 Kr KRYPTÓN 83,798
5	37 Rb RUBIDIO 85,4678	38 Sr ESTRONCIO 87,62	39 Y ITRIO 88,9059	40 Zr ZIRCONIO 91,224	41 Nb NIOBIO 92,9064	42 Mo MOLIBDENO 95,94	43 Tc TECNECIO [97.9072]	44 Ru RUTENIO 101.07	45 Rh RODIO 102.9055	46 Pd PALADIO 106,42	47 Ag PLATA 107,8682	48 Cd CADMIO 112,411	49 In INDIO 114.818	50 Sn ESTAÑO 118.710	51 Sb ANTIMONIO 121.760	52 Te TELURO 127,60	53 I IODO 126,9045	54 Xe XENÓN 131,293
6	55 Cs CESIO 132,9055	56 Ba BARIO 137,327	57-71	72 Hf HAFNIO 178,49	73 Ta TANTALIO 180,9479	74 W WOLFRAMO 183,84	75 Re RENIO 186,207	76 Os OSMIO 190,23	77 Ir IRIDIO 192,217	78 Pt PLATINO 195,084	79 Au ORO 196,9666	80 Hg MERCURIO 200,59	81 Tl TALIO 204,3833	82 Pb PLOMO 207,2	83 Bi BISMUTO 208,9804	84 Po POLONIO [208,9824]	85 At ASTATO [209,9871]	86 Rn RADÓN [222,0176]
7	87 Fr FRANCIO [223]	88 Ra RADIO [226]	89-103	104 Rf RUTHERFORDIO [261]	105 Db DUBNIO [262]	106 Sg SEABORGIO [266]	107 Bh BOHRIO [264]	108 Hs HASSIO [277]	109 Mt MEITNERIO [268]	110 Ds DARMSTADIO [271]	111 Rg ROENTGENIUM [272]	112 Cn COPERNICIUM [285]	113 Nh NIHONIUM [284]	114 Fl FLEROVIUM [289]	115 Mc MOSCOVIUM [288]	116 Lv LIVERMORIUM [293]	117 Ts TENNESSINE [294]	118 Og OGANESSON [294]

57 La LANTANO 138,91	58 Ce CERIO 140,116	59 Pr PRASEODIMO 140,908	60 Nd NEODIMO 144,242	61 Pm PROMECIO [145]	62 Sm SAMARIO 150,36	63 Eu EUROPIO 151,964	64 Gd GADOLINIO 157,25	65 Tb TERBIO 158,925	66 Dy DISPROSIO 162,500	67 Ho HOLMO 164,930	68 Er ERBIO 167,259	69 Tm TULIO 168,934	70 Yb ITERBIO 173,04	71 Lu LUTECIO 174,967
89 Ac ACTINIO [227]	90 Th TORIO 232,038	91 Pa PROTACTINIO 231,035	92 U URANIO 238,028	93 Np NEPTUNIO [237]	94 Pu PLUTONIO [244]	95 Am AMERICIO [243]	96 Cm CURIO [247]	97 Bk BERKELIO [247]	98 Cf CALIFORNIO [251]	99 Es EINSTENIO [252]	100 Fm FERMO [257]	101 Md MENDELEVIO [255]	102 No NOBELIO [255]	103 Lr LOWRENCIO [262]

Tabla periódica de los elementos – variante «compacta»

SISTEMA PERIÓDICO DE D.I. MENDELEYEV

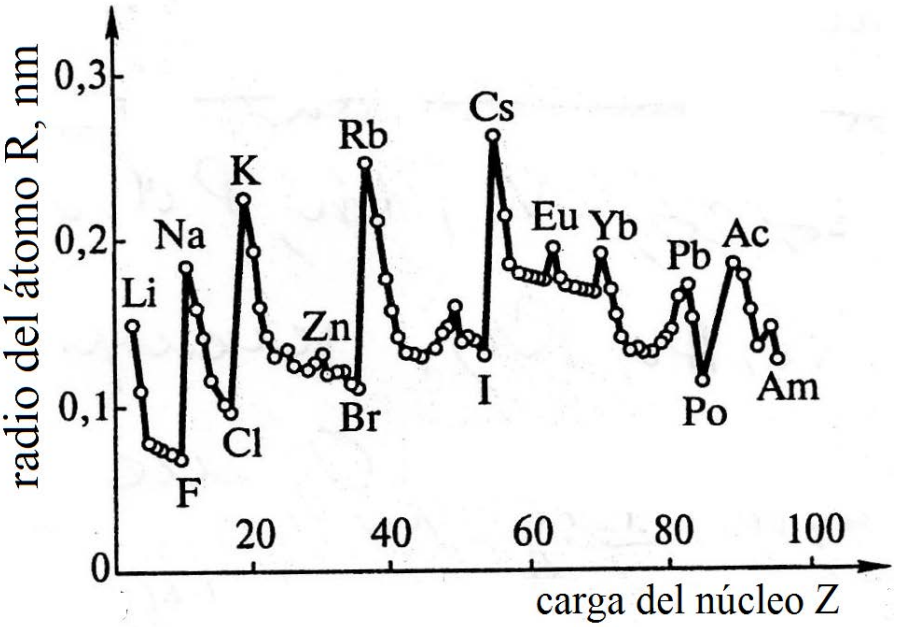
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 1,00794 hidrógeno							He 2 4,0026 helio		
2	Li 3 6,941 litio	Be 4 9,01218 berilio	B 5 10,811 boro	C 6 12,011 carbono	N 7 14,0067 nitrógeno	O 8 15,99943 oxígeno	F 9 18,9984 fluor	Ne 10 20,1797 neón		
3	Na 11 22,98977 sodio	Mg 12 24,305 magnesio	Al 13 26,9815 aluminio	Si 14 28,085 sílice	P 15 30,97376 fósforo	S 16 32,0655 azufre	Cl 17 35,4532 cloro	Ar 18 39,948 argón		
4	K 19 39,098 potasio	Ca 20 40,078 calcio	21 Sc 44,9559 escandio	22 Ti 47,867 titanio	23 V 50,9415 vanadio	24 Cr 51,9961 cromo	25 Mn 54,9380 manganeso	26 Fe 55,845 hierro	27 Co 58,9332 cobalto	28 Ni 58,6934 níquel
	29 Cu 63,546 cobre	30 Zn 65,409 zinc	Ga 31 69,723 galio	Ge 32 72,64 germanio	As 33 74,9216 arsénico	Se 34 78,96 selenio	Br 35 79,904 bromo	Kr 36 83,798 kryptón		
5	Rb 37 85,467 rubidio	Sr 38 87,62 estroncio	39 Y 88,9059 itrio	40 Zr 91,224 zirconio	41 Nb 92,9064 niobio	42 Mo 95,94 molibdeno	43 Tc [98] tecnecio	44 Ru 101,07 rutenio	45 Rh 102,905 rodio	46 Pd 106,42 paladio
	47 Ag 107,868 plata	48 Cd 112,411 cadmio	In 49 114,818 indio	Sn 50 118,71 estaño	Sb 51 121,760 antimonio	Te 52 127,60 teluro	I 53 126,904 iodo	Xe 54 131,293 xenón		
6	Cs 55 132,9054 cesio	Ba 56 137,327 bario	57-71 La* 138,905 lantano	72 Hf 178,492 hafnio	73 Ta 180,948 tantalio	74 W 183,841 wolframio	75 Re 186,207 renio	76 Os 190,23 osmio	77 Ir 192,217 iridio	78 Pt 195,078 platino
	79 Au 196,9665 oro	80 Hg 200,59 mercurio	Tl 81 204,3833 talio	Pb 82 207,2 plomo	Bi 83 208,980 bismuto	Po 84 [209] polonio	At 85 [210] ástato	Rn 86 [222] radón		
7	Fr 87 [223] francio	Ra 88 [226] radio	89-103 Ac** [227] actinio	104 Rf [261] rutherfordio	105 Db [262] dubnio	106 Sg [266] seaborgio	107 Bh [264] bohrio	108 Hs [277] hassio	109 Mt [268] meitnerio	110 Ds [271] darmstadio
	111 Rg [280] roentgenium	112 Cn [285] copernicium	Nh 113 [284] nihonium	Fl 114 [289] flerovium	Mc 115 [288] moscovium	Lv 116 [293] livermorium	Ts 117 [294] tennessine	Og 118 [294] oganesson		

*LANTÁNIDOS														
58 Ce 140,116 cerio	59 Pr 140,907 praseodimio	60 Nd 144,24 neodimio	61 Pm [145] promecio	62 Sm 150,36 samario	63 Eu 151,964 europio	64 Gd 157,25 gadolinio	65 Tb 158,925 terbio	66 Dy 162,50 disprosio	67 Ho 164,930 holmio	68 Er 167,259 erbio	69 Tm 168,934 tulio	70 Yb 173,04 iterbio	71 Lu 174,967 lutecio

**ACTÍNIDOS													
90 Th 232,038 torio	91 Pa 231,035 protactinio	92 U 238,029 uranio	93 Np [237] neptunio	94 Pu [244] plutonio	95 Am [243] americio	96 Cm [247] curio	97 Bk [247] berkelio	98 Cf [251] californio	99 Es [252] einstenio	100 Fm [257] fermio	101 Md [258] mendelevio	102 No [259] nobelio	103 Lr [262] lawrencio

Variación de las propiedades de los elementos por períodos y grupos

	Carácter de los cambios al moverse en la tabla	
	por períodos de izq a derecha	**por grupos** de arriba hacia abajo
Carga del núcleo	**aumenta**	**aumenta**
El número de capas electrónicas	*no cambia*	**aumenta**
El número de electrones en el nivel energético exterior	**aumenta** para los elementos ***s*** y ***p*** para los elementos ***d*** es 2[1]	*no cambia*
Radio del átomo	**disminuye**	**aumenta**
Energía de ionización	**aumenta**	**disminuye**
Afinidad electrónica	**aumenta**	**disminuye**
Electronegatividad EN	**aumenta**	**disminuye**
Metalidad del elemento	**se debilita**	**se incrementa**
Nometalidad	**se incrementa**	**se debilita**
Capacidad oxidante	**se incrementa**	**se debilita**
Capacidad reductiva	**se debilita**	**se incrementa**

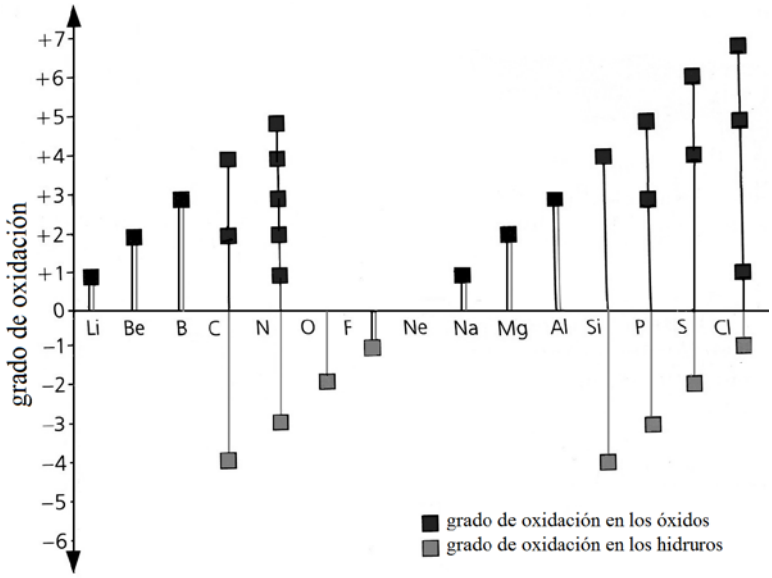


[1] Para los elementos con un «avance» de un electrón (ver la pag.18) el número de electrones en el nivel externo es 1 o 0

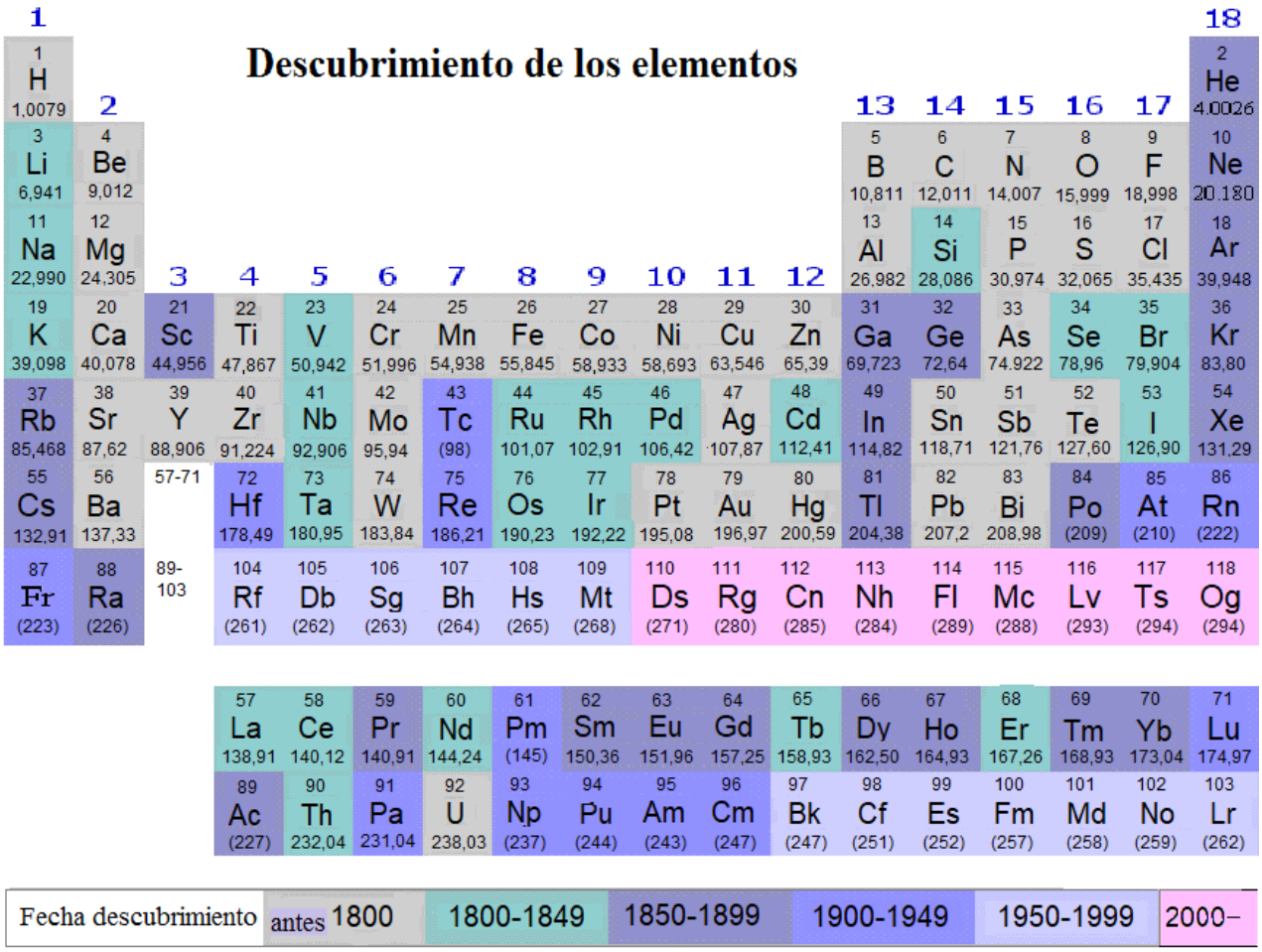
Electronegatividad de los elementos (EN) según L. Pauling

(en unidades relativas)

1 (I A)	2 (II A)	3 (III B)	4 (IV B)	5 (VB)	6 (VI B)	7 (VII B)	8 (VIII B)	9 (VIII B)	10 (VIII B)	11 (I B)	12 (II B)	13 (III A)	14 (IV A)	15 (V A)	16 (VI A)	17 (VII A)
1 H 2,1																
3 Li 1,0	4 Be 1,5											5 B 2,0	6 C 2,5	7 N 3,0	8 O 3,5	9 F 4,0
11 Na 0,9	12 Mg 1,2											13 Al 1,5	14 Si 1,8	15 P 2,1	16 S 2,5	17 Cl 3,0
19 K 0,8	20 Ca 1,0	21 Sc 1,3	22 Ti 1,5	23 V 1,6	24 Cr 1,6	25 Mn 1,5	26 Fe 1,8	27 Co 1,8	28 Ni 1,8	29 Cu 1,9	30 Zn 1,6	31 Ga 1,6	32 Ge 1,8	33 As 2,0	34 Se 2,4	35 Br 2,8
37 Rb 0,8	38 Sr 1,0	39 Y 1,2	40 Zr 1,4	41 Nb 1,6	42 Mo 1,8	43 Tc 1,9	44 Ru 2,2	45 Rh 2,2	46 Pd 2,2	47 Ag 1,9	48 Cd 1,7	49 In 1,7	50 Sn 1,8	51 Sb 1,9	52 Te 2,1	53 I 2,5
55 Cs 0,7	56 Ba 0,9	57 La* 1,1	72 Hf 1,3	73 Ta 1,5	74 W 1,7	75 Re 1,9	76 Os 2,2	77 Ir 2,2	78 Pt 2,2	79 Au 2,4	80 Hg 1,9	81 Tl 1,8	82 Pb 1,8	83 Bi 1,9	84 Po 2,0	85 At 2,2
87 Fr 0,7	88 Ra 0,9	89 Ac* 1,1														



L. Meyer en 1870 (Annalen der Chemie und Pharmacie, s.354-364) dio prioridad completa al descubrimiento de la ley periódica de D. I. Mendeleyev: «En 1869, antes de expresar mis pensamientos acerca de la periodicidad de las propiedades de los elementos, apareció un resumen del artículo de Mendeleyev, en el cual está escrito que: 1) cuando los elementos están dispuestos en pesos atómicos ascendentes, se observa un cambio gradual en las propiedades de los elementos; 2) el valor de los pesos atómicos determina las propiedades de los elementos; 3) los pesos atómicos de algunos elementos requieren ser corregidos; 4) deben existir algunos elementos que aún no han sido descubiertos ... Todo fue publicado por Mendeleyev antes de mí, y en general, por primera vez. Admito abiertamente que no tuve el suficiente coraje para hacer suposiciones de tan largo alcance que Mendeleyev declaró con confianza»



Además de predecir los elementos ekaboro (escandio, 1878), ekaaluminio (galio, 1875), ekasilicio (germanio, 1886) y la afirmación de que la masa de berilio es 9, no 13, Mendeleyev predijo la existencia de dviteluro (polonio, descubierto en 1898), ekayodo (astato, 1940), ekamanganeso (tecnecio, 1937), ekacesio (Francio, 1939), ekatántalo (protactinio, 1917), ekabario (radio, 1898).

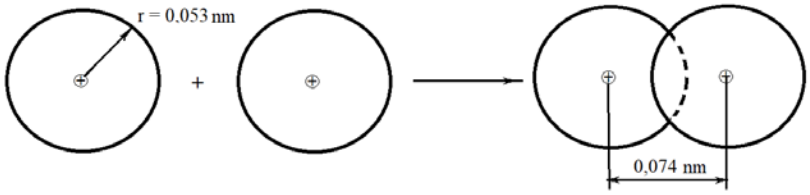
V. Richter, 1870, Berichte, Bd.III, p. 990-992: «Mendeleyev corrigió el peso atómico del uranio a 240 (en lugar de 120), torio a 232 (en lugar de 116), cerio a 138 (en lugar de 98), indio a 113 (en lugar de 75.6)»

Dmitry Ivanovich Mendeleyev fue un químico ruso, descubrió la ley periódica de los elementos químicos (1869), una de las leyes básicas de las ciencias naturales.

Dejó ~500 obras, entre las cuales « Los fundamentos de la química» fue la primera presentación armoniosa de la química inorgánica. Puso los cimientos de la teoría de las soluciones, propuso un método industrial de separación fraccionada del petróleo, inventó una forma de pólvora sin humo y promovió el uso de fertilizantes minerales. Fue el promotor de la creación de la Sociedad Química Rusa. Fue el organizador y el primer director de la cámara de pesos y medidas

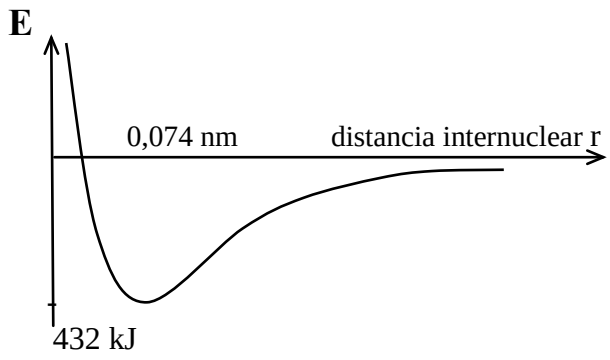
Enlace químico

El enlace químico es la interacción de los electrones de los átomos, que conduce a la formación de un sistema poliatómico estable



Los electrones de valencia se vuelven comunes, la densidad de electrones entre los átomos que interactúan aumenta

La energía de interacción de dos átomos de H



Regla del octeto:
Al formarse un enlace químico los átomos de los períodos 1-3 tienden a crear una capa de electrones estable (como en un gas noble): de 8 electrones (octeto) o de 2 electrtones (dueto)

Tipos de enlaces químicos

covalente	iónico	metálico	puente de hidrógeno	intermolecular

Valencia: la cantidad de enlaces que un átomo de un elemento dado forma con otros átomos en una sustancia simple o compuesta *(no puede ser un número fraccionario, no tiene signo, no es el grado de oxidación.*
Un átomo puede formar n+m enlaces, donde n es el número de electrones no apareados, m es el número de pares electrónicos no compartidos)

Los electrones de valencia son electrones de nivel externo (en los elementos ***s*** y ***p***) o electrones de los niveles exterior y pre externo (para los elementos ***d*** y ***f***)

El estado o número de oxidación (n.o.) es la carga condicional de un átomo en una molécula (unidad de fórmula) de una sustancia, que tendría ese átomo, si diera o recibiera uno o más electrones

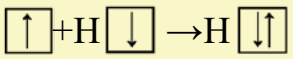
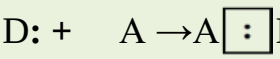
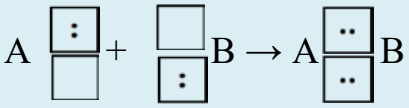
Enlace covalente

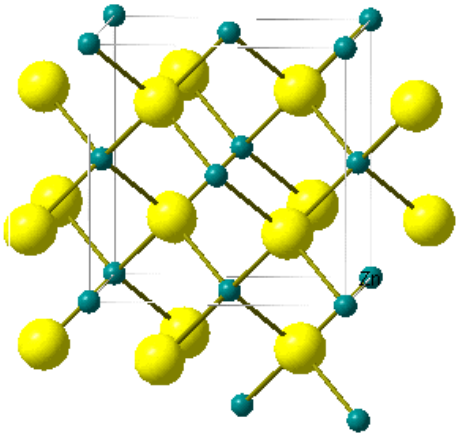
El enlace covalente es un enlace de átomos que utiliza pares de electrones comunes

(es un enlace localizado, con dos centros con ΔEN ~ 0 ÷ 2,0)

Representación del enlace covalente

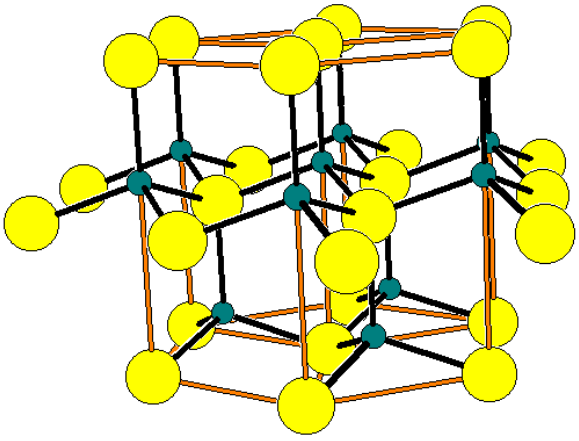
Usando **puntos** colocados en el símbolo del elemento químico	Utilizando **celdas** cuánticas	Mediante un **guión**, que simboliza un par de electrones
$H^{\bullet} + {\bullet}H \rightarrow H : H$		H ─ H

Mecanismo de formación del enlace	
de intercambio	el par de electrones se forma de los electrones de dos átomos:  H−H o H_2
tipo donor - aceptor	un par de electrones no compartido del átomo D (donor) pasa al OA vacante del átomo A (aceptor):  o AD
dativo (para los elementos ***d***)	cada átomo realiza simultáneamente las funciones de donor y aceptor: 



ZnS – esfalerita

S

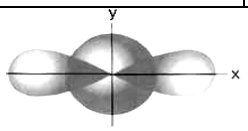
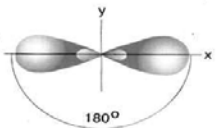
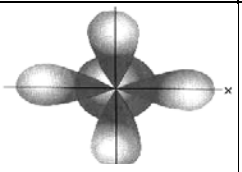
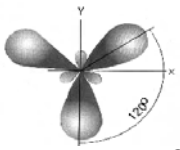
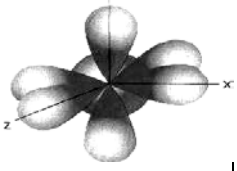
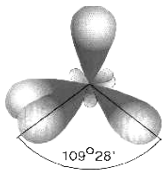


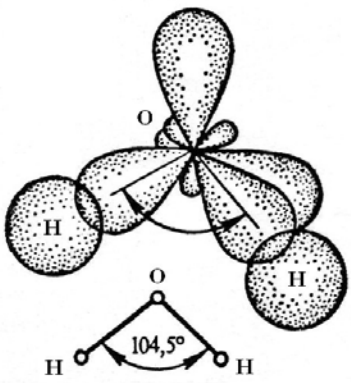
ZnS – wurtzita

Hibridación

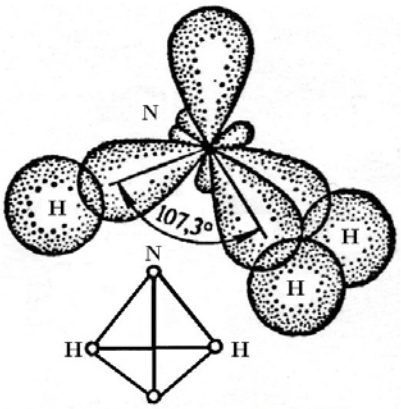
La hibridación es la mezcla (como promedio) de la energía de diferentes orbitales atómicos (OA) del átomo. Como resultado, aparecen nuevas formas y energías de OA híbridos (el número de OA híbridos es igual al número de OA iniciales)

Tipos más comunes de hibridación.

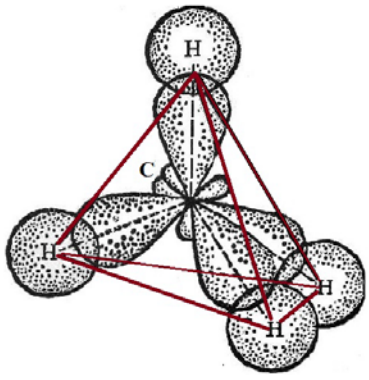
OA inicial	Tipo de hibridación	Ángulo de valencia	Distribución de los átomos	Ejemplos
 orbitales $s+p_x$	**sp**  dos orbitales *sp*	180˚	Lineal	$BeCl_2$
 Orbitals $s+p_x+p_y$	**sp^2-**  Tres orbitales sp^2	120˚	Triángulo plano	BCl_3
 orbitales $s+p_x+p_y+p_z$	**sp^3-**  Cuatro orbitales sp^3	109˚28'	Tetraedro	CH_4, CCl_4



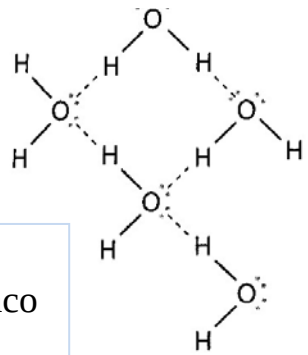
agua H_2O

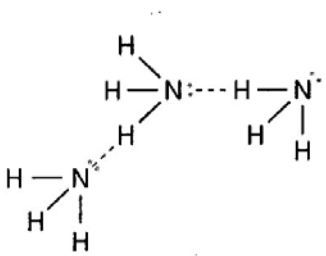


H amoniaco NH_3



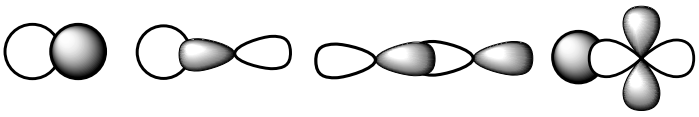
metano CH_4





Enlaces tipo puente de hidrógeno en agua y amoniaco

Características del enlace covalente

<table>
<tr><td>Polaridad</td><td colspan="2">Al formarse un enlace entre átomos con diferentes valores de electronegatividad (EN) los pares de electrones compartidos se desplazan hacia el átomo que tiene mayor valor de EN.
El enlace covalente apolar es un enlace sin desplazamiento del par electrónico ($\Delta EN \approx 0$). El enlace covalente polar es un enlace con desplazamiento del par electrónico ($0 < \Delta EN < 2{,}0$)</td></tr>
<tr><td>Tipo de superposición</td><td>enlace σ
existe una región de superposición de las nubes electrónicas:
 
s–s s–p p–p s–d</td><td>enlace π
existen dos regiones de superposición de las nubes electrónicas:

p–p p–d</td></tr>
<tr><td>Multiplicidad</td><td colspan="2">Es el número de pares electrónicos compartidos de dos átomos enlazados:
un par de lectrones compartidos: enlace simple (siempre σ) – H–H
dos pares de electrones compartidos: enlace doble (uno σ, otro π) – C=O
tres pares de electrones compartidos: enlace triple (uno σ y dos π) – N≡N</td></tr>
<tr><td>Longitud</td><td colspan="2">Se trata de la distancia entre los núcleos de los átomos del enlace químico.
Se mide en nanómetros (nm), 1 nm=10^{-9} m, en angstrom (Å) 1 Å=10^{-10} m.
Es una característica indirecta de la fortaleza del enlace.
Por ejemplo, longitud de enlace (nm): H–H (en el H_2) 0,074,
C–C (en el etano) 0,154, C=C (en el etileno) 0,134,
C≡C (en el acetileno) 0,120</td></tr>
<tr><td>Energía</td><td colspan="2">Es igual al trabajo que se necesita para romper el enlace.
Por ejemplo, $E_{enlace.}$ (kJ/mol):
C–C (en el etano) 348, C=C (en el etileno) 635, C≡C (en el acetileno) 830</td></tr>
<tr><td>Dirección</td><td colspan="2">La disposición respectiva de los átomos está asociada con ciertas características de interacción de los orbitales (OA) y los ángulos de valencia (ángulo entre las direcciones de los enlaces químicos vecinos)</td></tr>
<tr><td>Saturación</td><td colspan="2">El número de enlaces covalentes que puede formar un átomo es limitado, su número está determinado por el número de electrones de valencia y por el número de todos los orbitales de los átomos.
Por ejemplo: existe la molécula de H_2, pero no la molécula de H_3;
existe la molécula de CH_4, pero no la molécula de CH_5;
existe el ión $[PtCl_6]^{2-}$, pero no el ión $[PtCl_{10}]^{6-}$</td></tr>
</table>

La polaridad del enlace se detemina **cuantitativamente** por el momento dipolo $\boldsymbol{\mu}$ que es el producto de la longitud del dipolo l (distancia entre dos cargas de igual valor y opuestas en signos $+q$ и $-q$) multiplicada por el valor absoluto de la carga q: $\mu = l \times q$. El momento dipolo es una magnitud vectorial. Existen momentos dipolo de los enlaces y de las moléculas

Momentos dipolo de algunas moléculas ($\mu \cdot 10^{30}$ C.m)

HF	6,4	NH_3	4,9	H_2O	6,1
HCl	3,5	PH_3	1,8	SO_2	5,4
HBr	2,6	CO	0,4	C_6H_5Cl	5,5
HI	1,3	CO_2	0	CCl_4	0

Enlace iónico

El enlace iónico es un enlace químico que ocurre como resultado de la atracción electrostática de los iones

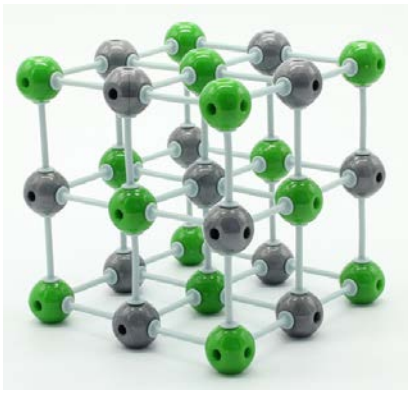
De hecho, este es un caso límite de un enlace covalente polar, ΔEN >~2,0

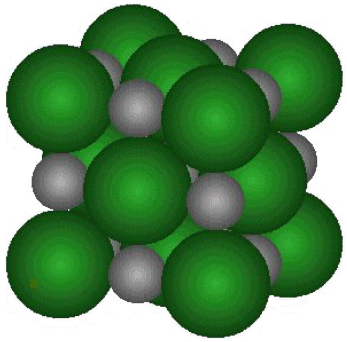
Mecanismo de formación del enlace
$K^+ + A^- \rightarrow KA$ Atracción electrostática entre un catión y un anión de los átomos con una gran diferencia en los valores de electronegatividad relativos, ΔEN > 2,0

CARACTERÍSTICAS

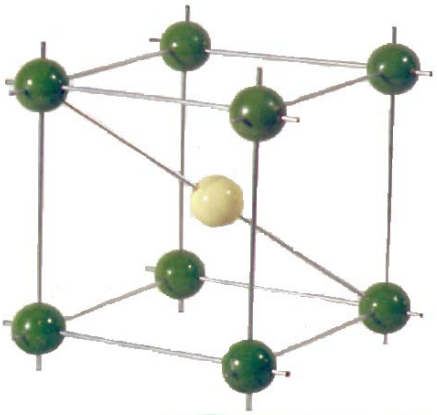
Enlace no direccional (no hay ángulos de valencia característicos)
No hay saturación del enlace (el número de enlaces no es fijo ni está limitado)
Polarización extrema, interacción electrostática
No es aplicable el concepto de valencia (covalencia)
La sustancia no existe en forma de estructuras moleculares
La longitud del enlace y los radios iónicos tienen valores determinados

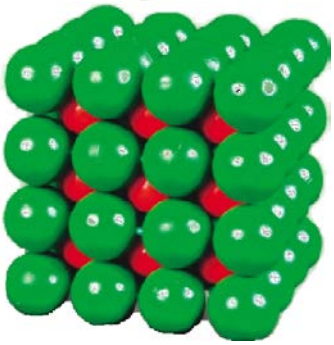
NaCl





CsCl





Ejemplo: $_{11}\mathbf{Na}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 - 1\bar{e} \rightarrow \mathbf{Na^+}$ $\quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

$_{9}\mathbf{F}$ $1s^2 2s^2 2p^5 + 1\bar{e} \rightarrow \mathbf{F^-}$ $\quad 1s^2 2s^2 2p^6$ $\quad Na^+ + F^- \rightarrow NaF$

Los compuestos con enlaces iónicos tienen altas temperaturas de fusión

Diferencia EN	0,2	0,4	0,6	0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	2,0	2,2	2,4	2,6	2,8	3,0
Carácter iónico (%)	1	4	9	15	22	30	39	47	55	63	70	76	82	86	89

En realidad, no hay enlaces 100% iónicos, por lo que se dice grado o carácter iónico del enlace.
Predominantemente iónicos *son los enlaces de metales alcalinos y alcalinotérreos con oxígeno y halógenos. Los enlaces entre otros elementos son* ***predominantemente covalentes***

Enlace metálico

El enlace **metálico** es un enlace que se forma como resultado de las interacciones de electrones libres comunes con iones metálicos

Mecanismo de formación del enlace
Los electrones de valencia se mueven libremente del OA de un átomo a otro, de átomo a átomo (debido al pequeño número de electrones de valencia, bajos valores de energías de ionización y un gran número de OA vacantes). El conjunto de electrones de valencia socializados forma un «gas de electrones» que se mueve a través de todo el volumen de la sustancia e interactúa con el esqueleto de los cationes metálicos

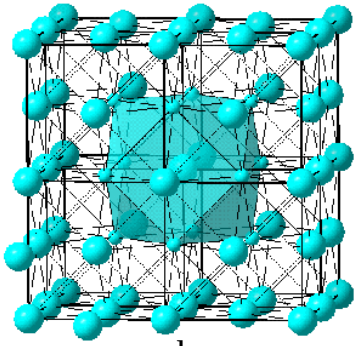
CARACTERÍSTICAS

Los electrones libres comunes forman un «gas de electrones»
El enlace es adireccional, enlace delocalizado
El enlace es no saturado
La sustancia presenta estructura atómica, los átomos forman un empaquetamiento denso, cada átomo está rodeado por entre 8 a 12 átomos vecinos
El enlace metálico se encuentra en estados sólido y líquido

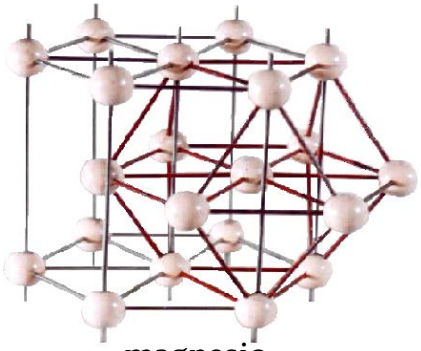
Características de las propiedades de los metales, condicionadas por el enlace metálico:

- □ alta conductividad térmica
- □ buena conductividad eléctrica
- □ capacidad de reflejar la radiación electromagnética.
- □ plasticidad
- □ brillo metálico
- □ las estructuras cristalinas de los metales se caracterizan por un empaquetamiento denso de los átomos y altos números de coordinación (8 para α-Fe y 12 para Cu y Mg)

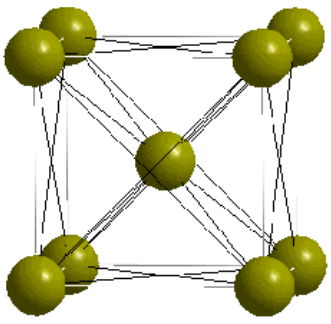
Principales tipos de estructuras de los metales
(Se presentan poliedros de coordinación de átomos)



cobre



magnesio



α-hierro

Enlace (puente) de hidrógeno
(interacciones específicas)

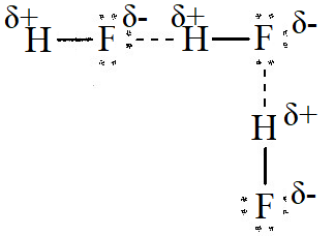
Un enlace de hidrógeno es un enlace entre un átomo de hidrógeno que está unido por un enlace covalente a un átomo de un elemento altamente electronegativo E_1 y un átomo de otro elemento altamente electronegativo E_2.
Los elementos E_1 y E_2 pueden ser iguales o diferentes.
(se designa como: $\boldsymbol{E_1 - H \ldots E_2}$*)*

Tipos de enlaces de hidrógeno:

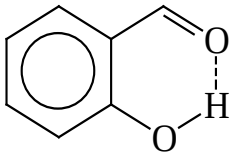
Intermolecular
(E_1 y E_2 perteneceen a moléculas diferentes)

Intramolecular
(E_1 u E_2 pertenecen a la misma molécula)

Ejemplo:



enlace F-H…F



enlace O-H…O

Mecanismo de formación del enlace
Donor-aceptor: el átomo de H es aceptor y el del elemento E_2 el donor
Interacción dipolo-dipolo: $E_1(\delta-)-H(\delta+)\ldots E_2(\delta-)-H(\delta+)$

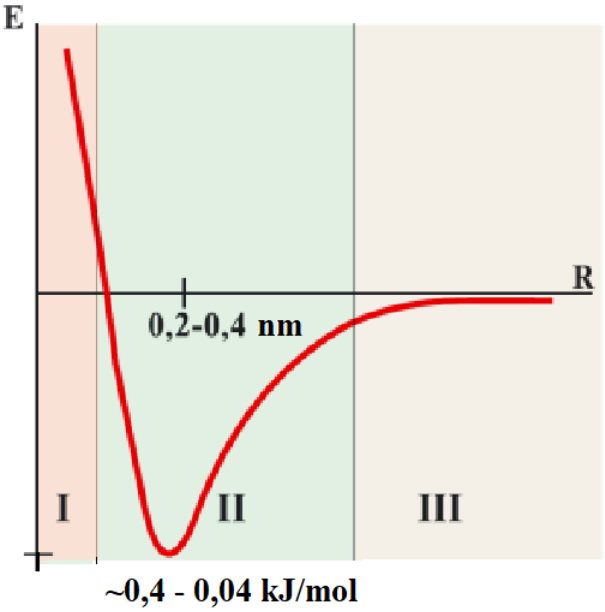
Particularidades

La energía de enlace es de 4 a 60 kJ / mol, o sea, 15-20 veces más débil que un enlace covalente
Longitud del enlace 0,228 - 0,350 nm
Dirección del enlace (ángulo $E_1 - H \ldots E_2$ cercano a 180°)
Saturación del enlace
Polarización del enlace (el par de electrones compartidos se desplaza fuertemente hacia el átomo E_2)
Ocurre cuando un átomo de hidrógeno resulta ser un eslabón enlazante entre dos átomos electronegativos

El enlace de hidrógeno influye sobre las propiedades de las sustancias, ya que se requiere energía adicional para romper el enlace de hidrógeno

Interacciones intermoleculares

Las interacciones intermoleculares son interacciones electromagnéticas de electrones y núcleos de una unidad estructural con electrones y núcleos de otra. *(dependen de la distancia R entre las moléculas y su orientación mutua Ω)*



Las interacciones intermoleculares se describen mediante la energía potencial (por el potencial) E (R, Ω)

I – repulsión, condicionada por la interacción de las capas superpuestas de los electrones de los átomos;

II – «Mínimo de Van der Waals», del balance de las fuerzas de atracción y repulsión; posición: R ~ 0,2–0,4 nm, profundidad: 0,4–0,04 kJ/mol;

III – fuerzas de atracción de largo alcance, «de van der waals»

Interacción de van der waals

Fuerzas atractivas de largo alcance, cuya energía $E_{v\text{-}d\text{-}w} = E_{or} + E_{ind} + E_{disp}$

También existen interacciones de resonancia, $E_{res} \sim R^{-3}$

E_{or}	E_{ind}	E_{disp}
de orientación	de inducción	de dispersión
Interacción electrostática entre los momentos multipolares constantes de las moléculas (dipolo, cuadrupolo ...). Para las moléculas **polares** la interacción determinante es dipolo-dipolo, para las moléculas **apolares** es cuadrupolo-cuadrupolo	La interacción del momento multipolo constante de una molécula con el momento dipolar inducido por ella en otra molécula	Está determinada por las fluctuaciones cuántico-mecánicas de la densidad electrónica y por la interacción de los momentos dipolares instantáneos de esas fluctuaciones de carga
Expresiones para las moléculas polares A y B: μ_A, μ_B - momentos dipolares, k – constante de Boltzmann, T – temperatura		$E_{disp} = -C/R^6$, donde $C \sim \alpha_B \alpha_A \cdot (I_A I_B) / I_A + I_B$, I_A, I_B – potenciales de ionización de las moleculas
$E_{or} = -\frac{2}{3} kT(\mu_A^2 \mu_B^2)/R^6$	$E_{ind} = -(\mu_A^2 \alpha_B + \mu_B^2 \alpha_A)/R^6$, α_B, α_A – polarizabilidad de las moléculas	

Las interacciones intermoleculares condicionan la existencia de cuerpos líquidos y sólidos y la formación y estabilidad de estructuras complejas (por ejemplo, ADN y ARN)

TERMODINÁMICA QUÍMICA

La termodinámica química es la parte de la química que estudia la conversión de la energía durante las reacciones químicas

El sistema termodinámico es una parte del mundo material.
El medio ambiente es todo lo que se encuentra fuera de los límites del sistema termodinámico
Propiedades del sistema dependen de la temperatura, presión, concentración
Sistema aislado es un sistema que no realiza intercambio con el medio ambiente
Parámetros termodinámicos del sistema son las magnitudes que caracterizan las propiedades del sistema (energía interna U, entalpía H, entropía S, Energía de Gibbs G)
Funciones de estado del sistema son **c**aracterísticas, cuyos valores dependen solo de la diferencia entre los estados final e inicial

Energía interna del sistema U

U − La suma de la energía del movimiento y la interacción de las moléculas, la energía de los enlaces en una molécula, la energía del movimiento y la interacción de los electrones y los núcleos

La primera ley de la termodinámica es la ley de conservación de la energía**:**

$$Q_P = \Delta U + P \cdot \Delta V,$$

Q_P – cantidad de calor a presión constante,
ΔU – variación de la energia interna,
$P \cdot \Delta V$ – trabajo

La primera ley de la termodinámica: el calor que se le comunica al sistema se utiliza para modificar su energía interna y en la realización de su trabajo contra las fuerzas externas*:* $\Delta U = Q + A$

Entalpía del sistema ΔH

ΔH Es el efecto térmico del sistema a presión constante

Efecto térmico de la reacción (Q, J) es la cantidad de calor que es liberado o absorbido como resultado de la reacción.

$$\Delta H = -Q_P,$$

Q_P Es el efecto térmico de la reacción a presión constante

La entalpía H está relacionada con la energía interna U:

$$H = U + PV,$$

V es el volumen del sistema

Proceso exotérmico, $\Delta H < 0$ se libera calor
Proceso endotérmico, $\Delta H > 0$ se absorbe calor

Los valores de entalpía de la reacción se refieren a las condiciones estándar: T = 298 K, P = 101,325 kPa

Entropía S

S Es una función termodinámica de estado, que da una medida del no orden (desorden) de un sistema

La segunda ley de la termodinámica:
En los sistemas aislados, la entropía de un proceso espontáneo aumenta, $\Delta S > 0$

Ecuación de Boltzmann Es la probabilidad termodinámica del estado (de desorden) del sistema W:

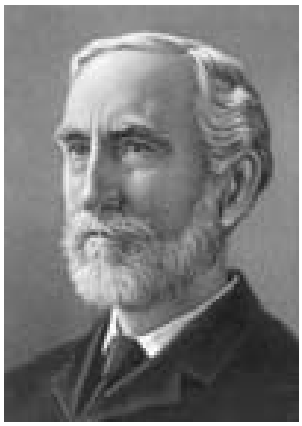
$$S = k \cdot lnW \ (J \cdot mol^{-1} K^{-1}),$$

$k=R/N_A$; R – constante universal de los gases, N_A – número de Avogadro

W Es el número de formas de organizar un número dado de partículas en el espacio (por ejemplo, en una red cristalina).
A T = 0 para cualquier sustancia W = 1, y, por lo tanto, S = 0

Para las reacciones químicas, la variación en la entropía ΔS es igual al cambio en la entalpía:
ΔS^0 de la reacción = ΔS^0 de los productos − ΔS^0 de las sustancias iniciales

Energía de Gibbs G



J.W. Gibbs
(1839-1903)

G (kJ) Es una magnitud termodinámica de estado, es la diferencia entre la entalpía y el producto de la temperatura por la entropía del sistema:

G Es la parte de la entalpía del sistema que puede ser convertida en trabajo

La variación de la energía de Gibbs, ΔG es la diferencia entre la energía de Gibbs de los estados final e inicial del sistema

$\Delta G = G_2 - G_1 = (H_2 - TS_2) - (H_1 - TS_1)$

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔG en principio evalúa la posibilidad de la ocurrencia espontánea de una reacción química:

$\Delta G > 0$ la reacción no puede proceder de manera espontánea, solo con la condición que se realice trabajo sobre el sistema

$\Delta G < 0$ la reacción espontánea es posible, el propio sistema hará el trabajo

$\Delta G = 0$, el sistema está en equilibrio químico, en estado de proceso reversible

TERMOQUÍMICA

La termoquímica es la parte de la termodinámica que estudia el cambio en la entalpía en las reacciones químicas

Una ecuación termoquímica es una ecuación de una reacción química que incluye la **magnitud** y el **signo** del efecto térmico

Las 2 formas de escritura de los cambios térmicos de las reacciones corresponden a diferentes reglas de los signos

Regla termoquímica:
calor liberado con signo «+»,
calor absorbido con signo «–»

Regla termodinámica:
calor liberado con signo «–»,
calor absorbido con signo «+»

Primera ley de la termoquímica: ley de Lavoisier – Laplace

El cambio en la entalpía durante la descomposición de una sustancia compuesta en sustancias simples es igual al cambio en la entalpía (con el signo opuesto) durante la formación de esta sustancia compuesta a partir de sustancias simples

Ejemplo: $2HI_{(g)} = H_{2(g)} + I_{2(g)}$ $\Delta H = -104$ kJ
$H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2HI_{(g)}$ $\Delta H = +104$ kJ

Calor de formación de un compuesto es la cantidad de calor liberado o absorbido durante la formación de 1 mol del compuesto a partir de sustancias simples

Calor de descomposicion de un compuesto es la cantidad de calor liberado o absorbido en la descomposición de 1 mol de compuesto en sustancias simples

Ejemplo. Al quemar carbón según la reacción $C_s+O_{2\,g} = CO_2$ se liberaron 197,7 kJ de calor y se obtuvieron 22 g de CO_2. Calcule el calor de formación del CO_2
La masa de 1 mol de CO_2 es 44 g, 22 g es 0,5 mol.
Calor de formación del CO_2: $\Delta H = -197,7 / 0,5 = -395,4$ kJ/mol

Segunda ley de la termoquímica – la ley de Hess (1847)

Germain Iványovich Hess (1802-1850)

Efecto térmico de una reacción química depende solo de la naturaleza y el estado de las sustancias iniciales y finales y no depende de la ruta del proceso, ni del número y la naturaleza de las etapas intermedias

consecuencia

El efecto térmico de una reacción química es igual a la diferencia entre la suma de los calores de formación de los productos de reacción y la suma de los calores de formación de las sustancias iniciales $Q = \Sigma nQ\ (prod) - \Sigma nQ\ (inic)$, o
$\Delta H = \Sigma\, n\Delta H\ (prod) - \Sigma\, n\Delta H\ (inic)$

Leyenda:
$\Delta H_{form,298}$ (298 – temperatura estándar) o ΔH_{form}, o ΔH_f, o ΔH

La ley de Hess permite calcular el calor de las reacciones químicas que no pueden determinarse experimentalmente

Ejemplo:
La quema de carbón puede proceder por la reacción:
$C_s+O_{2g} = CO_2$, $\Delta H = -395,4$ kJ, o en dos estadíos:
$C_s + 0,5O_{2g} = CO_g$; $\Delta H_1 = -110,7$ kJ
$CO_g + 0,5O_{2\,g} = CO_{2g}$ $\Delta H_2 = -284,7$ kJ.
Por la ley de Hess $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$; $-395,4$ kJ $= -110,7$ kJ $-284,7$ kJ

CINÉTICA QUÍMICA

Es la ciencia sobre la velocidad de las reacciones químicas y el equilibrio químico

Sistema en química – sustancia (o conjunto de sustancias), encerrada en un volumen limitado

Sistema homogéneo
sistema monofásico

Sistema heterogéneo
sistema de varias fases

Fase es una parte del sistema delimitada por una superficie de separación

Velocidad de una reacción química es el número de actos elementales de una reacción química que se producen por unidad de tiempo por unidad de volumen (en sistemas homogéneos) o por unidad de interfaz (en sistemas heterogéneos)

Se determina por la cantidad de sustancia reaccionada por unidad de tiempo por unidad de volumen:

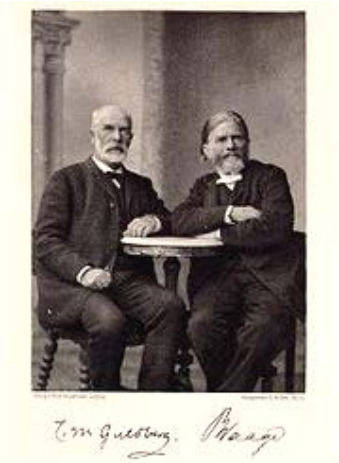
$$V = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta C}{\Delta t},$$

C es la concentración de sustancia (mol/l), t es el tiempo

Sobre la velocidad de una reacción química influyen:
La naturaleza de los sustancias reaccionantes
La concentraciones de los reaccionantes
La temperatura (energía de activación de las moléculas)
La superficie de contacto de los reaccionantes.
(para los sistemas heterogéneos).
Presencia de un catalizador o un inhibidor.
Irradiación (exposición a rayos α, β, γ)

El factor concentración

La velocidad de una reacción química a temperatura constante es proporcional al producto de las concentraciones de las sustancias reaccionantes.
Esta ley es válida para sistemas homogéneos gaseosos y líquidos, pero no se aplica a reacciones con sustancias sólidas



C. M. Guldberg (1836-1902)
y I. P. Waage (1833-1900)

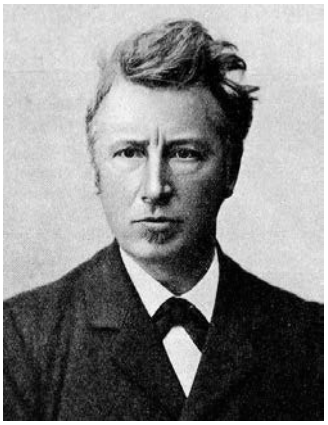
Ley de acción de masas
(Guldberg y Waage, 1864)
Para la ecuación de la reacción: A + B → **C**
$\boldsymbol{v = kC_A \cdot C_B}$,
donde k es la *constante de velocidad* de la reacción
$v = k$ para $C_A = C_B = 1$ mol/l
(k depende de la naturaleza de los reaccionantes y de la temperatura, pero no depende de la concentración)

El factor temperatura

Regla de Van't Hoff
Cada 10 ° C de aumento de la temperatura, la velocidad de la mayoría de las reacciones aumenta de 2 a 4 veces:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

γ es el coeficiente de temperatura de la reacción y muestra cuántas veces aumentó la *constante de velocidad de la reacción* al aumentar 10°C la temperatura



Jacobus Henricus vant't Hoff
(1852-1911)

Por ejemplo, si $\gamma = 2{,}9$, luego, a medida que la temperatura aumenta en 100° la velocidad de reacción aumenta $2{,}9^{10}$ veces

Ecuación de Arrhenius
Dependencia entre la constante de la velocidad de la reacción y la temperatura:
$k = A \cdot e^{-Ea/RT}$ o $lg\ k = lg\ A - E_a/2{,}303\ RT$,
k – constante de velocidad; **A** – constante de Arrhenius
$\boldsymbol{E_a}$ – energía de activación es la energía que debe ser transmitida a las moléculas (partículas) de los reaccionantes para convertirlos en activos
R – constante universal de los gases
T – temperatura

El factor catalizador

Catalizador
Es una sustancia que cambia la velocidad de una reacción química, pero permanece inalterada después del final de la reacción

Mecanismo de acción de los catalizadores
Cambian la energía de activación de la reacción debido a la formación de compuestos intermedios.
Por ejemplo, para la reacción $A + B \rightarrow AB$:

$A + K \rightarrow AK$,
$AK + B \rightarrow AB + K$

Catálisis
Es el cambio de la velocidad de una reacción química en presencia de un catalizador
Catálisis **positiva** es una catálisis, en la que la velocidad de reacción química aumenta:

$N_2 + 3H_2 \xrightarrow{Fe} 2NH_3$ aceleración

Catálisis **negativa** es una catálisis, en la que la velocidad de reacción química disminuye.

$2Na_2SO_3 + O_2 \xrightarrow{H_2SO_4} 2Na_2SO_4$ desaceleración

Promotor es una sustancia que aumenta la actividad del catalizador

Inhibidor es una sustancia que retarda la reacción

Catálisis homogénea
Los reactivos y catalizadores están en una misma fase:

$2SO_2\,(g) + O_2(g) \xrightarrow{NO_2\ g} 2SO_3\,(g)$

Catálisis heterogénea
Los reactivos y catalizadores están en fases diferentes:

$2SO_2\,(g) + O_2(g) \xrightarrow{V_2O_5\ s} 2SO_3\,(g)$

Los catalizadores en sistemas biológicos (por ejemplo, en la digestión) se llaman **encimas**. En el organismo humano, hay aproximadamente 30,000 enzimas diferentes (amilasa - en saliva, pepsina - en el estómago). Alrededor de ¾ de todas las industrias se basan en el uso de catalizadores

Ionización e irradiación

Las reacciones químicas pueden involucrar electrones, neutrones, partículas α, iones cargados positiva y negativamente, cuantos de energía luminosa, rayos x. Las reacciones químicas que ocurren bajo la influencia de la luz, se llaman fotoquímicas y bajo la influencia de una gran energía se llaman radiólisis

EQUILIBRIO QUÍMICO

REACCIONES REVERSIBLES

Son reacciones químicas que ocurren bajo las mismas condiciones tanto en dirección directa como en sentido inverso:

$$\frac{3}{2}\,H_2 + \frac{1}{2}\,N_2 \underset{\text{inversa}}{\overset{\text{directa}}{\rightleftharpoons}} NH_3$$

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2\,HI$$

reacción directa (t<350°): $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI(80\%) + H_2(10\%) + I_2(10\%)$

reacción inversa (t>350°) $2HI \rightarrow H_2 + I_2$

REACCIONES IRREVERSIBLES

Son reacciones químicas que van prácticamente hasta el final en una sola dirección:

- con formación de precipitado:

  $AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$;
- con formación de sustancias gaseosas:

  $Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow CO_2\uparrow + 2NaCl + H_2O$

  $2KClO_3 \xrightarrow{P,t^\circ,catalizator} 2KCl + 3O_2\uparrow$;
- con la formación de compuestos poco disociados:

  $NaOH + HCl \rightarrow H_2O + NaCl$;
- con la formación de compuestos complejos:

  $CuSO_4 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]SO_4$;
- con liberación de una gran cantidad de energía:

  $Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO \quad \Delta H = -602{,}5$ kJ/mol

Equilibrio químico

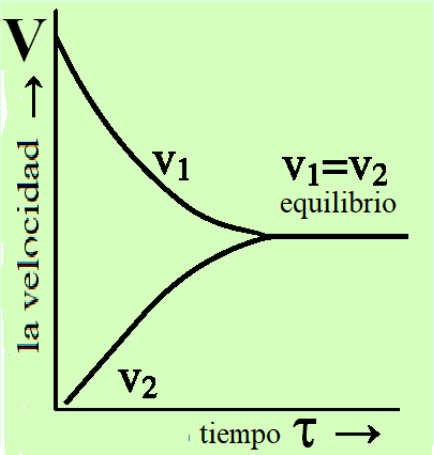
Estado del sistema en el que la velocidad de la reacción directa $\mathbf{v_1}$ es igual a la velocidad de la reacción inversa $\boldsymbol{v_2}$:

$$\mathbf{mA + nB} \underset{\text{inversa}}{\overset{\text{directa}}{\rightleftharpoons}} \mathbf{pC + qD}$$

$$\boldsymbol{v_1 = v_2}$$

$v_1 = k_1[A]^m\,[B]^n$

$v_2 = k_2[C]^p\,[D]^q$



Constante de equilibrio $K = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^m \cdot [B]^n}$

$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ - concentraciones en el equilibrio (mol/l)

Después de un tiempo t, los productos de reacción se forman exactamente a la misma velocidad a la que reaccionan, produciendo los reactivos iniciales. Dado que las velocidados de las reacciones directa e inversa son iguales, se dice que el sistema está en equilibrio ***dinámico***

Constante de equilibrio K depende de la temperatura y la naturaleza de las sustancias que reaccionan, pero no depende de la concentración Mientras mayor sea ***K***, el equilibrio se *desplaza* más hacia la formación de los productos de la reacción directa

Los coeficientes *m, n, p, q* en las expresioens de *v* y *K* no siempre son iguales a los coeficientes en la ecuación de la reacción. Su valor depende de la molecularidad de la reacción.

La molecularidad de la reacción

es el número de partículas involucradas en la reacción elemental. Reacciones monomoleculares son las reacciones de descomposición e isomerización del tipo:

$$A \rightarrow B + \ldots,$$

participa sólo una molécula

Reacciones bimoleculares son del tipo:

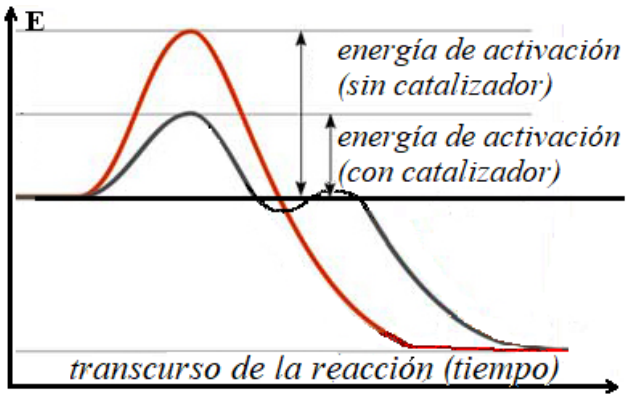
$$A + B \rightarrow C + \ldots,$$

ocurre el choque de dos moléculas

Reacciones trimoleculares son del tipo:

$$2A + B \rightarrow D, \quad A + B + C \rightarrow \ldots,$$

ocurre el choque de tres moléculas

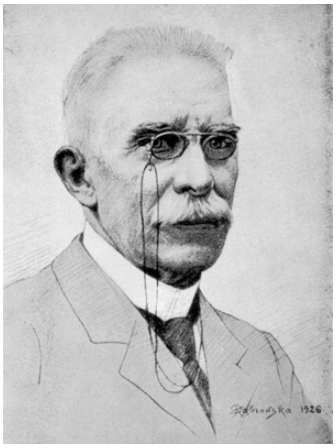


La baja velocidad de muchas reacciones se debe a la gran barrera de energía que las moléculas deben superar antes de entrar en reacción. El catalizador reduce la energía de activación y lleva la reacción por un camino diferente. Si todos los estados de transición se caracterizan por una energía de activación menor, en comparación con la reacción en ausencia de un catalizador, entonces la reacción alternativa se desarrolla a una velocidad mayor, a pesar de la formación de una gran cantidad de productos intermedios

CAMBIOS (desplazamiento) DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Principio de Le Chatelier

(1884)



Hendry Louis Le Chatelier
(1850-1936)

Una influencia externa en un sistema que está en un estado de equilibrio conduce a un cambio de este equilibrio en la dirección en que se debilita el efecto producido por esa influencia externa

Desplazamiento del equilibrio por una influencia externa:

▪ un aumento de la presión desplaza el equilibrio en la dirección de la reacción que lleva a la disminución del volumen (para los gases);
▪ el aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la reacción endotérmica ($\Delta H > 0$);
▪ el aumento de la concentración de las sustancias iniciales y la eliminación de los productos del medio de reacción desplazan el equilibrio en la dirección de la reacción directa;
▪ los catalizadores no afectan la posición de equilibrio.

Ejemplo:

$$2A_{gas} + 3B_{gas} \rightleftarrows C_{gas} + 2D_{gas} - Q \quad (\Delta H > 0)$$

aumento de presión P → reacción directa
disminución de presión P ← reacción inversa
aumento de temperatura t → reacción directa
disminución de temperatura t ← reacción inversa
aumento de la concentración de las sustancias iniciales [A], [B] → reacción directa
aumento de la concentración de los productos de la reacción [C], [D] ← reacción inversa
participación de un catalizador ≠ no influye

SOLUCIONES

Las soluciones son sistemas fisicoquímicos homogéneos que constan de dos o más componentes y de productos de su interacción

El solvente es una sustancia (componente de la solución), cuya fase tiene la solución

Clasificación de las soluciones

De acuerdo con el estado de agregación de la solución

Líquidas
acuosas noacuosas

Sólidas
(aleaciones)

Gaseosas
(mezclas de gases, aire)

Por el estado de agregación del soluto y del solvente:

L – L | L – S | L – G | S – S | S – G | S – L | G– S | G – L | G– G

Según la relación del contenido de la sustancia disuelta:

sobresaturada

Es una solución en la cual, bajo condiciones dadas, hay más sustancia disuelta (soluto) que en una saturada

saturada

Es una solución que está en equilibrio con la sustancia disuelta (soluto)

no saturada

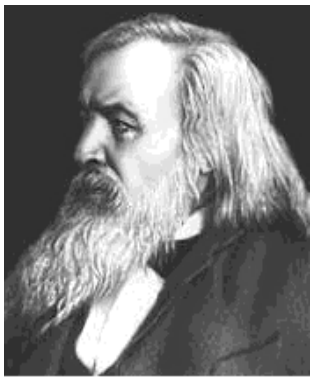
Es una solución en la que en esas condiciones aún puede disolverse más el soluto

Por las cantidades relativas de soluto y solvente:
diluidas concentradas

Solubilidad o coeficiente de solubilidad se le llama a la masa (en gramos) de una sustancia, que forma una solución saturada (a una temperatura dada) en 100 g de solvente

Bases fundamentales de la teoría de hidratos (química) de las soluciones D.I. Mendeleyev (1877)

• La disolución es un proceso físico-químico complejo
• Al disolver una sustancia, se produce una interacción entre el solvente y el soluto debido a enlaces aceptores de donantes, enlaces de hidrógeno, interacciones intermoleculares
• El proceso de disolución está acompañado de un cambio en la entalpía
• Formación de solvatos o hidratos cristalinos ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$)

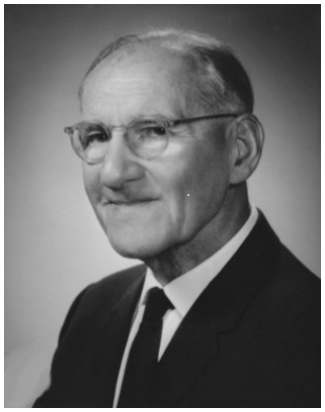


D.I. Mendeleyev (1834-1907)

Fenómenos térmicos durante la disolución:
Al disolver algo, puede absorberse calor (proceso endotérmico,−Q, +ΔH) o liberarse calor (proceso exotérmico, + Q, –ΔH). El efecto térmico total se expresa mediante la ecuación de Fajans:

$$\Delta H = \Delta H_c + \Delta H_r + \Delta H_s, \text{ donde}$$

ΔH_c es el cambio de entalpía con la destrucción de la red cristalina;
ΔH_r es el cambio de entalpía debido a la rotura de enlaces intermoleculares en el solvente;
ΔH_s es el cambio de entalpía durante la solvatación de las partículas que se forman



Kasimir Fajans (1887-1975)

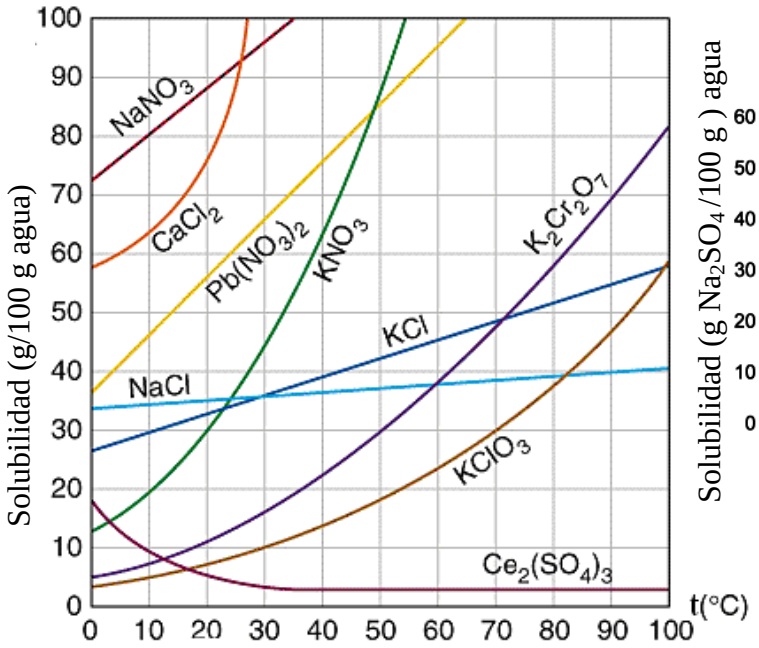
La solubilidad se ve afectada por:
- la naturaleza del solvente y el soluto,
- la temperatura,
- la solubilidad de la mayoría de los sólidos aumenta al aumentar la temperatura,
- las sustancias con un enlace polar se disuelven bien en solventes polares

La Disolución es un proceso fisicoquímico

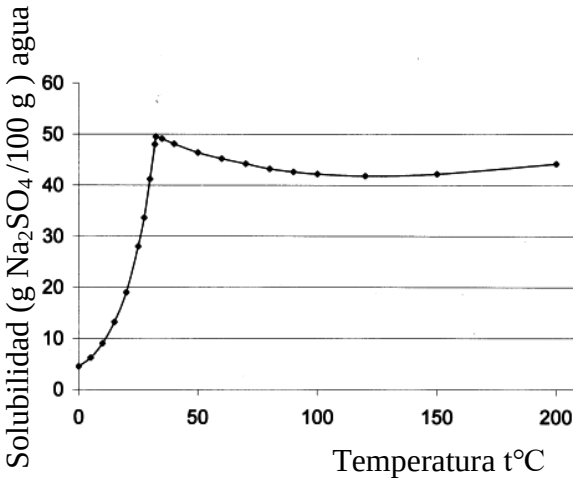
Similitudes de las soluciones con los compuestos químicos reales:
- el efecto térmico de la disolución es endotérmico (se absorbe el calor) o exotérmico (se genera el calor),
- cambio de color,
- cambio de volumen,
- cambio en la conductividad eléctrica,
- cambio en la disociación de equilibrio del agua

Diferencias entre las soluciones y los compuestos químicos verdaderos:
- no obedecen la ley de la constancia de la composición,
- se pueden separar los componentes por medios físicos,
- todos los componentes son detectables en la solución

Solubilidad de los sólidos (g / 100 g de agua)		
Muy solubles	Poco solubles	Prácticamente insolubles
más de 1 g	de 1 a 0,01 g	menos que 0,01 g
▪ Sales de metales alcalinos, nitratos, acetatos; ▪ bases de metales del grupo 1 y $Ba(OH)_2$; ▪ sales ácidas	$CaSO_4$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$	▪ todas las bases, excepto las bases de metales alcalinos y alcalinotérreos; ▪ fosfatos, carbonatos, silicatos, sulfuros; (excepto los metales del grupo 1) ▪ sales básicas



Curvas de solubilidad de algunas sales en agua



Solubilidad del sulfato de sodio en agua

Solubilidad de sustancias líquidas		
Líquidos son prácticamente insolubles uno en otro	Los líquidos se disuelven totalmente uno en otro	Los líquidos se disuelven de forma limitada uno en otro
$H_2O - Hg$ $H_2O - C_6H_6$	$H_2O - C_2H_5OH$ $H_2O - CH_3COOH$	$H_2O - C_2H_5OC_2H_5$ $H_2O - C_6H_5NH_2$

Solubilidad de algunos gases en agua (volumen de gas en l en 100 litros de agua)				
Gas	Temperatura (°C)			
	0	20	40	60
N_2	0,024	0,016	0,012	0,011
O_2	0,049	0,031	0,023	0,019
CO_2	1,713	0,0878	0,53	0,36
Cl_2	4,6	2,3	1,48	1,24
NH_3	1179	720	405	214
HCl	525	440	390	340

La solubilidad de los gases en los líquidos tiende a disminuir a medida que aumenta la temperatura

Ley de Henry

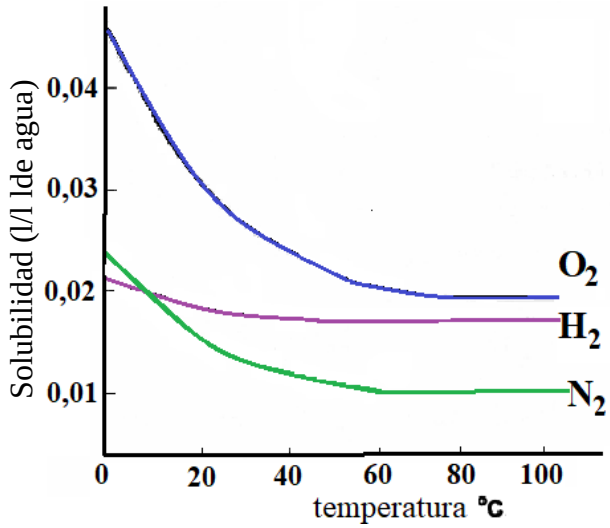
La solubilidad de un gas en un líquido a una temperatura constante es directamente proporcional a la presión por encima del líquido.

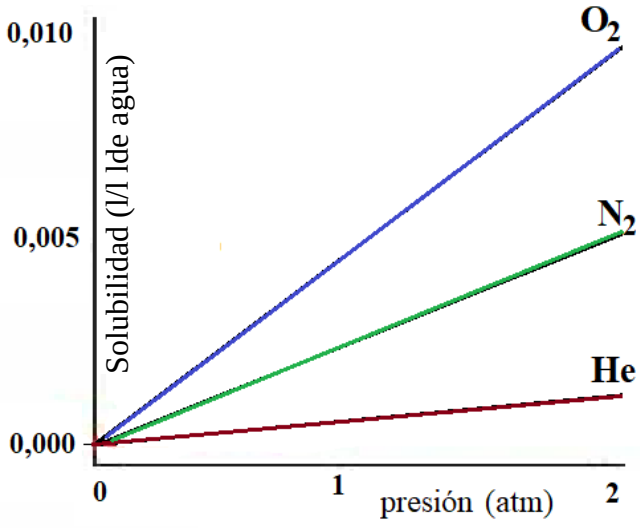
$C = k \cdot P$,

C es la concentracióndel gas, P es la presión

William Henry
(1774-1836)

Solubilidad de algunos gases en agua





Formas de expresar la composición de la solución

PARTES | **CONCENTRACIÓN** | **RELACIÓN O RAZÓN**

PARTES

relación **MÁSICA** $\omega = \frac{m_S}{msolu}$

Relación entre la **masa** del soluto (s) y la **masa** total de la solución

relación **de VOLUMEN** $\varphi = \frac{V_S}{V_{solu}}$

Relación entre el **volumen** de la sustancia (s) disuelta y el **volumen** total de la solución

relación **MOLAR** $\chi = \frac{n_s}{n_{solu}}$

Relación entre la **cantidad de la sustancia** disuelta (s) y el **número total de sustancia** de la solución

magnitud adimensional *(partes o en %)*

Concentración

Es la **relación** número de moléculas (masa, cantidad de sustancia) de la sustancia disuelta respecto al **volumen** de toda la **solución**
dimensión: ***molecula/l, g/l mol/l***

Lo mas importante:

Concentración **molar**:

$$C_M(s) = \frac{n(s)}{V_{solu}}$$

Dimensión: número de moles de la sustancia disuelta (s) en 1 litro de solución. Se expresa en mol / l (o por M)

Concentración **normal** o equivalente:

$$C_H(s) = C_{eq}(s) = \frac{n_{eq}(s)}{Vsolu} \quad , \quad n_{eq}(s) = \frac{m_s\ g}{\mathrm{M}_{eq}(s)\ \mathrm{g}/mol}.$$

Dimensión: número de moles equivalentes de la sustancia disuelta (s) en 1 litro de solución. Se expresa en mol / l (o se denota por N)

RELACIÓN O RAZÓN

Relación (masa, volumen, cantidades de componentes, etc.) respecto al resto de la solución (o a otros componentes)

Unidades adimensionales
Por ejemplo:
Relación de masa de sal respecto a la masa de agua 1:5;
relación de volúmenes de dos líquidos 1:1 etc.;
solubilidad de NaF a 0˚C 4,1 g,
o sea, 4,1 g de NaF en 100 g de agua; 4,1:100 expresado en masa

Fórmulas de cálculo de las diferentes formas de expresar la composición de una solución

$$\omega_s(\%) = \frac{C_M(s) \times M(s)}{\rho(g/ml) \times 10}$$

$$C_M(s) = \frac{\omega(\%) \times \rho(g/ml) \times 10}{Ms}$$

$$C_N(s) = C_{eq}(s) = \frac{\omega(\%) \times \rho(g/ml) \times 10}{Meq(s)}$$

$$C_M(s) = C_N(s) \times f_{eq}$$

$$M_{eq}(s) = M_s \times f_{eq}(s)$$

Significado:

ω_s – fracción de masa de la sustancia ***s***
$C_M(s)$ – concentración molar de la sustancia ***s***
ρ – densidad de la solución
Ms – masa molar de la sustancia ***s***
f_{eq} – factor de equivalencia de la sustancia ***s***
$M_{eq}(s)$ – masa molar del equivalente de la sustancia ***s***

Disociación electrolítica

SUSTANCIAS

electrolitos:
Las soluciones o fundidos conducen la electricidad:
- la mayoría de las sales
- la mayoría de los ácidos inorgánicos
- las bases

no electrolitos:
Las soluciones o fundidos no conducen la electricidad:
- agua
- muchos compuestos orgánicos

La disociación electrolítica es la separación, de las moléculas de diferentes sustancias, en iones mediante las moléculas polares de un disolvente

$$KA \cdot n\,H_2O \rightleftharpoons K^+ \cdot m_1\,H_2O + A^- \cdot m_2\,H_2O,$$
$$HCl \cdot n\,H_2O \rightleftharpoons H^+ \cdot m_1\,H_2O + Cl^- \cdot m_2\,H_2O$$

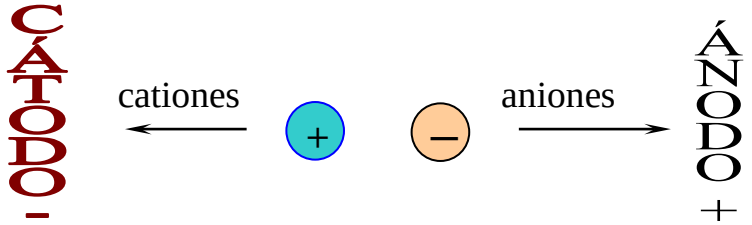
Teoría de la disociación electrolítica Arrhenius 1887

Svante August Arrhenius (1859-1927)

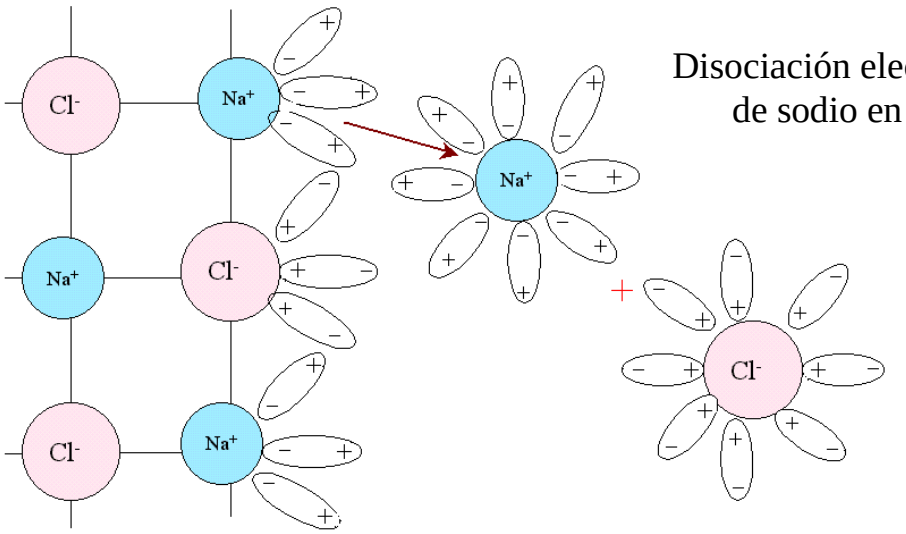
- Cuando se disuelven en agua, los electrolitos se disocian partículas cargadas positivamente (cationes K^+) и negativamente (aniones A^-).
- El número de cargas negativas y positivas de los iones es el mismo.
- Bajo la acción de un campo eléctrico, los cationes se mueven hacia el cátodo y los aniones hacia el ánodo.
- El proceso de disociación electrolítica es un proceso reversible:

$$KA \underset{asociación}{\overset{disociación}{\rightleftharpoons}} K^+ + A^-$$

- El nivel de completamiento de la descomposición depende de la naturaleza del electrolito y del solvente, la concentración y la temperatura

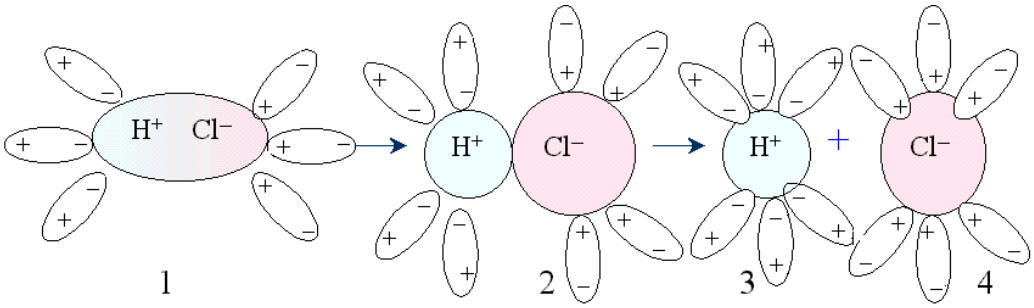


Mecanismo de disociación



Disociación electrolítica del cloruro de sodio en solución acuosa

Disociación electrolítica de una molécula polar en solución acuosa



1 - molécula polar al comienzo de la hidratación,
2 - transición de la estructura polar a la iónica bajo la acción de dipolos de agua (proceso de ionización), 3 - catión hidratado, 4 - anión hidratado

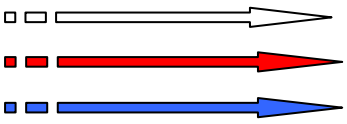
Disociación del agua

$2H_2O \rightleftharpoons [H_3O^+] + OH^-$

En 1 litro de agua a t = 22 °C se disocian 10^{-7}moles de agua, se forman 10^{-7}mol/l de $[H_3O^+]$ (hidronio) y 10^{-7} mol/l de OH^-: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$mol/l

$K = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$ K – es el producto iónico del agua

$[H_3O^+] \begin{cases} = \\ > \\ < \end{cases} 10^{-7}$



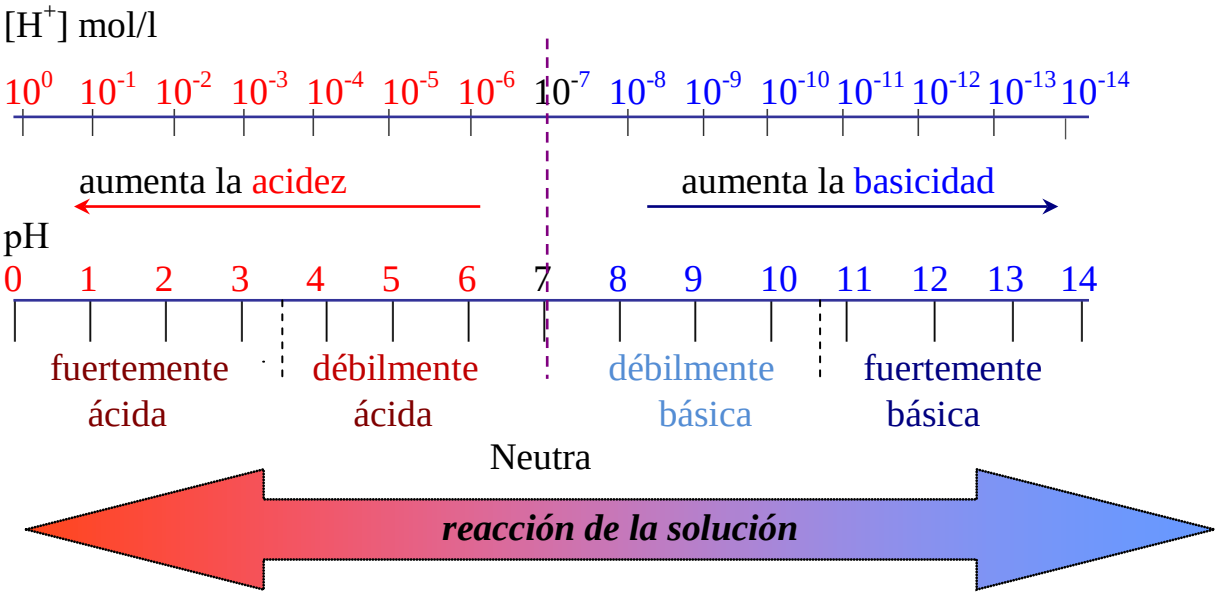
solución neutra
solución ácida
solución básica

Potencial de hidrógeno pH

(más exactamente p[H_3O^+]) Es el logaritmo base 10 de la concentración de cationes de hidrógeno, tomado con el signo opuesto: pH = –lg[H^+]

$[H^+] = 10^{-pH}$

$pH = -\lg[H_3O^+]$ $\quad$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$



Constante de solubilidad de la sal K_s (producto de solubilidad PK)

Para la equación:

$K_mA_n \rightleftharpoons mK^{n+} + nA^{m-}$

$\mathbf{K_s}\ (K_mA_n) = [K^{n+}]^{m-}$

K_s es la constante de solubilidad de la sal que es un valor constante igual al producto de las concentraciones en el equilibrio de los iones de la sal de un electrolito fuerte poco soluble en una solución saturada teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos

INDICADORES son ácidos o bases orgánicas que cambian de color dependiendo de la concentración de iones [H^+]

Indicador	**Color del indicador en diferentes ambientes**		
	Ácido	*Intervalo de cambio*	**Básico**
Metilnaranja	rojo pH < 3,1	naranja 3,1 < pH < 4,4	amarillo pH > 4,4
Rojo de metilo	rojo pH< 4,2	naranja 4,2 < pH < 6,3	amarillo pH > 6,3
Fenolftaleina	incoloro pH< 8,0	frambuesa claro 8,0 < pH < 9,8	frambuesa pH > 9,8
Tornasol	rojo pH< 5	violeta 5 < pH < 8	azul pH > 8

Tabla de solubilidad en agua de las sales y las bases

A temperatura ambiente

	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-	S	S	S	S	S	P	N	P	N	N	N	N	N	N	N	N	-	-	N	N	N
F^-	P	S	S	S	P	N	N	N	P	N	N	N	S	S	S	S	S	-	N	S	S
Cl^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	N	S	P	S	S
Br^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	N	P	P	S	S
I^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	?	S	?	S	S	S	S	N	N	N	P	S
S^{2-}	S	S	S	S	S	-	-	N	-	-	N	-	N	N	N	N	N	N	N	N	N
HS^-	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	N	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	S	S	S	S	N	N	P	N	?	-	N	?	N	N	?	P	N	N	N	?	?
HSO_3^-	?	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	S	S	S	S	N	P	S	N	S	S	S	S	S	S	S	S	P	-	N	S	S
HSO_4^-	S	S	S	S	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	N	?	?
NO_3^-	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S
NO_2^-	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	?	?	S	P	?	?	P	?	?	?	?
PO_4^{3-}	N	S	S	-	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
HPO_4^{2-}	?	S	S	S	N	N	P	N	?	?	N	?	?	?	N	?	?	?	P	N	?
$H_2PO_4^-$	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	S	?	?	?	S	S	S	?	-	?	?
CO_3^{2-}	S	S	S	S	N	N	N	N	?	?	N	?	N	N	N	N	N	?	N	?	N
HCO_3^-	S	S	S	S	S	S	S	S	?	?	S	?	?	?	?	?	?	?	S	?	?
CH_3COO^-	S	S	S	S	S	S	S	S	-	S	S	-	S	S	S	S	S	S	S	-	S
SiO_3^{2-}	N	S	S	?	N	N	N	N	?	?	N	?	?	?	N	N	?	?	N	?	?

S – soluble (más de 1 g en 100 g de agua);

P –poco soluble (de 0,1g hasta 1g en 100 g de agua);

N – no se disuelve (menos de 0,01 g en 100 g de agua);

? – se descompone en agua ;

? – no hay datos fieles de la existencia del compuesto

Características cuantitativas del proceso de disociación

$$KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$$

Grado de disociación	**Constante de disociación**
α (0 – 1 o en %)	K_D
$\alpha = \frac{C_{K^+}}{C_{KA_0}} = \frac{C_{A^-}}{C_{KA_0}}$	$K_D = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$
α es la relación de las concentraciones molares de los iones formados C_{K^+} o C_{A^-} respecto a la concentración inicial del electrolito C_{KA_0}	**K_D es la constante de disociación, la constante de equilibrio del proceso de disociación. (solo para electrolitos débiles)**
α depende de la concentración, la naturaleza de las sustancias, la temperatura, la constante dieléctrica del disolvente y de la presencia de iones similares.	**K_D depende de la naturaleza del solvente, de la temperatura, pero no depende de la concentración**

Ley de la dilución de Ostwald

$$K_D = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} C_M \quad \text{или} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_D}{C_M}},$$

K_D es la constante de disociación,
C_M es la concentración (mol/l)

Wilhelm Friedrich Ostwald (1853-1932)

3% α (para solución 0,1 N) **30%**

Electrolitos débiles α < 3%	Electorolitos medios α = 3 – 30 %	Electrolitos fuertes α > 30 %
ácidos: H_2S, H_2SiO_3, H_2CO_3, HCN, CH_3COOH **bases:** NH_4OH, $Al(OH)_3$ $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ y otros **sales:** $HgCl_2$, HgI_2, agua	**ácidos**: H_2SO_3, H_3PO_4, HF, $H_2C_2O_4$, HCOOH **bases:** $Ca(OH)_2$, LiOH	**ácidos**: HCl, HBr, HNO_3, H_2SO_4, $H_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$, $HClO_4$ **bases:** NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ **sales:** (casi todas)

Constantes de disociación de algunos electrolitos débiles

en soluciones acuosas a t = 25ºC

Electrolito	Ecuación de disociación	K_D
Ácido nitroso	$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$	$4{,}0\cdot10^{-4}$
Ácido bórico	$H_3BO_3 \rightleftarrows H^+ + H_2BO_3^-$	$6{,}0\cdot10^{-10}$
	$H_2BO_3^- \rightleftarrows H^+ + HBO_3^{2-}$	$1{,}8\cdot10^{-13}$
	$HBO_3^{2-} \rightleftarrows H^+ + BO_3^{3-}$	$1{,}6\cdot10^{-14}$
Ácido hipobromoso	$HBrO \rightleftarrows H^+ + BrO^-$	$2{,}1\cdot10^{-9}$
Agua	$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$	$1{,}8\cdot10^{-16}$
Ácido silícico	$H_2SiO_3 \rightleftarrows H^+ + HSiO_3^-$	$2{,}2\cdot10^{-10}$
	$HSiO_3^- \rightleftarrows H^+ + SiO_3^{2-}$	$1{,}6\cdot10^{-12}$
Ácido fórmico	$HCOOH \rightleftarrows H^+ + HCOO^-$	$1{,}8\cdot10^{-4}$
Ácido selenoso o selenioso	$H_2SeO_3 \rightleftarrows H^+ + HSeO_3^-$	$3{,}5\cdot10^{-3}$
	$HSeO_3^- \rightleftarrows H^+ + SeO_3^{2-}$	$5{,}0\cdot10^{-8}$
Ácido selenhídrico o seleniuro de hidrógeno	$H_2Se \rightleftarrows H^+ + HSe^-$	$1{,}7\cdot10^{-4}$
	$HSe^- \rightleftarrows H^+ + Se^{2-}$	$1{,}0\cdot10^{-11}$
Ácido sulfuroso	$H_2SO_3 \rightleftarrows H^+ + HSO_3^-$	$1{,}3\cdot10^{-2}$
	$HSO_3^- \rightleftarrows H^+ + SO_3^{2-}$	$5{,}0\cdot10^{-6}$
Ácido sulfídrico	$H_2S \rightleftarrows H^+ + HS^-$	$5{,}7\cdot10^{-8}$
	$HS^- \rightleftarrows H^+ + S^{2-}$	$1{,}2\cdot10^{-15}$
Ácido cianhídrico	$HCN \rightleftarrows H^+ + CN^-$	$7{,}2\cdot10^{-10}$
Ácido fluorhídrico	$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$	$7{,}4\cdot10^{-4}$
Ácido teluroso	$H_2TeO_3 \rightleftarrows H^+ + HTeO_3^-$	$3\cdot10^{-3}$
	$HTeO_3^- \rightleftarrows H^+ + TeO_3^{2-}$	$2\cdot10^{-8}$
Ácido telurhídrico	$H_2Te \rightleftarrows H^+ + HTe^-$	$1\cdot10^{-3}$
	$HTe^- \rightleftarrows H^+ + Te^{2-}$	$1\cdot10^{-11}$
Ácido carbónico	$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$	$4{,}3\cdot10^{-7}$
	$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$	$5{,}6\cdot10^{-11}$
Ácido acético	$CH_3COOH \rightleftarrows H^+ + CH_3COO^-$	$1{,}8\cdot10^{-5}$
Ácido cloroacético	$CH_2ClCOOH \rightleftarrows H^+ + CH_2ClCOO^-$	$1{,}4\cdot10^{-3}$
Ácido hipocloroso	$HClO \rightleftarrows H^+ + ClO^-$	$5{,}0\cdot10^{-8}$
Ácido fosfórico	$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$	$7{,}5\cdot10^{-3}$
	$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$	$6{,}2\cdot10^{-8}$
	$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$	$2{,}2\cdot10^{-13}$
Ácido oxálico	$H_2C_2O_4 \rightleftarrows H^+ + HC_2O_4^-$	$5{,}9\cdot10^{-2}$
	$HC_2O_4^- \rightleftarrows H^+ + C_2O_4^{2-}$	$6{,}4\cdot10^{-5}$
Hidróxido de amonio	$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$	$1{,}8\cdot10^{-5}$
Hidróxido de plomo	$Pb(OH)_2 \rightleftarrows PbOH^+ + OH^-$	$9{,}6\cdot10^{-4}$
	$PbOH^+ \rightleftarrows Pb^{2+} + OH^-$	$3{,}0\cdot10^{-8}$
Hidróxido de zinc	$Zn(OH)_2 \rightleftarrows ZnOH^+ + OH^-$	$5{,}0\cdot10^{-5}$
	$ZnOH^+ \rightleftarrows Zn^{2+} + OH^-$	$1{,}5\cdot10^{-9}$

Reacciones iónicas

Las reacciones iónicas son reacciones entre iones formados como resultado de la disociación de electrólitos

Ocurren de forma irreversible como resultado de la formación de
- precipitados,
- sustancias volátiles,
- sustancias poco disociadas

Ejemplos:

$Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2\ NaCl$ *forma molecular*

$2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$ *forma iónica*

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$ *forma iónica corta*

$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$ *forma molecular*

$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + H_2O + CO_2\uparrow$ *forma iónica*

$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$ *forma iónica corta*

$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$ *forma molecular*

$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$ *forma iónica*

$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ *forma iónica corta*

$2NaCl + K_2SO_4 \rightleftharpoons Na_2SO_4 + 2KCl$ *forma molecular*

$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

$K_2SO_4 \rightleftharpoons 2K^+ + SO_4^{2-}$ } *mezcla de iones, reacción reversible*

$2Na^+ + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-} \rightleftharpoons 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2Cl^-$ *forma iónica*

no es posible escribir la forma corta

***La sangre** de una persona sana tiene un valor de pH de 7,3 - 7,4.*
Un valor de pH en la sangre de 7,2 significa que se han producido alteraciones graves en el funcionamiento normal en el cuerpo.
Valores de pH <7,0 y pH> 7,8
se consideran incompatibles con la vida.

***El jugo gástrico** contiene ácido clorhídrico y tiene un pH entre 0,9 y 1,6*

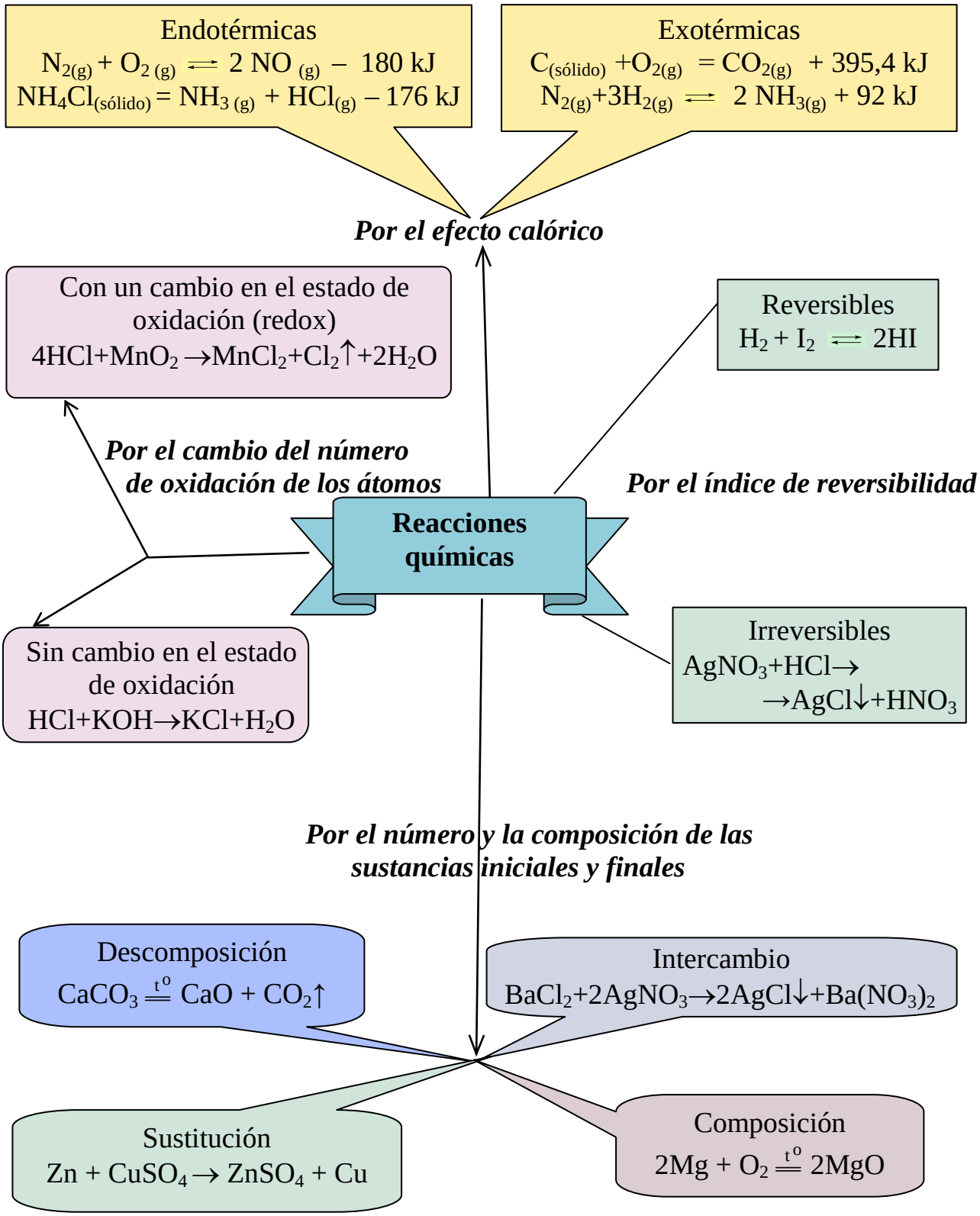
Clasificación de las reacciones químicas

Una reacción química es un fenómeno en el cual unas sustancias se convierten en otras

Clasificación por el número y composición de las sustancias que reaccionan y de las que se forman como resultanto de la reacción:

Cambio en el número de sustancias iniciales y formadas	**Sin cambios en el número de oxidación**	**Con cambios en el número de oxidación** (óxido-reductoras)
COMPOSICIÓN – de varias sustancias reaccionantes se obtiene una sola sustancia (un caso particular es la reacción de polimerización). Conduce a la formación de compuestos más estables y menos ricos en energía:		
$A + B + C \Rightarrow D$ varias sustancias de composición simple ⇒ producto más complejo	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ $CaCO_3 + H_2O + CO_2 = Ca(HCO_3)_2$	*intermolecular* $2Na_2SO_3 + O_2 = 2Na_2SO_4$ $2(NO_2)_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$ $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
DESCOMPOSICIÓN – se forman varios compuestos a partir de uno más complejo:		
$A \Rightarrow B + C + D$ una sustancia más compleja ⇒ varias sustancias de composición más simple	$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^o} CuO + H_2O$ $BaSO_3 \xrightarrow{t^o} BaO + SO_2$ $NH_4Cl \xrightarrow{t^o} NH_3 + HCl$	*intramolecular* $4HNO_3 \xrightarrow{t^o} 2H_2O + 4NO_2 + O_2\uparrow$ $2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t^o} 2PbO + 4NO_2 + O_2\uparrow$ *desproporción o dismutación* $4KClO_3 \xrightarrow{t^o} 3KClO_4 + KCl$
SUSTITUCIÓN – una sustancia simple interactúa con una sustancia compleja, se forma otras sustancia simple y otra sustancia compleja:		
$A + BC \Rightarrow AB + C$ simple + compleja ⇒ compleja+ simple	generalmente con un cambio en el número de oxidación.	*intermolecular* $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2\uparrow$
INTERCAMBIO – entre dos compuestos que intercambian sus partes constituyentes (se produce cuando los productos se eliminan del medio de reacción en forma de gas, sedimento, compuestos menos disociaciados):		
$AB + CD \rightleftharpoons AC + BD$	$AgNO_3 + KBr = AgBr\downarrow + KNO_3$ *neutralización* $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ *hidrólisis* $CH_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NaOH$	Generalmente sin cambios en el número de oxidación

Clasificación de las reacciones químicas



Existen otras clasificaciones: por la velocidad de reacción, por el mecanismo (iónicas, radicales, tipo cadena, etc., ver “Clasificación de las reacciones orgánicas”, pag. 227) etc.

Reacciones de oxidación -reducción

Se llaman reacciones de oxidación-reducción o redox a las reacciones que tienen lugar con un cambio en los estados de oxidación de los átomos de los elementos que reaccionan

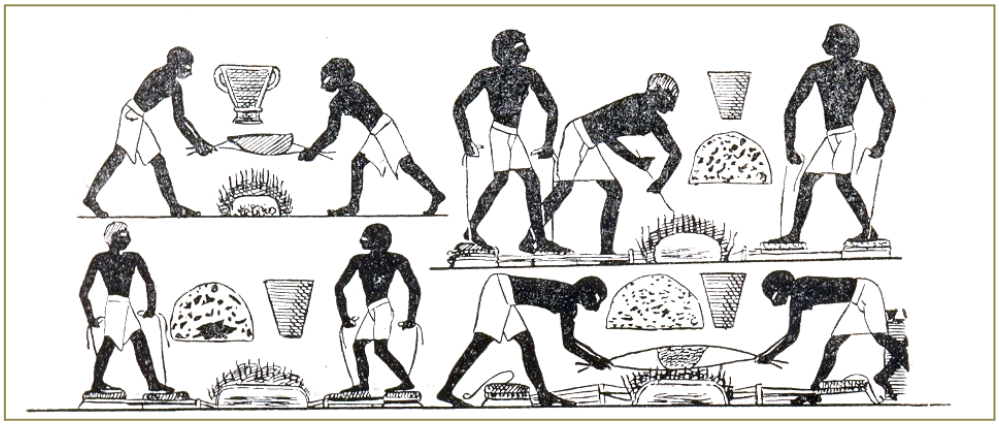
Oxidación es un proceso mediante el cual se da electrones de un átomo, de una molécula o de un ión $A - n\,\bar{e} \rightarrow A^{n+}$ A – reductor

Reducción es un proceso mediante el cual se toma electrones por un átomo, una molécula o un ión: $A + n\,\bar{e} \rightarrow A^{n-}$ A – oxidante

Oxidantes son átomos, moléculas, iones que aceptan electrones
Reductores son átomos, moléculas, iones que ceden electrones

El oxidante en la reacción se reduce, el reductor se oxida

El número de electrones cedidos por el agente reductor es igual al número de electrones recibidos por el agente oxidante



Fundición de mineral de oro en el antiguo Egipto. La fundición de metales conlleva una serie de reacciones redox

Los reductores y oxidantes más importantes

REDUCTORES $A - n\,\bar{e} \rightarrow A^{n+}$	**OXIDANTES** $A + n\,\bar{e} \rightarrow A^{n-}$	Sustancias que presentan comportamiento **DUAL**
Sustancias simples:		
átomos de metales y no metales – carbono C, hidrógeno H_2.	halógenos (F_2, Cl_2, Br_2, I_2), oxigeno (O_2), ozono (O_3)	azufre, halógenos
Sustancias compuestas:		
contienen átomos en el número de oxidación más bajo ▪ ácidos sin oxígeno (HF, HCl, HBr, HI, H_2S) y sus sales, ▪ hidruros de metales y no metales (KH, NaH, CaH_2, NH_3, PH_3), ▪ óxido de carbono (II) CO, ▪ compuestos orgánicos: alcoholes, HCOOH, $(COOH)_2$, glucosa, ▪ el cátodo en la electrólisis	contienen átomos en el número de oxidación más alto ▪ ácidos oxigenados (HNO_3, conc. H_2SO_4, H_2SeO_4), sales ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$), percloratos, nitratos ▪ «agua regia» (conc. HNO_3+3HCl), ▪ óxidos (Ag_2O, CuO), ▪ compuestos en los que los metales tienen un número de oxidación alto. ($FeCl_3$, $CeCl_4$), ▪ iones de los metales nobles (Ag^+, Au^{3+} y otros), ▪ el ánodo en la electrólisis	contienen átomos en número de oxidación intermedios ▪ moléculas que contienen oxígeno: K_2MnO_4, HNO_2, H_2SO_3, $KClO_3$, $FeSO_4$, ▪ peróxido de hidrógeno H_2O_2, ▪ disulfuro de hierro FeS_2, ▪ óxidos NO_2, MnO_2

Importancia de las reacciones redox

Redox – son las reacciones más comunes. Son la base de los procesos de la vida, la fotosíntesis de las plantas, los procesos de respiración y nutrición de la gente y los animales: $6CO_2 + 6\,H_2O \xrightarrow{hv,\ clorofila} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$.

Las reacciones redox ocurren en los procesos tecnológicos, en la quema del combustible:

$$CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t^o} CO_2 + 2H_2O,$$

en la obtención de metales: $2Fe_2O_3 + 3C \xrightarrow{t^o} 4Fe + 3CO_2$,

La síntesis de productos farmacéuticos, los procesos electroquímicos, la preparación de alimentos y el almacenamiento de alimentos se basan en las reacciones redox.

Gracias a las reacciones redox ocurre la transformación de energía química en energía eléctrica en las celdas galvánicas y los acumuladores

Clasificación de las reacciones de oxidación-reducción

Intermoleculares	Reacciones en las que el agente oxidante y el agente reductor son sustancias diferentes (simples o compuestas): $\overset{+2}{2CO} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4}{2CO_2}$ $\overset{+3}{2HNO_2} + \overset{-2}{H_2S} = \overset{+2}{2NO}\uparrow + \overset{0}{S}\downarrow + 2H_2O$
Intramoleculares	Reacciones en las que el agente oxidante y el agente reductor forman parte de la misma sustancia (puede deberse a la temperatura, la irradiación, etc.): $\overset{+5}{2KClO_3} \overset{t^o\ MnO_2}{=\!=\!=} \overset{-1}{2KCl} + \overset{0}{3O_2}\uparrow$ $\overset{-3}{(NH_4)_2}\overset{+6}{Cr_2O_7} \overset{t^o}{=\!=} \overset{0}{N_2}\uparrow + \overset{+3}{Cr_2O_3} + 4H_2O\uparrow$
De desproporción (de descomposición, dismutación, autooxidación – autoreducción)	Reacciones en las que el agente oxidante y el agente reductor es el mismo átomo, la misma molécula o el mismo ion (se encuentra en un número de oxidación intermedio): $\overset{0}{Cl_2} + H_2O \rightarrow \overset{-1}{HCl} + \overset{+1}{HClO}$; $(\overset{+4}{NO_2})_2 + H_2O \rightarrow \overset{+3}{HNO_2} + \overset{+5}{HNO_3}$
Retrodesproporción (conmutación, comproporcionación)	Reacciones que involucran sustancias que contienen átomos del mismo elemento en diferentes grados de oxidación $\overset{-3}{NH_4}\overset{+5}{NO_3} \rightarrow \overset{+1}{N_2O} + 2H_2O$; $\overset{0}{Cu} + \overset{+2}{CuCl_2} \rightarrow \overset{+1}{2CuCl}$
Otros casos redox	Reacciones en las que los átomos de varios elementos químicos que forman una sustancia compuesta se reducen u oxidan simultáneamente: $\overset{+2}{4Fe}\overset{-1}{S_2} + \overset{0}{11O_2} \rightarrow \overset{+3}{2Fe_2}\overset{-2}{O_3} + \overset{+4}{8S}\overset{-2}{O_2}$ $\overset{+5}{As_2}\overset{-2}{S_5} + \overset{0}{7O_2} + 6H_2O \rightarrow \overset{+5}{2H_3As}\overset{-2}{O_4} + \overset{+6}{3H_2S}\overset{-2}{O_4}\uparrow$

Recopilación de las ecuaciones redox

I. *Determinación de los coeficientes por el método de balance electrónico:*

Ejemplo:

1. Escribir el esquema de la reacción	$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
2. Encontrar el oxidante y el reductor.	Al – reductor; O_2 – oxidante
3. Escribir el esquema de oxidación y de reducción	$Al^0 \rightarrow Al^{+3}$ $O_2^0 \rightarrow 2O^{-2}$
4. Balancear las cargas	$Al^0 - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$ | 4 $O_2^0 + 4\,\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$ | 3
5. Sumar las reacciones de los procesos de oxidación y de reducción	$4Al^0 + 3O_2 \rightarrow 4Al^{+3} + 6O^{-2}$
6. Determinar los coeficientes	$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$

II. *Determinación de los coeficientes por el método ion-electrón:*
(método de las semi reacciones) – solo en soluciones de electrolitos

Ejemplo:

1. Escribir el esquema de la reacción	$KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2\uparrow + H_2O$
2. Encontrar el oxidante y el reductor	$KMnO_4$ (MnO_4^-) – oxidante HCl (Cl^-) – reductor
3. Determinar qué iones existen realmente	
4. Escribir las semi reacciones de oxidación y reducción de los iones	$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ proceso de reducción $2Cl^- \rightarrow Cl_2$ proceso de oxidación
5. Balancear el número de átomos en cada semi reacción sumando H^+ o H_2O en medio ácido, OH^- o H_2O en medio básico	$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $2Cl^- \rightarrow Cl_2$
6. Igualar el número de electrones (cargas)	$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ | 2 $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$ | 5
7. Sumar las semi reacciones para completar la ecuación iónica	$2MnO_4^- + 16H^+ + 10Cl^- \rightarrow$ $\rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5Cl_2$
8. Escribir la ecuación de reacción completa en forma molecular	$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow$ $\rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$

Influencia de diversos factores sobre las reacciones redox

TEMPERATURA
Al aumentar la temperatura generalmente aumenta la velocidad de la reacción y, a veces, afecta la trayectoria de la reacción redox:

$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$

$3Cl_2 + 6NaOH \overset{t^o}{=} NaClO_3 + 5NaCl + 3H_2O$

CONCENTRACIÓN
El aumento de la concentración del agente oxidante o del agente reductor acelera la reacción y, a veces, afecta la trayectoria de la reacción:

$Mg + H_2SO_4\ dilui = MgSO_4 + H_2\uparrow$

$4Mg + 5H_2SO_4\ conc. = 4MgSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$

CATALIZADORES
Aceleran la reacción, cambian la trayectoria de la reacción:

$4KClO_3 \xrightarrow{t^\circ} KCl + 3KClO_4$; $2KClO_3 \xrightarrow{MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow$

$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{sin\ catalizador} N_2\uparrow + 6H_2O$; $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO\uparrow + 6H_2O$

EL MEDIO
influye en la trayecetoria de la

Reducción del $KMnO_4$

medio	**ácido (H_2SO_4)**	**neutro y ligeramente básico**	**básico (KOH)**
proceso de reducción	$Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2}$	$Mn^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow Mn^{+4}$	$Mn^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow Mn^{+6}$
producto	**$MnSO_4$**	**$MnO_2\downarrow$**	**K_2MnO_4**
	solución incolora	precipitado marrón oscuro	solución verde esmeralda

Ejemplo:
$2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$,
$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O = 2MnO_2\downarrow + 3Na_2SO_4 + 2KOH$,
$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$

Reducción de $K_2Cr_2O_7$, K_2CrO_4

medio	**ácido (H_2SO_4)**	**neutro y ligeramente básico**	**básico (KOH)**
proceso de reducción	$Cr^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow Cr^{+3}$		
producto	**$Cr_2(SO_4)_3$**	**$Cr(OH)_3\downarrow$**	**$K_3[Cr(OH)_6]$**
	solución verde sucio	sedimento azul verdoso	solución de color verde

Ejemplo:
$K_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 3Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 4H_2O$,
$2K_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 = 2K_2CrO_4 + 2KOH + 8H_2O$

Peróxido de hidrógeno H_2O_2 Exhibe dualidad redox, es decir, puede ser **oxidante** y **reductor**

Reducción del H_2O_2

medio	**ácido**	**neutro y básico**
proceso de reducción	$2(O^{-1}) + 2\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$	
producto	**H_2O**	**MOH** M es el metal

Ejemplo,
$H_2O_2 + 2NaI + H_2SO_4 = I_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O$,
$H_2O_2 + 2NaI = 2NaOH + I_2$

Oxidación del H_2O_2

proceso de **oxidación**	$2(O^{-1}) - 2\bar{e} \rightarrow O_2^0$	*Ejemplo:* $H_2O_2 + I_2 = 2HI + O_2$

Dismutación del H_2O_2:

proceso de **reducción**	$2(O^{-1}) + 2\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$	$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$
proceso de **oxidación**	$2(O^{-1}) - 2\bar{e} \rightarrow O_2$	

Las soluciones acuosas concentradas de peróxido de hidrógeno H_2O_2 encienden a las sustancias orgánicas, a muchos metales, y el fuego resultante a menudo es imposible de extinguir con arena o con un extintor de incendios, ya que la combustión tiene lugar incluso sin aire.

Esta propiedad fue el motivo de la prohibición de todas las publicaciones sobre peróxido de hidrógeno en Alemania desde 1934. El H_2O_2 fue nombrado «aurol», «oxylin», «combustible T». Sobre la base del H_2O_2 se fabricaron instalaciones energéticas de alta eficiencia para la oxidación del combustible en motores de submarinos, aviones y, posteriormente, para los cohetes V1 y V2

Potenciales redox estándar

A 25°C (298 K) (ver pag. 68)

Semirección		E^0, *в*
$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^-$		2,87
$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$		1,52
$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$		1,46
$ClO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightarrow Cl^- + 3H_2O$		1,45
	$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$	1,42
$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$		1,36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$		1,35
$2NO_3^- + 12H^+ + 10\bar{e} \rightarrow N_2 + 6H_2O$		1,24
	$Pt^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pt$	1,20
$Br_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^-$		1,07
$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + 2H_2O$		0,96
$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$		0,87
	$Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Hg$	0,86
	$Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag$	0,80
$NO_3^- + 2H^+ + \bar{e} \rightarrow NO_2 + H_2O$		0,78
	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	0,77
$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$		0,57
$MnO_4^- + \bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-}$		0,54
$I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-$		0,54
	$Cu^+ + \bar{e} \rightarrow Cu$	0,52
	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	0,34
	$Bi^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Bi$	0,23
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow SO_2 + 2H_2O$		0,20
$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8\bar{e} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$		0,15
	$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0,00
	$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb$	-0,13
	$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	-0,14
	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	-0,25
	$Co^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Co$	-0,28
	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	-0,40
	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	-0,44
$S + 2\bar{e} \rightarrow S^{2-}$		-0,45
	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr$	-0,71
	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	-0,76
	$Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn$	-1,05
	$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al$	-1,67
	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mg$	-2,34
	$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$	-2,71
	$Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca$	-2,87
	$Ba^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ba$	-2,90
	$K^+ + \bar{e} \rightarrow K$	-2,92
	$Li^+ + \bar{e} \rightarrow Li$	-3,02

TÉRMINOS BÁSICOS DE ELECTROQUÍMICA

Concepto	Descripción
Electroquímica	Ciencia que estudia los procesos que involucran la transferencia de electrones a través de una interfase.
Electrodo	Una placa de metal (u otro material) sumergida en una solución de electrolito o una sal fundida
Ánodo	Electrodo conectado al polo positivo de la fuente de corriente
Ánodo insoluble (inerte)	Ánodo de carbón, grafito, platino, iridio
Ánodo soluble	Ánodo de cobre, plata, cadmio, zinc y otros metales
Cátodo	Electrodo conectado al polo negativo de la fuente de corriente
Potencial de electrodo estándar	Energía de la reacción redox E° $E^{n+} + n\,\bar{e} \rightarrow E^0$ a una concentración de solución de 1 mol/l, T = 298,15 K, P = 101 325 Pa. para la semirección $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$ el potencial de electrodo estándar se toma como 0.
Serie electroquímica de potenciales de los metales	Disposición de los metales en orden creciente del valor algebraico de sus potenciales de electrodo estándar E°
Electrólisis	Es el conjunto de reacciones redox que ocurren en los electrodos bajo la acción de la corriente eléctrica (en solución o en electrolito fundido)
Elemento galvánico	Es un dispositivo en el que la energía química de las reacciones redox se convierte en energía eléctrica. Consta de dos tipos de conductores: 1 tipo (metales) y 2 tipo (electrolitos)

Serie de potenciales

Serie electroquímica de potenciales de metales

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H_2	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
-3,02	-2,93		-2,7	2,37	-1,6		-0,7		-0,45	**(E^o, V)**		0,13		0,0		0,8		1,18	1,5

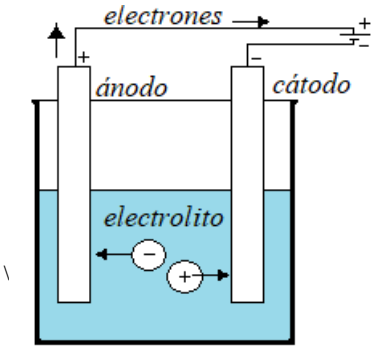
aumento de las propiedades reductoras de los metales

Serie electroquímica de los potenciales de los aniones

F^- NO_3^- SO_4^{2-} OH^- Cl^- Br^- I^- S^{2-}

Aumento de la actividad reductora de los iones

• El valor algebraico del potencial redox estándar caracteriza la actividad oxidativa de la forma oxidada correspondiente. La comparación de los valores de **E°** permite responder la pregunta: ¿ocurre una u otra reacción redox?
• Los metales alcalinos y alcalinotérreos (metales activos) desplazan el H_2 del agua, ácidos fuertes y débiles, **que no tienen las propiedades oxidantes del anión** (HCl, HBr, HI, H_2SO_4(dil.), H_3PO_4, CH_3COOH y otros).
• Los metales de actividad promedio (del Mg al H_2) desplazan el hidrógeno de los ácidos y del vapor de agua sobrecalentado.
• Los metales inactivos (colocados después del H_2) no desplazan el hidrógeno de los ácidos.
• Cada metal desplaza a todos los metales posteriores de las soluciones de sus sales. Excepción: los metales alcalinos y alcalinotérreos, reaccionan no con la sal, sino con el agua.
• Todos los metales (excepto Au, Pt, Os, Rh, Ta) interactúan sin desprendimiento de hidrógeno: a) con HNO_3 diluido, b) con H_2SO_4 y HNO_3 concentrados (a temperatura ambiente no interactúan tampoco Cr, Fe, Al)



La electrólisis incluye un conjunto de reacciones redox que ocurren bajo la acción de la corriente eléctrica en los electrodos sumergidos en una solución o electrolito fundido

Cátodo: $K^+ + n\,\bar{e} \rightarrow$ reducción

Ánodo: $A^- - n\,\bar{e} \rightarrow$ oxidación

Electrólisis de electrolitos fundidos		
C:	En el cátodo ocurre un proceso de reducción del catión	
A:	**El anión no contiene oxígeno**	**Anión que contiene oxígeno**
	En el ánodo ocurre un proceso de oxidación del anión	En el ánodo ocurre un proceso de oxidación del anión con desprendimiento de $\mathbf{O_2}\uparrow$

ejemplos	**$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$**			**$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$**		
	К:	$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$	2	К:	$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$	4
	A:	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$	1	A	$4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + \mathbf{O_2}\uparrow$	1
	$2NaCl \xrightarrow{electrólisis} 2Na+Cl_2\uparrow$			$4NaOH \xrightarrow{electrólisis} 4Na + 2H_2O + \mathbf{O_2}\uparrow$		
				$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$		
				К: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$		4
				A: $2SO_4^{2-} - 4\,\bar{e} \rightarrow 2SO_3 + O_2$		1
				$4Na+ 2SO_4^{2-} \rightarrow 4Na + 2\,SO_3\uparrow + O_2\uparrow$ $2Na_2SO_4 \xrightarrow{electrólisis} 4Na + 2SO_3\uparrow+O_2\uparrow$		

Electrólisis de las soluciones

En el cátodo	del Li^+ al Al^{3+}	del Mn^{2+} al Pb^{2+}	**H**	del Cu^{2+} al Au^{3+}
	Se reducen las moléculas del agua	Se reducen los iones metálicos y las moléculas de agua		Se reducen solo los iones metálicos
	$2H_2O+2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow+2OH^-$	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn^0$ $2H_2O +2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow+ 2OH^-$		$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$
	Si la solución contiene cationes de varios metales la reducción en el cátodo procede en orden decreciente del E°			

En el ánodo	Ánodo inerte (C, Pt, Ir)	El anión no contiene oxígeno	El F^- y aniones que contienen oxígeno
		(Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}, *excepto* F^-) *y también* OH^-	(NO_3^-, SO_4^{2-}, HSO_4^-, CO_3^{2-} etc.) *excepto* OH^-
		Se oxida el anión	**Se oxida el agua con desprendimiento de $\mathbf{O_2}\uparrow$**
		$2\,Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$; $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$	$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4H^+ + O_2\uparrow$
	Ánodo soluble de metal M	El ánodo se oxida (se disuelve), pero no el anión	
		$M \rightarrow M^{n+} + n\bar{e}$ (al circuito eléctrico externo)	
		$Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$, $Ag^0 - \bar{e} \rightarrow Ag^+$	

Ejemplos de electrólisis de soluciones acuosas.

• Electrólisis de una solución acuosa de NaCl (electrodos inertes)

$$\mathbf{NaCl} \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$$

Cátodo: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$	1
Ánodo: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$	1

$$2H_2O + 2Cl^- \rightarrow H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2OH^-,$$

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{electrólisis} H_2\uparrow + Cl_2\uparrow + 2NaOH$$

En el cátodo se reducen las moléculas de agua

• Electrólisis de una solución de$AgNO_3$ (electrodos inertes)

$$AgNO_3 \rightleftharpoons Ag^+ + NO_3^-$$

Cátodo: $Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag^o$	4
Ánodo: $2\,H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4\,H^+ + O_2\uparrow$	1

$$4Ag^+ + 2H_2O \rightarrow 4Ag + 4H^+ + O_2\uparrow$$

$$4AgNO_3 + 2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 4Ag + 4HNO_3 + O_2\uparrow$$

En el ánodo se oxidan las moléculas de agua

• Electrólisis de una solución de NaOH (electrodos inertes)

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

Cátodo: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	2
Ánodo: $4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$	1

$$2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 2H_2 + O_2$$

En el cátodo se libera hidrógenoy en el ánodo oxígeno

• Electrólisis de una solución de Na_2SO_4 (electrodos inertes)

$$Na_2SO_4 \rightleftharpoons 2\,Na^+ + SO_4^{2-}$$

Cátodo: $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$	2
Ánodo: $2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow 4H^+ + O_2\uparrow$	1

$$6H_2O \rightarrow 2H_2 + 4H^+ + O_2 + 4OH^-$$

$$2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

Durante la electrólisis de una solución acuosa de la sal de un metal activo y un ácido que contiene oxígeno, se libera hidrógeno en el cátodo y se libera oxígeno en el ánodo. La electrólisis se reduce a la descomposición electrolítica del agua

• Electrólisis de una solución de $MnCl_2$ (electrodos inertes)

$$MnCl_2 \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2Cl^-$$

Cátodo: $Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn^0$	2	
$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$		1
Ánodo: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$	4	2

$$Mn^{2+} + 2H_2O + 4Cl^- \xrightarrow{electrólisis} Mn^0 + H_2\uparrow + 2OH^- + 2Cl_2\uparrow$$

En el cátodo se reducen tanto el Mn como las moléculas de agua simultáneamente

• Electrólisis de una solución de $CuSO_4$ (electrodos de cobre)

$$CuSO_4 \rightleftharpoons Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

Cátodo: $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$	1
Ánodo: $Cu^0 - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	1

El cobre de la solución se deposita en el cátodo, el ánodo de cobre se disuelve

Las leyes de Faraday

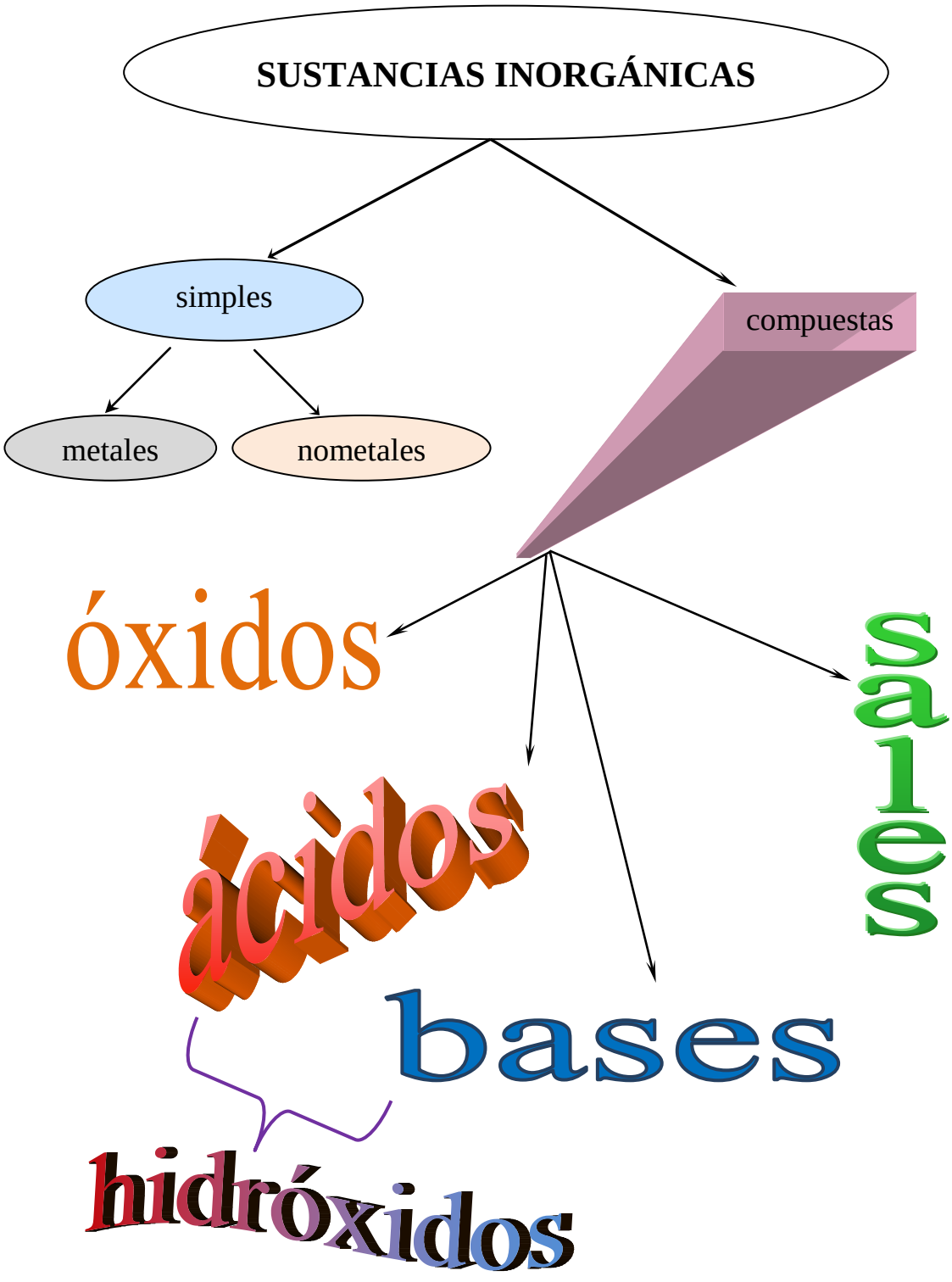
Primera ley de Faraday	La masa de la sustancia liberada durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de electricidad que ha fluido a través de la solución y no depende de otros factores
Segunda ley de Faraday	Cantidades iguales de electricidad liberan cantidades equivalentes de diferentes compuestos químicos durante la electrólisis
Constante de Faraday ***F***	***F*** caracteriza la cantidad de electricidad requerida para liberar 1 masa equivalente de una sustancia (***F*** = 96 500 C/mol = 26,8 A × hora/mol)
La fórmula combinada de la primera y segunda ley de Faraday	Para liberar un equivalente de cualquier sustancia de la solución de electrolito, es necesario pasar a través de la solución. 96.500 culombios de electricidad: $$m = \frac{M_E}{F} \times Q = \frac{M}{k \cdot e \cdot F} \times I \cdot t,$$ F – constante de Faraday F = 96 500 C m – masa de sustancia involucrada en la electrólisis (g), M_E – masa molar del equivalente de la sustancia (g/mol), M – masa molar de la sustancia (g/mol), $k\,\bar{e}$ – número de electrones cedidos o recibidos, I – intensidad de corriente (A), t – duración del proceso (s)

Durante la electrólisis, la energía eléctrica se convierte en energía química. La electrólisis es el método principal para obtener muchas sustancias: nometales F_2, Cl_2, H_2, O_2; metales alcalinos, aluminio, NaOH

Michael Faraday trabajando en el laboratorio del Instituto Real en Londres

Durante la Guerra de Crimea (1853-1856), el gobierno de Gran Bretaña invitó a Faraday a participar en el desarrollo de armas químicas contra el ejército ruso. Faraday rechazó esta propuesta por inmoral

Clases principales de compuestos inorgánicos



ÓXIDOS

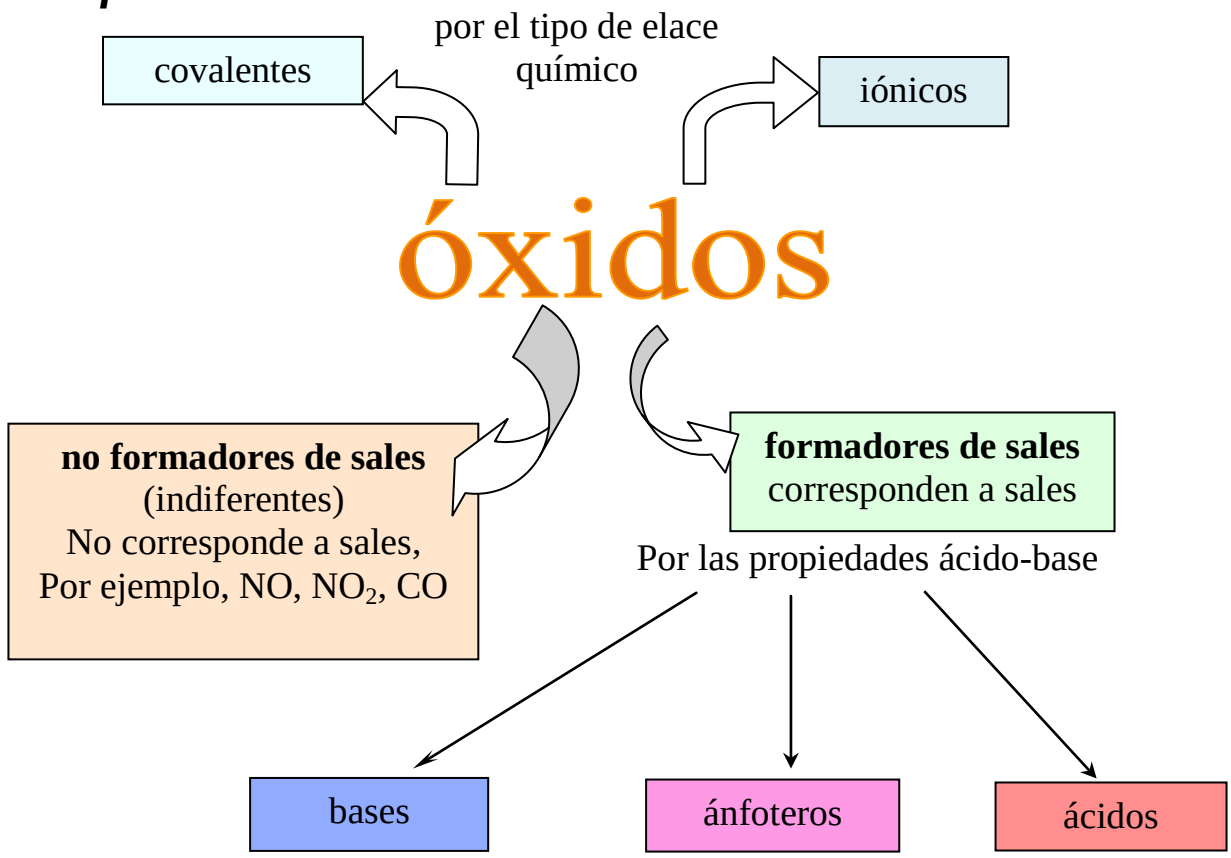
Óxidos se llaman los compuestos binarios de oxígeno con número de oxidación (n.o.) (estado de oxidación) –2

$$E_2^{+n}O_n^{-2}$$

Nomenclatura
El nombre del óxido = «óxido» + de + nombre del elemento + **n.o**. del elemento (en números romanos)

Ejemplo: Cu_2O – óxido de cobre (I), CuO – óxido de cobre (II)
Si el elemento tiene un e.o. constante no se señala el estado de oxidación

Clasificación



Obtención de óxidos

Por la interacción de sustancias simples con oxígeno

metal + O_2 → óxido; $2Zn + O_2 = 2ZnO$	no metal + O_2 → óxido; $S + O_2 = SO_2\uparrow$

Por descomposición térmica

▪ Bases insolubles

Base insoluble $\xrightarrow{t^\circ}$ base (anfótero) óxido + H_2O

$Mg(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} MgO + H_2O$;

$2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Al_2O_3 + 3H_2O$*

▪ Algunas sales

Sal $\xrightarrow{t^\circ}$ base (anfótero) óxido + óxido ácido

$CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2\uparrow$;

$2Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2MgO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;

$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} CaO + 2CO_2\uparrow + H_2O$;

$(CuOH)_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2CuO + CO_2\uparrow + H_2O$

▪ Por descomposición de algunos ácidos que contienen oxígeno

Ácido $\xrightarrow{t^\circ}$ óxido ácido + H_2O;

$H_2SO_3 \xrightarrow{t^\circ} SO_2\uparrow + H_2O$

Por interacción de sustancias simples con agentes oxidantes ácidos

Sustancia simple + ácido → óxidos

$C + 4HNO_3\,conc. \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$

Por la acción de sustancias deshidratantes sobre algunos ácidos y sales

$4HNO_3 + P_4O_{10} = (HPO_3)_4 + 2N_2O_5$;

$2KMnO_4 + H_2SO_4\,conc. = K_2SO_4 + Mn_2O_7 + H_2O$;

$2KClO_4 + H_2SO_4\,conc. = K_2SO_4 + Cl_2O_7 + H_2O$

Por la quema de sustancias compuestas

Sustancia compuesta $+O_2$ → óxidos

$C_3H_8 + 5O_2 \xrightarrow{t^\circ} 3CO_2\uparrow + 4H_2O$;

$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$

Por desplazamiento de un óxido volátil por uno menos volátil (a alta t°)

Al calentar una sal con óxidos ácidos

$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$;

$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} 6CaSiO_3 + P_4O_{10}$;

$2Na_2SO_4 + 2B_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 4NaBO_2 + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow$;

$4NaNO_3 + 2Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 4NaAlO_2 + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$

Por descomposición o reducción de óxidos superiores y oxidación de los inferiores

$4CrO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow$;

$Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t^\circ} 2FeO + CO_2\uparrow$;

$4FeO + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$;

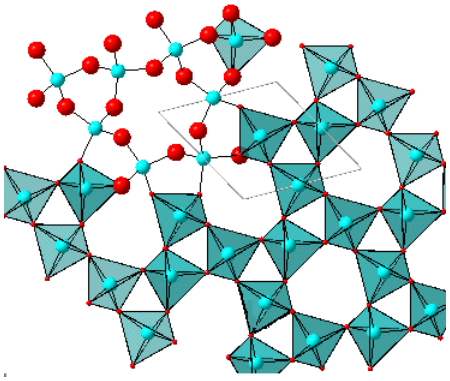
$SO_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_3$

* La descomposición térmica de hidróxidos a altas temperaturas (>1000°C) conduce a la producción de óxidos en una forma de baja actividad (no se disuelven ni en ácidos, ni en bases) es la «pasivación de los óxidos»

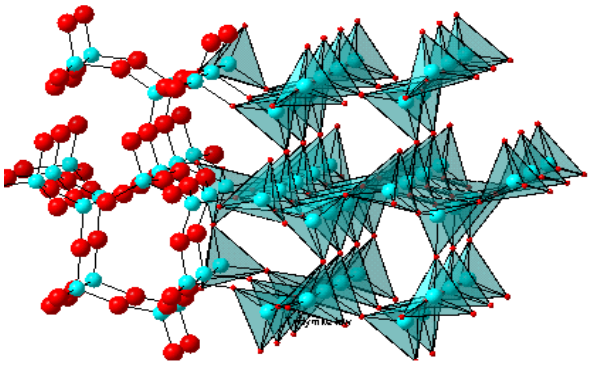
Propiedades de los óxidos formadores de sales

Básicos	Ácidos	Anfóteros
Óxidos a los que corresponden las bases	Óxidos a los que corresponden los ácidos	Óxidos que poseen propiedades ácidas y básicas
óxidos de los elementos s (excepto BeO) y Bi_2O_3 elementos ***d*** con **n.o.** +1, +2 (excepto ZnO, CuO)	óxidos de no metales y elementos ***d*** con **n.o.** +5, +6, +7	óxidos de metales de los grupos 13−15, elementos ***d*** con **n.o.** +3, +4, y también BeO, ZnO, CuO, H_2O
Propiedades físicas		
Sólidos con un alto punto de fusión. Óxidos de los elementos ***s*** de color blanco, Cu_2O – rojo, FeO – marrón, NiO – verde	Pueden ser sólidos (P_4O_{10}, B_2O_3), líquidos (SO_3, N_2O_3), gaseosos (CO_2, SO_2)	Sólidos con un punto de fusión bastante alto. La mayoría de los óxidos son blancos. (Al_2O_3, ZnO, BeO), otros: CuO – negro, Cr_2O_3 – verde, H_2O – líquido

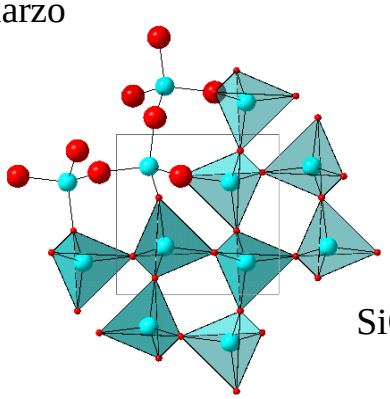
En la naturaleza, los óxidos se encuentran en forma de minerales



SiO_2 – cuarzo



SiO_2 – tridimita



SiO_2 – cristobalita

Propiedades químicas de los óxidos

Básicas	**Ácidas**	**Anfotéras**
Interacción con el agua		
forman bases óxidos de los elementos *s* (excepto BeO y MgO), $K_2O + H_2O = 2\,KOH$, $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$	forman ácidos $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ Excepciones: SiO_2, TeO_3, WO_3, MoO_3	no intreractúan —
***Interacción con* los ácidos** (forman sal y agua)		
$K_2O + 2HCl = 2KCl + H_2O$ $BaO + H_2SO_4 =$ $= BaSO_4\downarrow + H_2O$	no intreractúan —	$ZnO + 2HNO_3 =$ $= Zn(NO_3)_2 + H_2O$ $CuO + H_2SO_4 =$ $= CuSO_4 + H_2O$
Interacción de los óxidos entre ellos con formación de sales		
con los **ácidos** y con los **anfóteros**	con las ***bases*** y con los **anfóteros**	con los **ácidos** y con las ***bases***
$K_2O + SO_2 = K_2SO_3$ $BaO + SO_2 = BaSO_3$	$SO_3 + Na_2O = Na_2SO_4$ $CO_2 + Na_2O = Na_2CO_3$	$ZnO + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_4$ $BeO + SO_2 \xrightarrow{t^\circ} BeSO_3$
Durante la fusión, t°: $K_2O + ZnO \xrightarrow{fundido} K_2ZnO_2$ $BaO + ZnO \xrightarrow{fundido} BaZnO_2$	$SO_3 + ZnO \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_4$ $P_4O_{10} + 2Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 4AlPO_4$	$ZnO + Na_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2ZnO_2$
Interacción con los hidróxidos con formación de sales		
solo con los **anfóteros**:		solo con los hidróxidos
$K_2O + Zn(OH)_2 \xrightarrow{fundido}$ $\rightarrow K_2ZnO_2 + H_2O$ $K_2O + Zn(OH)_2 + H_2O \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow K_2[Zn(OH)_4]$ $BaO + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow Ba[Zn(OH)_4]$	$SO_2 + 2NaOH =$ $= Na_2SO_3 + H_2O$ $P_4O_{10} + 4Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 4AlPO_4 + 6H_2O$	$ZnO + 2NaOH \xrightarrow{fundido}$ $\rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH + H_2O \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
Interacción con las sales al calentar (solo cuando el óxido menos volátil desplaza al más volátil)		
no interactúan	$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$ $2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 6CaSiO_3 + P_4O_{10}$	$4KNO_3 + 2Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 4KAlO_2 + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ $2K_2SO_4 + 2B_2O_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 4KBO_2 + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow$
Reacciones redox		
$4FeO + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$ $2MnO + O_2 = 2MnO_2$	$CO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow$ $2SO_2 + O_2 = 2SO_3\uparrow$ $SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$	$MnO_2 + 4HCl =$ $= Cl_2\uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$ $Fe_2O_3 + 3Cl_2 + 10KOH \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 2K_2FeO_4 + 6KCl + 5H_2O\uparrow$

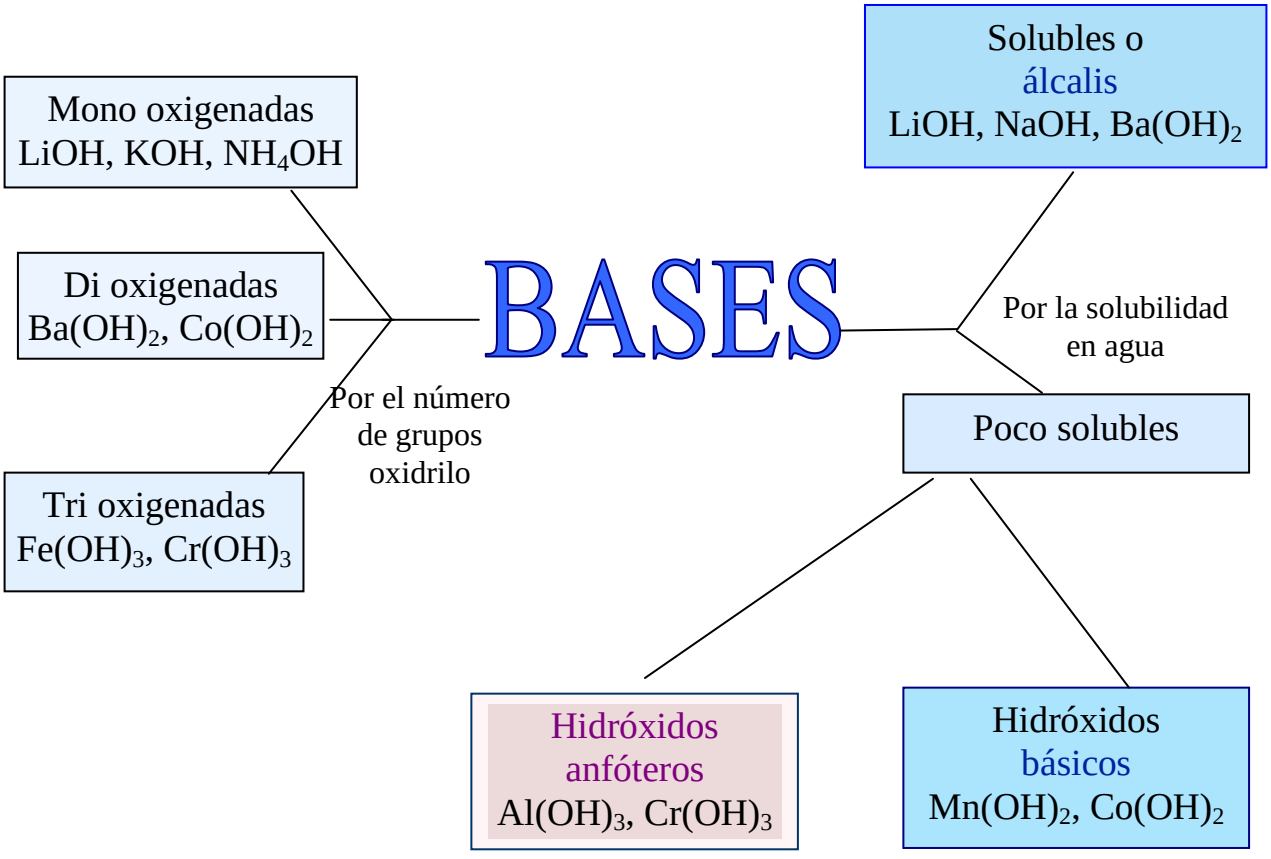
BASES

$M^{+n}(OH)_n$

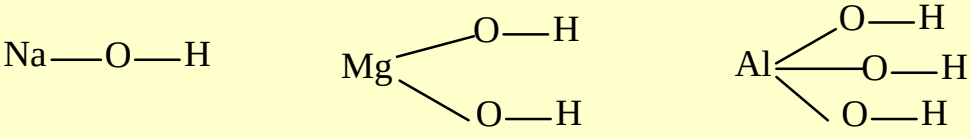
Las bases o hidróxidos son compuestos químicos, que en el proceso de disociación electrolítica se forman como cationes los iones del metal M^{+n} (o NH_4^+), y como aniones los iones hidroxilo

Nomenclatura
El nombre de la base = «hidróxido» + de + nombre del metal + (**n.o**.) del metal (en números romanos)
Ejemplo: KOH es el hidróxido de potasio (si el metal tiene un e.o. constante, no se señala), CuOH es el hidróxido de cobre (I), $Cu(OH)_2$ es hidróxico de cobre (II)

Clasificación de las bases



Representación gráfica de las fórmulas de las bases



OBTENCIÓN de las bases

Bases solubles (**álcalis**)	Bases poco solubles	
	Hidróxidos **básicos**	Hidróxidos **anfotéros**
Interacción de los metales alcalinos y alcalinotérreos con el agua $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$	Efecto de las bases sobre las soluciones acuosas de las sales $MnSO_4 + 2NaOH \rightarrow$ $\rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ $Ba(OH)_2 + Cs_2SO_4 =$ $= BaSO_4\downarrow + 2CsOH$	Efecto de una cantidad estrictamente equivalente de una base sobre una solución acuosa de sal $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow$ $\rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$ Frecuentemente el $EQ(OH)_3$ **anfótero** existe en forma meta. Por ejemplo, AlO(OH) es el meta hidróxido de Al; FeO(OH) es el meta hidóxido de Fe^{+3}; El $Fe(OH)_3$ no existe
Interacción de los óxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos con el agua $Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$		
Electrólisis de soluciones salinas $2KCl + 2H_2O \xrightarrow{electrólisis}$ $\rightarrow 2KOH + 2H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$		
Descomposición de los hidruros, carburos, nitruros, fosfuros y otros por el agua		
$Li_3N + 3H_2O = 3LiOH + NH_3\uparrow$ $KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$ $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$	$Mg_2Si + 4H_2O =$ $= 2Mg(OH)_2\downarrow + SiH_4\uparrow$	$Al_4C_3 + 12H_2O =$ $= 4Al(OH)_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$

Propiedades físicas de las bases

Bases solubles (álcalis)	Bases poco solubles	
	Básicas	Anfóteras
Bases solubles en agua	Hidróxidos insolubles y poco solubles en agua	
Hidróxidos de metales de los grupos 1,2 (excepto $Be(OH)_2$ y $Mg(OH)_2$), y también NH_4OH ($NH_3 \cdot H_2O$)	Hidróxidos de los elementos *d* con **n.o**. +1, +2, y también $Bi(OH)_3$ y $Mg(OH)_2$	Hidróxidos de los metales de los grupos 13, 14., de elementos *d* con **n.o**. +3, +4, y también $M(OH)_2$, donde M – Be, Cu, Zn. Se disocian con formación simultánea de cationes [H_3O^+] y OH^-
Sustancias sólidas (excepto NH_4OH) de color blanco	Sólidos de varios colores. ($Cu(OH)_2$ – azul, $Fe(OH)_3$ ($FeO(OH)$) – marrón rojizo)	
Cambian color indicador: tornasol a azul, metilnaranja amarillo, fenolftaleína a frambuesa	No cambian el color del indicador	

Propiedades químicas de las bases

Bases solubles (álcalis)	Bases poco solubles	
	Básicas	Anfóteras
Interacción con los ácidos (con formación de **sal** y agua)		
$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	$Mn(OH)_2 + 2HCl = MnCl_2 + 2H_2O$	$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$
Interacción con los álcalis (con formación de sales compuestas)		
—	—	$Zn(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{fundido} Na_2ZnO_2 + H_2O$ $Zn(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ}$ (solución) $\rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
Interacción con los óxidos (con formación de sales y agua)		
con ácidos y óxidos anfóteros:		con bases y ácidos
$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ $2NaOH + ZnO \xrightarrow{fundido} Na_2ZnO_2 + H_2O\uparrow$	$Fe(OH)_2 + SO_3 \xrightarrow{t^\circ} FeSO_4 + H_2O$ $Fe(OH)_2 + Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe(AlO_2)_2 + H_2O$	$Zn(OH)_2 + SrO \xrightarrow{t^\circ} SrZnO_2 + H_2O$ $Zn(OH)_2 + SO_3 = ZnSO_4 + H_2O$
Interacción con las soluciones de sales (con formación de una nueva base y una nueva sal)		
$2NaOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$ $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 = 2KOH + BaSO_4\downarrow$	—	—
Descomposición térmica (con formación de óxido y agua)		
—	$Mn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} MnO + H_2O$	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2O$
Con algunos no metales:		
$3KOH + P_4 + 3H_2O = PH_3\uparrow + 3KH_2PO_2$ $6NaOH + 3Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$ $6NaOH + 3S \xrightarrow{t^\circ} 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$ $2NaOH + Si + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$		
Con metales activos cuyos hidróxidos son *anfóteros*		
$2KOH + Zn + 2H_2O = K_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$ $6NaOH + 2Al + 6H_2O = 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$		
Con agentes complejantes		
	$Cu(OH)_2 + 4NH_4OH = [Cu(NH_3)_4](OH)_2 + 4H_2O$ $Cu(OH)_2 + 4HCN = H_2[Cu(CN)_4] + 2H_2O$	

ÁCIDOS

H_mA^{m-}

Los **ácidos** son compuestos químicos que, en el proceso de disociación electrolítica, forman, como cationes, solo cationes H^+ (y productos de la hidratación del H^+, por ejemplo, el catión hidronio o hidroxonio, $[H_3O^+]$)

Clasificación de los ácidos

Monobásicos
HF, HCl, HNO_3, HCN

Dibásicos
H_2SO_4, H_2S, $H_2Cr_2O_7$

Tribásicos
H_3PO_4, H_3BO_3, H_3AsO_4

por la basicidad

Fuertes
H_2SO_4, HNO_3, H_2SeO_4, HCl, HBr, HI, $HClO_4$

$\alpha > 30\%$

Por la fortaleza

Medios
H_3PO_4, HF, H_2SO_3, HNO_2

$3 \leq \alpha \leq 30\%$

Débiles
HClO, HCN, H_2CO_3 ($H_2O \cdot CO_2$) H_2S, CH_3COOH

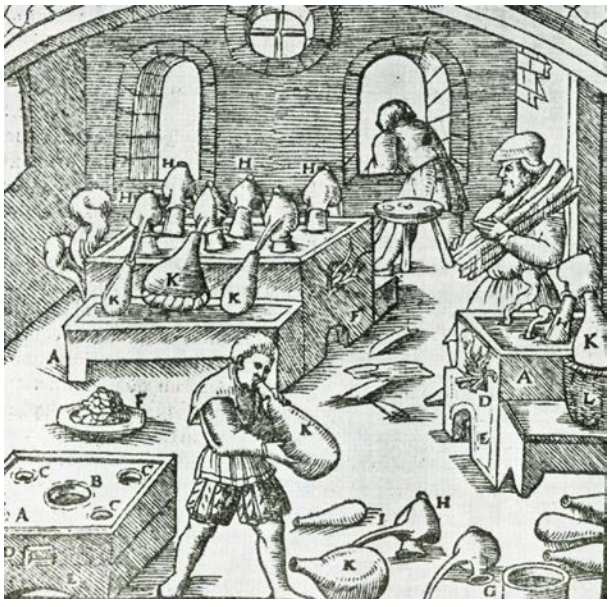
$\alpha < 3\%$

ÁCIDOS

Conteniendo oxígeno
(oxiácido u oxoácido)
$HClO_4$, $HClO_2$ H_2SO_4, H_2SeO_4,$HMnO_4$, HNO_3

Por el contenido de oxígeno

Hidrácidos
HF, HCl, H_2S, HCN, HN_3

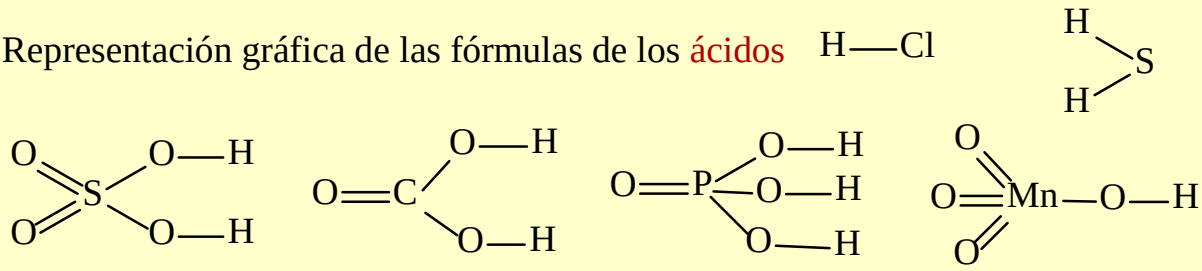


Obtención de los ácidos clorhídrico y nítrico por destilación. Del libro de Georgius Agricola. «Sobre minería y metalurgia». Basilea, 1556

Nomenclatura

Sin oxígeno (hidrácidos)		**Conteniendo oxígeno (oxiácidos)**		
nombre del ácido = Nombre del elemento - «**o**» + hídrico		nombre del ácido = ácido + elemento + sufijo (**-ico-**, **-oso-**) ⟶ disminución del **n.o.**		
HF	ácido fluorhídrido	$^{+7}HClO_4$ – ácido perclórico $^{+5}HClO_3$, – ácido clórico $^{+3}HClO_2$, – ácido cloroso $^{+1}HClO$ – ácido hipocloroso		
HCl	ácido clorhídrico			
HBr	ácido bromhídrico			
HI	ácido yodhídrico			
H_2S	ácido sulfhídrico	$^{+6}H_2SO_4$ – ácido sulfúrico $^{+4}H_2SO_3$ – ácido sulfuroso		
HCN	ácido cianhídrico			
Otros nombres (vulgares):		$HMnO_4$ – ácido permangánico H_2MnO_4 – ácido mangánico		
HF ácido hidrofluórico HCl salfumán, muriático HCN ácido prúsico		H_3PO_4 HPO_3	**orto**fosfórico **meta**fosfórico	**orto-** contiene H_2O **meta-** sin H_2O

Representación gráfica de las fórmulas de los ácidos



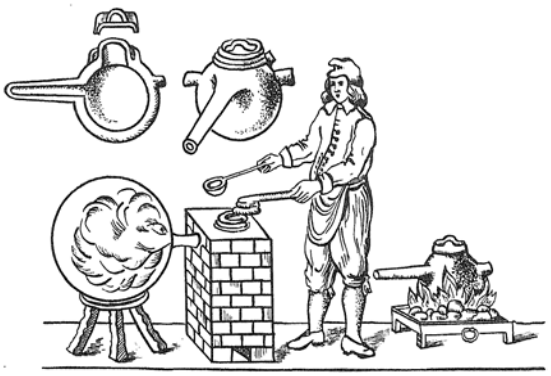
Propiedades fisicas de los ácidos

La mayoría de los ácido son sustancias líquidas; son ácidos sólidos: H_3PO_4 , H_3BO_3, H_5IO_6
Muchos ácidos se disuelven bien en el agua
Las soluciosnes de los ácidos tienen sabor ácido
La mayoría de los ácidos son incoloros: H_2CrO_4 es amarillo, $H_2Cr_2O_7$ es naranja, $HMnO_4$ – es frambuesa
Cambian el color de los indicadores: el tornaso pasa a rojo, el metilnaranja a rojo, la fenolftaleína a incoloro

La fortaleza de los ácidos se puede evaluar cualitativamente de acuerdo con la regla de Pauling. Para los ácidos con la fórmula H_nEO_m cuanto mayor sea el valor (m-n), más fuerte será el ácido.
Así, por ejemplo, para el HClO (m-n) = 0 – ácido muy débil,
para el $HClO_2$ (m-n) = 1 – ácido débil,
para el $HClO_3$ (m-n) = 2 – ácido fuerte,
para el $HClO_4$ (m-n) = 3 – ácido muy fuerte

Obtención de los ácidos

Hidrácidos (ácidos sin oxígeno)
Por interacción de sustancias simples con el hidrógeno: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
Por interacción de los ácidos con sales de ácidos **libres de oxígeno:** $2NaCl$ (sólido) $+ H_2SO_4$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$
Oxiácidos (ácidos que contienen oxígeno)
Por interacción de los óxidos ácidos con el agua: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
Por interacción de sales con otros ácidos (frecuentemente H_2SO_4) (desprendimiento del ácido volátil de su sal menos volátil): $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = 2HNO_3 + BaSO_4\downarrow$, $NaCN + HCl \xrightarrow{t^\circ} NaCl + HCN\uparrow$
Oxidación de no metales por ácidos-oxidantes: $B + 3HNO_3$ conc. $= H_3BO_3 + 3NO_2\uparrow$
Oxidación de compuestos de elementos no metálicos $H_2SO_3 + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$, $HNO_2 + Br_2 + H_2O = HNO_3 + 2HBr$, $H_3PO_3 + H_2O_2 = H_3PO_4 + H_2O$ método de producción industrial del HNO_3: $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{catalizador} 4NO + 6H_2O$, $2NO + O_2 = (NO_2)_2$, $2(NO_2)_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3$



Obtención de ácido clorhídrico a partir de sal de mesa y ácido sulfúrico. De los trabajos de J. R. Glauber, 1648

Propiedades químicas de los ácidos

Interacción con las bases (con formación de **sal** y agua) es una reacción de neutralización

$HCl + KOH = KCl + H_2O$,
$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O$,
$KH_2PO_4 + KOH = K_2HPO_4 + H_2O$,
$K_2HPO_4 + KOH = K_3PO_4 + H_2O$

Interacción con los óxidos **básicos** (con formación de **sal** y agua) y con los hidróxidos

$2HCl + CaO = CaCl_2 + H_2O$,
$H_2SO_4 + Ni(OH)_2 = NiSO_4 + 2H_2O$

Interacción con los hidróxidos anfóteros (con formación de **sal** y agua)

$3HNO_3 + Al(OH)_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$

Interacción con los óxidos anfóteros (con formación de **sal** y agua)

$6HNO_3 + Al_2O_3 = 2\ Al(NO_3)_3 + 3H_2O$

Interación con las sales (con formación de una nueva sal y un nuevo **ácido**).
La reacción es posible si el resultado es una **sal** insoluble o un **ácido** más débil

$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$,
$HCl + CaCO_3 = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$

Termólisis de algunos ácidos (con formación de un óxido **ácido** y agua)

$4H_3PO_4 \xrightarrow{t^\circ} P_4O_{10} + 6H_2O$

Oxidación o reducción de los ácidos:

$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$,
$2H_2S + H_2SO_3 = 3S\downarrow + 3\ H_2O$,
$H_2SO_3 + NO_2 = H_2SO_4 + NO\uparrow$,
$H_3PO_3 + H_2O_2 = H_3PO_4 + H_2O$

Interacción con los metales

(los productos de la reacción dependen de la actividad del metal y las propiedades del **ácido**)

A	**Los ácidos diluidos**: H_2SO_4, HCl, HBr, HI, H_3PO_4 y otros (¡pero no el HNO_3!) interactúan con los metales que se encuentran, en la serie electroquímica de potenciales, **más a la izquierda** del hidrógeno con formación de sal y **desprendimiento de hidrógeno**	$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ $H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow$ $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ $HCl + Cu \neq$
B	**El H_2SO_4 y el HNO_3 concentrados** interactúan de acuerdo con el esquema:	

Interacción de los metales y no metales con los ácidos nítrico y sulfúrico concentrados

	H_2SO_4 conc.	**HNO_3 conc.**	**HNO_3** dilui
Au, Pt, Ta, Ir	**no reacciona**	**no reacciona**	**no reacciona**
Fe, Al, Cr	**no reacciona** (reacciona solo calentando)	**no reacciona** (reacciona solo calentando)	sal + NH_4NO_3 + + (N_2) + H_2O
Metales alcalinos y alcalinotérreos + Zn, +Mg	sal +H_2S(S)+H_2O	sal + N_2O +H_2O	sal + NH_4NO_3 + +(N_2) + H_2O
otros metales	sal +SO_2+ H_2O	sal + NO_2 +H_2O	sal + NO +H_2O
no metales	ácido + SO_2 (+H_2O)	ácido + NO_2 (+H_2O)	ácido + NO (+H_2O)

Ejemplos:	
	4 Mg + 5H_2SO_4 conc. = 4 $MgSO_4$ + $H_2S\uparrow$ + 4H_2O
	Cu + 2H_2SO_4 conc. = $CuSO_4$ + $SO_2\uparrow$ + 2H_2O
	4Mg + 10HNO_3 dilui = 4$Mg(NO_3)_2$ + NH_4NO_3 + 3H_2O
	Ag + 2HNO_3 conc.= $AgNO_3$ + $NO_2\uparrow$ + H_2O
	3Ag + 4HNO_3 dilui = 3 $AgNO_3$ + NO$\uparrow$+ 2H_2O
	C + 2H_2SO_4 conc. = CO_2 + 2$SO_2\uparrow$ +2H_2O
	3 P_4 + 20HNO_3 dilui + 8H_2O = 12H_3PO_4 + 20NO$\uparrow$
	S + 6HNO_3 conc. = H_2SO_4 + 6$NO_2\uparrow$ + 2H_2O

En 1270, el alquimista italiano Cardenal Giovanni Fadantsi, conocido como Buenaventura, vertió juntos los ácidos clorhídrico y nítrico concentrados en busca de un disolvente universal. Por la capacidad de disolver al "rey de los metales", el oro, a la mezcla se le llamó "agua regia".
No fue posible obtener un disolvente universal. Resultó que el agua regia no actúa sobre el vidrio, ni la cerámica, la arena de mar (SiO_2), la piedra de estaño (SnO_2), ni sobre otras sustancias

Ácidos y bases.
Teorías fundamentales

Teoría de la disociación electrolítica. Arrhenius, 1887
Ácidos son electrolitos que, cuando se disocian en solución acuosa, los cationes que dan son solo H^+ (hidrónio H_3O^+) y aniones de los residuos ácidos.
Ejemplo, **HCl** $\rightleftharpoons$ $H^+ + Cl^-$.

Bases son electrolitos que, cuando se disocian en una solución acuosa, dan solo iones hidróxido OH como aniones OH^-.
Ejemplo, NaOH $\rightleftharpoons$ $Na^+ + OH^-$.

Hidróxidos anfóteros son Electrolitos que, al disociarse en solución acuosa, forman simultáneamente cationes de hidrógeno H^+ y aniones de iones hidroxilo OH^-.
Ejemplo, $2H^+ + [Zn(OH)_4]^{2-} \rightleftharpoons \mathbf{Zn(OH)_2} \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2OH^-$

Teoría protolítica (protónica). Brønsted - Lowry, 1923
Los ácidos son donores de H^+ (protones): **HA** $\rightleftharpoons$ $H^+ + A^-$.
Los ácidos se dividen en:
- moleculares $\mathbf{HNO_3} \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$,
- catiónicos $\mathbf{NH_4^+} \rightleftharpoons H^+ + NH_3$,
- aniónicos $\mathbf{HCO_3^-} \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$.

Bases son aceptoras de cationes hidrógeno.
Las bases se dividen en:
- moleculares $NH_3 + H^+ \rightleftharpoons + NH_4^+$,
- catiónicas $CrOH^{2+} + H^+ \rightleftharpoons Cr^{3+} + H_2O$,
- aniónicas $OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$; $CH_3COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH_3COOH$.

Los **anfóteros** son sustancias que pueden ser tanto donantes como aceptores de electrones

Ejemplo, iones:
$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$
$H_2PO_4^- + H^+ \rightleftharpoons H_3PO_4$

Ejemplo, moléculas:
$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
$H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$

El **ácido** y la **ácido** existen como **par cojugado**. Para cada ácido, hay una base conjugada, que tiene un protón menos.
Ejemplo, $\mathbf{HNO_3} + \mathbf{NH_3} \rightleftharpoons \mathbf{NH_4^+} + \mathbf{NO_3^-}$
ácido base ácido base

Teoría electrónica (Lewis, 1923)

Ácidos son aceptores de un par de electrones (en orbitales vacantes), ejemplo, H^+, Cu^{2+}, Ag^+, Fe^{3+}, SO_3, SiO_2, Al_2O_3, $AlCl_3$ $Al(OH)_3$,), BF_3, PCl_5.

Bases son donantes de pares de electrones, son todos los aniones, amoníaco y aminas, agua, alcoholes, $(C_2H_5)_2O$, halógenos.

Un **ácido** y una **base** interactúan con la formación un enlace por el mecanismo donor-aceptor: **К + :O = К:O.**

Por ejemplo las reacciones:

$AlF_3 + :NH_3 \rightleftharpoons [AlF_3]—[NH_3]$

$AlCl_3 + :Cl^- \rightleftharpoons AlCl_4^-$

$BF_3 + :F^- \rightleftharpoons BF_4^-$

$PCl_5 + :Cl^- \rightleftharpoons PCl_6^-$

$Cu^{2+} + 4\ :NH_3 \rightleftharpoons [Cu(NH_3)_4]^{2+}$

Teoría de la formación de sal (M. Usanovich, 1939)

La interacción **ácido-base** es una reacción de formación de sal.

Un **ácido** es una partícula que puede ceder cationes, incluido un protón, o unir aniones, incluido un electrón.

Una **base** es una partícula que puede aceptar un protón u otros cationes o donar un electrón y otros aniones.

En la base de los conceptos «**ácido**» и «**base**» se utiliza el signo de la carga de las partículas, no la estructura de la capa de electrones. Según esta teoría, *la **ácidez** y la **basicidad** son funciones de las sustancias*. Si la sustancia es un ácido o una base depende de la pareja con la que intereactúa.

En la reacción: $SO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_4^-$ el agua cede un anión OH^-, ella es la base, el óxido de azufrre (VI) recibe este anión, él es el **ácido**.

En la reacción: $SnCl_4 + 2KCl \rightleftharpoons K_2SnCl_6$ el tetracloruro de estaño, que recibe los aniones de cloro, es el **ácido**.

Este enfoque sobre los **ácidos** y las bases permite atribuir como interacciones ácido-base a todas las reacciones redox

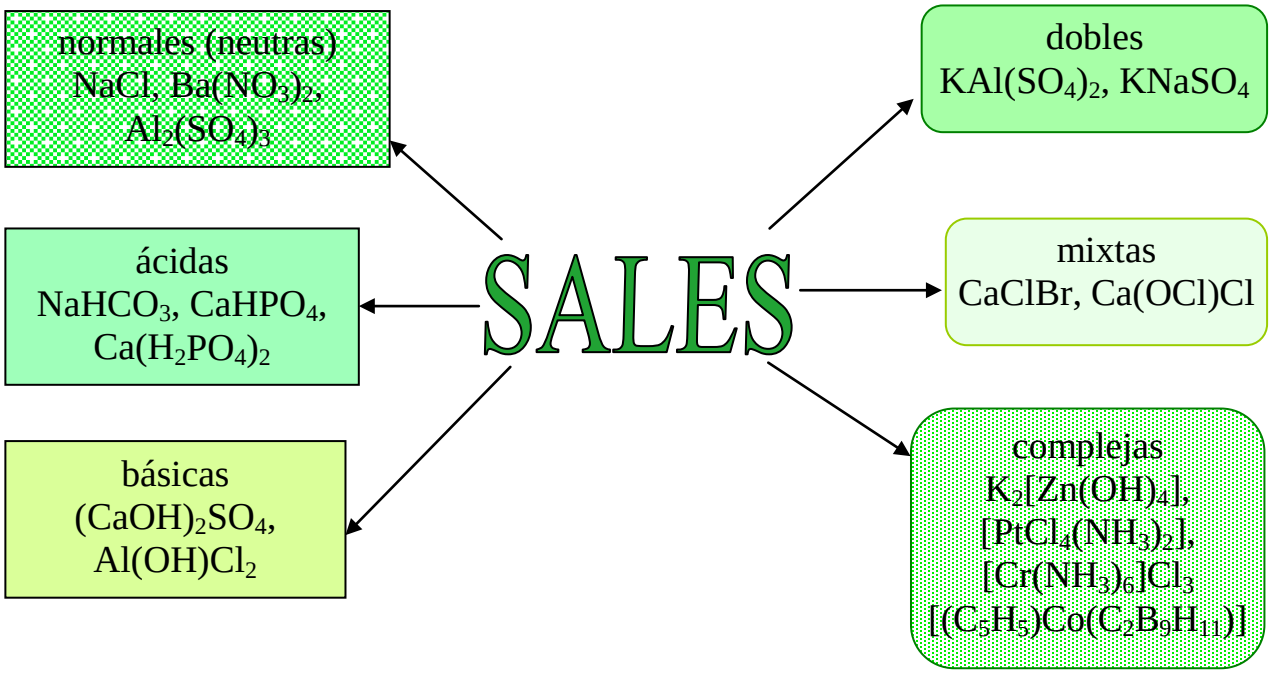
En el grabado se representa el proceso de destilación.
Los alquimistas preparan agua medicinal, que podría purificar los cuerpos físicos de sus impurezas, aliviar el cuerpo humano de enfermedades y prolongar la vida

SALES

Las sales son compuestos químicos que forman cationes metálicos en el proceso de disociación electrolítica (M^{n+}) o NH_4^+ y aniones del residuo ácido A^{-m}

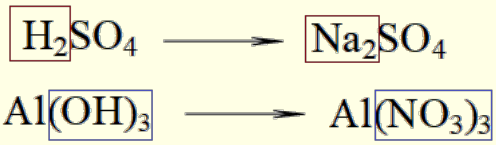
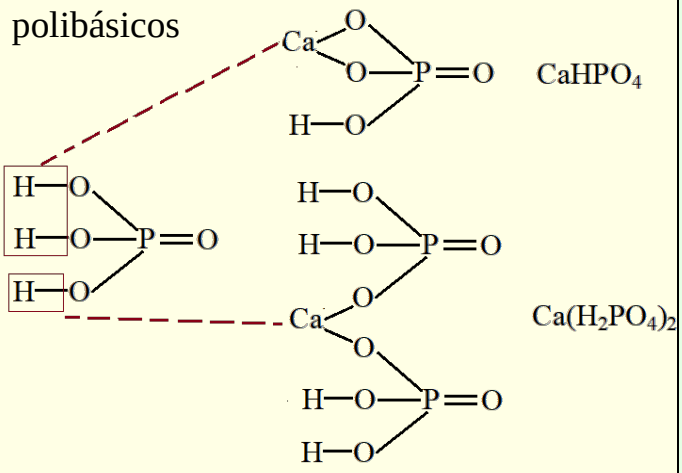
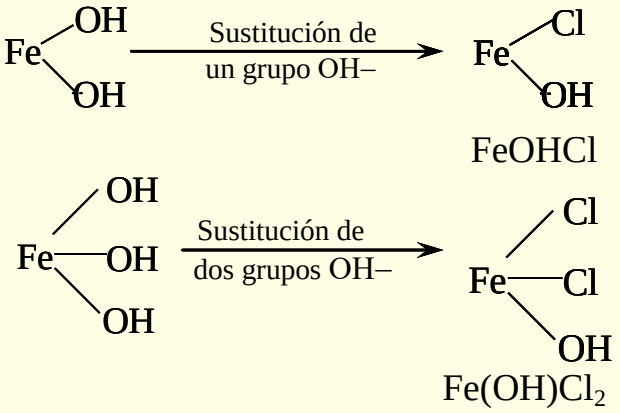
$$M^{n+}{}_m A^{-m}{}_n$$

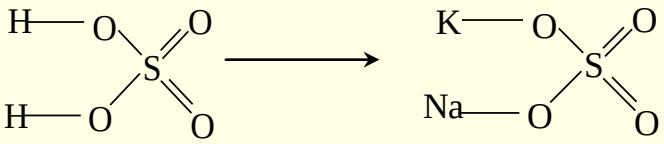
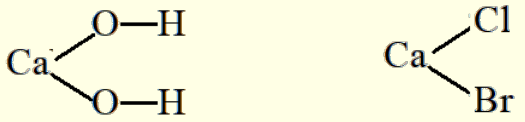
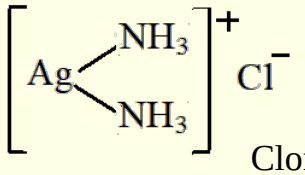
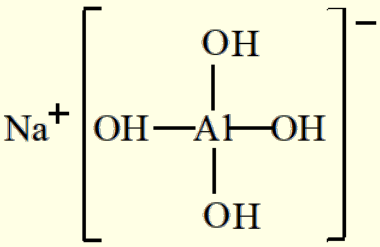
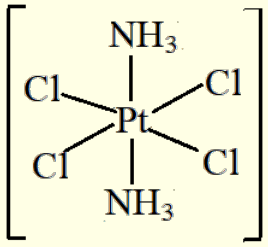
Clasificación de las sales



Propiedades físicas de las SALES
La mayoría de las sales son sustancias sólidas cristalinas con altos puntos de fusión y ebullición
La mayoría de las sales son de color blanco
Algunas sales son coloreadas. Por ejemplo, $K_2Cr_2O_7$ es anaranjada, K_2CrO_4 es amarilla, CuS, PbS son negras, PbI_2 – amarillo dorado, $CoCl_2$ – rosado, AgBr – amarillento, AgI – amarillo
Por su solubilidad en agua se dividen en solubles (s), poco soluble (p), insoluble (i) (ver tabla de solubilidad, pág. 55)

Nomenclatura, definiciones

Sales	Definición	Nomenclatura
normales (neutras)	Productos con **sustitución total** de los átomos de H en una molécula de ácido por un metal (o grupos OH en una molécula de una base por residuos de ácido):  	Nombre de una sal normal = = nombre del residuo ácido + de + nombre del metal + **n.o**. del metal (entre paréntesis): $Al(NO_3)_3$ – nitrato de aluminio $Fe_2(SO_4)_3$ – sulfato de hierro (III) $Cr(NO_3)_3$ – nitrato de cromo (III)
ácidas	Productos con **sustitución incompleta** de átomos de H en moléculas de ácidos polibásicos  	Nombre de una sal ácida = = «hidrógeno-» o «dihidrógeno-» + nombre del residuo ácido + de + nombre del metal + **n.o**. del metal (ente paréntesis): $CaHPO_4$ – hidrógeno fosfato de calcio $Ca(H_2PO_4)_2$ – dihidrógeno fosfato de calcio $Fe(HSO_4)_2$ – hidrógeno sulfato de hierro (II)
básicas	Productos de la sustitución incompleta de grupos OH – en moléculas de bases poliácidas con residuos ácidos  	Nombre de la sal básica = = «hidroxo-» («dihidroxo-») + nombre del residuo ácido + de + nombre del metal + **n.o**. (entre paréntesis): $FeOHCl_2$ – Hidroxocloruro de hierro (III) $Fe(OH)_2Cl$ – dihidroxocloruro de hierro (III) $(CuOH)_2CO_3$ – hidroxocarbonato de cobre (II)

dobles	Son productos en los cuales los átomos de H de un ácido polibásico son reemplazados por diferentes metales:  $KNaSO_4$	Nombre de la sal doble = = nombre del residuo ácido + de + nombre de los metales + **n.o**. (entre paréntesis): $KNaSO_4$ – Sulfato de sodio - potasio
mixtas	Son productos en los cuales los grupos OH de una base son reemplazados por diferentes residuos ácidos:  CaClBr	Nombre de la sal mixta = = nombre de los dos residuos ácidos + de + nombre del metal + **n.o**. (entre paréntesis): CaClBr – clorurobromuro de calcio
complejas	Son productos que contienen iones compuestos (complejos):  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ Cloruro de diaminoplata (I)  $Na[Al(OH)_4]$ tetrahidroaluminato de sodio  $[PtCl_4(NH_3)_2]$ diamintetracloroplatino	Nombre de la sal compleja = = nombre del anión + de + nombre del catión Nombre de un **catión complejo** = número y nombre de los ligandos + nombre y **n.o**. del formador del complejo Nombre de un **anión complejo** igual en el caso del catión + terminación -ato Nombre de un **complejo neutro** igual que en el caso de los cationes, pero el nombre del formados de complejo sin señalar el **n.o**.

Existen nombres triviales para algunas sales: NaCl – sal común, Na_2CO_3 – soda, $NaHCO_3$ – bicarbonato de sodio, K_2CO_3 – potasa, $CaCO_3$ – tiza, mármol, $MgCO_3$ – magnesia, $K_2Cr_2O_7$ – dicromato de potasio, $KClO_3$ – sal de Bertoletov, KNO_3 – salitre indio, $NaNO_3$ – salitre de Chile, $HgCl_2$ – calomelanos, $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 2H_2O$ – sal de Saturno o de plomo, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – vitriolo azul, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – yeso, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – mirabilita

LOS PRINCIPALES MÉTODOS DE PRODUCCIÓN DE SAL

	sal	base (álcali)	óxido básico	metal
sal	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow \mathbf{BaSO_4}\downarrow + \mathbf{2NaCl}$ $K_2CO_3 + CaCl_2 \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}\downarrow + \mathbf{2KCl}$	$MnSO_4 + 2KOH \longrightarrow \mathbf{K_2SO_4} + Mn(OH)_2\downarrow$ $CoSO_4 + 2NaOH \longrightarrow \mathbf{Na_2SO_4} + Co(OH)_2\downarrow$	—	$Cu + HgCl_2 \longrightarrow \mathbf{CuCl_2} + Hg\downarrow$ $Zn + CuSO_4 \longrightarrow \mathbf{ZnSO_4} + Cu\downarrow$
ácido	$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{BaSO_4}\downarrow + 2HCl$ $AgNO_3 + HCl \longrightarrow HNO_3 + \mathbf{AgCl}\downarrow$	$KOH + HCl \longrightarrow \mathbf{KCl} + H_2O$ $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{Na_2SO_4} + 2H_2O$	$BaO + H_2SO_4 \longrightarrow \mathbf{BaSO_4}\downarrow + H_2O$ $CaO + 2HNO_3 \longrightarrow \mathbf{Ca(NO_3)_2} + H_2O$	$Mg + H_2SO_4\,(dil.) \longrightarrow \mathbf{MgSO_4} + H_2\uparrow$ $4Mg + 5H_2SO_4\,(conc.) \longrightarrow 4\mathbf{MgSO_4} + H_2S\uparrow + 4H_2O$ $4Mg + 10\,HNO_3\,(conc.) \longrightarrow 4\mathbf{Mg(NO_3)_2} + N_2O\uparrow + 5H_2O$ $4Mg + 10\,HNO_3\,(dil.) \longrightarrow 4\mathbf{Mg(NO_3)_2} + NH_4NO_3 + 3H_2O$
óxido de ácido	$CaCO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} \mathbf{CaSiO_3} + CO_2\uparrow$	$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}\downarrow + H_2O$ $2KOH + SO_3 \longrightarrow \mathbf{K_2SO_4} + H_2O$	$CaO + CO_2 \longrightarrow \mathbf{CaCO_3}$ $BaO + SO_3 \longrightarrow \mathbf{BaSO_4}$	—
no metal	$2KI + Cl_2 \longrightarrow \mathbf{2KCl} + I_2$	$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow \mathbf{NaCl} + \mathbf{NaClO} + H_2O$ $6NaOH + 3Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} 5\mathbf{NaCl} + \mathbf{NaClO_3} + 3H_2O$	—	$2Fe + 3Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} \mathbf{2FeCl_3}$ $Fe + S \xrightarrow{t^\circ} \mathbf{FeS}$

Métodos particulares de obtención de sales

● Descomposición térmica de algunas sales que contienen oxígeno	
• nitratos de metales ubicados en el rango de potenciales a la izquierda del Mg	
$2MeNO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2MeNO_2 + O_2\uparrow$	
• bicarbonatos de metales del grupo 2	
$Me(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} MeCO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$	
● Interacción de metales **anfóteros** (y algunos no metales), sus óxidos, e hidróxidos con **álcalis** (con desprendimiento de $H_2\uparrow$)	
Metal anfótero	$Zn + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$, $Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$
óxido	$ZnO + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2ZnO_2 + H_2O$, $ZnO + 2NaOH + H_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2[Zn(OH)_4]$
hidróxido	$Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$
● Interacción de algunos no metales con **álcalis** (con desprendimiento de $H_2\uparrow$)	
	$Si + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$
● Fusión de sales con algunos óxidos **ácidos**	
$K_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} K_2SiO_3 + CO_2\uparrow$	
● Interacción de álcalis con halógenos	
$2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaClO + H_2O$, $6NaOH + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$	
● Interacción de halógenos con halógenos	
$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$	
● Interacción de sales **ácidas** con **álcalis** con formación de sales normales	
$NaHSO_3 + NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2SO_3 + H_2O$	
● Interacción de óxidos **ácidos** con peróxidos, superóxidos y ozónidos	
$2CO_2 + 2Na_2O_2 = 2Na_2CO_3 + O_2\uparrow$, $2CO_2 + 4KO_2 = 2K_2CO_3 + 3O_2\uparrow$	
● Reacciones redox	
$Na_2SO_3 + H_2O_2 = Na_2SO_4 + H_2O$, $K_2SO_4 + 4C \xrightarrow{t^\circ} 2K_2S + 4CO$, $3Fe(NO_3)_2 + 4HNO_3 = 3Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$, $2FeCl_3 + Cu = 2FeCl_2 + CuCl_2$	

Nombres de algunos ácidos y sales

Nombre del ácido	Fórmula del ácido	Residuo ácido	Fórmula de la sal	Nombre de la sal
Nitroso	HNO_2	NO_2^-	KNO_2	Nitrito de potasio
Nítrico	HNO_3	NO_3^-	KNO_3	Nitrato de potasio
Bórico (orto)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	K_3BO_3	Borato de potasio
Bromhídrico	HBr	Br^-	KBr	Bromuro de potasio
Yodhídrico	HI	I^-	KI	Yoduro de potasio
Metasilícico	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	K_2SiO_3	Silicato de potasio
Permangánico	$HMnO_4$	MnO_4^-	$KMnO_4$	Permanganato de potasio
Manganoso	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	K_2MnO_4	Manganato de potasio
Arsénico (orto)	H_3AsO_4	AsO_4^{3-}	K_3AsO_4	Arsenato de potasio
Metaarsenioso	$HAsO_2$	AsO_2^-	$KAsO_2$	Arsenito de potasio
Sulfúrico	H_2SO_4	SO_4^{2-}	K_2SO_4	Sulfato de potasio
		HSO_4^-	$KHSO_4$	Hidrógeno sulfato de potasio
Sulfuroso	H_2SO_3	SO_3^{2-}	K_2SO_3	Sulfito de potasio
		HSO_3^-	K_2SO_3	Hidrógeno sulfito de potasio
Sulfídrico	H_2S	S^{2-}	K_2S	Sulfuro de potasio
		HS^-	KHS	Hidrógeno sulfuro de potasio
Clorhídrico	HCl	Cl^-	KCl	Cloruro de potasio
Carbónico	H_2CO_3	CO_3^{2-}	K_2CO_3	Carbonato de potasio
		HCO_3^-	$KHCO_3$	Hidrogeno carbonato de potasio
Acético	CH_3COOH	CH_3COO^-	KCH_3COO	Acetato de potasio
Fosfórico (orto)	H_3PO_4	PO_4^{3-}	K_3PO_4	Ortofosfato de potasio
		HPO_4^{2-}	K_2HPO_4	Hidrógeno fosfato de potasio
		$H_2PO_4^-$	KH_2PO_4	Dihidrógeno fosfato de potasio
Fosfórico (meta)	HPO_3	PO_3^-	KPO_3	Metafosfato de potasio
Bifosfórico (piro)	$H_4P_2O_7$	$P_2O_7^{4-}$	$K_4P_2O_7$	Difosfato (pirofosfato) de potasio
Hipocloroso	$HClO$	ClO^-	$KClO$	Hipoclorito de potasio
Cloroso	$HClO_2$	ClO_2^-	$KClO_2$	Clorito de potasio
Clórico	$HClO_3$	ClO_3^-	$KClO_3$	Clorat de potasio
Perclórico	$HClO_4$	ClO_4^-	$KClO_4$	Perclorato de potasio
Crómico	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	K_2CrO_4	Cromato de potasio
Cromoso	$HCrO_2$	CrO_2^-	$KCrO_2$	Cromito de potasio
Dicrómico	$H_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-}$	$K_2Cr_2O_7$	Dicromato de potasio
Cianídrico (prúsico)	HCN	CN^-	KCN	Cianuro de potasio

PROPIEDADES QUÍMICAS DE LAS SALES

● Disociación en soluciones acuosas formando iones

• Sales normales a cationes metálicos y aniones de residuos **ácidos**

$M_mA_n \rightleftharpoons mM^{n+} + nA^{m-}$	$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$, $Al_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

• Sales **ácidas** a cationes metálicos y aniones que contienen hidrógeno:

$M_m(HA)_n \rightleftharpoons mM^{n+} + n(HA)^{m-}$	$NaH_2PO_4 \rightleftharpoons Na^+ + H_2PO_4^-$, $Na_2HPO_4 \rightleftharpoons 2Na^+ + HPO_4^{2-}$

• Sales **básicas** a cationes que contienen grupos OH y aniones de residuos **ácidos**

$[M(OH)_x]_mA_n \rightleftharpoons m[M(OH)_x]^{n+} + nA^{m-}$	$Al(OH)Cl_2 \rightleftharpoons AlOH^{2+} + 2Cl^-$, $Al(OH)_2Cl \rightleftharpoons Al(OH)_2^+ + Cl^-$

● Descomposición térmica de las sales

• Muchas sales son resistentes a la descomposición térmica

Están sujetas a descomposición las sales de ácidos débiles, las de amonio y las sales, formadas por agentes fuertes reductores y oxidantes (la descomposición de nitratos ver «Sales de ácido nítrico» en la sección « grupo 15(VA) », pag. 138):

Sal $\xrightarrow{t^\circ}$ óxido **básico** + + óxido **básico** (anfótero)	$BaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} BaO + CO_2\uparrow$, $BaSiO_3 \xrightarrow{t^\circ} BaO + SiO_2\downarrow$, $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t^\circ} Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O$

● Interacción con los metales

con los metales ubicados en la serie de potenciales de metales a la izquierda del H

M(1) + sal(1) → M(2) + sal(2)	$Fe + CuSO_4 \rightarrow Cu + FeSO_4$

● Interacción con las bases

• sales normales con formación de una nueva sal y una nueva **base**:

sal(1) + **base** → sal(2) + **base** ↓	$AlCl_3 + 3KOH = 3KCl + Al(OH)_3\downarrow$

• sales ácidas con la formación de sal normal y agua:

sal **ácida**+**base**→sal normal+H_2O	$NaHSO_3 + NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$

● Interacción con los ácidos

• sales normales con la formación de un nuevo **ácido** más débil o una nueva sal **insoluble**

sal(1) + **ácido**(1) → sal (2) + **ácido**(2)	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$, $BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$

• sales **básicas** con la formación de sal media y agua

Sal **básica**+ **ácido**→sal normal+H_2O	$BaOHCl + HCl \rightarrow BaCl_2 + H_2O$

● Interacción con las sales (si una de las sales formadas precipita)

sal(1) +sal(2) →sal(3) +sal(4)↓	$AgNO_3 + NaCl = NaNO_3 + AgCl\downarrow$

● Reacciones redox

$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3Cl_2\uparrow + 2KCl + 7H_2O$,

$2Cr(NO_3)_3 + 3NaBiO_3 + 6HNO_3 \rightarrow H_2Cr_2O_7 + 3Bi(NO_3)_3 + 3NaNO_3 + 2H_2O$

Hidrólisis de las sales

La hidrólisis de la sal es la interacción de la sal con el agua, lo que conduce a la formación de un electrolito débil.
La causa de la hidrólisis es la disociación electrolítica de la sal y el agua

Casos de hidrólisis de las sales

Sal formada			
una base fuerte	una base fuerte	una base débil	una base débil
con un ácido fuerte	con un ácido débil	con un ácido fuerte	con un ácido débil
no hay hidrólisis	hidrólisis por el anión (pH > 7)	hidrólisis por el catión (pH < 7)	hidrólisis por el catión y por el anión (pH≈7)
$NaCl + H_2O \neq$	$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$ $CH_3COOK + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + KOH$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$ $NH_4Cl + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + HCl$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$ $NH_4CH_3COO + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NH_4OH$

Al disolver sales de ácidos polibásicos y bases poliácidas la hidrólisis ocurre en varios pasos:

$Na_2S + HOH \rightleftarrows NaHS + NaOH$ – I paso *predominantemente*
$S^{2-} + HOH \rightleftarrows HS^- + OH^-$

$NaHS + HOH \rightleftarrows H_2S + NaOH$ – II paso
$HS^- + HOH \rightleftarrows H_2S + OH^-$

Hidrólisis de silicatos:
$SiO_3^{2-} + HOH \rightleftarrows HSiO_3^- + OH^-$
$2HSiO_3^- \rightleftarrows Si_2O_5^{2-} + H_2O$

Hidrólisis conjunta ocurre al mezclar soluciones que contienen cationes Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+} (y oros M^{3+}), NH_4^+ y aniones: S^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, SiO_3^{2-}.
Conduce a la formación de una base poco disociada y una sustancia gaseosa (en el caso del SiO_3^{2-} es una sustancia sólida)
Por ejemplo: $3K_2S + 2AlCl_3 + 6HOH \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6KCl$

Características cuantitativas de la hidrólisis
Grado de hidrólisis (h) es la relación de la cantidad de sustancia hidrolizada respecto a la cantidad total de sustancia disuelta, h aumenta al disminuir la concentración de sal y al aumentar la temperatura.
Constante de hidrólisis (K_h) –constante de equilibrio del proceso de hidrólisis

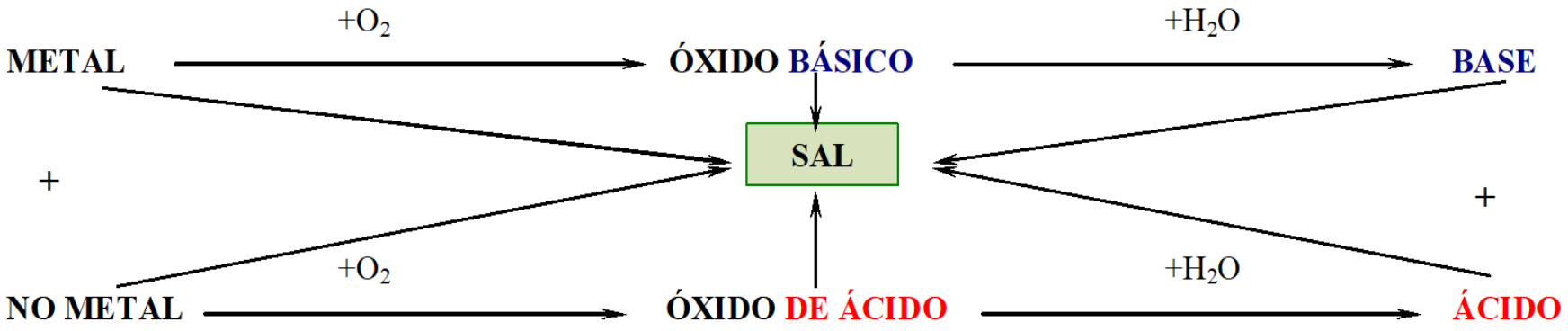
$$K_h = \frac{h^2 \times C_{M(s)}}{1-h}$$

sal de base débil y ácido fuerte: $K_h = K_{HOH} / K_{base}$
sal de base fuerte y ácido débil: $K_h = K_{HOH} / K_{ácid.}$
sal de base débil y ácido débil: $K_h = K_{HOH} / (K_{sal} \cdot K_{ácid.})$

$C_M(s)$ – concentración molar de la sustancia ***s***

RELACIÓN GENÉTICA ENTRE LAS PRINCIPALES CLASES DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Sustancias reaccionantes	Reacciones en las que participan las sustancias				
	Nometales	**Óxidos de ácido**	**ácidos**	**Sales**	**Agua**
Metales	$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ $Fe + S \longrightarrow FeS$	$4Mg + SiO_2 \xrightarrow{t} \longrightarrow Mg_2Si + 2MgO$	$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$	$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$	$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$
Óxidos básicos	$CaO + C \longrightarrow Ca + CO\uparrow$	$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$	$CaO + H_2SO \longrightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O$	—	$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$
Bases solubles (álcalis)	$2KOH + Cl_2 \longrightarrow KCl + KClO + H_2O$	$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$	$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$	$2NaOH + CuCl_2 \longrightarrow 2NaCl + Cu(OH)_2\downarrow$	forman hidratos cristalinos
Bases insolubles	—	$Mn(OH)_2 + SO_3 \longrightarrow MnSO_4 + H_2O$	$Mn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O$	—	—
Sales	$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$	$CaCO_3 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 + CO_2\uparrow$	$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$	$Na_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow 2NaCl + BaSO_4\downarrow$	$CuSO_4 + 5H_2O \longrightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Agua	$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HClO$	$H_2O + SO_3 \longrightarrow H_2SO_4$	$H_2O + H_2SO_4 \longrightarrow H_2SO_4 \cdot nH_2O$	$FeSO_4 + 7H_2O \longrightarrow FeSO_4 \cdot 7H_2O$	—



ELEMENTOS S

Hidrógeno

$^{1}_{1}H$	99,98%
$^{2}_{1}D$	0,015%
$^{3}_{1}T$	trazas

$_{1}H$ $1s^{1}$

H^{+1} $\square \xleftarrow{-\bar{e}} \boxed{\uparrow} \xrightarrow{+\bar{e}} \boxed{\downarrow\uparrow}$ H^{-1}

similar a los metales — similar a los halógenos

Número de oxidación : **0, +1, −1**

OBTENCIÓN

- En la industria:
  - por cracking del metano $CH_4 \xrightarrow{800\text{-}1000°C\ catalizador} 2H_2 + C$;
  - por conversión del metano $CH_4 + H_2O \xrightarrow{Ni,\ 900°C} 3H_2 + CO$;
  - por interacción del carbón con vapor de agua $C + H_2O \xrightarrow{1000°C} H_2 + CO$;
  - por electrólisis del agua $2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 2\,H_2 + O_2$.
- En el laboratorio:
  - $Zn + H_2SO_4 \rightarrow H_2\uparrow + ZnSO_4$;
  - $Ca + 2H_2O \rightarrow H_2\uparrow + Ca(OH)_2$;
  - $2Al + 6NaOH + 6H_2O \rightarrow 3H_2\uparrow + 2Na_3[Al(OH)_6]$;
  - $TiH_2 \xrightarrow{t°} H_2 + Ti$;
  - $CaH_2 + 2H_2O \rightarrow 2H_2\uparrow + Ca(OH)_2$;
  - $2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 2H_2 + O_2$
  - $Si + 2KOH + H_2O \rightarrow 2H_2\uparrow + K_2SiO_3$;

Características fundamentales

Símbolo del elemento	**H**
Nombre en latín	Hydrogenium
Nombre en español	Hidrógeno
Fecha del descubrimiento	1766
Descubridor	Cavendich
Número atómico	1
Masa relativa del átomo	1,00794
Radio del átomo (pm)	78
Energía de inonización $E \rightarrow E^{+}$	1312 (kJ/mol)
Energía de afinidad al $\bar{e}$ $E \rightarrow E^{-}$	72,8 (kJ/mol)
Electronegatividad (según Pauling)	2,20
t fusión (K)	14,01
t ebullición (K)	20,28
Densidad (g/cm^3) sólido a (11 K)	0,076
Volumen de 1 mol (cm^3) a (11 K)	13,26
Contenido en la corteza terrestre (% masa)	0,152
Modificaciones alotrópicas *	(Mg), (α-Fe), tetragonal

Distribución en la naturaleza:
En forma de H_2O y diferentes compuestos, gases volcánicos y del petróleo, en organismos vegetales y animales
~ 90% de la masa del universo y 70.68% de la masa del sol

El origen del nombre: del griego, genes hidro generador de agua

* Entre paréntesis se indica el tipo de estructura (ver pag. 33)

Henry Cavendish (1731-1810)
Descubrió el hidrógeno y el dióxido de carbono, determinó la composición del agua

Propiedades físicas
• gas incoloro e inodoro, en forma de molécula H_2 • 14,5 veces más ligero que el aire • poco soluble en agua • muy soluble en algunos metales: Pd, Pt, Ni

Propiedades químicas

En condiciones normales es poco activo; el H atómico es activo

REDUCTOR	**OXIDANTE**
(perdiendo un ē, forma H^+ en agua se forma el ión hidrónio: $H_2O + H^+ \rightarrow [H_3O^+]$)	(tomando un ē, forma el ión hidruro H^-)
Interacción con resultado de la formación de compuestos covalentes: • $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\,H_2O$ • $3H_2 + N_2 \underset{}{\overset{P,t^\circ,catalizator}{\rightleftharpoons}} 2NH_3$ • $H_2 + F_2 = 2HF$ (en condiciones normales explota) • $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2HCl$ $H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2HBr$; $H_2 + I_2 \rightleftharpoons^{t^\circ} 2HI$ • $H_2 + S$ (derretido) $\xrightarrow{t^\circ} H_2S$	Formación de hidruros, compuestos iónicos típicos $H_2 + 2Na \xrightarrow{t^\circ} 2NaH$ $H_2 + Ca \xrightarrow{t^\circ} CaH_2$
Reducción de óxidos $3H_2 + Fe_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe + 3H_2O$ $3H_2 + WO_3 \xrightarrow{t^\circ} W + 3H_2O$	

USOS

- como combustible (el valor calorífico es 3 veces mayor que el del petróleo y el gas natural);
- para la síntesis de amoniaco, cloruro de hidrógeno, metanol;
- para hidrogenar las grasas (obtener margarina);
- Isótopos ${}^{2}_{1}D$ y ${}^{3}_{1}T$ como combustible termonuclear;
- para la producción de caprón, nylon, alcoholes grasos superiores;
- para la síntesis de hidruros metálicos

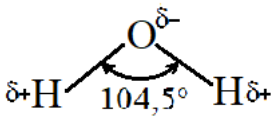
La masa principal de hidrógeno natural es el protio (^1H), por 6800 átomos de los cuales tenemos ~ 1 átomo de deuterio (D). El tritio (T) se forma a partir del nitrógeno en las capas superiores de la atmósfera de reacciones nucleares por la acción de los neutrones de los rayos cósmicos: ${}^{14}_{7}N + n = {}^{12}_{6}C + {}^{3}_{1}H$.

La cantidad de T en la Tierra no es mayor de 2-3 kg. El período de semidesintegración del T es de 12,262 años, como resultado de la desintegrqación ß⁻ el T se transforma en el isótopo ^3He: ${}^{3}_{1}H = {}^{3}_{2}He + {}^{0}_{-1}e$

COMPUESTOS DE HIDRÓGENO

Agua

(óxido de hidrógeno)



H_2O – agua de protio
D_2O – agua de deuterio } **pesada**
T_2O – agua de tritio

ligera

Los enlaces de hidrógeno tienen un gran momento dipolar. → $(H_2O)_n$
(las moléculas se asocian fácilmente)

OBTENCIÓN del agua:
- □ de fuentes naturales (océanos, mares, ríos ...)
- □ agua pura (destilada) – por destilación

Propiedades fisicas
- ▪ líquido incoloro sin sabor ni olor, en capas gruesas es azulado;
- ▪ valores anormalmente altos de capacidad calorífica, calor de fusión y evaporación (en comparación con otros líquidos);
- ▪ tiene su mayor densidad a t° = +4°C;
- ▪ Es un buen disolvente de moléculas polares

Purificación del agua

De partículas grandes: filtración
De partículas suspendidas: mediante la adición de sales de aluminio
$Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3CaSO_4$
Eliminación de la dureza (o sea, sales disueltas):
- temporal: $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$
  $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{ebullición} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$
- permanente: ● $CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$
  ● resinas de intercambio iónico

Propiedades químicas			
Electrolito débil	$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ (25ºC)		
Propiedades Anfóteras	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$;		$Na_2O + H_2O = 2NaOH$
Con sustancias simples	con metales alcalinos y alcalinotérreos		$2\ H_2O + 2Na = 2NaOH + H_2\uparrow$ $2\ H_2O + Ca = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
	con otros metales		$3H_2O + 2Fe \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2\uparrow$
	con halógenos (calentando)		$3H_2O + 4F_2 \xrightarrow{t^\circ} F_2O + 6HF + O_2\uparrow$ $H_2O + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} HClO + HCl$
Con sustancias compuestas	con óxidos **básicos**		$H_2O + Na_2O = 2NaOH$
	con óxidos **ácidos**		$H_2O + SO_3 = H_2SO_4$
	con **sales**	hidrólisis*	$H_2O + AlCl_3 \rightleftarrows Al(OH)Cl_2 + HCl$
		formación de hidratos de cristal	$5\ H_2O + CuSO_4 = CuSO_4 \cdot 5H_2O$
	con hidruros metálicos		$H_2O + NaH = NaOH + H_2\uparrow$
Con algunas sustancias orgánicas	con alcanos, alcadienos, alquinos		$H_2O + C_2H_4 = C_2H_5OH$
	hidrólisis de ésteres		$H_2O + R_1COOR_2 \rightarrow$ $\rightarrow R_1COOH + R_2OH$
Descomposición	$2H_2O = 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$ (por corriente eléctrica o calor fuerte		

D_2O – agua pesada

Obtención: por electrolisis del agua natural.

Propiedades físicas: líquido incoloro y sin olor, $t°_{fusión}$ 3,82°C, $t°_{ebullición}$ 101,42°C, densidad 1,105 g/cm^3

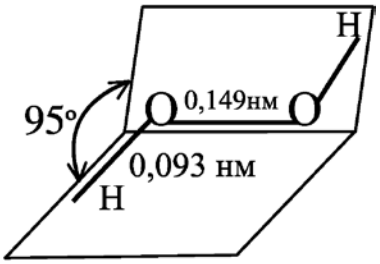
Propiedades químicas: las mismas que el H_2O

USOS

- en la industria (para obtener energía, como solvente, refrigerante, reactivo); ■ en la agricultura; ■ en la vida cotidiana;
- para beber; ■ D_2O es un moderador en reacciones nucleares

* Hidrólisis de sales, ver también pag. 95

Peróxido de hidrógeno



H_2O_2 (dióxido de hidrógeno)

OBTENCIÓN

en el laboratorio $BaO_2 + H_2SO_4 = H_2O_2 + BaSO_4\downarrow$;

en la industria en el ánodo: $2H_2SO_4 \xrightarrow{electrólisis} H_2S_2O_8 + 2H^+ + 2\bar{e}$,

$H_2S_2O_8 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + H_2O_2$

Propiedades físicas

▪ Líquido incoloro, similar al sirope, totalmente soluble en agua;
▪ explosivo; ▪ polar; ▪ inestable; ▪ se descompone fácilmente

Propiedades químicas	
Ácido muy debil	$H_2O_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H_3O^+ + HO_2^-$
Inestable	$2\ H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$ Reacción de desproporción muy acelerada por catalizadores (trazas de MnO_2, Cu, Fe, Mn y sus iones)
Oxidante	$H_2O_2 + 2KI + H_2SO_4 = I_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$ $H_2O_2 + 2KI = I_2 + 2KOH$ $4H_2O_2 + PbS = PbSO_4 + 4\ H_2O$
Reductor	$5H_2O_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5O_2\uparrow + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$ $3H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 3O_2\uparrow + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O$

USOS

- para blanquear tejidos, pieles y papel;
- en la producción de compuestos orgánicos e inorgánicos, polímeros, materiales porosos;
- como desinfectante en las industrias médica y alimentaria;
- como oxidante en combustibles para motores de reacción (jet)

Hidruros EH_x

OBTENCIÓN

- $M + xH_2 \xrightarrow{t^\circ} ½\ MH_x$ M – metal alcalino o alcalinotérreo;
- $Mg_2Si + 4HCl \rightarrow SiH_4\uparrow$ (silano) $+ 2MgCl_2$;
- $C + 2H_2 \xrightarrow{t^o,\ P} CH_4\uparrow$ (metano);
- $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$; (amoníaco);
- As_2O_3 (Sb_2O_3) $+ 6Zn + 6H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} 2AsH_3\uparrow$ ($SbH_3\uparrow$) $+ 6ZnSO_4 + 3H_2O$;
  arsina (estibina)
- $S + H_2 \xrightarrow{t^o} H_2S\uparrow$ (sulfuro de hidrógeno)

Propiedades físicas

- los hidruros de metales alcalinos y alcalinotérreos **MH_x** son sustancias cristalinas de color blanco, inestables; otros hidruros metálicos son duros pero frágiles;
- los hidruros de los no metales, en general, son gases con olores característicos y venenosos

Compuestos de hidrógeno: hidruros

● Los hidruros iónicos (hidruros de tipo sal) son compuestos de hidrógeno con metales alcalinos y alcalinotérreos. Los hidruros iónicos son sustancias blancas que son estables bajo C.N., cuando se calientan se descomponen a metal e hidrógeno sin fusión, con la excepción de LiH, que se funde sin descomposición y se descompone con más calentamiento;

● Los hidruros metálicos son compuestos de metales de transición, en la mayoría de los casos son bertólidos. De hecho, son una solución sólida de hidrógeno en el metal, la estructura cristalina del metal se conserva.

M = Ti, V, Cr – hidruros tipo metal

M = Zn, Al – Hidruros poliméricos con "puentes" de H

● Hidruros covalentes son compuestos de no metales, por ejemplo H_2O, CH_4 y SiH_4, NH_3, y otros;

$2EH_x \xrightarrow{t^\circ} 2E + xH_2\uparrow$;

H_2S es un **ácido** débil: $H_2S + 2NaOH \rightarrow Na_2S + H_2O$

(Ver las secciones de las propiedades químicas de los compuestos de los elementos correspondientes)

Propiedades químicas de los hidruros

Interacción de los hidruros iónicos con el agua:

$NaH + H_2O = NaOH + H_2\uparrow$

$CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$

Interacción de hidruros iónicos con los halógenos:

$NaH + Cl_2 = NaCl + HCl\uparrow$

Interacción de los hidruros iónicos con el oxígeno:

$2KH + O_2 = 2KOH$

Interacción de los hidruros iónicos con los ácidos, alcoholes y amoníaco:

$CaH_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2\uparrow$

$NaH + R{-}OH = Na{-}OR + H_2\uparrow$

$KH + NH_3 \xrightarrow{t^\circ} KNH_2 + H_2\uparrow$

Interacción de los hidruros iónicos con el dióxido de carbono:

$KH + 2CO_2 \xrightarrow{t^o,\ P} KHCOO$ (formiato de potasio)

Interacción de los hidruros iónicos con el dióxido de silicio:

$4NaH + 3SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Na_2SiO_3 + Si + + 2H_2\uparrow$

Interacción con los óxidos metálicos:

$CaH_2 + 2CaO = 2Ca + Ca(OH)_2$

$2AlH_3 + 3ZnO = 3Zn + 2Al + 3H_2O$

Descomposición térmica:

$2LiH \xrightarrow{t^o} 2Li + H_2\uparrow$

$2NaH \xrightarrow{t^o} 2Na + H_2\uparrow$

Interacción con el nitrógeno:

$3CaH_2 + N_2 = Ca_3N_2 + 3H_2$

USOS

- para la obtención de H_2
- para obtener elementos altamente puros
- los hidruros de aluminio, LiH, NaH son agentes reductores en síntesis orgánica

El hidrógeno es altamente soluble en muchos metales, su mejor solubilidad es en paladio Pd (en un volumen de Pd se disuelven 850 volúmenes de hidrógeno). El sistema hidrógeno-metal se utiliza para almacenar y transportar hidrógeno: el hidrógeno se puede almacenar y transportar como hidruros sólidos y compuestos intermetálicos que pueden absorber y liberar varios cientos de volúmenes de hidrógeno por unidad de masa cuando se calientan

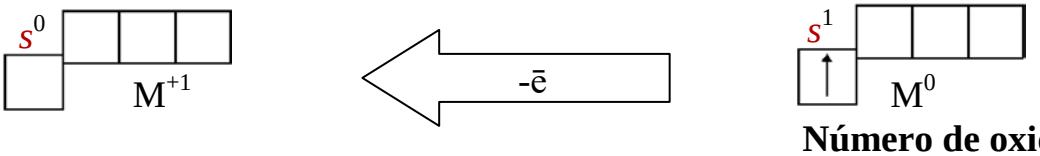
Grupo 1 (IA)

Metales alcalinos

Aumenta:
- radio atómico
- propiedades reductoras del átomo
- propiedades metálicas
- actividad química
- densidad

Li	[He] $2s^1 2p^0$
Na	[Ne] $3s^1 3p^0$
K	[Ar] $4s^1 4p^0$
Rb	[Kr] $5s^1 5p^0$
Cs	[Xe] $6s^1 6p^0$
Fr	[Rn] $7s^1 6p^0$

Disminuye:
- energía de ionización
- electronegatividad
- temperatura de ebullición
- temperatura de fusión



Número de oxidación: 0, +1

OBTENCIÓN

- Por electrolisis de sales fundidas: $NaCl \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$
  Cátodo: $Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na^0$
  Ánodo: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$
- Por calentamiento CsCl, RbCl con calcio en vacío:
  $2CsCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + 2Cs$

Propiedades físicas y fisicoquímicas de los elementos del grupo 1					
Li	**Na**	**K**	**Rb**	**Cs**	**Fr**
▪ Blanco plateado (el Cs es dorado) metales brillantes, se opacan en el aire ▪ Muy suaves, fáciles de cortar con un cuchillo ▪ De fácil forjado, plasticidad, conducen la corriente eléctrica ▪ Muy activos (por lo que se mantienen en queroseno) ▪ Agentes reductores muy fuertes; forman compuestos iónicos ▪ Colorean la llama de color:					
rojo	amarillo	azul-violeta	rojo púrpura	azul pálido	
▪ El Fr es un metal radiactivo con un período de semi desintegración corto					

El origen de los nombres de los elementos Na y K

En el antiguo Egipto, cualquier álcali se llamaba natrón. La palabra "cali" proviene del término árabe "álcali" (sustancias alcalinas). Cuando Davy obtuvo esos metales libres, el cali y el natri se las denominó potasio (potassium) y sodio (sodium). Hilbert, el editor de la revista "Annalen der Physik", propuso llamar a los nuevos metales kali (aceptado en Alemania y Rusia) y natronio (Natronium); Berzelius acortó este nombre a "sodio" (Natrium)

Características principales de los elementos del grupo 1 (IA)

	Li	Na	K	Rb	Cs
Nombre en latín	Lithium	Natrium	Kalium	Rubidius	Caesius
Nombre en español	Litio	Sodio	Potasio	Rubidio	Cesio
Fecha de descubrimiento	1817	1807	1807	1861	1860
Descubridores	Adfwedson	Davy	Davy	Bunsen, Kirchhoff	Bunsen, Kirchhoff
Número atómico	3	11	19	37	55
Masa relativa del átomo	6,941	22,98977	39,0983	85,4678	132,9054
Radio atómico (pm)	152	153,7	227	247,5	265,4
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	513,3	495,8	418,8	403,0	375,7
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	59,6	52,9	48,4	46,9	45,5
Electronegatividad (según Pauling)	0,98	0,93	0,82	0,82	0,79
t fusion (K)	453,69	370,96	336,8	312,2	301,55
t ebullición (K)	1620	1156,1	1047	961	951,6
Densidad (g/cm^3, sólido)	0,534	0,971	0,862	1,532	1,873
Volumen de 1 mol (cm^3)	13,00	23,68	45,36	55,79	70,96
Isótopos principales (número de masa)*	6, 7	22^*, 23, 24^*	$39,40^*$,41, 42^*, 43^*	83^*, 85, 86^*, 87^*	133, 134^* 135^*,137^*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$2\cdot10^{-3}$	2,3	2,1	$9\cdot10^{-3}$	$3\cdot10^{-4}$
Modificaciones alotrópicas **	α-Li (α-Fe) β-Li (Cu)	α-Na (Mg), β-Na (α-Fe)	K (α-Fe)	Rb (α-Fe)	Cs (α-Fe), +2 modificaciones (Cu, Cu)
Principales compuestos naturales	espodumeno $[LiAlSi_2O_6]$, lepidolita $[LiAl(OH,F)_2Si_4O_{10}]$	halita (sal de gema) NaCl, natrón (sal de egipto), $Na_2CO_3\cdot NaHCO_3\cdot 2H_2O$, salitre chileno $NaNO_3$, mirabilita (sal de Glauber) $Na_2SO_4\cdot 10H_2O$	silvina KCl silvinita $KCl\cdot NaCl$ carnalita $KCl\cdot MgCl_2\cdot 6H_2O$	presente en los minerales lepidolita y carnalita	polucita $(Cs,Na)_4Al_4Si_9O_{26}\cdot H_2O$

Origen de los nombres de los elementos

Li *– del griego Λιθος (lithos) – «piedra»;* ***Rb*** *– del latín Rubidius – «de color rojo»;*
Cs *– del latín caesius – «azul cielo»;*
Fr *– en honor a Francia (descubierto en 1939 Marguerite Perey)*

Con el sigo están marcados los iótopos inestables

** Entre paréntesis se señalan los tipos de estructura (en la pag. 33 se puede ver el dibujo con los principales tipos de estructuras de los metales Cu, α-Fe и Mg)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 1

Li	Na	K	Rb	Cs
Con el oxígeno forman óxidos, peróxidos y superóxidos: el óxido se forma solo con el litio				
$4Li+O_2 \rightarrow 2Li_2O$ óxido	$2Na+O_2 \rightarrow Na_2O_2$ peróxido	$2K+3O_2 \rightarrow 2KO_3$ superóxido (ozonido)	se autoinflaman	
Con los halógenos forman halogenuros: $2\ E + Cl_2 \rightarrow 2\ ECl$				
Con el azufre al calentar forman sulfuros: $2E\ +\ S \rightarrow\ E_2S$				
Con el hidrógeno forman hidruros (con calentamiento ligero): $2E\ +\ H_2 \rightarrow 2EH$				
Con el nitrógeno solo reacciona el litio para formar nitruro:				
$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$	no reaccionan			
Con el agua (se oxidan ligeramente por el H^+ del agua) formando álcalis: $2E + 2H_2O \rightarrow\ 2EOH\ + H_2\uparrow$				
Con el amoníaco reaccionan formando amidas: $2E + 2NH_3 \rightarrow\ 2ENH_2\ + H_2\uparrow$ las amidas se hidrolizan fácilmente: $ENH_2\ + H_2O \rightarrow EOH\ + NH_3\uparrow$				
Con los alcoholes reaccionan formando alcoholatos: $2E + HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH \rightarrow\ EO{-}CH_2{-}CH_2{-}OE\ + H_2\uparrow$				
Con los ácidos orgánicos reaccionan formando sales: $2E + 2CH_3{-}COOH \rightarrow 2CH_3{-}COOE + H_2\uparrow$				
Con algunas otras sustancias orgánicas (Hal es el halógeno, R es un radical alquilo, ocurre la reacción de Wurtz): $2E + 2R{-}Hal \rightarrow 2EHal + R{-}R$				
Reacciones cualitativas: • cambio del color de la llama (pag. 104)				
• $Na^+ + Sb(OH)_6^- \rightarrow Na[Sb(OH)_6]\downarrow$ – precipitado blanco, $K^+ + HC_4H_4O_6^- \rightarrow KHC_4H_4O_6\downarrow$ – precipitado blanco (ion hidrotartrato)				

Humphry Davy *(1778-1829)*
Químico y físico inglés, uno de los fundadores de la electroquímica. Obtuvo K, Na, Sr, Ba, Mg por electrólisis. Describió el arco eléctrico

En una conversación con algunos amigos, Davy dijo: "Mi mayor descubrimiento fue el descubrimiento de Faraday"

Compuestos de los metales alcalinos

Características generales	*Propiedades anómalas del litio.*
□ todos son iones	En algunos casos el Li forma compuestos covalentes.
□ todos contienen el metal en M^{+1} □ todos son solubles □ son estables ante el calentamiento	- LiOH – es menos soluble $2LiOH \xrightarrow{t^\circ} Li_2O + H_2O$

	Propiedades	**OBTENCIÓN industrial**
Óxidos	básicas, se disuelven bien en agua (con formación de álcalis)	$4Li + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\,Li_2O$ $2Na + Na_2O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\,Na_2O$
Hidróxidos álcalis	✓ cáusticos ✓ sustancias sólidas cristalinas ✓ electrolitos fuertes	1. Por electrólisis de solución acuosa de NaCl: cátodo $2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow 2OH^- + H_2\uparrow$ ánodo $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2\uparrow$ $2H_2O+2NaCl \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$ 2. Por caustificación de la soda: $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3\downarrow$ *Soda (o sosa) cáustica*
Sales	✓se disuelven bien en agua ✓ se hidrolizan sólo las sales que se forman con ácidos débiles (Na_2CO_3 – *ceniza de soda* $NaHCO_3$ bicarbonato de sódio)	Obtención del **Na_2CO_3** (método de Solvay): $2NH_3 + CO_2 + H_2O = (NH_4)_2CO_3$ $(NH_4)_2CO_3 + CO_2 + H_2O = 2NH_4HCO_3$ $NH_4HCO_3 + NaCl = NaHCO_3 + NH_4Cl$ $2NaHCO_3 \xrightarrow{t^\circ} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$

USOS

Los metales alcalinos: K, Na juegan un papel vital en organismos vivos y en los procesos bioquímicos. **Li, Na, K, Cs** son estratégicamente importantes;el **^{6}LiD** y el **^{6}LiT** utilizado en energética termonuclear; el **Cs** se usa en generadores y motores iónicos de cohetes; **Li, Na**, **K** en fuentes químicas de corriente.
Los compuestos: el **NaOH** para la obtención de jabón, de detergentes sintéticos, para la producción de fibra artificial, la obtención de compuestos orgánicos y vidrio, el **NaCl** en la industria alimentaria, el **KNO_3** como fertilizante, **K_2CO_3** (potasa) en la producción de vidrio y jabón líquido, el **$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$** en la producción de vidrio, y en el refinado del petróleo

Grupo 2 (IIA)

Metales alcalinotérreos + Be, + Mg

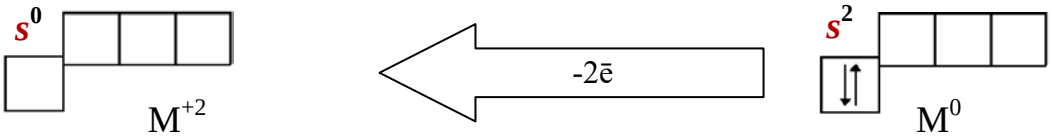
Aumenta:

- radio atómico
- propiedades reductivas del átomo
- propiedades metálicas
- actividad química

Be	[He] $2s^2 2p^0$
Mg	[Ne] $3s^2 3p^0$
Ca	[Ar] $4s^2 4p^0$
Sr	[Kr] $5s^2 5p^0$
Ba	[Xe] $6s^2 6p^0$
Ra	[Rn] $7s^2 7p^0$

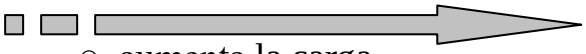
Disminuye:

- energía de ionización
- electronegatividad



Número de oxidación: 0, +2

Elementos del grupo1



- aumenta la carga
- disminuye el tamaño de los iones
- aumento de la dureza
- aumento en el punto de fusión
- disminución de la actividad química

Elementos del grupo 2

OBTENCIÓN

- Ca, Mg por electrólisis de las sales fundidas cátodo: $Ca^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ca^0$

  ánodo: $2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$

  $CaCl_2 \xrightarrow{electrólisis} Ca + Cl_2\uparrow$

  $MgCl_2 \xrightarrow{electrólisis} Mg + Cl_2\uparrow$

- Ba – por reducción del Al: $3BaO + 2Al \xrightarrow{t^o} 3Ba + Al_2O_3$

Propiedades físicas y fisicoquímicas de los elementos del grupo 2 (IIA)

Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra

- Metales blanco plateados, brillantes, blandos
- En contacto con el aire se opacan
- De fácil forjado, de textura plástica
- Conducen la corriente eléctrica
- Mayor dureza y mayor punto de fusión en comparación con el grupo 1 debido a la mayor carga de los iones y su tamaño más pequeño
- Son agentes reductores fuertes forman compuestos predominantemente iónicos
- Colorean la llama: Ca de rojo ladrillo, Sr de rojo carmín, Ba de verde amarillento

Principales características de los elementos del grupo 2 (IIA)

	Be	**Mg**	**Ca**	**Sr**	**Ba**	**Ra**
Nombre en latín	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium	Radium
Nombre en español	Berilio	Magnesio	Calcio	Estroncio	Bario	Radio
Fecha de descubrimiento	1797	1755	1808	1790	1808	1898
Descubridores	Vauquelin	Black	Davy	Crawford	Davy	P. y M. Curie
Número atómico	4	12	20	38	56	88
Masa relativa del átomo	9,01218	24,3050	40,078	87,62	137,327	226,025
Radio atómico (pm)	113,3	160	197,3	215,1	217,3	223
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ / mol)	899,4	737,7	589,7	549,5	502,8	509,3
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ / mol)	-18	-21	-186	-146	-46	?
Electronegatividad (según Pauling)	1,57	1,31	1,00	0,95	0,89	0,89
t fusión (K)	1551	922,0	1112	1042	1002	973
t ebullición (K)	3243	1363	1757	1657	1910	1413
Densidad (g/cm^3,sólido)	1,848	1,738	1,550	2,540	3,594	~5,0
Volumen de 1 mol (cm^3)	4,88	13,98	25,86	34,5	38,21	45,2
Isótopos principales (número de masa)*	7*, 9, 10*	24, 25, 26, 28*	40, 42, 43, 44, 45*, 46, 47*, 48	82*,84, 85*, 86, 87, 88, 89*, 90*	130, 132, 133*, 134, 135, 136-138, 140*	223*, 224* 226*, 228*
Contenido en la corteza terrestre (%en masa)	$2{,}6\cdot10^{-4}$	2,3	4,1	$3{,}7\cdot10^{-2}$	$5\cdot10^{-2}$	$6\cdot10^{-11}$
Modificaciones alotrópicas **	α-Be (Mg) β-Be(α-Fe)	Mg (Mg)	α-Ca (Cu) β-Ca(α-Fe) γ-Ca (Mg)	α-Sr (Cu) β-Sr (Mg) γ-Sr (α-Fe)	Ba(α-Fe) Ba (Mg)	Ra (α-Fe)
Principales compuestos naturales	beril $Be_3Al_2Si_6O_{18}$, bertrandita $Be_4Si_2O_7(OH)_2$	dolomita $CaCO_3 \cdot MgCO_3$, magnesita $MgCO_3$, carnalita $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, Agua de mar	tiza, marmol, pie-dra caliza $CaCO_3$; yeso $CaSO_4 \cdot 2H_2O$	celestina $SrSO_4$, estroncia-nita $SrCO_3$	barita $BaSO_4$ witherita $BaCO_3$	se encuentra en las menas de uranio

Origen de los nombres de los elementos

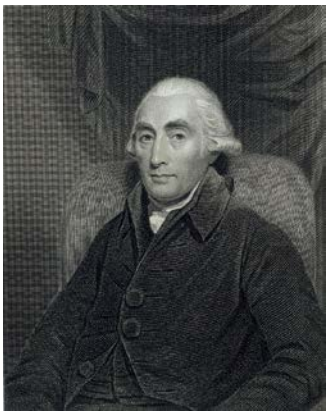
Be *del griego βήρυλλοζ (beryllos) «beri» (mineral);* ***Mg*** *del griego μάγνηξ «Magnesia» península de Grecia;* ***Ca*** *del latín calx «cal»,* ***Sr*** *nombrado en honor a Estroncia pueblo de Escocia,* ***Ba*** *del griego βαρύξ (barys) «pesado»,* ***Ra*** *del latín radius «rayo»*

Con el signo están marcados los isótopos inestables

** Entre paréntesis se señalan los tipos de estructura (en la pag. 33 se puede ver el dibujo con los principales tipos de estructuras de los metales Cu, α-Fe и Mg)

Louis Nicolas Vauquelin (1763-1829) químico francés descubridor del Be y del Cr

Joseph Black (1728-1799) – químico escocés descubridor del Mg y del CO_2



Propiedades químicas de los elementos del grupo 2

Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Con el oxígeno forman óxidos $2E + O_2 \rightarrow 2EO$					
Con los halógenos forman halogenuros $E + Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} ECl_2$					
Con el azufre al calentar forman sulfuros $E + S \xrightarrow{t^\circ} ES$					
Con el hidrógeno forman hidruros (con calentamiento ligero) $E + H_2 \rightarrow EH_2$					
Con el nitrógeno al calentar forman nitruros $3E + N_2 \xrightarrow{t^\circ} E_3N_2$					
Con agua forman hidróxidos (Be – lentamente, incluso con t°) $E + 2H_2O \rightarrow E(OH)_2$ (sólido) $+ H_2\uparrow$					
Con amoníaco forman amidas (excepto el Be y el Mg) $E + 2NH_3 \rightarrow E(NH_2)_2 + H_2\uparrow$					
Con alcoholes forman alcoholatos (excepto el Be) $E + 2CH_3{-}CH_2OH \rightarrow (CH_3{-}CH_2O)_2E + H_2\uparrow$					
Con sustancias orgánicas forman compuestos organometálicos (excepto el Be) $Mg + R{-}Hal \rightarrow R{-}Mg{-}Hal$, reactivo de Grignard R − radical alquilo o arilo, Hal – halógeno					

El Be es el elemento no radioactivo más tóxico. La dosis letal de este elemento es de $2 \cdot 10^{-6}$ g/m^3.
El isótopo radioactivo ^{228}Th es la sustancia más tóxica. Solo su concentración en el aire de $1{,}4 \cdot 10^{-16}$ g por m^3 es mortal

Compuestos de los elementos del grupo 2

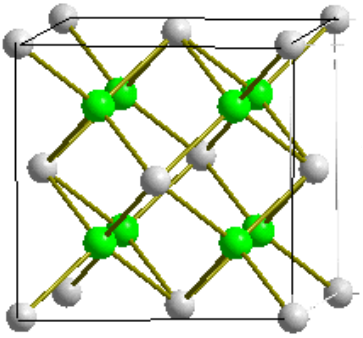
Características generales	***Propiedades anómalas del berilio***
□ todos son predominantemente iónicos □ todos contienen metal en la forma M^{+2} □ al aire la superficie del metal se cubre de una capa de óxido □ son solubles en agua (los carbonatos, hidróxidos y algunos sulfatos son insolubles) □ menos estables al calentar, que los compuestos de elementos del grupo 1	○ los óxidos y los hidróxidos de Be presentan propiedades anfóteras:: $BeO\ \{Be(OH)_2\} + 2HCl =$ $= BeCl_2 + H_2O\ \{2H_2O\}$ $BeO(s) + 2NaOH(s) \xrightarrow{t^\circ} Na_2BeO_2 + H_2O$ $Be(OH)_2 + 2NaOH(sol) \xrightarrow{t^\circ} Na_2[Be(OH)_4]$ ○ los compuestos de berilio presentan predominantemente carácter covalente

Propiedades y obtención de los compuestos de elementos del grupo 2

	Propiedades	**OBTENCIÓN**
Óxidos *(excepto Be)*	Los óxidos son básicos, solubles en agua: $BaO + H_2O = Ba(OH)_2$	calcinando: $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CaO + CO_2\uparrow$
Hidróxidos *(excepto Be)*	Bases fuertes, sustancias cristalinas sólidas	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ cal viva — cal hidratada
Sales	sustancias cristalinas incoloras	sin características
	carbonatos: solubles solo las sales de amonio, de los metales alcalinos; se descomponen al calentar sulfatos: son poco solubles, generalmente se funden sin descomposición nitratos: solubles en agua, se desomponen al calentar: $2Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2MgO + 4NO_2 + O_2\uparrow$ $2Ca(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Ca(NO_2)_2 + O_2\uparrow$ halogenuros: solubles en agua, se funden sin descomposición	
Hidruros, sulfuros, fosfuros, carburos	Reaccionan con agua y con ácidos: $SrH_2 + 2H_2O = Sr(OH)_2 + 2H_2\uparrow$ $Ba_3P_2 + 6HCl = 3BaCl_2 + 2PH_3\uparrow$ $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + C_2H_2\uparrow$	

Para el Be y el Mg, se conocen numerosos compuestos elemento-orgánico, en los que el átomo de metal está unido a un átomo de C. Por ejemplo: $(CH_3)_2Be$, C_2H_5BeCl, C_6H_5MgBr etc.
Estos compuestos son ampliamente utilizados para la síntesis de varias clases de compuestos orgánicos

CaF_2 (fluorita)



Dureza del agua

De carbonatos-temporal	**De no carbonatos - permanente**
Causada por la presencia de sales:	
$Ca(HCO_3)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, $Fe(HCO_3)_2$	$CaCl_2$, $CaSO_4$, $MgCl_2$, $MgSO_4$
Eliminación de la dureza - "ablandando el agua":	
• **por ebullición**: $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$ • **por método químico** (añadiendo carbonato): $Ca(HCO_3)_2 + Na_2CO_3 =$ $= CaCO_3\downarrow + 2NaHCO_3$	• **por método químico** (añadiendo carbonato): $CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + Na_2SO_4$ $MgSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow MgCO_3\downarrow + Na_2SO_4$ • **por intercambio iónico**

USOS

• **Be**, **Mg** se usan en la fabricación de compuestos especiales para la industria aeronáutica y aeroespacial

• **Los elementos alcalinotérreos** y sus sales se usan en la fabricación de materiales de construcción, cal y cemento, vidrio y papel

• **El yeso** es ampliamente utilizado en la construcción, la industria del cemento y del papel, en medicina

Piedra del sol o barita o heliolita

El zapatero y alquimista de Bolonia, Casciarolo, en 1602 encontró una piedra en las montañas cerca de Bolonia que era tan pesada (densidad 4.50 kg /dm³), que Casciarolo sospechaba la presencia de oro en ella. Así fue descubierto el feldespato pesado (barita) $BaSO_4$. Después de la calcinación con carbón vegetal y aceite de linaza, resultó que el producto enfriado brilla en la oscuridad con una luz rojiza. Esto se convirtió en una sensación entre los alquimistas. Fue llamado piedra solar, piedra de Bolonia, fósforo de Bolonia.

La barita es la principal materia prima para la producción de bario y sus compuestos (con menos frecuencia la witherita, $BaCO_3$):

$BaSO_4 + 4C \overset{t^o}{=\!=} BaS + 4CO$

$BaSO_4 + 2CH_4 \overset{t^o}{=\!=} BaS + 2C + 4H_2O$

$BaCO_3 + C \overset{t^o}{=\!=} BaO + 2CO$

$3BaO + 2Al \overset{t^o}{=\!=} 3Ba + Al_2O_3.$

Al calcinar: $2BaO + O_2 =^{500\text{-}600^\circ C} 2BaO_2$; $2BaO_2 =^{700^\circ C} 2BaO + O_2$

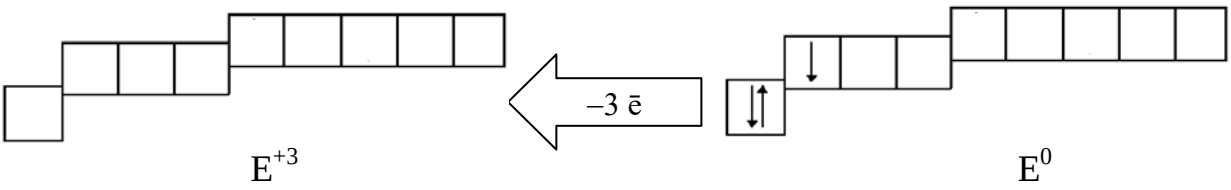
Elementos P
Grupo 13 (IIIA)

Aumenta:
- número de orden
- radio atómico
- propiedades reductoras del átomo
- actividad química
- propiedades metálicas
- basicidad del los hidróxidos
- densidad

B	[He] $2s^2 2p^1$
Al	[Ne] $3s^2 3p^1$
Ga	[Ar] $4s^2 4p^1$
In	[Kr] $5s^2 5p^1$
Tl	[Xe] $6s^2 6p^1$

Disminuye:
- electronegatividad
- energía de ionización
- acidez de los hidróxidos

Ausentes en el B



Número de oxidación: 0 +1 **+3**

OBTENCIÓN

- **B**: por reducción de los óxidos y por descomposición térmica de haluros:
  $B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 2B + 3MgO$
  $2BBr_3 \rightarrow 2B + 3Br_2$
- **Al**: por electrólisis del Al_2O_3 en criolita $Na_3[AlF_6]$ fundida, a t = 950°C:
  En el cátodo: $Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al^0$
  En el ánodo: $O^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow O^0$
  $2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$
- **Ga, In, Tl** – por eletrolisis de soluciones de sus sales

Propiedades físicas y fisicoquímicas.				
B	**Al**	**Ga**	**In**	**Tl**
no metal	elementos anfóteros			metal
▫ color negro ▫ altas t°(ebullición) y t°(fusión), ▫ inerte ▫ duro (sólo el diamante es más duro)	▫ blanco plateado ▫ dúctil, ▫ ligero ▫ conduce bien el calor y la corriente eléctrica, ▫ activo, superficie cubierta con película protectora de óxido.	▫ blanco plateado ▫ funden fácilmente, ▫ suave ▪ colorean la llama de color:		
		violeta	azul violeta	verde esmeralda

Principales características de los elementos del grupo 13 (IIIA)

	B	Al	Ga	In	Tl
Nombre latino	Boron	Aluminium	Gallium	Indium	Thallium
Nombre en español	Boro	Aluminio	Galio	Indio	Talio
Año descubrimiento	1808	1825	1875	1863	1861
Descubridor	Gay lussac Tenar, Davy	Oersted	Lecoq de Boisbaudran	Reich, Richter	Crookes
Número atómico	5	13	31	49	81
Masa relativa del átomo	10,81	26,98154	69,723	114,82	204,3833
Radio atómico (pm)	83,1	143,1	122,1	162,6	170,4 (α)
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	800,6	577,4	578,8	558.3	589,3
Energía de afinidad al $\bar{e}$ $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	26,7	44	~30	~30	~20
Electronegatividad (por Pauling)	2,04	1,61	1,81	1,78	1,62
t fusión (K)	2573	933,52	302,93	429,32	576,7
t ebullición (K)	3931	2740	2676	2353	1730
Densidad (g/cm^3, sólido)	2,340 (β)	2,698	5,907	7,310	11,850
Volumen de 1 mol (cm^3)	4,62	10,00	11,81	15,71	17,24
Isótopos principales (números masivos)*	10, 11	26*, 27	67*, 69, 71, 72*	111*, 113, 114*, 115*	203, 204*, 207, 208*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$1 \cdot 10^{-3}$	8,2	$1{,}8 \cdot 10^{-3}$	$4{,}9 \cdot 10^{-6}$	$6 \cdot 10^{-5}$
Modificaciones alotrópicas**	6 modificaciones	Al (Cu)	4 modificaciones	1 (tetrágono.)	α-Tl (Mg) β-Tl(α-Fe) γ-Tl(Cu)
Principales compuestos naturales	**bórax** $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ **colemanita** $Ca_2[B_3O_4-(OH)_3]_2 \cdot 2H_2O$ **kernita** $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$ **sassolita** H_3BO_3	**bauxita**: $AlO(OH)$, $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ **criolita** $Na_3[AlF_6]$ **corindón** Al_2O_3 **Aluminosilicatos** $Al_2O_3 \cdot nSiO_2 \cdot mM_xO_y$ - (M-metal alcalino o alcalinotérreo)	como subproducto en la purificación de Zn и Cu, **gallita** $CuGaS_2$	como una impureza en minerales de sulfuro de Zn и Pb, subproducto en su fundición	como subproducto de la fundición de Zn и Pb, como impureza
			pertenecen a los elementos raros y dispersos		

Origen de los nombres de los elementos

B *– del antiguo nombre latino del borax – «bura»;* ***Al*** *– del latín alumen – «alumbre»;* ***Ga*** *– del latín Galia – «Francia»;* ***In*** *– por la línea de color índigo en su espectro;* ***Tl*** *– del griego θαλός (thallos) – «verde»*

* Los isótopos inestables están marcados con *

** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (ver la figura de la pag. 33 con los principales tipos estructurales de los metales – Cu, α-Fe и Mg)

Propiedades químicas del aluminio

Es un metal, agente reductor fuerte
(Su actividad se reduce ligeramente debido una compacta película de Al_2O_3)

Con las sustancias simples:

$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Al_2O_3 + Q$

$2Al + 3Cl_2\ (Br_2, I_2) \rightarrow 2AlCl_3\ (AlBr_3, AlI_3)$

$2Al + 3S \xrightarrow{t^\circ} Al_2S_3$ $\quad 2Al + N_2 \xrightarrow{t^\circ} 2AlN$ $\quad 4Al + 3C \xrightarrow{t^\circ} Al_4C_3$

Con sustancias compuestas:

$8Al + 3Fe_3O_4 \xrightarrow{t^\circ} 4Al_2O_3 + 9Fe + Q$ (aluminotermia)

$2Al + 6H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2\uparrow$ (tras la destrucción de la película de Al_2O_3)

Posee propiedades **anfóteras**:

✓ se disuelve en **ácidos**

$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$

✓ se disuelve en **álcalis**

$2Al + 6NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6] + 3H_2\uparrow$

Con H_2SO_4 и HNO_3 concentrados en frío **no** interactúa; al calentar forma sales y SO_2 o NO_2:

$Al + 6HNO_3$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} Al(NO_3)_3 + 3NO_2\uparrow + 3H_2O$;

$2Al + 6H_2SO_4$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$

Hans Christian Orsted *(1777-1851) – científico danés, físico, investigador de los fenómenos del electromagnetismo. Una unidad de fuerza de campo magnético se nombra en su honor.*
Fue el primero en obtener aluminio

Antes del descubrimiento de la obtención industrial de aluminio, este metal era más costoso que el oro, ya que con él se fabricaban varias joyas. Así que, por orden de Napoleón III, se sirvieron cubiertos de aluminio en las cenas ceremoniales para él y para los invitados más honrados. Otros invitados utilizaron instrumentos de oro y plata.
En 1889 a D.I. Mendeleyev le regalaron pesas fabricadas con oro y aluminio. En la novela de N. G. Chernyshevsky, "¿Qué hacer?" (1863), el personaje principal describe su sueño: una visión del futuro en el que las personas viven en edificios de gran altura construidos de vidrio y aluminio; con aluminio estaban fabricados también los muebles. La moda para la joyería hecha de aluminio pasó rápidamente cuando aparecieron nuevas tecnologías para su producción, reduciendo considerablemente el precio de producción. En la actualidad, el promedio diario de producción mundial de aluminio es de 128,6 mil toneladas

Compuestos del aluminio

clase	propiedades	OBTENCIÓN
Óxido Al_2O_3 ▫ muy duro (corindón) ▫ de color blanco	✓no reacciona con el agua ✓**anfótero** con preferentes propiedades básicas $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$ $Al_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O \rightarrow$ $\rightarrow 2Na_3[Al(OH)_6]$ ✓se funde con los **álcalis** y los carbonatos de los metales alcalinos: $Al_2O_3 + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ} 2NaAlO_2 + 3H_2O$ $Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow$	▪ mediante la purificación de compuestos naturales ▪ $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$ ▪ $2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Al_2O_3 + 3H_2O$
hidróxido $Al(OH)_3$ de color blanco	✓**anfótero**: $Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$ $Al(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$	por precipitación de soluciones salinas: $AlCl_3 + 3KOH$ (sin exceso)$\rightarrow$ $\rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3KCl$
sales	✓ sus halogenuros son sustancias cristalinas incoloras que subliman por calentamiento ✓ bien solubles en agua excepto AlF_3 y $AlPO_4$ ✓ los sulfuros, sulfitos y carbonatos se hidrolizan	sin particularidades
hidruro de color blanco	✓ con los hidruros básicos $AlH_3 + LiH \rightarrow Li[AlH_4]$	$3\,Li[AlH_4] + AlCl_3 \rightarrow$ $\rightarrow 4AlH_3 + 3LiCl$

USOS

El **Aluminio** es uno de los metales más utilizados:

- es la base de aleaciones ligeras (duraluminio – con 5% de Cu y 2% de Mg), bronce de aluminio (Cu + 5% de Al) para acuñar monedas
- pigmento de pinturas «de plata»
- desoxidación de acero como "desoxidante"
- para soldadura en acero
  (aluminotermia: $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$, $\Delta H_{0\,298} = -841$ kJ)

Óxido de aluminio en materiales abrasivos, en dieléctricos

Halogenuros de aluminio en catalizadores de diversos procesos

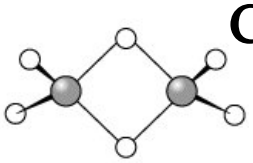
Hidruro de aluminio es un componente del combustible sólido para cohetes

Propiedades químicas del boro

Es un no metal, muy inerte, con fuerte calentamiento es agente **reductor**

Con los no metales	$B + H_2 \neq$ $4B + 3O_2 \xrightarrow{>700^oC} 2B_2O_3$ $2B + 3F_2$ (I_2, Cl_2) $\xrightarrow{t^o}$ $2BF_3$ (BI_3, BCl_3) $2B + N_2 \xrightarrow{>1200^oC} 2BN$ $4B + C \xrightarrow{>1200^oC} B_4C$
Con los metales	$2B + 3\,Ni \xrightarrow{t^o} Ni_3B_2$
Con el agua	$2B + 6\,H_2O \xrightarrow{t^o} 2H_3BO_3 + 3H_2\uparrow$
Con los **ácidos**	$B + 3HNO_3$ conc. $\xrightarrow{t^o} H_3BO_3 + 3NO_2\uparrow$ *igual con* H_2SO_4 conc. *y con* HNO_3+3HCl
Con algunos óxidos	$4B + 3SiO_2 \xrightarrow{t^o} 3Si + 2B_2O_3$

Compuestos del boro



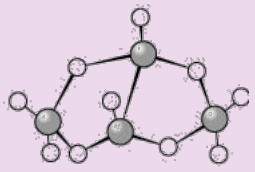
B_2H_6

OBTENCIÓN

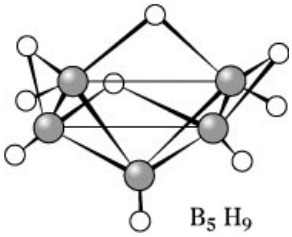
$4BCl_3 + 3Li[AlH_4] \rightarrow 2B_2H_6 + 3LiAlCl_4$

$6MgB_2 + 12HCl \rightarrow B_4H_{10} + H_2 + 6MgCl_2 + 8B$

clase	propiedades
hidruros (boranos) B_nH_{2n+2}, $n \geq 2$	poseen gran actividad química y muy alto calor de combustión. Son de interés como combustible para cohetes; n = 2 – 4: son gases malolientes, venenosos; n>4: son sustancias líquidas y sólidas ✓ se encienden al aire: $B_2H_6 + 3O_2 \rightarrow B_2O_3 + 3H_2O$ + 2025 kJ/mol ✓ se hidrolizan con agua y con álcalis.: $B_2H_6 + 6H_2O \rightarrow 2H_3BO_3 + 6H_2\uparrow$ ✓con los halógenos: $B_2H_6 + 6Cl_2 \rightarrow 2BCl_3 + 6HCl$ $B_{10}H_{14} + I_2 \rightarrow B_{10}H_{13}I + HI$

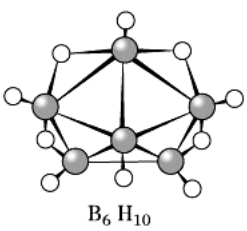


B_4H_{10}

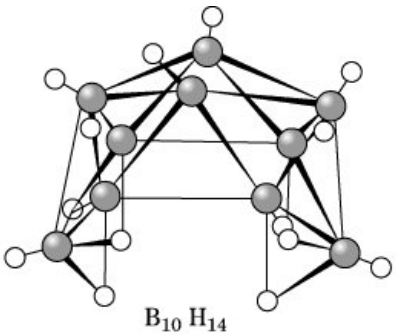


B_5H_9

B_5H_{11}



B_6H_{10}



$B_{10}H_{14}$

OBTENCIÓN

$4B + 3O_2 \rightarrow 2B_2O_3$

$2H_3BO_3 \xrightarrow{t^\circ} B_2O_3 + 3H_2O$

óxidos B_2O_3	sustancia cristalina incolora ✓se hidroliza fácilmente B_2O_3(sólido) + $3H_2O$(líq.) → $2H_3BO_3$ (sólido) ✓óxido ácido: $2B_2O_3 + 2KOH + H_2O \rightarrow K_2[B_4O_5(OH)_4]$ $B_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{fundido} 2KBO_2 + H_2O$ $B_2O_3 + 6HF \rightarrow 2BF_3\uparrow + 3H_2O$

OBTENCIÓN

$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \rightarrow 4H_3BO_3 + 2NaCl$

clase	Propiedades
ácidos	$H_3BO_3 \xrightarrow{t^\circ} (HBO_2)_x \xrightarrow{t^\circ} H_2B_4O_7 \xrightarrow{t^\circ} B_2O_3$ *ortobórico* *metabórico* *tetrabórico* ✓ el H_3BO_3 es un **ácido** débil

OBTENCIÓN

$4H_3BO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2B_4O_7 + 7H_2O$

sales	✓ las sales del ácido bórico son boratos, ✓ se conocen tetraboratos y dioxoboratos poliméricos de metales alcalinos son compuestos no estequiométricos; $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ es el bórax

OBTENCIÓN

$2B + 3Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} 2BHal_3$

halogenuros	✓ se descomponen en agua y alcohol $BHal_3 + 3H_2O \rightarrow H_3BO_3 + 3HHal$

OBTENCIÓN

$yB + xM \xrightarrow{t^\circ} M_xB_y$;

$yB + \frac{1}{2}x\ M_2O_n + \frac{xn}{4}\ C \xrightarrow{t^\circ} M_xB_y + \frac{xn}{4}\ CO_2$

boruros	✓B_2S_3 – sulfuro de boro, BN – nitruro de boro, BP – fosfuro de boro , B_4Si_3 – siliciuro de boro ✓boruros de metales – Be_4B, CrB, AlB_2, CaB_6, MB_2 – compuestos no estequiométricos

USOS

B es un componente de aleaciones, es material semiconductor;
BN se usa para la fabricación de materiales abrasivos;
B_2O_3 para la obtención de vidrios especiales;
H_3BO_3 se usa en medicina;
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ en la producción de vidrio, cerámica, cemento

Propiedades químicas del Ga, In, Tl

Ga	In	Tl
incremento de las propiedades metálicas		
con ácidos y álcalis		
$2Ga+6HCl = 2GaCl_3+3H_2\uparrow$ $2Ga+6NaOH+6H_2O = 2Na_3[Ga(OH)_6] +3H_2\uparrow$	$2In+6HCl =2InCl_3+3H_2\uparrow$ $In + NaOH \neq$	$2Tl+6HCl = 2TlCl_3\ 3H_2\uparrow$ $Tl + NaOH \neq$
con el oxígeno		
En el aire cubiertos con una película fuerte de óxido		
$4Ga + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Ga_2O_3$	$4In + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2In_2O_3$	$4Tl + O_2 \rightarrow 2Tl_2O$
con los halógenos		
$2Ga + 3Hal_2 \rightarrow 2GaHal_3$	$2In + 3Hal_2 \rightarrow 2InHal_3$	$2Tl + 3Hal_2 \rightarrow 2TlHal_3$ $TlHal_3 \xrightarrow{t^\circ} TlHal + Hal_2$

Compuestos de Ga, In, Tl

clase	Ga	In	Tl
óxidos	Ga_2O_3 – blanco	In_2O_3 – amarillo	Tl_2O – marrón oscuro Tl_2O_3 – oxidante
	insolubles en agua		
	aumento de las propiedades básicas **aumento de la solubilidad en los ácidos**		
hidróxidos	Solubles en **ácidos** y **bases**		
	$Э(OH)_3 + 3HCl \rightarrow ЭCl_3 + 3H_2O$ $Э(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Э(OH)_6]$; $Э(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{fundido} NaЭO_2 + 2H_2O$		
Halogenuros hidruros	son similares $AlHal_3$ и AlH_3		
compuestos E(I)	inestables		Tl_2O – óxido **básico**, $2TlOH = Tl_2O + H_2O$ **base fuerte**

USOS

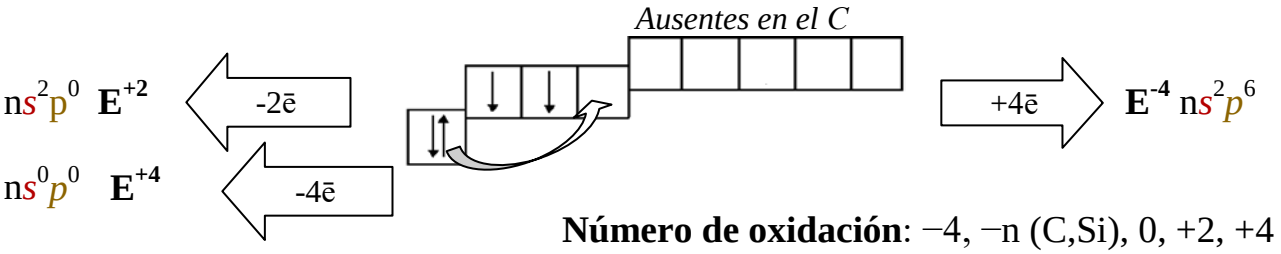
para la obtención de aleaciones, de compuestos semiconductores, amalgamas;
In – para la fabricación de espejos y recubrimientos electrolíticos

Grupo 14 (IV A)

Aumenta:
- radio atómico
- propiedades reductoras (E^{+2})
- capacidad oxidante (E^{+4})
- propiedades metálicas
- polaridad de los enlaces

C	[He] $2s^2 2p^2$
Si	[Ne] $3s^2 3p^2$
Ge	[Ar] $4s^2 4p^2$
Sn	[Kr] $5s^2 5p^2$
Pb	[Xe] $6s^2 6p^2$

Disminuye:
- energía de ionización
- electronegatividad
- punto de ebullición
- punto de fusión
- tendencia a formar cadenas de atomos



Número de oxidación: −4, −n (C,Si), 0, +2, +4

OBTENCIÓN

- **C:** **grafito** – por procesamiento del carbón;
  diamante – de minerales naturales, artificialmente.
- **Si**: en el laboratorio: $SiO_2 + 2Mg \rightarrow Si + 2MgO$; $SiCl_4 + 2Zn \rightarrow Si + 2ZnCl_2$
  en la industria: $SiO_2 + Fe + C \rightarrow (Si, Fe) + CO_2\uparrow$; $SiO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + Si$
- **Sn:** de menas de $SnO_2 + 2C \xrightarrow{t^\circ} Sn + 2CO\uparrow$;
  de soluciones $SnCl_2 + Zn \rightarrow Sn + ZnCl_2$
- **Pb:** de menas de: $2PbS + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2PbO + 2SO_2\uparrow$; $PbO + C \xrightarrow{t^\circ} Pb + CO\uparrow$

Propiedades físicas y fisicoquímicas				
C	**Si**	**Ge**	**Sn**	**Pb**
no metales		metales con propiedades **anfóteras**		
▪ existen en forma de varias formas alotrópicas (modificaciones cristalinas); ▪ las propiedades físicas y químicas dependen fuertemente de la forma de existencia (ver tabla)		▪ metal blanco plateado; ▪ frágil; ▪ resistente al aire y al agua, así como a los **ácidos** (excepto al nítrico) y a los **álcalis**	▪ metal blanco plateado; ▪ suave; ▪ en el aire está cubierto con una película de óxido, no reacciona con el oxígeno ni el agua; ▪ soluble en **ácidos** и **álcalis**	▪ metal gris opaco; ▪ pesado; ▪ suave ▪ maleable; ▪ en el aire está cubierto con una película de óxido resistente a interacciones químicas

Principales características del grupo de elementos 14 (IVA)

	C	Si	Ge	Sn	Pb
Nombre latino	Carbon	Silicium	Germanium	Stannum	Plumbum
Nombre en español	Carbono	Silício	Germanio	Estaño	Plomo
Fecha de descubrimiento	conocido desde tiempos prehistóricos	1824	1886	Conocido antes de nuestra era	
Descubridor		Berzelius	Winkler		
Número atómico	6	14	32	50	82
Masa relativa del átomo	12,011	28,0855	72,61	118,710	207,2
Radio atómico (pm)	77	117	122,5	140,5	175,0
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	1086,2	786,5	762,1	708,6	715,5
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	121,9	133,6	116	116	35,1
Electronegatividad (según Pauling)	2,55	1,90	2,01	1,96	2,33
t fusión (K)	~3820 diamante	1683	1210,6	505,1	600,65
t ebullición (K)	t sublimación ~5100	2628	3103	2543	2013
Densidad (g/cm^3)	3,51 diamante 2,26 grafito	2,33	5,32	7,31-β 5,75-α	11,35
Volumen de 1 mol (cm^3)	3,42 (diamante)	12,06	13,63	16,24-β	18,26
Isótopos principales (números masivos)*	11*, 12, 13, 14*	28 - 30, 32*	68*, 70, 71*, 72-74, 76, 77*	112, 113*, 114-120, 121*, 122, 124	204, 205*, 206-208, 210*, 214*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$4,8 \cdot 10^{-2}$	27,7	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$2,2 \cdot 10^{-4}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$
Modificaciones alotrópicas**	más de 6 modificaciones	5 modificaciones	Ge (diamante), alto P Ge (α-Fe) +2 modif.	α-Sn gris (diamante), β-Sn blanco (tetragon) γ-Sn (romb.)	Pb (Cu)
Pricipales compuestos naturales	carbón, petróleo, gas natural, turba, pizarras, en forma libre: grafito, diamante	sílice, cuarzo – SiO_2 silicatos (arcillas, esquistos de feldespato, mica, etc)	germanita- Cu_3GeS_4 argirodita- $AgGeS_6$, como subproducto de la purificación de Zn и Cu	casiterita (piedra de estaño) – SnO_2 estannita (pirita de estaño) – Cu_2FeSnS_4	galena (brillo de plomo) − PbS anglesita – $PbSO_4$ cerusita – $PbCO_3$ piromorfita- $Pb_5(PO_4)_3Cl$

Origen de los nombres de los elementos

C *– del latín carbo «carbón»;* ***Si*** *– del latín silex – «pedernal»;* ***Ge*** *– del latín Germania – «Alemania»*

* Los isótopos inestables están marcados con *

** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (los tipos estructurales principales se indican en la pag. 33); grafito y diamante - en esta sección

Descripción de las formas alotrópicas del carbono, silicio y estaño

C

▫ **diamante** es un cristal transparente incoloro, muy sólido, que refracta fuertemente la luz; no conduce la corriente eléctrica; el C, con hibridación sp^3, tiene estructura tridimensional

▫ **grafito** es gris-negro, opaco, masa escamosa aceitosa, conduce la corriente eléctrica; los átomos de C presentan hibridación sp^2; tiene estructura en capas;

▫ **carbino** es un polvo fino cristalino de color negro, tiene propiedades semiconductoras, obtenido de forma sintética, en la naturaleza está en la chaoite (rayas y manchas en el grafito); con calentamiento fuerte sin aire se convierte en grafito; tiene estructura de cadena (cadenas …–C≡C–C≡C–…)

▫ **policumulin** ha sido obtenido sintéticamente polvo negro, tiene una estructura de cadena (cadenas …=C=C=C=…)

▫ **lonsdaleíta** se ha encontrado en meteoritos y obtenido artificialmente («diamante tetragonal»), tiene estructura tridimensional

▫ **fullereno** se ha obtenido sintéticamente, los cristales negro-marrón o negro-púrpura, tienen estructura molecular; con unidades de fórmula C_{60} y C_{70} (poliedros con caras alternas de 6 y 5 carbonos); hay evidencia de la existencia de las unidades de fórmula C_{20}, C_{28}, C_{36}, y también C_{78}, C_{82}, C_{84}, C_{90}, C_{94}, C_{96}, … C_{240}, C_{540}

Si – tiene 5 formas alotrópicas:

▪ estructura similar al diamante, opaco, cristales de color gris oscuro con brillo metálico, semiconductores típicos, átomos de Si en número de hibridación sp^3, es inerte

▪ polvo pardo, amorfo, reactivo

▪ fases de alta presión (tetragonal, cúbica y hexagonal)

Sn

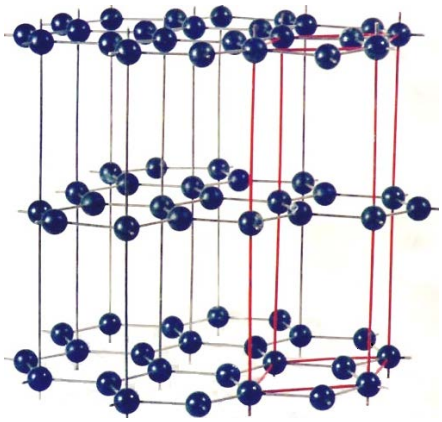
▫ **estaño blanco** – β-Sn es el más estable, metal típico, blanco plateado, se empaña lentamente el aire. A temperaturas inferiores a 13,2˚C comienza lentamente a pasar a α-Sn; con la disminución de la temperatura, la velocidad de transición β → α («peste de estaño») aumenta fuertemente y alcanza un máximo a –33˚C, la densidad durante la transición aumenta en ~25%, el metal se convierte en un polvo gris

▫ **estaño gris** es el α-Sn un semiconductor, polvo de color gris. Tiene una estructura tipo diamante

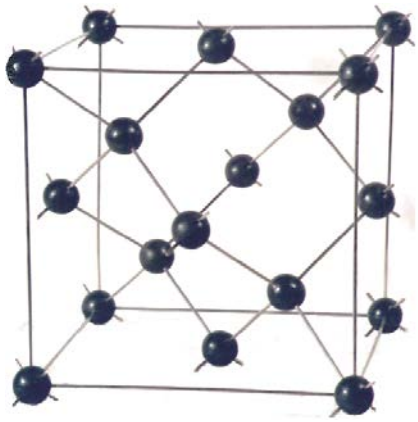
▫ **estaño frágil** el γ-Sn es estable desde 161˚C hasta la temperatura de fusión

«La peste de estaño» Una de las razones de la muerte de la expedición de Scott al Polo Sur en 1912. Se quedó sin combustible debido al hecho de que el combustible se filtró de los tanques sellados con estaño, afectados por la «peste de estaño». Algunos historiadores señalan la «peste de estaño» como uno de los factores de la derrota del ejército de Napoleón en Rusia en 1812: las severas heladas llevaron a la transformación en polvo de los botones de estaño de los uniformes de los soldados

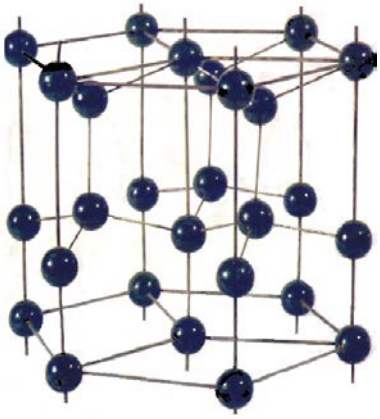
Modificaciones cristalinas del carbono



grafito



diamante

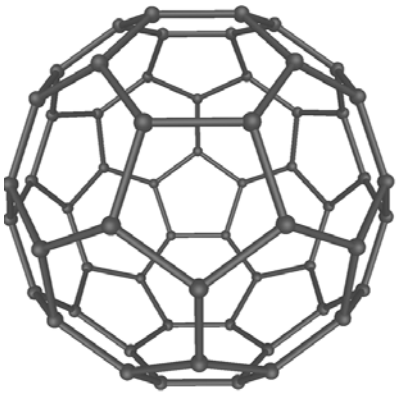


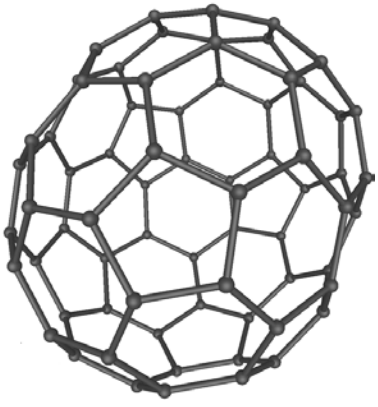
lonsdaleíta

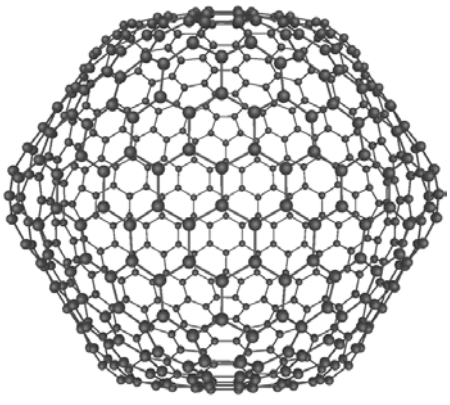
Propiedades químicas del carbono y del silicio

	Carbono (C)	Silicio (Si)
Oxidante	$2C + Ca \xrightarrow{t^\circ} CaC_2$ $3C + CaO \xrightarrow{t^\circ} CaC_2 + CO\uparrow$ $C+2H_2 \xrightarrow{t^\circ} CH_4\uparrow$ $3C + 4Al \xrightarrow{t^\circ} Al_4C_3$	*poco activo* $Si + 2Ca \xrightarrow{t^\circ} Ca_2Si$
Reductor	$C + O_2 \xrightarrow{>500^oC} CO_2$ $2C + O_2 \xrightarrow{>900^oC} 2CO\uparrow$ $C + H_2O \xrightarrow{>1200^oC} CO\uparrow + H_2\uparrow$ $C + 2H_2O \xrightarrow{<1200^oC} CO_2\uparrow + 2H_2\uparrow$ $C + 2ZnO \xrightarrow{t^\circ} 2Zn + CO_2\uparrow$ $3C+4HNO_3 = 3CO_2\uparrow + 4NO\uparrow + 2H_2O$	$Si + 2F_2 \xrightarrow{t^\circ} SiF_4\uparrow$ $Si + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SiO_2$ $Si + 2Cl_2 \xrightarrow{600^o,\ C} SiCl_4\uparrow$ $Si + C \xrightarrow{t^\circ} SiC$
Con los **álcalis**		
C + álcalis ≠		$Si + 4KOH = K_4SiO_4 + 2H_2\uparrow$
Con los **ácidos**		
$C+4HNO_3 = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$ (conc.)		$Si+4HNO_3 = SiO_2+4NO_2\uparrow+2H_2O$ (conc.)

Furellenos







Unidades estructurales: **C_{60}** **C_{70}** **C_{540}**

Compuestos de carbono y de silicio

Óxidos

CO_2 dióxido de carbono	**CO** monóxido de carbono	**SiO_2**
Obtención:		
en el laboratorio: $CaCO_3 + H_2SO_4 =$ $= CO_2\uparrow + CaSO_4 + H_2O$ en la industria: $CaCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + CaO$	$2C + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow$ $2CH_4 + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow + 4H_2O$ $H_2C_2O_4 \xrightarrow{H_2SO_4\ conc.} CO\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O$	$SiCl_4 + 2H_2O \xrightarrow{t^\circ} SiO_2\downarrow + 4HCl$
Propiedades físicas		
gas incoloro, más pesado que el aire, soluble en agua	Gas sin color ni olor, venenoso, poco soluble en agua	sustancia sólida, refractaria, inerte, insoluble en agua
Propiedades químicas		
• óxido **ácido** $CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$ $CO_2 + 2NaOH =$ $= Na_2CO_3 + H_2O$ $CO_2 + MgO = MgCO_3$ • oxidante: $CO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} 2CO\uparrow$ $CO_2 + 2Mg \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow C + 2MgO$	• óxido que no forma sales • agente reductor $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow$ $\rightarrow 2Fe + 3CO_2\uparrow$ $2CO + O_2 = 2CO_2\uparrow$	• óxido **ácido** $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + H_2O$ $SiO_2 + CaO \xrightarrow{t^\circ} CaSiO_3$ • interactúa con los **ácidos** – sólo con el HF: $SiO_2 + 6HF = H_2[SiF_6] + 2H_2O$ • interactúa con sales de ácidos volátiles: $SiO_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$

Ácidos

Carbono	Silicio
Ácido carbónico – **H_2CO_3** Existe solo en solución, inestable en forma libre, electrolito débil $H_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + H_2O$ $H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$ $HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$	**Ácidos silícicos** Todos los **ácidos** son poco solubles en agua **H_2SiO_3** (SiO_2,H_2O) – ácido metasilícico es un ácido débil **$H_2Si_2O_5$, $H_{10}Si_2O_9$** ($2SiO_2$, H_2O), – ácidos disilícicos son ácidos débiles **H_4SiO_4** – ácido ortosilísico es un ácido de fuerza intermedia **$H_6Si_2O_7$** – ácido pirosilícico es un ácido de fuerza intermedia **Obtención**: $Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$

Sales

Carbono	Silicio
Carbonatos son sales del ácido carbónico Na_2CO_3, K_2CO_3, $(NH_4)_2CO_3$ son solubles en agua, se hidrolizan $M^{II}CO_3$ son poco solubles **OBTENCIÓN:** $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$ **Propiedades químicas:** $M^{II}CO_3 \xrightarrow{t^\circ} MO + CO_2$; M =Ca, Sr, Ba, elementos ***d***- Na_2CO_3, K_2CO_3 se funden sin descomposición **Hidrocarbonatos** Na, K, Ca, Sr, Be, NH_4^+ solubles en agua, térmicamente inestables: $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$ **OBTENCIÓN:** $CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ **Reacción cualitativa para CO_3^{2-}** $CaCO_3 + 2HCl = CO_2\uparrow + CaCl_2 + H_2O$ $CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$ color blanco $CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$ exceso	**Silicatos** son sales del ácido silícico. Silicatos (excepto K_2SiO_3, Na_2SiO_3) – sustancias refractarias **OBTENCIÓN:** $SiO_2 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$ $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{t^\circ} Na_2SiO_3 + H_2O$ **Propiedades químicas**: son solubles en agua sólo las sales de metales alcalinos (vidrio líquido) • con los **ácidos** (incluso débiles): $Na_2SiO_3 + H_2CO_3 =$ $= Na_2CO_3 + H_2SiO_3\downarrow$ • se hidroliza: $Na_2SiO_3 + HOH \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons NaHSiO_3 + NaOH$ $2NaHSiO_3 \rightleftharpoons Na_2Si_2O_5 + H_2O$ • las soluciones se enturbian con el tiempo debido a la reacción: $Na_2SiO_3 + CO_2 = Na_2CO_3 + SiO_2\downarrow$

USOS

Carbono en la fabricación de lápices, como lubricante a altas temperaturas, como electrodos. El diamante como material abrasivo y en joyería

Furellenos como semiconductores y superconductores; para obtener diamantes artificiales, como obturadores ópticos, para aumentar la vida útil de las unidades de fricción; en medicina como poderosos antioxidantes, agentes en el tratamiento del virus de inmunodeficiencia humana

Carbonatos

Na_2CO_3 en la producción de vidrio, jabón, papel, detergentes;

K_2CO_3 en la producción de jabón líquido; $CaCO_3$ en la construcción; $NaHCO_3$ («bicarbonato de sodio») en la industria alimentaria, en medicina

Silicatos

Para la obtención de vidrio ($Na_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$ – vidrio ordinario; $K_2O{\cdot}CaO{\cdot}6SiO_2$ – vidrio refractario; $K_2O{\cdot}PbO{\cdot}6SiO_2$ – vidrio de plomo); en la producción de cemento, cerámica, en la industria de la construcción

Carburos y siliciuros

Carburos de metal **Carburo de silicio** **Siliciuros de metales M_xSi_y**

OBTENCIÓN:

$xM + yC \rightarrow M_xC_y$

$2Al_2O_3+9C \xrightarrow{1800^oC} Al_4C_3+6CO\uparrow$

$4Mg+SiO_2 \xrightarrow{t^\sim} Mg_2Si+2MgO$

$2CaH_2 + Si = Ca_2Si + 2H_2\uparrow$

$SiO_2+3C \xrightarrow{t^\sim} SiC+2CO\uparrow$

Carburos de metales son sólidos refractarios, no conducen la corriente eléctrica

▪como sales: metanides Be_2C, Al_4C_3; acetiluros Li_2C_2, Ag_2C_2, Cu_2C_2, CaC_2

reaccionan activamente con el agua: $Al_4C_3+12H_2O = 4Al(OH)_3\downarrow+3CH_4\uparrow$

$CaC_2+2H_2O = Ca(OH)_2+C_2H_2$

reaccionan con los **ácidos**: $Ag_2C_2 +2HCl\downarrow= 2AgCl+C_2H_2\uparrow$

▪covalentes (TiC, WC, ZrC) inertes químicamente

▪tipo metal – tienen composición no estequiométrica (cementita Fe_3C, y otros)

Carburo de silicio son cristales incoloros y muy sólidos, incluidos los que tienen una estructura de diamante (carborundo), tiene aproximadamente 250 modificaciones polimórficas, son inertes

$2SiC + 3O_2 \xrightarrow{1200^oC} 2SiO_2 + 2CO$

$3SiC + 8HNO_3 = 3SiO_2 + 3CO_2 + 8NO + 4H_2O$

$SiC + 4NaOH + O_2 = Na_4SiO_4 + C + 2H_2O$

Siliciuros de metales son sustancias cristalinas refractarias; químicamente resistente incluso a altas t˚ de composición desde el M_3Si hasta MSi_2. Se conocen $TaSi_3$, Mn_3Si, Cr_2Si_3, $Li_{22}Si_5$, $CsSi_8$, Cu_8Si y otros. Sus estructuras tienen enlaces covalentes M–M и Si–Si

▪ los siliciuros de metales activos reaccionan con el agua:

$Na_2Si + 3H_2O = Na_2SiO_3 + 3H_2\uparrow$

▪ casi no interactúan con los **ácidos**:

$Ca_2Si+2H_2SO_4=2CaSO_4+SiH_4\uparrow$

En la naturaleza, el carburo de silicio SiC se encuentra en cantidades muy pequeñas en forma de moissanita en los meteoritos y en las menas de corindón y kimberlita. Por lo visto, ampliamente extendido por el espacio. Fue descubierto por primera vez en 1905 en un meteorito por Henri Moissan (en cuyo honor fue nombrado). Prácticamente cualquier carburo de silicio vendido como joyería de moissanita es sintético

Compuestos con hidrógeno y halógenos

Hidrocarburos y hidrocarburos halogenados

C_xH_y, $C_xH_yHal_z$ – (alcanos, alquenos, alquinos y otros) son materia de estudio de la química orgánica

Silanos – (hidruros de silicio) son compuestos de silicio con hidrógeno de fórmula general Si_nH_{2n+2}

OBTENCIÓN

$Mg_2Si + 4HCl = 2MgCl_2 + SiH_4\uparrow$

Propiedades físicas

El silano SiH_4 y el disilano Si_2H_6 son gases incoloros con olor desagradable, se inflaman espontáneamente al aire;
el trisilano Si_3H_8 es un líquido incoloro venenoso y volátil. El silano más alto conocido es el Si_8H_{18} (es una sustancia sólida).
A diferencia de los alcanos, son menos estables y tienen una gran actividad química

Propiedades químicas
autoinflamables en el aire: $SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$
con las soluciones de **álcalis**: $SiH_4 + 2NaOH + H_2O = Na_2SiO_3 + 4H_2\uparrow$ $Si_2H_6 + 6H_2O = 3\,SiO_2 + 9H_2\uparrow$
con los halógenos (con explosión): $SiH_4 + 4Cl_2 = SiCl_4 + 4HCl$

Cloruro de silicio, $SiCl_4$ y fluoruro de silicio, SiF_4

OBTENCIÓN

$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} SiCl_4 + 2CO\uparrow$
$Si + 2Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} SiCl_4$
$SiO_2 + 4HF \xrightarrow{t^\circ} SiF_4\uparrow + 2H_2O$

Propiedades físicas

el $SiCl_4$ es un líquido,
el SiF_4 es un gas incoloro con olor fuerte

Propiedades químicas
se hidrolizan: $SiCl_4 + 3H_2O = H_2SiO_3\downarrow + 4HCl$ ($SiO_2 \cdot nH_2O$) $SiF_4 + 3H_2O = H_2SiO_3\downarrow + 4HF$
con los haluros de hidrógeno: $SiF_4 + 2HF = H_2[SiF_6]$ (**ácido** fuerte)

Propiedades químicas del Ge, Sn, Pb

aumento de las propiedades metálicas

Ge	Sn	Pb
■ resistentes a la oxidación por el oxígeno del aire		
■ con el oxígeno:		
$Ge\ (Sn) + O_2 \xrightarrow{t^\circ} GeO_2\ (SnO_2)$		$2Pb + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2PbO$
■ con los **ácidos**:		
$Ge + 8HNO_3\ conc. \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Ge(NO_3)_4 + 4NO_2\uparrow + 4H_2O$ $Ge + HCl\ (H_2SO_4\ dilui) \neq$	$E + 4H_2SO_4\ conc. \xrightarrow{t^\circ} E(SO_4)_2 + 2SO_2\uparrow + 4H_2O$ $E + 2HCl\ (H_2SO_4\ dilui) \rightarrow ECl_2\ (ЭSO_4) + H_2\uparrow$ $E + 4HNO_3\ conc \rightarrow E(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$	
■ con las soluciones de **álcalis**:		
$Ge+2KOH+2H_2O_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow K_2GeO_3+3H_2O$	$E + 2NaOH + 2H_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2[E(OH)_4] + H_2\uparrow$	
■ con el agua:	$E + H_2O \neq$	
		$Pb + H_2O + CO_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow PbCO_3 + H_2\uparrow$
■ con los no metales:		
$E + S\ (Se, Te) \xrightarrow{t^\circ} ES\ (ESe, ЭTe)$		

Compuestos de Ge, Sn, Pb

aumento de las propiedades basicas

Óxidos, hidróxidos, ácidos

	Ge	Sn	Pb
E^{+2} óxidos, hidróxidos,	**anfóteros** $E(OH)_2 + 2HCl \rightarrow ECl_2 + 2H_2O$ $EO + 2HCl \rightarrow ECl_2 + H_2O$ $E(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[E(OH)_4]$ $EO+2NaOH+H_2O \rightarrow Na_2[E(OH)_4]$		
E^{+4} óxidos	**ácido** $GeO_2+2NaOH \rightarrow \rightarrow Na_2GeO_3+H_2O$	**anfóteros** $EO_2 + 4NaOH \xrightarrow{fundido} Na_4EO_4 + 2H_2O$	
		$SnO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow \rightarrow Sn(SO_4)_2 + 2H_2O$	$PbO_2 + 4HCl \rightarrow \rightarrow PbCl_2+Cl_2\uparrow+2H_2O$
bases **ácidos**	$GeO_2 \cdot H_2O$ – **ácido** H_2GeO_3, H_4GeO_4	**anfótero** $H_2[Sn(OH)_6]$	**base** $H_2[Pb(OH)_6]$

Sales (las sales estables se forman solo con E^{+2})

<table>
<tr><th></th><th>Ge</th><th>Sn</th><th>Pb</th></tr>
<tr><td>Halogenuros $EHal_2$</td><td colspan="3">son sustancias cristalinas, se funden sin descomposición, el color, en la serie mono halogenada, pasa de incoloro a rojo anaranjado; soluble en agua; son susceptibles a la hidrólisis
$EHal_2 + H_2O \rightarrow EO + 2HHal$</td></tr>
<tr><td>Tetrahalo-genuros $EHal_4$</td><td colspan="3">⟶ disminución de la estabilidad
■ se hidrolizan: $ECl_4 + 4H_2O \rightarrow E(OH)_4 + 4HCl$
■ con los halógenos: $EF_4 + 2KF \rightarrow K_2[EF_6]$</td></tr>
<tr><td rowspan="4">Sulfuros

ES
ES_2</td><td colspan="3">■ al calentar en el aire:
$2ES + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2EO + 2SO_2\uparrow$; $ES + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} ESO_4$</td></tr>
<tr><td colspan="3">■ con ácidos diluidos:
$3ES + 8HNO_3 \rightarrow 3E(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 3S\downarrow + 4H_2O$
$ES + 2H_2SO_4 \rightarrow ESO_4 + SO_2\uparrow + S\downarrow + 2H_2O$</td></tr>
<tr><td colspan="3">■ con polisulfuros:</td></tr>
<tr><td colspan="2">$ES + K_2S_2 \rightarrow K_2[ES_3]$</td><td>$PbS + K_2S_2 \neq$</td></tr>
<tr><td rowspan="4">Nitratos, sulfatos, carbonatos</td><td rowspan="4">no son característicos</td><td colspan="2">■ propiedades sin particularidades</td></tr>
<tr><td>■ al calentar:
$SnSO_4 \xrightarrow{t^\circ} SnO_2 + SO_2\uparrow$</td><td>$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$
$PbSO_4 \neq$</td></tr>
<tr><td colspan="2">■ se hidroliza (M^{+4}):</td></tr>
<tr><td>$Sn(SO_4)_2 + 6H_2O = H_2[Sn(OH)_6]\downarrow + 2H_2SO_4$</td><td>$Pb(SO_4)_2 + 2H_2O = PbO_2\downarrow + 2H_2SO_4$</td></tr>
<tr><td>Disulfuros</td><td colspan="2">$ES_2 + 6NaOH \rightarrow Na_2[E(OH)_6] + 2Na_2S$
$ES_2 + (NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_2ES_3$</td><td>–</td></tr>
</table>

USOS

• **Ge** y sus compuestos: para la fabricación de dispositivos semiconductores, vidrios ópticos

• **Sn** y sus compuestos: para aleaciones, “hojalata”, papel de aluminio, para “dorado”, trabajos de mosaico

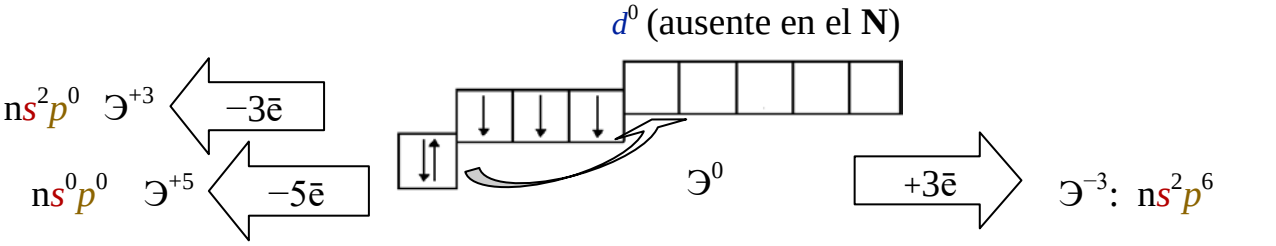
• **Pb** y sus compuestos: para aleaciones, electrodos, baterías, protección contra la radiación, en la industria del vidrio (cristal de plomo), en cerámica, en la fabricación de pinturas

Grupo 15 (VA)

Aumenta:
- radio atómico
- propiedades reductivas (E^{+3})
- propiedades oxidantes (E^{+5})
- propiedades metálicas
- polaridad del enlace
- estabilidad n.o. +3

N	[He] $2s^2 2p^3$
P	[Ne] $3s^2 3p^3$
As	[Ar] $4s^2 4p^3$
Sb	[Kr] $5s^2 5p^3$
Bi	[Xe] $6s^2 6p^3$

Disminuye:
- energía de ionización.
- electronegatividad
- temperatura de ebullición
- temperatura de fusión
- tendencia a formar cadenas de atomos



Números de oxidación: −3, −2, −1, 0, +1, +2, +3, +4, +5

OBTENCIÓN

- **nitrógeno:** en la industria – por fraccionamiento de aire líquido;
  en el laboratorio: $NH_4NO_2 \xrightarrow{t^\circ} N_2\uparrow + 2H_2O$
- **fósforo**: $2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 \xrightarrow{\sim 1500^\circ C} P_4 + 10CO\uparrow + 6CaSiO_3$;
- **As-Sb-Bi:** $E_2O_3 + 3C \xrightarrow{t^\circ} 2E + 3CO\uparrow$
  en la industria: FeAsS (arsenopirita) $\xrightarrow{t^\circ}$ FeS + As

Origen de los nombres de los elementos

N *– del latín nitron genes – «el que forma salitre» en ruso y en francés (azote) – «sin vida»;* ***P*** *– del griego phosphoros (φωσφόροξ) – «el que lleva luz»;* ***As*** *– del griego ἀρσενικόν (viene del persa زرنيخ (zarnik)) – «pigmento amarillo», en lengua rusa proviene de la palabra «мышь» "ratón", por la relación con el uso de sus compuestos para el exterminio de ratones y ratas.;* ***Sb*** *– del latín anti + monos – «no el único»;* ***Bi*** *– bisemutum del alemán weisse Masse, «masa blanca»*

Propiedades físicas y fisicoquímicas				
Nitrógeno	**Fósforo**	**Arsénico**	**Antimonio**	**Bismuto**
no metales			metales con propiedades **anfóteras**	
▪ gas sin color, ni olor ni sabor; ▪ poco soluble en agua; ▪ un poco más ligero que el aire; ▪ en condiciones normales, prácticamente no reactivo	▪ existe en forma de muchas modificaciones alotrópicas; ▪ fósforo blanco (P_4) suave e inflamable; ▪ rojo - polvo, incombustible; ▪ Ninguna de las formas reacciona con agua ni con ácidos diluidos, pero reacciona con los **álcalis**; ▪ en vapores existe en forma de moléculas P_4	▪ existe en forma de 3 modificaciones alotrópicas (amarilla, gris y negra); ▪ α-As, «Metálico» sustancia gris frágil con brillo metálico; ▪ se cubre de una película de óxido; ▪ arde; ▪ resistente a la acción del agua, de los ácidos, y los álcalis	▪ existe en forma de 4 modificaciones alotrópicas; ▪ el Sb común (gris) blanco azulado; brillante; duro; frágil; resistente al agua, a los ácidos, y a los álcalis	▪ metal plateado rosa; ▪ frágil; ▪de fácil fusión; ▪ resistente a la acción del oxígeno y el agua; ▪ se disuelve en HNO_3 concentrado

Descripción de las formas alotrópicas del fósforo

▫ **blanco** – (α-P estructura de red cúbica, densidad 1,828 g/cm^3, β-P – red ortogonal, densidad, 1,88 g/cm^3, se forma del α-P a –77,8^{o}C) incoloro, venenoso, activo, inflamable en el aire, insoluble en agua, soluble en CS_2, la lenta oxidación de su vapor se acompaña de luminiscencia, tiene una estructura molecular de P_4

▫ **rojo** es un polvo amorfo rojizo, menos reactivo, no se oxida en el aire, el fósforo rojo absolutamente puro no es tóxico, es insoluble en agua y en CS_2

▫ **negro** Es un polvo negro cristalino, similar al grafito, tiene la densidad más alta (2.7 g/cm^3), se obtiene del blanco por calentamiento a más de 400° (o a 220° bajo presión) el cristal está construido de capas infinitas, a diferencia del carbono, las capas están corrugadas; no es tóxico, no es volátil, se comporta como un semiconductor, al incrementar la presión conduce la corriente eléctrica;

▫ otros – **el violeta** (metálico), **marrón**, **escarlata**, carbón **vítreo negro** y otros

Características principales de los elementos del grupo 15 (VA)

Símbolo del elemento	**N**	**P**	**As**	**Sb**	**Bi**
Nombre latino	Nitrogenium	Phosphorus	Arsenicum	Stibium	Bismuthum
Nombre en español	Nitrógeno	Fósforo	Arsénico	Antimonio	Bismuto
Fecha de descubrimiento	1772	1669	~1250	~1600 antes de nuestra era	~1500
Descubridor	Rutherford	Brand (Henning)	Alberto Magno		desconocido
Número atómico	7	15	33	51	83
Masa relativa del átomo	14,00674	30,97376	74,9216	121,75	208,9804
Radio atómico (pm)	71	93(α)	125	182	155
Energía de ionización E → E^+ (kJ/mol)	1402,3	1011,7	947,0	833,7	703,2
Energía de afinidad al ē E → E^- (kJ/mol)	–7	72,0	78	101	91,3
Electronegatividad (según Pauling)	3,04	2,19	2,18	2,05	2,02
t fusión (K)	63,29	317,3(α)	1090 (α)	903,9	544,5
t ebullición (K)	77,4	553	889 sublima	1908	1833
Densidad (g/cm^3, sólido)	1,026	1,82(α)	5,78 (α)	6,691	9,747
Volumen de 1 mol (cm^3)	3,65 (21K)	17,02(α)	12,95 (α)	18,2	21,44
Isótopos principales (números masivos) *	13*, 14, 15	31, 32*, 33*	73*, 74*, 75, 76*	121, 122* 123, 124*, 125*	206*, 207*, 208*, 209, 210*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$2{,}5\cdot10^{-3}$	0,1	$1{,}5\cdot10^{-4}$	$2\cdot10^{-5}$	$4{,}8\cdot10^{-6}$
Modificaciones alotrópicas	α-N_2, β-N_2	más de 6 modifica-ciones	α-As «metal.» β-As «amarillo» gris As	4 modifica-ciones	Bi romboé-drico
Principales compuestos naturales	libre de aire, salitres de Chile ($NaNO_3$) y de india (KNO_3)	fluoroapatita $Ca_5[PO_4]_3F$ fosforita $Ca_3[PO_4]_2$	Realgar As_4S_4 Oropimen-te $FeAs_2$ Arsenopi-rita As_2S_3	Brillo de antimonio (estibina, antimonita) Sb_2S_3 cervantita(anti monio ocre) Sb_2O_3	bismutina (brillo de bismuto) Bi_2S_3 bismita (bismuto ocre) Bi_2O_3

* Los isótopos inestables están marcados con *

Propiedades químicas del nitrógeno y del fósforo

Nitrógeno	Fósforo
La molécula N_2 es muy estable. Posee baja capacidad de reacción. La energía del enlace N≡N es de 944 kJ/mol	La actividad de la molécula P_4 es considerablemente superior, a la del N_2. La energía del enlace P−P es de 172 kJ/mol
■ reductores:	
$N_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\,NO\uparrow$	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ $P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$ $P_4 + 6Cl_2 \rightarrow 4PCl_3$; $PCl_3 + Cl_2 \rightarrow PCl_5$
■ oxidantes:	
$N_2 + 6Li = 2Li_3N$ $N_2 + 3Mg \xrightarrow{t^\circ} Mg_3N_2$; $N_2 + 3Ca \xrightarrow{t^\circ} Ca_3N_2$ $N_2 + 3H_2 \xrightarrow{P,t^\circ,catalizador} 2NH_3\uparrow$	$P_4 + 6Mg = 2Mg_3P_2$ fosfuro de magnesio
■ con los **ácidos**:	
no interactúa	$3P_4 + 20\,HNO_3 + 8H_2O = 12H_3PO_4 + 20NO\uparrow$ dilui
■con los **álcalis**:	
no interactúa	$P_4 + 3KOH + 3H_2O = PH_3\uparrow + 3K(H_2PO_2)$

*La aparición de **fuegos fatuos** en cementerios antiguos y pantanos es causada por el encendido al aire de los hidruros de fósforo: difosfina P_2H_4 y fosfina PH_3. Estos gases se forman por la descomposición de compuestos orgánicos que contienen fósforo. En el aire, la difosfina se auto inflama y enciende la fosfina:*

$2P_2H_4 + 7O_2 = P_4O_{10} + 4H_2O$; $4PH_3 + 8O_2 = P_4O_{10} + 6H_2O$

*El producto de la combustión, el óxido de fósforo(V), P_4O_{10}, al interactuar con la humedad del aire forma pequeñísimas gotas más de ácido metafosfórico, que son las que forman los contornos blancos difusos de **apariciones «fantasmas»**:*

$P_4O_{10} + 2H_2O = (HPO_3)_4$

Compuestos de nitrógeno y fósforo con hidrógeno

Nitrógeno	Fósforo
NH_3 amoníaco ▪ gas venenoso incoloro con olor característico agudo; ▪ 2 veces más ligero que el aire; ▪ se disuelve bien en agua (700 l NH_3 en un l de agua a 20°C) La solución de amoníaco en agua era llamada «espíritus de Hartshorn»	PH_3 fosfano ▪ Gas incoloro, extremadamente venenoso con olor a ajo; ▪ muy soluble en disolventes orgánicos (CS_2, benceno y otros); ▪ poco soluble en agua
OBTENCIÓN	
en la industria: $N_2 + 3H_2 \xrightarrow{P,t^o,catalizator} 2NH_3\uparrow$ en el laboratorio: $(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons 2NH_3\uparrow + Na_2SO_4 + 2H_2O$	$Ca_3P_2 + 6H_2O = 2PH_3\uparrow + 3Ca(OH)_2$ $P_4 + 3KOH + 3H_2O = PH_3\uparrow + 3K(PH_2O_2)$
Propiedades químicas	
Propiedades básicas	
Interacción con el agua: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	Es moderadamente soluble en agua (significativamente peor que el NH_3): $PH_3 + H_2O \rightleftharpoons PH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons PH_4^+ + OH^-$
Interacción con los ácidos	
$NH_3 + HCl = NH_4Cl$ $NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$	$PH_3 + HI = PH_4I$ $PH_3 + HClO_4 = PH_4ClO_4$
Propiedades reductoras	
$8\,NH_3 + 3Br_2 \rightarrow N_2\uparrow + 6NH_4Br$ $4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2N_2\uparrow + 6H_2O$ $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt} 4NO\uparrow + 6H_2O$ $2NH_3 + 3CuO = N_2\uparrow + 3Cu + 3H_2O$	Más pronunciadas que las del NH_3: $PH_3 + 3I_2 + 3H_2O \rightleftharpoons H_2(PHO_3) + 6HI$ $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$
Interacción con metales alcalinos y alcalinotérreos	
$2NH_3 + 2Na = 2NaNH_2 + H_2\uparrow$ $2NH_3 + 3Mg = Mg_3N_2 + 3H_2\uparrow$	-
N_2H_4 la hidracina es un gas reductor	P_2H_4 la difosfina es un gas reductor

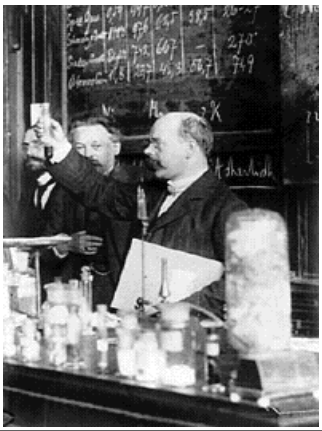
El amoníaco – NH_3 – era conocido ya en el antiguo Egipto 1500-1000 años antes de nuestra era. Los sacerdotes egipcios lo extrajeron de la"sal amoniacal" (cloruro de amonio, NH_4Cl). Para obtener el hollín de NH_4Cl de las chimeneas de los hornos (las calentaban con estiércol de camello), y se sublimaba. El NH_4Cl también es un producto natural de la descomposición de la orina y las heces de camellos y otros animales. Más tarde comenzaron a llamar a las sustancias como el amoníaco y las sales de amonio, con el nombre del oasis de Amón, por donde pasaban numerosas caravanas. El amoníaco se separaba calentando el NH_4Cl con hidróxido de calcio:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = 2NH_3\uparrow + CaCl_2 + 2H_2O$$

Sales de amonio y fosfonio

Amonio	Fosfonio
Sustancias cristalinas muy solubles se disocian completamente	Los compuestos de fosfonio no son característicos, el átomo de P pierde sus propiedades donoras
OBTENCIÓN	
$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$	Solo con fuertes aceptores de pares electrónicos: $PH_3+HI \rightarrow PH_4I$; $PH_3+H[BF_4] \rightarrow PH_4[BF_4]$
Propiedades químicas	
Reacciones de descomposición térmica: ácido volátil: $NH_4Cl \xrightarrow{t^\circ} NH_3\uparrow + HCl\uparrow$ ácido no volátil: $(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} NH_3\uparrow + NH_4HSO_4$ anión del ácido oxidante: $NH_4NO_3 \xrightarrow{t^\circ} N_2O\uparrow + 2H_2O$ $NH_4NO_2 \xrightarrow{t^\circ} N_2\uparrow + 2H_2O$; $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t^\circ} N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O$	en el agua las sales de fosfonio se hidrolizan completamente: $PH_4I + H_2O =$ $= PH_3\uparrow + H_3O^+ + I^-$
Interacción con los **ácidos**: $2NH_4Cl + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + 2HCl\uparrow$	
Interacción con los **álcalis**: $NH_4Cl + NaOH = NH_3\uparrow + H_2O + NaCl$	
Interacción con las sales: $(NH_4)_2SO_4 + BaCl_2 = 2NH_4Cl + BaSO_4\downarrow$	

Fritz Heber (1868-1934)
Ganador del Premio Nobel (1918). En 1904-1907, desarrolló un método industrial para la síntesis de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno con un catalizador de osmio, bajo presión. El método fue implementado en 1913 en Alemania por el ingeniero K. Bosch



La síntesis de amoníaco es necesaria para la producción de fertilizantes y explosivos. La producción total de fertilizantes en el mundo moderno es de más de 100 millones de toneladas por año. La mitad de la población mundial se alimenta de productos cultivados con fertilizantes obtenidos mediante el proceso Heber-Bosch.
Haber también se conoce como el "padre de las armas químicas" por su trabajo en el desarrollo y uso del cloro y otros gases tóxicos durante la Primera Guerra Mundial. Heber dirigió personalmente el primer uso exitoso de cloro durante la Batalla de Ypres el 22 de abril de 1915.
El Kaiser le otorgó el título de capitán al científico por esos méritos

Óxidos de nitrógeno

	N_2O	NO	N_2O_3	$NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$	N_2O_5
Obtención	$NH_4NO_3 \xrightarrow{t^\circ} N_2O\uparrow + 2H_2O$	$N_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2NO$ $4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Pt,\ t^\circ} 4NO\uparrow + 6H_2O$ $3Cu + 8HNO_3\ dilui. \longrightarrow 2NO\uparrow + 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$	$t^\circ = -101^\circ C$ $NO_2 + NO \rightleftharpoons N_2O_3$	$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$ $Cu + 4HNO_3 conc. = NO_2\uparrow + Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$ $2Pb(NO_3) \xrightarrow{t^\circ} 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$	$2HNO_3 \xrightarrow{P_4O_{10}} N_2O_5 + H_2O$ $N_2O_4\ liq + O_3 \longrightarrow N_2O_5\ liq + O_2\uparrow$
Propiedades físicas	• gas incoloro; • tiene un ligero olor agradable; • tiene efecto anestésico; • se solubiliza bien en agua	• gas incoloro; • poco soluble en agua; • tiene bajas $t^\circ_{ebullición}$ y $t^\circ_{fusión}$	• líquido azul; • en condiciones normales, el 90% consiste en una mezcla de NO_2 y NO	• gas rojo-marrón; • venenoso; • a $t^\circ < +21^\circ$ es un líquido amarillento; • la intensidad del color es proporcional al grado de dimerización de las moléculas	• cristales en forma de agujas transparentes incoloras; • al aire se deforman derritiéndose
Propiedades químicas	■ no interactúa con H_2O, álcalis; ■ interactúa con O_3, halógenos, metales alcalinos; ■ inestable térmicamente $2N_2O \xrightarrow{t^\circ} 2N_2\uparrow + O_2\uparrow$; ■ oxidante, mezcla con H_2, CO, NH_3 etc. explosivo: $N_2O + H_2 \longrightarrow N_2\uparrow + H_2O$ $N_2O + SO_2 + H_2O = N_2\uparrow + H_2SO_4$	■ reacciones de adición: $TeCl_2 + NO + 5H_2O = [Te(H_2O)_5NO]Cl_2$; ■ oxidante: $2NO + 2H_2S = N_2\uparrow + 2S\downarrow + 2H_2O$ $2NO + SO_2 + H_2O = N_2O\uparrow + H_2SO_4$; ■ reductor: $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2\uparrow$	■ óxido **ácido**, con el agua $N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$; ■ con los **álcalis**: $N_2O_3 + Ca(OH) = Ca(NO_2)_2 + H_2O$	■ con el agua: $(NO_2)_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$; ■ con los **álcalis**: $(NO_2)_2 + 2KOH = KNO_2 + KNO_3 + H_2O$; ■ fuerte oxidante: $(NO_2)_2 + 2C = N_2\uparrow + 2CO_2\uparrow$ $(NO_2)_2 + SO_2 + 2H_2O = 2HNO_2 + H_2SO_4$	■ óxido **ácido**, con el agua: $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$; ■ oxidante fuerte: $2N_2O_5 + 2H_2S = 2N_2\uparrow + 2H_2SO_4 + O_2\uparrow$

Ácidos del nitrógeno

Hiponitroso (dioxodinitrato de hidrógeno) **$H_2N_2O_2$**	**Nitroso** (solo conocido en forma de soluciones) **HNO_2**	**Nítrico** **HNO_3**
OBTENCIÓN		
$NH_2OH+HNO_2=$ $=H_2N_2O_2+H_2O$	$NO_2+NO+H_2O=2HNO_2$ $Ba(NO_2)_2+H_2SO_4=$ $=2HNO_2+BaSO_4\downarrow$	$4NH_3+5O_2 \xrightarrow{P} 4NO+6H_2O$ $2NO+O_2 \xrightarrow{t^\circ} (NO_2)_2$ $2(NO_2)_2+O_2+2H_2O \rightarrow 4HNO_3$ En el laboratorio: $NaNO_3+H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} HNO_3+NaHSO_4$
Propiedades físicas		
• cristales incoloros, muy inestables; • se descompo-nen al aire	• soluciones incoloras; • estable por debajo de 0°C	• líquido incoloro y humeante; • a temp. = –42°C son cristales; • en soluciones concentradas: ácido orto-nítrico H_3NO_4; • se mezcla con agua en cualquier proporción
Propiedades quimicas		
• **ácido** débil	• **ácido** débil	• **ácido** fuerte
inestable: $H_2N_2O_2 \rightarrow$ $\rightarrow N_2O\uparrow+H_2O$	• interactúa con los metales activos $4HNO_2+Ba=Ba(NO_2)_2+$ $+2NO\uparrow+2H_2O$	• interactúa con los metales, la formación de productos REDOX depende de la actividad del metal y de la concentración del ácido (Ver el diagrama en la página siguiente)
• oxidante muy débil: $H_2N_2O_2+HNO_2=$ $=HNO_3+N_2\uparrow+H_2O$	• oxidante $2HNO_2+2HI=$ $2NO+I_2+2H_2O$	• oxidante fuerte: $HNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_3 \rightarrow NO \rightarrow$ $\rightarrow N_2O \rightarrow N_2 \rightarrow NH_4NO_3$ • interactúa con los metales: (ver el diagrama abajo)
• reductor muy débil: $H_2N_2O_2+3I_2+3H_2O=$ $=HNO_3+HNO_2+6HI$ $2H_2N_2O_2+3O_2=$ $=2HNO_2+2HNO_3$	• reductor: $2HNO_2+O_2=2HNO_3$	• con los no metales: HNO_3 (conc.) se desprende NO_2 HNO_3 (dilui) se desprende NO Conc. se descompone: $4HNO_3=4NO_2\uparrow+O_2\uparrow+2H_2O$

La reacción de Marggraf (1709-1782) una de las formas más antiguas de producir ácido ortofosfórico calentando fósforo con ácido: ***nítrico:***

$P_4+20\ HNO_3=4H_3PO_4+20\ NO_2\uparrow+4H_2O$

Sales

Del ácido hiponitroso $H_2N_2O_2$	dioxodinitratos de metales alcalinos: $K_2N_2O_2$, $Na_2N_2O_2$, BaN_2O_2, sal poco soluble $Ag_2N_2O_2$; se descomponen: $Na_2N_2O_2 \xrightarrow{t^\circ} Na_2O + NaNO_2 + N_2\uparrow$
Del ácido nitroso HNO_2	• son sustancias cristalinas incoloras; • son bien solubles; • los nitritos de metales alcalinos se funden sin descomposición; • los nitritos de otros metales sedescomponen: $2Ca(NO_2)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CaO + N_2\uparrow + 3O_2\uparrow$ $AgNO_2 \xrightarrow{t^\circ} Ag + NO_2\uparrow$ $NH_4NO_2 \xrightarrow{t^\circ} N_2\uparrow + 2H_2O$
Del ácido nítrico HNO_3	• las sustancias cristalinas incoloras de sales de metales alcalinos son los salitres; • son bien solubles en agua; • el esquema de descomposición del nitrato es: (por la posición del metal en la serie de potenciales) del Mg → nitrito + $O_2\uparrow$ $MeNO_3$ → del Mg hasta Cu → $MeO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ → después del Cu → $Me + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ $NH_4NO_3 \xrightarrow{t^\circ} N_2O\uparrow + 2H_2O$

Interacción del HNO_3 con los metales:

HNO_3 **conc**.(>68%)	Al, Cr, Fe и Au, Pt	se pasivan
	alcalinos, alcalinotérreos +Zn +Mg	sal +$\mathbf{N_2O}$ +H_2O
	otros metales	sal +$\mathbf{NO_2}$ +H_2O

HNO_3 **dil**ui	Au, Pt	no interactúan
	alcalinos, alcalinotérreos +Zn+Mg +Al + Cr + Fe	sal+$\mathbf{NH_4NO_3}$ (N_2)+H_2O
	otros metales	sal +**NO** + H_2O

La pólvora negra es una mezcla de nitrato de potasio con azufre y carbón, una mezcla que no requiere del oxígeno del aire para quemarse, por lo que no puede ser extinguida por una corriente o chorro de CO_2.
Se quema a expensas de un oxidante sólido, el nitrato de potasio:
$2KNO_3 + S = SO_2\uparrow + 2KNO_2$; $2KNO_3 + C = CO_2\uparrow + 2KNO_2$

Óxidos de fósforo

Óxidos de fósforo (III) P_4O_6 **óxido ácido**	**Óxidos de fósforo (V) P_4O_{10}** **óxido ácido**
OBTENCIÓN	
$P_4 + 3O_2 = P_4O_6$	$P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}$
Propiedades físicas	
• cristales blancos con olor desagradable • venenoso • tiene varias formas alotrópicas	• polvo higroscópico blanco; • fuerte agente para absorber agua; • tiene 3 formas alotrópicas
Propiedades químicas	
■ con agua:	
$P_4O_6 + 6H_2O = 4H_3PO_3$ H_3PO_3 –el **ácido** fosforoso es un **ácido** **dibá**sico débil, las sales son fosfitos $P_4O_6 + 4H_2O \xrightarrow{en\ frio} 2H_2[H_2P_2O_5]$ $H_2[H_2P_2O_5]$ – **ácido** difosforado es **ácido** dibásico débil, Las sales son pirofosfitos	$P_4O_{10} + 2H_2O = 4\mathbf{HPO_3}$ **ácido** metafosfórico $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4\mathbf{H_3PO_4}$ **ácido** ortofofórico $P_4O_{10} + 4H_2O \rightarrow 2\mathbf{H_4P_2O_7}$ **ácido** pirofosfórico
■ con los **álcalis**:	
$P_4O_6 + 8KOH = 4K_2HPO_3 + 2H_2O$	$P_4O_{10} + 12NaOH = 4Na_3PO_4 + 6H_2O$
■ Fuerte reductor: $P_4O_6 + 2O_2 = P_4O_{10}$	—
—	■ con los óxidos de **bases**: $P_4O_{10} + 6BaO = 2Ba_3(PO_4)_2$ $3P_4O_{10} + 10Na_2O = 4Na_5(P_3O_{10})$ tripolifosfato de sodio
■ con HF y HCl:	
—	$P_4O_{10} + 6HF = H[PF_6] + (HPO_3)_3 + H_2O$ $P_4O_{10} + 3HCl = PCl_3O + (HPO_3)_3$

El fósforo blanco, P_4, arde bajo el agua. Si se pone en agua fría y se calienta el agua (para que se derrita) y deja pasar un chorro de O_2 a través del agua, el fósforo se encenderá y se convertirá gradualmente en un color rojo violeta:
$P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}$, $P_4O_{10} + 6H_2O = 4H_3PO_4$, $xP_4 \rightleftharpoons 4P_x$.
La primera reacción es la combustión de fósforo, la segunda es la formación de ácido ortofosfórico, la tercera es la conversión de fósforo blanco a rojo

Ácidos del fósforo (V)

metafosfórico $(HPO_3)_x$ x = 3 – 8 ácido débil	ortofosfórico H_3PO_4 ácido de fuerza intermedia	difofórico (pirofosfórico) $H_4P_2O_7$ ácido más fuerte
OBTENCIÓN		
$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$		
Propiedades físicas		
Masa incolora vidriosa, bien soluble en agua	Cristales higroscópicos transparentes, se mezclan con agua en cualquier proporción	Cristales incoloros, bien solubles en agua
Propiedades químicas		
■ cuando se calienta se convierte en H_3PO_4:		
En solución acuosa $(HPO_3)_x + xH_2O \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow xH_3PO_4$		$H_4P_2O_7 + H_2O \xrightarrow{t^\circ} 2H_3PO_4$
■ con los **álcalis** y las **bases** de óxidos:		
$(HPO_3)_x + xRbOH \rightarrow (RbPO_3)_x + xH_2O$ $2(HPO_3)_x + xK_2O \xrightarrow{t^\circ} 2(KPO_3)_x + xH_2O$ ■ coagula la proteína	$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O$ $H_3PO_4 + 2KOH = K_2HPO_4 + 2H_2O$ $H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O$ $2H_3PO_4 + 3K_2O = 2K_3PO_4 + 3H_2O$	$H_4P_2O_7 + 2NaOH = Na_2H_2P_2O_7 + 2H_2O$ $H_4P_2O_7 + 4NaOH = Na_4P_2O_7 + 2H_2O$

Sales

Metafosfatos – $(MePO_3)_x$ fosfatos poliméricos, vítreos o cristalinos	**Ortofosfatos** son sales blancas, no se descomponen cuando se calientan	**Pirofosfatos** son sustancias cristalinas de color blanco

FERTILIZANTES:

$Ca_3(PO_4)_2$ – suelo – «harina fosfórica» es insoluble en agua

$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow 2$ **$CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$** – superfosfato

$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3$ **$Ca(H_2PO_4)_2$** – superfosfato doble

$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$ **$CaHPO_4 + 2H_2O$** – precipitado

$3NH_3 + 2H_3PO_4 \rightarrow$ **$NH_4H_2PO_4 + (NH_4)_2HPO_4$** – ammofos

$3NH_3 + 2H_3PO_4 + nKNO_3$ – ammofosca

Propiedades químicas del As, Sb, Bi

As	Sb	Bi
⟶ *aumento de las propiedades metálicas*		
■ Resistentes al aire y al agua:		
E + aire ≠	E + H_2O ≠	
■ con el hidrógeno:		
2E + $3H_2$ $\xrightarrow{t°}$ $2EH_3$		
■ con el oxígeno y el azufre:		
4E + $3O_2$ (S) $\xrightarrow{t°}$ $2E_2O_3$ (E_2S_3)		
■ con los halógenos:		
2E + $3Hal_2$ $\xrightarrow{t°}$ $2EHal_3$	2E + $5Hal_2$ (exceso) $\xrightarrow{t°}$ $2EHal_5$	
■ con los **ácidos** oxidantes:		
3As + $5HNO_3$+$2H_2O$ = = $3H_3AsO_4$ + 5NO↑	3Sb + $5HNO_3$ +$8H_2O$= =$3H[Sb(OH)_6]$↓+ 5NO↑	Bi + $4HNO_3$ dil.= = $Bi(NO_3)_3$ + NO↑+$2H_2O$
■ con los **ácidos** no oxidantes:		
no reaccciona	2Sb + 12HCl conc.= = $2H_3[SbCl_6]$ + $3H_2$↑	no reaccciona
■ con los **álcalis**:		
2As + 6NaOH $\xrightarrow{fundido}$ →$2Na_3AsO_3$+ $3H_2$↑	no reaccciona	no reaccciona

En la Edad Media, el oro se purificaba de las impurezas de plata y cobre mediante fusión con antimonita (estibina), Sb_2S_3:
Sb_2S_3 + 6Ag (Cu) = = $3Ag_2S$ (Cu_2S) + 2Sb.
Con el oro reacciona el antimonio según:
Au + 2Sb = $AuSb_2$.
Luego, la capa más pesada de $AuSb_2$ se separa calcinando:
$AuSb_2$ +3/2 O_2 = Au +Sb_2O_3
el óxido de antimonio se va en forma de humo blanco

El dibujo del tratado del alquimista alemán Michael Maier "The Running Atalanta" (1618) representa simbólicamente 2 etapas del proceso de purificación de oro. En primer plano, un lobo (antimonita) devora al rey de los metales (oro), y en el fondo un lobo arde en una llama, y el rey de los metales, ileso, va a la barca, que lo lleva al palacio en la orilla opuesta del río

Compuestos del As, Sb, Bi

todos los compuestos son venenosos

Hidruros

AsH_3 – arsina	SbH_3 – estibano	BiH_3 – bismutirina
son gases con un olor desagradable, se descomponen fácilmente, son tóxicos, poco solubles en agua, no forman sales con ácidos, no son propensos a reacciones de adición, son agentes reductores muy fuertes, cuando se calienta se descomponen: $2EH_3 \xrightarrow{t^\circ} 2E + 3H_2\uparrow$		
disminución de la polaridad y la fortaleza del enlace →		
Obtención		
$Mg_3E_2 + 6HCl = 3MgCl_2 + 2EH_3\uparrow$		
$H_3EO_3 + 3Zn + 6HCl = EH_3\uparrow + 3ZnCl_2 + 3H_2O$		

Óxidos

As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
aumento de las propiedades básicas →		
sustancias cristalinas, en vapores – E_4O_6		
ácido	**anfótero**	**básico**
■ con los **álcalis**:		
$E_2O_3 + 2KOH + 3H_2O \rightarrow 2K[E(OH)_4]$		—
■ con los **ácidos**:		
$As_2O_3 + 8HCl = 2HAsCl_4 + 3H_2O$	$E_2O_3 + 6HCl = 2ECl_3 + 3H_2O$	
$E_2O_3 + 2HNO_3 = H_3EO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$		
■ con el agua:		
$As_2O_3 + 3H_2O = 2H_3AsO_3$	—	
■ se oxidan:		
$E_2O_3 + 4HNO_3 + H_2O = 2H_3EO_4 + 4NO_2$		

As_2O_5	Sb_2O_5	Bi_2O_5
disminución de la estabilidad y de la solubilidad en agua →		
Sustancias sólidas, óxidos **ácidos**		
■ inestables al calentarlos:		
$E_2O_5 \xrightarrow{t^\circ} E_2O_3 + O_2$		
■ con agua:		
$E_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3EO_4$		
■ con los **álcalis**:		
$Sb_2O_5 + 2KOH + 5H_2O \rightarrow 2K[Sb(OH)_6]$		
■ oxidantes:		
$Sb_2O_5 + 10HCl \rightarrow 2SbCl_3 + 2Cl_2 + 5H_2O$		

*Alrededor de 1600, el monje alquimista **Vasily Valentin** decidió lograr la longevidad de los monjes de su monasterio de la Orden Benedictina. Comenzó a "limpiar su cuerpo de principios dañinos" agregando pastillas de óxido de antimonio Sb_2O_3 a los alimentos. Algunos monjes de tal "limpieza" murieron en agonía. De ahí el segundo nombre de antimonio - "antimonio", que significa "antimonástico"*

Hidróxidos y ácidos

As^{3+}	Sb^{3+}	Bi^{3+}
OBTENCIÓN:		
$sal + KOH \rightarrow E(OH)_3$		
$As(OH)_3 = H_3AsO_3 = HAsO_2(+H_2O)$	$Sb(OH)_3 = Sb_2O_3 \cdot xH_2O$	$Bi(OH)_3$
aumento de las propiedades básicas →		
■ al calentar:		
$2E(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} E_2O_3 + 3H_2O$		$Bi(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} BiO(OH) + H_2O$
■ con los **ácidos**:		
$HAsO_2 + 3HCl \xrightarrow{t^\circ} AsCl_3 + 2H_2O$	$E(OH)_3 + 3HCl = ECl_3 + 3H_2O$	
		$Bi(OH)_3 + HF \rightarrow BiOF\downarrow + 2H_2O$
■ con los **álcalis**:		
$HAsO_2 + KOH = KAsO_2 + H_2O$	$Sb(OH)_3 + 3KOH = K_3[Sb(OH)_6]$ $Sb(OH)_3 + KOH \xrightarrow{t^\circ} KSbO_2 + 2H_2O$	$Bi(OH)_3 + 3KOH\ (conc.) \xrightarrow{t^\circ} K_3[Bi(OH)_6]$ $Bi(OH)_3 + KOH \xrightarrow{t^\circ} KBiO_2 + 2H_2O$

Sales

► **se hidrolizan**

E^{3+}	E^{3+} forman cationes SbO^+ – antimonilo и BiO^+ – bismutilo	
$AsCl_3 + 4H_2O = H[As(OH)_4] + 3HCl$	$SbCl_3 + 2H_2O \rightleftharpoons Sb(OH)_2Cl + 2HCl$ $Sb(OH)_2Cl \rightarrow SbOCl\downarrow + H_2O$	$Bi(NO_3)_3 + H_2O \rightleftharpoons BiONO_3 + 2HNO_3$
► muestran propiedades reductoras:		
$AsO_3^{3-} + 2OH^- - 2\bar{e} \rightarrow AsO_4^{3-} + H_2O$	$E^{3+} + 6OH^- - 2\bar{e} \rightarrow EO_3^- + 3H_2O$	
As^{5+}	Sb^{5+}	Bi^{5+}
H_3EO_4, HEO_3 son **ácidos** fuertes, forman sales similares a los fosfatos: arseniatos antimonatos bismutatos		
• son sustancias sólidas; • rara vez existen en solución; • como regla son poco solubles en agua		
► presentan propiedades oxidantes: →		
aumentan las propiedades oxidantes		
$EO_4^{3-} + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow EO_3^{3-} + H_2O$	$EO_3^- + 6H^+ + 2\bar{e} \rightarrow E^{3+} + 3H_2O$	

Sulfuros

As	Sb	Bi
OBTENCIÓN		
• $E + S \rightarrow E_4S_3,\ E_4S_4,\ E_2S_3,\ E_2S_5,\ E_2S_4$ • $2HAsO_2 + 3H_2S \xrightarrow{H^+} As_2S_3 + 4H_2O$ • $2E^{3+} + 3S^{2-} \rightarrow E_2S_3$		
Propiedades químicas		
▪ todos son insolubles, no se disuelven ni en agua ni en **ácidos**-no oxidantes		
▪ con los **ácidos**-oxidantes conentrados		
$3As_2S_3 + 28HNO_3\ dil. + 4H_2O \rightarrow 6H_3AsO_4 + 9H_2SO_4 + 28NO$		
$As_2S_5 + 40HNO_3 + 4H_2O = 6H_2AsO_4 + 15H_2SO_4 + 40NO$		
▪ con los **álcalis**		
$E_2S_3 + 6KOH = K_3EO_3 + K_3ES_3 + 3H_2O$		$4Bi_2S_3 + 24NaOH \xrightarrow{600^oC} \rightarrow 8Bi\downarrow + 9Na_2S + 3Na_2SO_4 + 12H_2O$
▪ con el sulfuro de amonio y con los sulfuros **básicos**		
$E_2S_3 + 3(NH_4)_2S \rightarrow 2(NH_4)_3ES_3$ $E_2S_5 + 3Na_2S \rightarrow 2Na_3ES_4$		

USOS

Nitrógeno – para la síntesis de amoníaco, como medio inerte para la producción de fibras sintéticas, metales puros y aleaciones; **líquido** – para crear bajas temperaturas en tecnología criogénica; **sus compuestos**– como fertilizantes, tintes, drogas medicinales, explosivos

Fósforo y sus compuestos – en la agricultura como fertilizantes minerales; en la producción de detergentes sintéticos; en la producción de cerillas; en metalurgia como desoxidante y componente de aleaciones; para dopaje de materiales semiconductores

Arsénico y sus compuestos – en aleaciones; fabricación de semiconductores; en medicina; en pesticidas e insecticidas; aleación con azufre en óptica

Antimonio y sus compuestos – en aleaciones (incluidas las tipográficas); en medicina; en aditivos ignífugos para telas y lonas; en la producción de cerillas y pirotecnia; En la producción de caucho

Bismuto y sus compuestos – en la fabricación de aleaciones de bajo punto de fusión, por ejemplo, la conocida aleación de Wood (50% Bi) y un punto de fusión de 68.5 ° C; en medicina

El bismuto es una de las pocas sustancias simples, que en estado sólido tiene una densidad más baja que en estado líquido. Además, solo el Ge y el Ga tienen esta propiedad. También el agua tiene esta propiedad

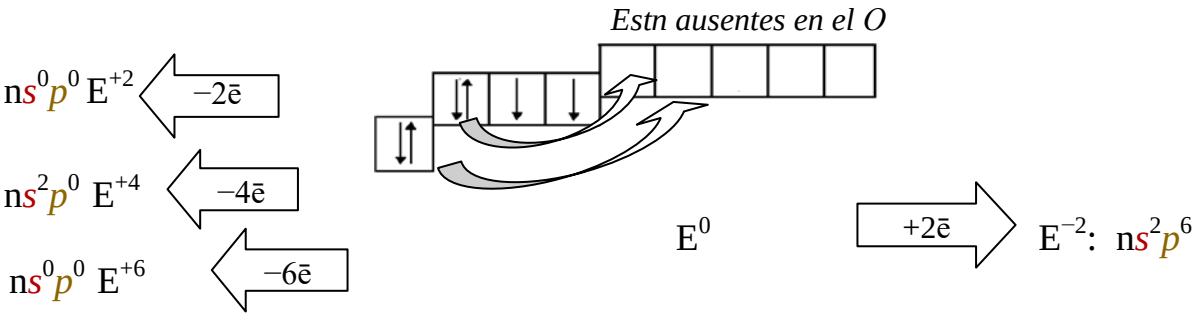
Grupo 16 (VIA)

(calcógenos, anfígenos)

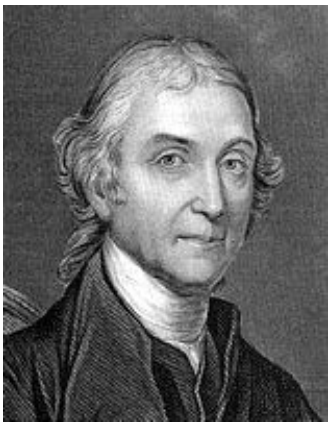
Aumeta:
- radio atómico
- propiedades reductoras del átomo
- propiedades metálicas
- afinidad por el oxígeno

O	[He] $2s^2 2p^4$
S	[Ne] $3s^2 3p^4$
Se	[Ar] $4s^2 4p^4$
Te	[Kr] $5s^2 5p^4$
Po	[Xe] $6s^2 6p^4$

Disminuye:
- energía de ionización
- electronegatividad
- afinidad por el hidrógeno
- capacidad oxidante



Números de oxidación: −2, −1, 0, +1, +2, +4, +5, +6



El oxígeno fue descubierto por J. Priestley (1774) y K. Scheele (1777)

Joseph Luy Priestley (1733-1804) fue un eminente químico, sacerdote británico, uno de los creadores de la iglesia unitaria, un científico naturalista, filósofo. Estableció que la fuerza de interacción de las cargas es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia. Descubrió óxidos de nitrógeno, cloruro de hidrógeno y el amoníaco

Karl Wilhelm Scheele (1742-1786) - un químico-farmacéutico sueco, descubrió el oxígeno, el cloro, varias sustancias orgánicas e inorgánicas (bario, molibdeno y óxidos de tungsteno, ácidos ortoarsénico, fluorhídrico, cianídrico, úrico, oxálico y láctico, glicerina)

Origen de los nombres de los elementos

O *– del griego oxy genes – «el que forma ácidos»;* ***Se*** *– del griego selene – «luna»;* ***Te*** *– del griego tellus – «tierra»;* ***Po*** *– nombrado en honor a Polonia*

Propiedades físicas y fisicoquímicas de los elementos del grupo 16 (VIA)	
Oxígeno no metal	▲ el O_2 es un gas incoloro, inodoro e insípido; ▪ más pesado que el aire; ▪ escasamente soluble en agua; ▪ el O_2 líquido es un líquido móvil de color azulado; ▪ a altas temperaturas es soluble en metales (Pt, Au); ▪ reactivo, forma óxidos con casi todos los elementos. ▲ el O_3 es el ozono, un gas de color azul; ▪ el ozono líquido es azul oscuro; ▪ con un olor acre; ▪ explosivo
S no metal	▪ en **vapores** (› 445°C) está en forma de moléculas S_8, S_6, S_4 и S_2, el color de los vapores: naranja - rojo - amarillo - incoloro (depende de la cantidad de átomos en la molécula) ▪ insoluble en agua, ligeramente soluble en solventes orgánicos, bueno en CS_2; ▪ Conduce mal el calor y la electricidad, es dieléctrico; ▪ Tiene muchas formas **alotrópicas**, la más estable: ▫ azufre **rómbico**, α-S, su estructura molecular (se compone de moléculas S_8); cristales de color amarillo limón; ▫ azufre **monoclínico**, β-S, su estructura molecular (se compone de moléculas S_8); cristales de color amarillo miel; ▫ azufre **plástico** masa tipo goma de color marrón oscuro, estructura de cadena S_∞, metaestable, se convierte espontáneamente en α-S
Se no metal	▪ polvo plateado (el Se gris, es una forma metálica); ▪ a veces es un polvo amorfo rojo (menos estable); ▪ arde en el aire; ▪ no interactúa con el agua; ▪ se disuelve en HNO_3 conc., en los álcalis; ▪ es semiconductor
Te propiedades anfóteras	▪ en lingote es blanco plateado; ▪ generalmente es un polvo gris oscuro; ▪ arde en el aire y en oxígeno; ▪ no interactúa con el agua ni con el HCl, pero se disuelve en otros ácidos; ▪ semiconductor
Po metal	▪ es un metal radioactivo blanco plateado; ▪ se disuelve en ácidos diluidos

Principales características de los elementos del grupo 16 (VIA)

	O	S	Se	Te	Po
Nombre latino	Oxygen	Sulfurium	Selenium	Tellurium	Polonium
Nombre en español	Oxígeno	Azufre	Selenio	Teluro	Polonio
Fecha de descubrimiento	1774	Conocido desde la antigüedad	1817	1783	1898
Descubridor	Priestley, Scheele		Berzelius	Müller	Marie Curie
Número atómico	8	16	34	52	84
Masa relativa del átomo	15,9994	32,066	78,96	127,60	209
Radio atómico (pm)	66	108 (α)	215,2	143,2	167
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	1313,9	999,6	940,9	869,2	812
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	141	200,4	195	190,2	183
Electronegatividad (por Pauling)	3,44	2,58	2,55	2,1	2,0
t fusión (K)	54,8	386 (α)	490	722,7	527
t ebullición (K)	90,188	717,824	958,1	1263,0	1235
Densidad (g/cm^3, sólido)	2,0	2,070 (α)	4,79 (α)	6,240	9,320
Volumen 1 mol (cm^3)	8,00 (54K)	15,49(α)	16,48	20,45	22,4
Isótopos principales (números masivos) *	15^*, 16, 17, 18	32–34, 35^*, 36	74, 75^*, 76-78, 80, 82	120, 122, 123^*, 124–126, 127^*, 128, 130^*	209^*–211^*, 216^*, 218^*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	47,4	0,026	$5 \cdot 10^{-6}$	$5 \cdot 10^{-7}$	trazas
Modificaciones alotrópicas	α-O_2, β-O_2, γ-O_2, O_3-озон, O_4	más de 16 modificaciones	5 modificaciones	3 modificaciones	cúbico y romboédrico.
Principales compuestos naturales	libre O_2 en la atmósfera, entra en la composición de ~1400 minerales	S nativo, sulfuros (pirita FeS_2, galena PbS, antimonita Sb_2S_3), sulfatos (anhidrita $CaSO_4$, otros)	trazas en algunos minerales de sulfuro, subproducto de la purificación electrolítica de Cu	telurita, TeO_2, de residuos al purificar el Cu	Se obtiene en pequeñas cantidades al bombardear Bi con neutrones

Franz-Joseph Müller von Reichenstein (1740-1742)
Minerólogo austro húngaro,descubrió el teluro

* Con * se indican los isótopos inestables

Oxígeno

valencia 2

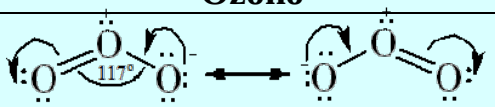
Número de oxidación:

ejemplos $\overset{+2}{F_2O}$ $\overset{+1}{F_2O_2}$ $\overset{0}{O_2}$ $\overset{-1}{H_2O_2}$ $\overset{-2}{H_2O}$

En la naturaleza: O_2 – oxígeno molecular (gas)

O_3 – ozono (gas) (descubierto en 1840 por C.F Schönbein)

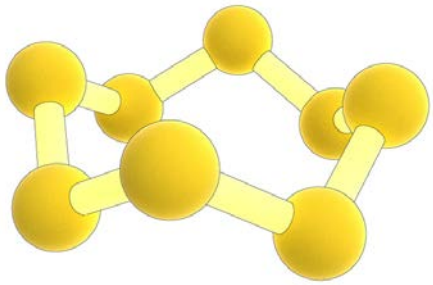
O_4 – pequeño porcentaje en el oxígeno líquido

OBTENCIÓN	
Oxígeno	**Ozono**
En la **industria**: • rectificación del aire a baja temperatura: (t˚ebullición O_2 −183°C, t˚ebullición N_2 −195,8°C) • por electrólisis del agua (con NaOH o H_2SO_4): $2H_2O \xrightarrow{electrólisis} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$	 **En la atmósfera:** $O_{2\,(г)} \xrightarrow{h\nu} 2O_{(г)}$ $O_{(г)} + O_{2\,(г)} \rightarrow O_{3\,(г)}$
En el laboratorio: por descomposición térmica de los compuestos: • $2KMnO_4 \xrightarrow{t^\circ} O_2\uparrow + K_2MnO_4 + MnO_2$ • $2KNO_3 \xrightarrow{t^\circ} O_2\uparrow + 2KNO_2$ • $2KClO_3 \xrightarrow[t^\circ,\,catalizador]{} 3O_2\uparrow + 2KCl$ • $2BaO_2 \xrightarrow{t^\circ} O_2\uparrow + 2BaO$ • $2HgO \xrightarrow{t^\circ} O_2\uparrow + 2Hg$	En ozonizadores se forma durante descargas eléctricas.: $O_2 \underset{descarga\ eléctrica}{\rightleftharpoons} 2O$ $O + O_2 \rightleftharpoons O_3$

Propiedades químicas	
Oxígeno	**Ozono**
oxidante	**oxidante muy fuerte**
con los **no metales**:	♦ $PbS + 2O_3 = PbSO_4 + O_2\uparrow$ ♦ $2KI + H_2O + O_3 = I_2 + 2KOH + O_2\uparrow$ ♦ $2NO_2 + O_3 = N_2O_5 + O_2\uparrow$ ♦ $Cl_2 + 3O_3 = Cl_2O_7 + O_2\uparrow$ ♦ $2MOH + 2O_3 = 2MO_3 + H_2O + ½O_2\uparrow$ M = K, Rb, Cs Inestable, a concentraciones suficientes se convierte en O_2 con liberación de calor: $2O_3 \rightarrow 3O_2 + Q$
♦ $P_4 + 5O_2 \xrightarrow{t^\circ} P_4O_{10}$ ♦ $C + O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow$ ♦ $S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_2\uparrow$ ♦ $2H_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2H_2O$ ♦ $halógeno_2 + O_2 \neq$	
con los **metales**:	
♦ $2Mg + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2MgO$ ♦ $4Fe + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$ ♦ Al, Cr + $O_2 \neq$ ♦ $2Na + O_2 = Na_2O_2$ ♦ $4Li + O_2 = 2Li_2O$ ♦ $K + O_2 = KO_2$	
con sustancias compuestas:	**Reacción cualitativa:**
♦ $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2\uparrow + 2H_2O$ ♦ $2H_2S + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2SO_2\uparrow + 2H_2O$ ♦ $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$	con almidón da coloración azul $2KI + H_2O + O_3 = I_2 + 2KOH + O_2\uparrow$

Azufre

Azufre (rómbico),
el α-S se compone de moléculas S_8



OBTENCIÓN

Método industrial – extracción de las menas con ayuda de vapor de agua.

Oxidación incompleta del sulfuro de hidrógeno (reacción de Claus):

$$2H_2S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2S + 2H_2O.$$
insuficiente

Reacción de Wackenroder: $2H_2S + SO_2 \xrightarrow{t^\circ} 3S + 2H_2O$

Reducción del óxido de azufre (IV): $SO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} S + CO_2\uparrow$

Descomposición térmica de la pirita: $FeS_2 \xrightarrow{t^\circ} FeS + S$

Propiedades químicas del azufre

La actividad química en frío es baja	
oxidante:	
con metales: $3S + 2Al \xrightarrow{t^\circ} Al_2S_3$ $S + Fe \xrightarrow{t^\circ} FeS$ $S + Hg \xrightarrow{t^\circ} HgS$	con no metales: $S + 3F_2 = SF_6$; $S + Cl_2 \rightarrow SCl_2, S_2Cl_2$ $2S + C \xrightarrow{t^\circ} CS_2$ $5S + 2P \xrightarrow{t^\circ} P_2S_5$ $2S + Si \xrightarrow{t^\circ} SiS_2$
reductor:	
$S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_2$ $S + 2H_2SO_4\,\text{conc.} \xrightarrow{t^\circ} 3SO_2 + 2H_2O$ $S + 6HNO_3\,\text{conc.} \xrightarrow{t^\circ} H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$	
reacción de dismutación:	
$3S + 6KOH = K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$	
solubilidad en una solución concentrada de sulfito de sodio.: $S + Na_2SO_3 = Na_2S_2O_3$	

Compuestos de azufre con el hidrógeno

Los compuestos H_2S_x (x = 1–23) se llaman sulfanos. Los sulfanos (excepto el H_2S, sulfídrico) son líquidos amarillos con olor sofocante. Durante el almacenamiento a largo plazo, se convierten en homólogos, que son más ricos en azufre, cuando se calientan se descomponen en sulfones con un número menor de átomos de S y H_2S

Propiedades del H_2S

gas incoloro fuerte venenoso con olor desagradable (huevos podridos), t°fusión = –85°C, t°ebullic. = –60°C, la molécula tiene una estructura angular (ángulo HSH 92,2°). Es poco soluble en agua

1. La solución de H_2S en agua es un **ácido** muy débil:

$$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^- \rightleftharpoons 2H^+ + S^{2-}$$

2. Es un agente reductor muy fuerte:

$2H_2S + O_2$ (insuficiente) $\xrightarrow{t^\circ} 2S + 2H_2O$ $H_2S + Br_2 = S + 2HBr$ $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$ $H_2S + 2FeCl_3 = S + 2FeCl_2 + 2HCl$	до S^0
$2H_2S + 3O_2$ (exceso) $= 2SO_2\uparrow + 2H_2O$ $H_2S + H_2SO_4$ (conc.) $= S + SO_2\uparrow + 2H_2O$ $H_2S + 3H_2SO_4$ (conc.) $= 4SO_2\uparrow + 4H_2O$	до S^{+4}
$H_2S + 4Cl_2 + 4H_2O = H_2SO_4 + 8HCl$ $3H_2S + 8HNO_3$ (conc.) $= 3H_2SO_4 + 8NO\uparrow + 4H_2O$	до S^{+6}

Sulfuros (sales de H_2S)

Hidrosulfuros (sales ácidas)	Sulfuros (sales medias)
OBTENCIÓN	
La acción de insuficiente **álcali** sobre el H_2S: $H_2S + NaOH =$ $= NaHS + H_2O$	Por calentamiento de metales con azufre: $Me + S \xrightarrow{t^\circ} MeS$
	Por acción del H_2S sobre los **álcalis**: $H_2S + 2NaOH = Na_2S + 2H_2O$
	Por reacciones de intercambio entre sales: $Na_2S + FeCl_2 = 2NaCl + FeS\downarrow$
Propiedades	
• sustancias cristalinas • solubles en agua • se hidrolizan	Insolubles en agua (a excepción de las sales de los metales alcalinos y alcalinotérreos)
	Las solubles se hidrolizan considerablemente: $Na_2S + HOH \rightleftharpoons NaHS + NaOH$
	Los sulfuros de metales que se encuentran a la izquierda del hierro en la serie de potenciales son solubles en ácidos fuertes: $ZnS + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2S\uparrow$; $CuS + H_2SO_4 \neq$
	Los sulfuros de Al, Cr (III), Fe (III) se hidrolizan de forma irreversible: $Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$

Óxidos

Óxido de azufre (IV) SO_2 óxido **ácido**	**Óxido de azufre (VI) SO_3** óxido **ácido**
OBTENCIÓN	
$S + O_2 \xrightarrow{t^\circ} SO_2\uparrow$ $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$ $Na_2SO_3+2HCl = SO_2\uparrow+2NaCl+H_2O$ $Cu+2H_2SO_4(conc.)=SO_2\uparrow+CuSO_4+2H_2O$	$2S + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2SO_3$ $Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{t^\circ} 3SO_3\uparrow+ Fe_2O_3$
Propiedades físicas	
Gas incoloro con olor acre, bien soluble en agua (en 1 volumen de agua se disuelven 40 volúmenes de SO_2) t˚ebullición = –10,1°C	Líquido pesado incoloro, t˚fusión = –16,8°C, t˚ebullic.= 44,8°C Se disuelve en H_2SO_4 100% (oleum)

Propiedades químicas	
Óxido de azufre (IV) SO_2	**Óxido de azufre (VI) SO_3**
Con agua:	
$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3\,(SO_2 \cdot H_2O)$ ácido sulfuroso débil e inestable	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ ácido sulfúrico fuerte
con bases, anfóteros, óxidos:	
$SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$ $SO_2 + PbO = PbSO_3$	$SO_3 + K_2O = K_2SO_4$ $SO_3 + ZnO = ZnSO_4$
con álcalis:	
$SO_2 + NaOH = NaHSO_3$ $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$	$SO_3 + NaOH = NaHSO_4$ $SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$
con hidróxidos anfóteros:	
$SO_2 + Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} ZnSO_3 + H_2O$	$SO_3 + Zn(OH)_2 \xrightarrow{fundido} ZnSO_4+H_2O$
reductor: $SO_2 + Cl_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$ $5SO_2 +2KMnO_4+2H_2O =$ $= K_2SO_4+2MnSO_4 +2H_2SO_4$	–
oxidante:	**oxidante fuerte**:
$SO_2 + 2H_2S = 3S + 2H_2O$	$SO_3 + HBr = HBrO + SO_2\uparrow$

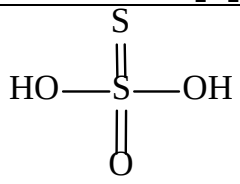
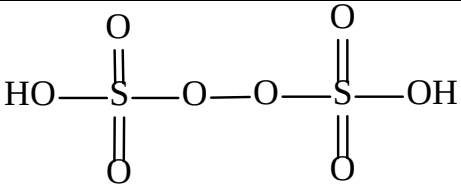
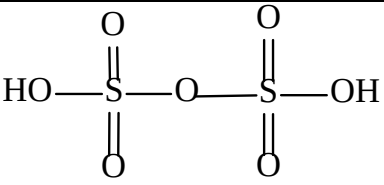
Halogenuros de azufre

OBTENCIÓN	$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$; $S + 3F_2 \rightarrow SF_6$
Propiedades químicas	SF_6 químicamente inactivo, SF_4, S_2Cl_2 se hidroliza totalmente

La obtención del azufre. Grabado del libro de G. Agricola Sobre minería y metalurgia, 1557. El mineral, que contiene azufre, se calienta en grandes ollas de arcilla A; sus boquillas largas en forma de pico se introducen en aberturas especiales en el receptor B, que está cubierto con la tapa C. El azufre fundido se extrae del receptor con cucharones y se vierte en moldes

Ácidos

Ácido sulfuroso H_2SO_3 (hidratos $SO_2 \cdot xH_2O$)	**Ácido sulfúrico H_2SO_4**
OBTENCIÓN	
$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
Propiedades físicas	
Hidrato $SO_2 \cdot 7H_2O$ (aislados de la solución acuosa a t° < 0°C) en forma de cristales incoloros, se descomponen completamente a t°>7°C	Líquido oleoso incoloro pesado, higroscópico, se mezcla con agua en cualquier proporción, t°fusión 10,3°C, t°ebullición 296°C, ρ 1,84 g/ml
Propiedades químicas	
Ácido dibásico débil	**Ácido** dibásico fuerte**,** forma dos tipos de sales: sulfatos e hidrosulfatos
Reductor: $SO_2 \cdot H_2O + H_2O_2 = H_2SO_4 + H_2O$ $SO_2 \cdot H_2O + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO_2\uparrow + H_2O$	Concentrado es un **oxidante** fuerte: $2H_2SO_4 + S = 3SO_2\uparrow + 2H_2O$ $H_2SO_4 + H_2S = S + SO_2\uparrow + 2H_2O$
Oxidante: $SO_2 \cdot H_2O + 2H_2S = 3S + 3H_2O$	El H_2SO_4 **diluido** disuelve a los metales, que están en la serie de potenciales antes del hidrógeno: $H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow$
Con metales activos, óxidos, hidróxidos, carbonatos, bicarbonatos con formación de sulfitos e hidrosulfitos: $SO_2 \cdot H_2O + Zn = ZnSO_3 + H_2\uparrow$ $SO_2 \cdot H_2O + KOH = KHSO_3 + H_2O$	El H_2SO_4 **concentrado** pasiva al Fe, Cr, Al, Co con los metales activos: $5H_2SO_4 + 4Mg = 4MgSO_4 + H_2S\uparrow + 4H_2O$ con los otros metales: $2H_2SO_4 + Cu = CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

Tiosulfúrico $H_2S_2O_3$	Peroxodisulfúrico $H_2S_2O_8$	Pirosulfúrico $H_2S_2O_7$
		
OBTENCIÓN		
$H_2S+SO_3 \xrightarrow{<-5^oC} H_2S_2O_3$	$2H_2SO_4 \xrightarrow{electrólisis,\ 0\,^oC} H_2S_2O_8+H_2\uparrow$	$SO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows H_2S_2O_7$
Propiedades físicas		
líquido viscoso incoloro, se descompone a temperatura ambiente	sustancia blanca muy higroscópica, se descompone en soluciones acuosas diluidas	cristales incoloros, reaccionan con el agua
Propiedades químicas		
$2H_2S_2O_3 \xrightarrow{>-78^oC} \rightarrow H_2S_3O_6+H_2S\uparrow$ $H_2S_2O_3 \xrightarrow{H^+} \rightarrow SO_2\uparrow+S+H_2O$ $H_2S_2O_3 + 2KOH = = K_2S_2O_3+2H_2O$ $H_2S_2O_3 + 4Br_2 + 5H_2O = = 2H_2SO_4 + 8HBr$	$2H_2S_2O_8 \xrightarrow{65^oC} \rightarrow 2H_2SO_4+2SO_3\uparrow+O_2\uparrow$ $H_2S_2O_8+2H_2O \rightarrow \rightarrow 2H_2SO_4+ H_2O_2$ $2H_2S_2O_8+8KOH \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 4K_2SO_4+O_2\uparrow+6H_2O$ Oxidante fuerte: $3H_2S_2O_8+14NH_3 \rightarrow \rightarrow 6(NH_4)_2SO_4 + N_2\uparrow$	$H_2S_2O_7+H_2O = = 2H_2SO_4$

Sales de los ácidos sulfúrico y sulfuroso

Sulfitos e hidrosulfitos	Sulfatos e hidrosulfatos
OBTENCIÓN	
$SO_2 \cdot H_2O + Mg = MgSO_3 + H_2\uparrow$ $SO_2 \cdot H_2O + NaOH = NaHSO_3 + H_2O$	$H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$ $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$
Propiedades físicas	
Sustancias blancas. Los hidrosulfitos son bien solubles en agua. Los sulfitos de metales alcalinos son solubles en agua	Ssustancias cristalinas, la mayoría son blancas, solubles en agua. Son poco solubles: $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$, $PbSO_4$
Propiedades químicas	
1. **REDUCTORES:** $NaHSO_3 + Cl_2 + H_2O = = NaHSO_4 + 2HCl$	1. **Descomposición térmica:** $Me^{II}SO_4 \xrightarrow{t^\circ} MeO + SO_3\uparrow\ (SO_2+O_2)$ $2KHSO_4 \xrightarrow{t^\circ(\sim 150\text{-}200^\circ)} K_2S_2O_7 + H_2O$ $2KHSO_4 \xrightarrow{t^\circ(\sim 300^\circ)} K_2SO_4 + SO_3\uparrow + H_2O$
2. **OXIDANTES:** $Na_2SO_3 + 3C = Na_2S + 3CO\uparrow$	2. **Redución con carbón:** $CaSO_4 + 2C \xrightarrow{t^\circ} CaS + 2CO_2\uparrow$
3. **DISMUTACIÓN:** $4K_2SO_3 = 3K_2SO_4 + K_2S$ $2KHSO_3 = K_2S_2O_5 + H_2O$	3. **Reacción de intercambio:** $CuSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + CuCl_2$

USOS

Oxígeno	Ozono
◘ para la obtención de ácidos; ◘ el tostado de los minerales; ◘ al fundir metales no ferrosos; ◘ en submarinos y naves espaciales; ◘ líquido como oxidante para combustibles de cohetes; ◘ en medicina	◘ al tratar el agua potable; ◘ para esterilización del aire; ◘ para la eliminación de la toxicidad de las aguas residuales

USOS del azufre y sus compuestos

S ◘ como fungicida; ◘ en la producción de cerillas; ◘ en la producción de tintes; ◘ en la industria del caucho; ◘ en la producción de CS_2; ◘ en la purificación del petroleo

SO_2 ◘ para la conservación de frutas y bayas

$SO_2 \cdot H_2O$ ◘ para blanquear

Na_2SO_3 ◘ en la produccion de seda; ◘ en la producción de tintes orgánicos; ◘ en el bronceado de las pieles

Na_2S, CaS, BaS ◘ en la industria del cuero

Na_2S ◘ en la producción de fibra viscosa; ◘ para blanquear tejidos

H_2SO_4 ◘ en la producción de fertilizantes; ◘ en la producción de tintes; ◘ sustancias medicinales; ◘ sustancias explosivas

"Aceite de vitriolo", "ácido de vitriolo", "aceite sulfúrico", "alcohol de vitriolo" es el nombre del ácido sulfúrico concentrado, que se ha usado en Rusia desde el siglo VIII. Se obtenía destilando sulfato de hierro en retortas de arcilla:

$$FeSO_4 \cdot 7H_2O \xrightarrow{t^\circ} H_2SO_4\uparrow + FeO + 6H_2O\uparrow.$$

Hay descripciones de la obtención de "aceite de vitriolo" por el científico italiano V. Biringuccio (1540) y el alquimista alemán, conocido como Vasily Valentin (finales del siglo XVI - principios del siglo XVII) a partir de salitre y azufre

El antiguo nombre ruso (se pronuncia como: «siéra») se conoce desde el siglo XV. Bajo ese nombre se conocían diferentes sustancias combustibles y malolientes, resinas, secreciones fisiológicas (azufre en los oídos, etc.). Aparentemente este nombre proviene del sánscrito cira («amarillo claro»). La palabra "gris" (en ruso se pronuncia «siéri») está asociada , o sea, de color indefinido, esto también se aplica a las resinas.

El segundo antiguo nombre ruso de azufre, se pronuncia «zhupiel» («azufre combustible») – contiene en sí mismo el concepto no solo de combustibilidad, sino también de mal olor. El nombre alemán Schwefel tiene raíz sánscrita swep («dormir», anglo sajón sweblan – «matar»), aparentemente debido a las propiedades tóxicas del dióxido de azufre.

El azufre latino supuestamente vuelve a la raíz indoeuropea del swelp - "quemar"

Propiedades quimicas del Se, Te, Po

OBTENCIÓN

Se и **Te:** de residuos de producción de H_2SO_4: $EO_2+2SO_2 \rightarrow E + 2SO_3\uparrow$

Po: en los reactores atómicos: $^{209}Bi - \beta^- \rightarrow {}^{210}Po$

Propiedades químicas

Se	Te	Po
⟶ *aumento de las propiedades metálicas*		
■ con agua:		
$Se + H_2O \neq$	$Te\ (Po) + 2H_2O \xrightarrow{t^\circ} Te(Po)O_2 + 2H_2\uparrow$	
■ con el hidrógeno:		
$Se + H_2 \xrightarrow{t^\circ} H_2Se$	$Э + H_2 \neq$	
■ con el oxígeno:	$E + O_2 \xrightarrow{t^\circ} EO_2$	
■ con los halógenos:	$E + Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} EHal_2$	
■ con los **ácidos** oxidantes:		
$E + 6HNO_3 = H_2EO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$		$Po + 8HNO_3 = Po(NO_3)_4 + 4NO_2\uparrow + 4H_2O$
■ con **álcalis**:		
$8E + 6KOH \xrightarrow{t^\circ} K_2EO_3 + 2K_2E + 3H_2O$		—

Compuestos con el hidrógeno

H_2Se	H_2Te	H_2Po
Gases incoloros con olor desagradable, venenosos. (H_2Po – líquido); las soluciones acuosas son ácidos débiles		
OBTENCIÓN		
• $H_2 + E \rightleftharpoons H_2E$ (el equilibrio se desplaza fuertemente hacia la izquierda) • $ME + 2HCl \rightarrow H_2E + MCl_2$ • $Al_2E_3 + 6H_2O \rightarrow 3H_2E\uparrow + 2Al(OH)_3\downarrow$		
Propiedades químicas		
▪ **ácidos** débiles: $H_2E + 2NaOH \rightarrow Na_2E + 2H_2O$ ▪ $2H_2E + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2EO_2 + 2H_2O$ ▪ $H_2E \xrightarrow{t^\circ} H_2\uparrow + E$		
H_2S **H_2Se** **H_2Te** **H_2Po** ⟶ *Aumento de las propiedades reductoras y la fuerza de los ácidos* *Disminución de la estabilidad*		

Óxidos

SeO_2	TeO_2	PoO_2
ácido	**anfóteros**	
OBTENCIÓN		
$E + O_2 \xrightarrow{t^\circ} EO_2$;	$2H_2E + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2EO_2 + 2H_2O$	
Propiedades químicas		
■ con agua:		
$SeO_2 + H_2O = H_2SeO_3$	—	—
■ con los **ácidos:**		
solo reacciones redox: $3SeO_2+HClO_3+3H_2O \rightarrow \rightarrow 3H_2SeO_4 + HCl$	$2TeO_2 + HNO_3 = Te_2O_3(OH)NO_3$	$PoO_2 + 2H_2SO_4 = Po(SO_4)_2 + 2H_2O$
■ con los **álcalis**:		
$SO_2 + 2KOH \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$	$EO_2 + 2KOH \xrightarrow{fundido} K_2EO_3 + H_2O$	

SO_2 **SeO_2** **TeO_2** **PoO_2**

Aumento de los enlaces iónicos

disminución *de la volatilidad, de la* ***acidez****, de la interacción con agua*

SeO_3	TeO_3	PoO_3
brusca ***disminución*** *de las propiedades oxidantes e interacción con el agua*		
Obtención		
$K_2SeO_4+SO_3 \rightarrow SeO_3+K_2SO_4$	$H_6TeO_6 \xrightarrow{t^\circ} TeO_3 + 3H_2O$	
Propiedades químicas		
■ con agua:		
$SeO_3 + H_2O = H_2SeO_4$	reaciona mal	no reacciona
■ con los **ácidos**:		
solo como oxidante: $SeO_3+2HCl = SeO_2+H_2O+Cl_2$	—	—
oxidante fuerte	no oxidante	
■ con los **álcalis**:		
$EO_3 + 2OH^- \rightarrow EO_4^{2-} + H_2O$;	$TeO_3+6KOH \xrightarrow{t^\circ} K_6TeO_6 + 3H_2O$	

USOS

- Se, Te – como semiconductores
- Se – para la obtención de vidrios de color rubí; para la fabricación de rectificadores y fotocélulas, como aditivos para aleaciones.
- ^{210}Po – como fuente de partículas α
- selenitos y teluritos en la industria electrónica

Ácidos

	Se	Te	Po
H_2E	**ácidos** débiles → *aumento de la fuerza del ácido y las propiedades reductoras*		
H_2EO_3	**ácidos** débiles e inestables → ***disminución*** *de las capacidades reductoras*		
H_2EO_4	H_2SeO_4 – agente oxidante muy fuerte (disuelve al Au y al Pt) $H_2SeO_4+2HCl \rightarrow H_2SeO_3+H_2O+Cl_2$	H_6TeO_6	
disminución *de la fuerza de los* ***ácidos*** *y de las propiedades oxidantes* →			
OBTENCIÓN: $H_2EO_3 + H_2O_2 \rightarrow H_2EO_4 + H_2O$			

Sales

	Se	Te	Po
M^I_2E	Se conocen las sales medias ácidas y los poliselenitos	Se conocen solo las medias y los politeluritos	—
$M^I_2EO_3$	**OBTENCIÓN**		
	$H_2SeO_3 + 2KOH \rightarrow K_2SeO_3 + 2H_2O$	$TeO_2 + 2NaOH \xrightarrow{fundido} Na_2TeO_3 + H_2O$	—
	poseen propiedades oxidantes y reductoras		
$M^I_2EO_4$	**OBTENCIÓN**		inestables
	$K_2Se + 4NaNO_3 \rightarrow K_2SeO_4 + 4NaNO_2$	$(NH_4)_2TeO_3 + H_2O_2 + H_2O \rightarrow (NH_4)_2H_4TeO_6$	
	los selenatos son similares a los sulfatos	teluratos: $M^I_2TeO_4$, $M^I_6TeO_6$	

Halogenuros

	Se	Te	Po
$EHal_2$	compuesto **ácido**	sal	sal
	→ *aumento de la estabilidad*		
	▪ se dismutan $2EHal_2 \rightarrow EHal_4 + E$		
	▪ se hidrolizan $2EHal_2 + 3H_2O \rightarrow E + H_2EO_3 + 4HHal$		
$EHal_4$	sustancias sólidas (excepto SeF_4 – líquido); compuestos **ácidos**		
	▪ se hidrolizan $EHal_4 + 3H_2O \rightarrow H_2EO_3 + 4HHal$		
	▪ con los halógenos: $2KHal + EHal_4 \rightarrow K_2[EHal_6]$		
$EHal_6$	gases incoloros		
	▪ se hidrolizan: $EF_6 + 6H_2O \rightarrow H_6EO_6 + 6HF$		

Grupo 17 (VIIA)

(HALÓGENOS)

Aumenta:
- radio atómico
- propiedades reductoras del átomo
- propiedades metálicas
- afinidad por el oxígeno
- densidad,
- t°ebullición, t°fusión
- intensidad del color

F [He] $2s^2 2p^5$

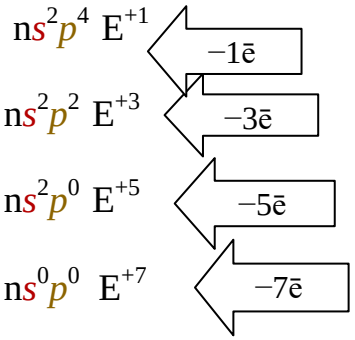
Cl [Ne] $3s^2 3p^5$

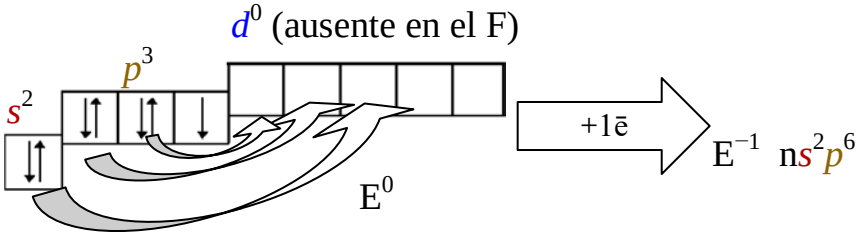
Br [Ar] $4s^2 4p^5$

I [Kr] $5s^2 5p^5$

At [Xe] $6s^2 6p^5$

Disminuye:
- energía de ionización.
- electronegatividad
- afinidad por el hidrógeno
- fuerza de los ácidos oxigenados
- capacidad oxidante
- actividad química
- energía de hidratación





Números de oxidación: –1, 0, +1, +2, +3,+4,+5, +7
(para el fluor solo –1)

OBTENCIÓN

- **F_2:** por electrolisis del fundido KHF_2: $2F^- - 2\bar{e} \rightarrow F_2\uparrow$
- **Cl_2**: por oxidación del Cl^- con agentes oxidantes fuertes o con electricidad
  - $2KMnO_4 + 16HCl = 5Cl_2\uparrow + 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O$;
  - $K_2Cr_2O_7 + 14HCl = 3Cl_2\uparrow + 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O$;
  - $MnO_2 + 4HCl = Cl_2\uparrow + MnCl_2 + 2H_2O$;
  - por electrolisis de solución de NaCl (en la industria):
    $2NaCl + 2H_2O = Cl_2\uparrow + H_2\uparrow + 2NaOH$

Claude Louis Berthollet (1748-1822) químico francés. Uno de los fundadores de la enseñanza. sobre el equilibrio químico. Descubrió la acción blanqueadora del cloro

- **Br_2**: a partir de la oxidación de salmueras con cloro:
  $2NaBr + Cl_2 = Br_2 + 2NaCl$
- **I_2**: oxidación de iones I^- e salmueras naturales con fuertes agentes oxidantes:
  $MnO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 = I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O$;
  $Cl_2 + 2KI = I_2 + 2KCl$

USOS de los halógenos

- en la síntesis de plásticos
- en combustible líquido para cohetes
- para la desinfección del agua
- para decolorar tejidos y papel
- para obtener el cloruro de calcio

Principales características de los elementos del grupo 17(VIIA)

	F	Cl	Br	I	At
Nombre latino	Fluorum	Chlorum	Bromum	Iodum	Astatium
Nombre en español	Fluor	Cloro	Bromo	Iodo	Ástato
Fecha descubrimiento	1886	1774	1826	1811	1940
Descubridor	Moissan	Scheele	Balar, Lövig	Courtois	Corson, MacKenzie, Segré
Número atómico	9	17	35	53	85
Masa relativa del átomo	18,9984	35,4537	79,904	126,9045	210
Radio covalente (pm)	58	99	114,2	133,3	?
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	1681	1251,1	1139,9	1008,4	930
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	328	349,0	324,7	259,2	270
Electronegatividad (por Pauling)	3,98	3,16	2,96	2,66	2,2
t fusión (K)	53,53	172,17	265,9	386,7	575 cálculo
t ebullición (K)	85,01	239,18	331,93	457,50	610 cálculo
Densidad (g/cm^3, sólido)	1,516	2,030	4,050	4,930	?
Volumen de 1 mol (cm^3, sólido)	18,05 (54K)	17,46	19,73	25,74	?
Principales isótopos (números masivos)*	18*, 19	35, 36*, 37	77*, 79, 81, 82*	123*, 125*, 127, 129*, 131*	210*, 211*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$9{,}5 \cdot 10^{-2}$	0,013	$3{,}7 \cdot 10^{-5}$	$1{,}4 \cdot 10^{-5}$	trazas
Modificaciones alotrópicas	α-F_2, β-F_2	2 modificaciones	rómbica	rómbica	?
Principales compuestos naturales	fluorita, CaF_2, fluorapatita $Ca_5(PO_4)_3F$ criolita Na_3AlF_6	sal de roca o sal gema NaCl (halita)	aguas de perforación de yacimientos petrolíferos, agua de mar	agua de mar, algas, nitratos chilenos (contienen CaI_2 hasta 0,3%)	—

Origen de los nombres de los elementos

F *(ing. Fluorine, franc. Y alem. Fluor) – del latín fluere – «fluir verter»;*
Cl *(ing. Chlorine, franc. Chlore, alem. Chlor) – del griego chloros – «verdoso»;*
Br *(ing. Bromine, franc. Brome, alem. Brom) – del griego bromos – «hedor»;*
I *(ing. Iodine, franc. Iode, alem. Jod, ital. Iodio) – del griego iodes – «violeta»;*
At *(franc. Astate, ing. Astatine, alem. Astat) – del griego. astatos – «inestable»*

* El símbolo * indica isótopos inestables

Propiedades físicas y fisicoquímicas de los elementos del grupo 17 (VIIA)				
F_2	**Cl_2**	**Br_2**	**I_2**	**At**
gas amarillo claro con fuerte olor acre	gas amarillo verdoso con un olor acre, más de 2 veces más pesado que el aire.	líquido marrón con olor cáustico	cristales violeta poco solubles en agua, bien solubles en solventes no polares (CS_2, CCl_4)	no metal radioactivo, poco estudiado debido a su corto período de desintegración (8,1 h para el ^{210}At y 7,2 h para el ^{211}At)

Propiedades químicas de los halógenos

F_2	**Cl_2**	**Br_2**	**I_2**
▪ con **agua:**	**Aumento** de la actividad oxidante		
$2F_2 + 2H_2O =$ $= 4HF + O_2\uparrow$ $3F_2 + 3H_2O =$ $=F_2O\uparrow+4HF+H_2O_2$	$Cl_2 + H_2O =$ $= HCl + HClO$ $2Cl_2 + 2H_2O \xrightarrow{h\nu}$ $\rightarrow 4HCl + O_2\uparrow$	$Br_2 + H_2O =$ $= HBr + HBrO$ $3Br_2 + 3H_2O =$ $=5HBr + HBrO_3$	$I_2 + H_2O =$ $= HI + HIO$ $3I_2 + 3H_2O =$ $= 5HI + HIO_3$
▪ con los **no metales:**			
$F_2+H_2=2HF$ взрыв $F_2 + Cl_2 = 2FCl$ $F_2 + Xe = XeF_2$ $F_2 + N_2\ (O_2) \neq$	$Cl_2 + H_2 = 2HCl$ $Cl_2 + I_2 = 2ICl$ $6Cl_2 + P_4 = 4PCl_3$	$Br_2 + H_2 = 2HBr$ $10Br_2 + P_4 = 4PBr_5$ $6Br_2 + P_4 = 4PBr_3$ $Br_2 + 5Cl_2 + 6H_2O =$ $=2HBrO_3+10HCl$	$I_2 + H_2 = 2HI$ $I_2 + Cl_2 = 2ICl$
▪ con los **metales:**			
$3F_2 + Pt = PtF_6$ $3F_2 + 2Au = 2AuF_3$ $3F_2 + 2Al = 2AlF_3$	$3Cl_2+2Fe=2FeCl_3$ $3Cl_2+2Al=2AlCl_3$	$3Br_2+2Al= 2AlBr_3$	$3I_2 + 2Al = 2AlI_3$
▪ con los **álcalis:**			
$2F_2 + 2NaOH =$ $= OF_2 + 2NaF+H_2O$	$Cl_2 + 2NaOH =$ $=NaClO+NaCl+H_2O$ $3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{t^\circ}$ $5KCl+KClO_3+3H_2O$ $Cl_2 + Ca(OH)_2 =$ $= CaOCl_2 + H_2O$	$3Br_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 5NaBr+NaBrO_3+$ $+ 3H_2O$	$3I_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 5NaI+NaIO_3+3H_2O$
▪ con las sustancias compuestas – **reductores:**			
interactúa con el vidrio solo el F_2 $2F_2+SiO_2 \rightarrow$ $\rightarrow SiF_4\uparrow+O_2\uparrow$	$Cl_2 + 2HBr \rightleftarrows$ $\rightleftarrows Br_2+2HCl$ $Cl_2 + 2KI \rightleftarrows$ $\rightleftarrows I_2+ 2KCl$ $Cl_2+2KBr \rightleftarrows$ $\rightleftarrows Br_2+2KCl$	$Br_2 + H_2S \rightarrow$ $\rightarrow 2HBr+ S\downarrow$ $Br_2 + 2HI \rightarrow$ $\rightarrow 2HBr + I_2\downarrow$ $3Br_2 + 8NH_3 \rightarrow$ $\rightarrow N_2\uparrow + 6NH_4Br$	$I_2 + H_2S = 2HI+S\downarrow$ $I_2+AgNO_3 \xrightarrow{\text{éter}}$ $\rightarrow INO_3+AgI\downarrow$ y con **oxidantes**: $I_2 + 2HClO_4 =$ $= 2HIO_4+Cl_2\uparrow$

Reacción cualitativa al yodo: tinción azul con el almidón
(debido a la formación de un compuesto de inclusión)

Compuestos con el hidrógeno

		solución en agua
HF	– fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico (hidrofluórico)
HCl	– cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico (salfumán)
HBr	– bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	– yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico

- gases incoloros, humean al aire, más pesado que el aire.
- muy solubles en agua, forman ácidos fuertes (líquidos incoloros) humean al aire);
- los haluros de hidrógeno sólidos tienen estructura molecular;
- en estado líquido son no electrolitos;
- son químicamente inertes con respecto a los metales, sus óxidos e hidróxidos, carbonatos;
- cuando se disuelven en agua, se ionizan completamente (excepto el HF)

	OBTENCIÓN	Propiedades de los **ácidos** HHal
HF	$CaF_2 + H_2SO_4\ conc.= \\ = 2HF\uparrow + CaSO_4$	✓ todos los ácidos son fuertes (excepto el HF): $HHal \rightleftharpoons H^+ + Hal^-$
HCl	$NaCl + H_2SO_4\ conc.= \\ = HCl\uparrow + NaHSO_4$ $NaCl_{(s)} + H_2SO_4\ conc. \xrightarrow{t°>110°} \\ \rightarrow 2HCl\uparrow + Na_2SO_4$ $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	✓ con los metales, que están antes del H en la serie de potenciales $Fe + 2HHal \rightarrow FeHal_2 + H_2\uparrow$ ✓ con los óxidos **básicos:** $CaO + 2HHal = CaHal_2 + H_2O$ ✓ con las **bases:** $3HHal + Al(OH)_3 = AlHal_3 + 3H_2O$ ✓ con las **sales**: $HHal + AgNO_3 = AgHal^*\downarrow + HNO_3$ ✓ con el amoníaco: $HHal + NH_3 = NH_4Hal$ ✓ reductores fuertes: $4HCl + MnO_2 = Cl_2\uparrow + MnCl_2 + H_2O$ $2HBr + H_2SO_4 = Br_2\uparrow + SO_2 + 2H_2O$ $8HI + H_2SO_4\ conc. = 4I_2\downarrow + H_2S\uparrow + 4H_2O$ ✓ el **ácido** fluorhídrico disuelve el vidrio: $4HF + SiO_2 = SiF_4\uparrow + 2H_2O$ $SiF_4 + 2HF = H_2[SiF_6]$
HBr	$2NaBr + H_3PO_4 \rightarrow \\ \rightarrow 2HBr\uparrow + Na_2HPO_4$ $PBr_3 + 3H_2O \rightarrow \\ \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr\uparrow$	
HI	$I_2 + H_2S \rightarrow 2HI + S$ $6I_2 + P_4 + 12H_2O = \\ = 4H_3PO_3 + 12HI\uparrow$ $PI_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HI\uparrow$	

Incremento de la fuerza de los ácidos y del poder reductor

* Excepto AgF, que es soluble en agua

Sales de los ácidos halogenídricos

OBTENCIÓN	Propiedades
con la interacción de **ácidos** con **bases**	compuestos iónicos típicos; muy solubles en agua (excepto AgCl, AgBr, AgI, CuCl, $PbCl_2$); En soluciones **ácidas** tienen propiedades reductoras

Interhalógenos

Son compuestos de halógenos con halógenos

- se obtienen directamente de los elementos,
- tienen carácter ácido, son inestables, se descomponen por el agua:

$BrCl + H_2O \rightarrow HCl + HBrO$,
$IF_5 + 3H_2O \rightarrow 5HF + HIO_3$,
$ICl_3 + 2H_2O \rightarrow 3HCl + HIO_2$

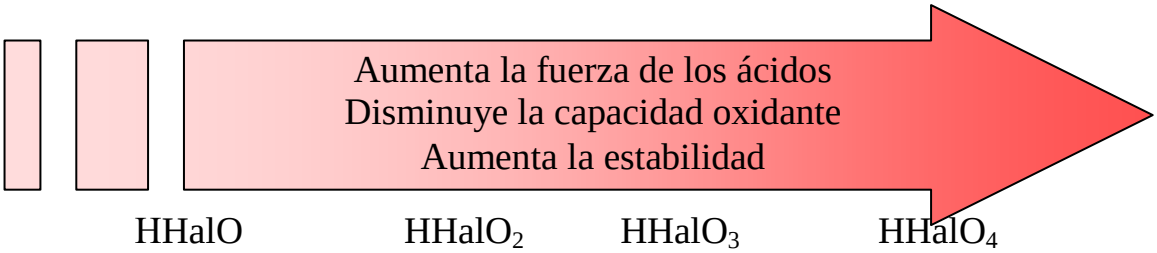
Los halógenos pueden formar iones Hal_n^-, especialmente estable es el I_3^-

Compuestos de los halógenos con el oxígeno

	OBTENCIÓN	Propiedades
F_2O	$2F_2 + 2NaOH = F_2O\uparrow + 2NaF + H_2O$	gas incoloro con un olor característico (oxidante fuerte)
Cl_2O	$2Cl_2 + HgO = Cl_2O\uparrow + HgCl_2$	gas de color marrón amarillento $Cl_2O + H_2O = 2HOCl$ $2Cl_2O \xrightarrow{t^\circ} 2Cl_2\uparrow + O_2\uparrow$ $Cl_2O + Ca(OH)_2 = Ca(ClO)_2 + H_2O$
ClO_2 dímero: Cl_2O_4	$2KClO_3 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4 = 2ClO_2\uparrow + K_2SO_4 + 2CO_2\uparrow + 2H_2O$ $3KClO_3 + 3H_2SO_4 = 2ClO_2\uparrow + HClO_4 + 3KHSO_4 + H_2O$	gas marrón con un olor acre $6ClO_2 + 3H_2O = 5HClO_3 + HCl$ $2ClO_2 + 2KOH = KClO_2 + KClO_3 + H_2O$ $2Cl_2O_4 \rightarrow Cl_2O_6 + Cl_2\uparrow + O_2\uparrow$
Cl_2O_6	$2ClO_2 + 2O_3 = Cl_2O_6 + 2O_2\uparrow$	líquido rojo claro $Cl_2O_6 + 2KOH \rightarrow KClO_3 + KClO_4 + H_2O$
Cl_2O_7 (solo bajo 0°)	$2HClO_4 \xrightarrow{t^\circ, P_4O_{10}} Cl_2O_7 + H_2O$	líquido aceitoso incoloro $Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$ $2Cl_2O_7 = 4ClO_2 + 3O_2\uparrow$
Br_2O	$2Br_2 + HgO = Br_2O + HgBr_2$	sólido marrón-negro, inestable, explosivo, se descompone: $2Br_2O \rightarrow 2Br_2 + O_2\uparrow$
BrO_2	$Br_2 + 2O_2 \xrightarrow{\text{descarga luminiscente}} 2BrO_2$	sustancia amarilla sólida, inestable, explosiva, se descompone: $2BrO_2 = Br_2 + 2O_2\uparrow$
I_2O_5	$2HIO_3 \xrightarrow{t^\circ \sim 200^\circ} I_2O_5 + H_2O$	polvo cristalino blanco $2I_2O_5 \xrightarrow{t^\circ} 2I_2 + 5O_2\uparrow$

Oxiácidos de los halógenos

	OBTENCIÓN	Propiedades
$HClO$	$Cl_2+H_2O \rightleftharpoons HOCl+HCl$ $2Cl_2+2HgO+H_2O =$ $=2HOCl+Hg_2OCl_2\downarrow$	existe solo en soluciones acuosas diluidas ◦ **ácido** débil: $HClO+KOH = KClO+H_2O$ ◦ oxidante fuerte: $HClO + 2HI = I_2 + HCl + H_2O$ ◦ descomposición: $HClO \xrightarrow{h\nu} HCl + O$ $3HClO \xrightarrow{t^\circ} HClO_3+2HCl$ $4HClO \xrightarrow{t^\circ} 3HClO_4+HCl$
$HClO_2$	$Cl_2 + 3H_2O_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2HClO_2 + 2H_2O$	existe solo en soluciones acuosas ◦ **ácido** débil: $HClO_2+KOH \rightarrow KClO_2+H_2O$ ◦ oxidante fuerte ◦ inestable: $4HClO_2 = HCl + HClO_3 + 2ClO_2 + H_2O$
$HClO_3$	$Ba(ClO_3)_2+H_2SO_4 =$ $= 2HClO_3 + BaSO_4\downarrow$	existe solo en soluciones acuosas ◦ **ácido** fuerte: $HClO_3 + KOH = KClO_3+H_2O$ ◦ oxidante fuerte: $3P_4+10HClO_3 = 3P_4O_{10}+10HCl$
$HClO_4$	$KClO_4 + H_2SO_4 =$ $= HClO_4+KHSO_4$	◦ líquido móvil incoloro ◦ al aire forma niebla ◦ **ácido** muy fuerte: $HClO_4+ KOH = KClO_4+ H_2O$ $KClO_4 \xrightarrow{t^\circ} KCl + 2O_2\uparrow$ ◦ se descompone al calentar: $4HClO_4 \xrightarrow{t^\circ} 4ClO_2 + 3O_2\uparrow + 2H_2O$
$HBrO$	$2Br_2 + HgO + H_2O =$ $= 2HBrO + HgBr_2\downarrow$	existe solo en soluciones acuosas diluidas ◦ **ácido** débil; ◦ oxidante fuerte
$HBrO_3$	$Ba(BrO_3)_2+ H_2SO_4 =$ $= 2HBrO_3+BaSO_4\downarrow$	estable solo en soluciones acuosas ◦ **ácido** fuerte ◦ oxidante fuerte $2KBrO_3+I_2=2KIO_3+Br_2\uparrow$
HIO_3	$3I_2+10HNO_3 =$ $=6HIO_3+10NO\uparrow+2H_2O$ $I_2+5Cl_2+6H_2O =$ $= 2HIO_3+10HCl$ $I_2+2HClO_3=2HIO_3+Cl_2\uparrow$	cristales transparentes incoloros muy solubles en agua ◦ **ácido** fuerte ◦ oxidante fuerte
H_5IO_6	$5Ba(IO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow Ba_5(IO_6)_2+4I_2+9O_2\uparrow$ $Ba_5(IO_6)_2+5H_2SO_4=$ $= 2H_5IO_6+5BaSO_4\downarrow$	cristales higroscópicos, muy solubles en agua ◦ **ácido** débil ◦ oxidante fuerte



HHalO	$HHalO_2$	$HHalO_3$	$HHalO_4$

NOMBRES				**ácido**
	hipo+raíz+**so**	raíz+**so**	raíz-o+**ico**	per+raíz-o+**ico**
	HHalO	$HHalO_2$	$HHalO_3$	$HHalO_4$
ácido	hipocloroso	cloroso	clórico	perclórico
	hipobromoso	bromoso	brómico	perbrómico
	hipoyodoso	yodoso	yódico	peryódico
SALES:	hipocloritos	cloritos	cloratos	percloratos

HClO → HBrO → HIO disminuye la capacidad oxidante

Sales de los oxiácidos de los halógenos

más estables que los mismos **ácidos** a temperaturas elevadas son agentes oxidantes fuertes

	OBTENCIÓN	**Principales propiedades**
CaCl(OCl) polvo blanqueador	$Ca(OH)_2+Cl_2 = CaCl(OCl)+ H_2O$	$CaCl(OCl)+H_2O=HClO+CaOHCl$ $HClO \xrightarrow{h\nu} HCl + O$
KClO hipoclorito de potasio	$Cl_2 + 2KOH = KClO + KCl + H_2O$	$2KClO \xrightarrow{h\nu} 2KCl + O_2\uparrow$ $3KClO \xrightarrow{t^\circ} 2KCl + KClO_3$
$KClO_3$ clorato de potasio sal berthollet	$3Cl_2 + 6KOH \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$	$2KClO_3 \xrightarrow{t^\circ, MnO_2} 2KCl + 3O_2\uparrow$ $4KClO_3 \rightarrow KCl + 3KClO_4$ $2KClO_3 + 3S \rightarrow 3SO_2\uparrow + 2KCl$ $10KClO_3 + 3P_4 \rightarrow 3P_4O_{10} + 10KCl$ $KClO_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + KCl$
$KClO_4$ perclorato de potasio	$KClO_3+H_2O \xrightarrow{electrólisis} \rightarrow KClO_4 + H_2\uparrow$	$KClO_4 \xrightarrow{t^\circ} KCl + 2O_2\uparrow$

USOS de los compuestos de los halógenos

• en medicina; • como aditivos de combustible; • en fotografía; • en pesticidas; • como inhibidores de llama; • en tintes; • en la industria farmacéutica; • en catalizadores; • en complementos alimenticios

■ el NaCl es la materia prima para la producción de NaOH, el Cl_2; en la fabricación de jabón; industria alimentaria; ■ KCl como fertilizante; ■ $CaCl_2$ para eliminar la humedad, en medicina;■ $BaCl_2$ en la lucha contra las plagas de las plantas; ■ $ZnCl_2$ impide la pudrición ■ $AlCl_3$ como catalizador; ■ AgCl en la fotografía; ■ $HgCl_2$ es veneno y catalizador; ■ Hg_2Cl_2 en electroquímica

Grupo 18 (VIIIA)

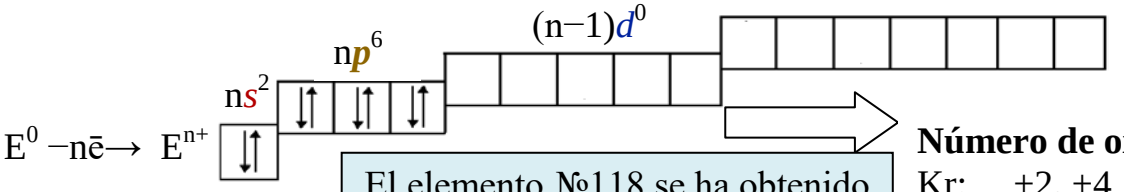
Gases nobles (inertes)
(configuración electrónica ns^2np^6)

Aumenta:
- radio atómico
- densidad
- solubilidad en agua
- t˚ebullición, t˚fusión

He $2s^2$
Ne [He] $2s^22p^6$
Ar [Ne] $3s^23p^6$
Kr [Ar] $4s^24p^6$
Xe [Kr] $5s^25p^6$
Rn [Xe] $6s^26p^6$
Og [Rn] $7s^27p^6$

Disminuye:
- energía de ionización
- electronegatividad

$(n-2)f^0$



OBTENCIÓN
por destilación
del aire líquido

El elemento №118 se ha obtenido como resultado de la reacción nuclear

$$^{249}_{98}Cf + ^{48}_{20}Ca \longrightarrow ^{294}_{118}Og + 3\,^{1}_{0}n$$

Número de oxidación:
Kr: +2, +4
Xe: +2, +4, +6, +8
Rn: +2, +4, +6

William Ramsay (1852-1916)
Laureado con el Premio Nobel en 1904 por el descubrimiento de gases nobles y la determinación de su lugar en el sistema periódico

USOS de los gases nobles	
He	▪ para llenar los dirigibles, globos aerostáticos; ▪ en mezclas para respirar; ▪ para crear bajas temperaturas
Ne	▪ para llenar las lámparas de neón;
Ar	▪ para llenar las lámparas de neón; ▪ en soldadura eléctrica
Kr Xe	▪ para llenar lámparas; ▪ los fluoruros como agentes fluorantes
Rn	▪ en medicina

Propiedades físicas y fisicoquímicas de elementos del grupo 18 (VIIIA)					
He	**Ne**	**Ar**	**Kr**	**Xe**	**Rn**
gases incoloros e inodoros, poco solubles en agua					
poseen una capa completa de electrones, extremadamente inerte					
químicamente inactivos			forman compuestos con el oxígeno y el flúor		

Principales características de los elementos del grupo18 (VIIIA)

	He	**Ne**	**Ar**	**Kr**	**Xe**	**Rn**
Nombre latino	Helium	Neon	Argon	Krypton	Xenon	Radon
Nombre en español	Helio	Neón	Argón	Kryptón	Xenón	Radón
Fecha descubrimiento	1895	1898	1894	1898	1898	1900
Descubridor	Ramsay, Cleve y Lockyer	Ramsay, Travers	Rayleigh, Ramsay	Ramsay, Travers	Ramsay, Travers	Dorn
Número atómico	2	10	18	36	54	86
Masa relativa del átomo	4,004	20,1797	39,948	83,80	131,29	222
Radio atómico (pm)	128	[160]	174	[198]	218	no hay datos
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	2372,3	2080,6	1520,4	1350,7	1170,4	1037
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	0,0	−29	−35	−39	−41	−41
	cáculo					
Electronegatividad (según Pauling)	no hay datos				2,6	no hay datos
t fusión (K)	0,95*	24,48	83,78	116,6	161,3	202
t ebullición (K)	4,216	27,10	87,29	120,85	166,1	211,4
Densidad (g/cm^3, sólido)	no hay datos	1,444	1,656	2,823	3,540	4,4
Volumen de 1 mol (cm^3, sólido)	32,07	13,97	24,12	29,68	37,09	50,5
Principales isótopos (números masivos)**	3, 4	20, 21, 22	36, 37*, 38, 39* 40	78, 80, 82-84, 85* 86	124, 126, 127*, 128-132, 133*, 134, 136	219*, 220*, 222*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$8 \cdot 10^{-7}$	$7 \cdot 10^{-9}$	$1{,}2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-9}$	$2 \cdot 10^{-10}$	trazas
Modificaciones alotrópicas (tipo de estructura)***	α-(Mg), β-(Cu), γ-(α-Fe)	(Cu), (Mg)	(Cu)	(Cu)	(Cu)	(Cu)?
Pricipales compuestos naturales	gas natural		aire licuado		Desintegración del ^{226}Ra	

Origen de los nombres de los elementos

He *del giego ήλιος (helios) – «helios, sol»;* ***Ne*** *del griego νέος (neos) «nuevo»;* ***Ar*** *del griego άργός (argos) – «perezoso, inactivo, lento»;* ***Kr*** *del griego κρυπτός (kryptos) «secreto, oculto».* ***Xe*** *del griego ξένος (xenos) – «extraño, ajeno, desconocido»,* ***Rn*** *nombrado por analogía con el radio,*

Og *en honor del científico ruso Yuri Ts. Oganesyan*

Lord John William Strutt Rayleigh (1852-1916)

* Bajo presión

** El símbolo * indica isótopos inestables

*** Tipo estructural de metales, ver. pag. 33

Óxidos de los gases nobles

	OBTENCIÓN	Propiedades
XeO_3	$6XeF_4+12H_2O\rightarrow$ $\rightarrow 2XeO_3+4Xe+24HF+3O_2$	▫ cristales incoloros; ▫ higroscópico; muy soluble en agua ▫ sustancia explosiva no volátil ▫ interactúan con los **álcalis**: $XeO_3 + NaOH \rightarrow NaHXeO_4$ $2HXeO_4^- + 2OH^- \rightarrow XeO_6^- + Xe\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O$ ▫ oxidante fuerte: $XeO_3 + MnO_2 + 2H^+ \rightarrow Xe + MnO_4^- + H_2O$ ▫ se oxida con el ozono: $XeO_3 + O_3 + 4NaOH \rightarrow Na_4XeO_6 + O_2\uparrow + 2H_2O$ ▫ con agua: $XeO_3 + H_2O \rightarrow H_2XeO_4$
XeO_4	$Ba_2XeO_6+2H_2SO_4\rightarrow$ $\rightarrow 2BaSO_4\downarrow + XeO_4\uparrow + 2H_2O$	▫ gas incoloro; ▫ explosivo; ▫ inestable: $3XeO_4 \rightarrow Xe\uparrow + 2XeO_3 + 3O_2\uparrow$

Fluoruros de los gases nobles

	OBTENCIÓN	Propiedades
XeF_2	$Xe+F_2 \xrightarrow{t^\circ} XeF_2$ $Xe+F_2O_2=XeF_2+O_2$	▫ cristales incoloros; ▫ solubles en agua; ▫ agente oxidante muy fuerte
XeF_4		▫ cristales incoloros; ▫ no explosivo; ▫ fuerte agente fluorante: $XeF_4 + Pt \rightarrow PtF_4 + Xe\uparrow$ $XeF_4 + Hg \rightarrow HgF_4 + Xe\uparrow$ ▫ hidrólisis: ▪ $XeF_4 + H_2O = XeOF_2 + 2HF$ ▪ $6XeF_4 + 12H_2O = 2XeO_3 + 24HF + 4Xe\uparrow + 3O_2\uparrow$
XeF_6	$XeF_2+2F_2 \xrightarrow{t^\circ, P}$ $\rightarrow XeF_6$	▫ cristales incoloros; ▫ reacciones de formación de complejos: $XeF_6 + 2CsF = Cs_2[XeF_8]$ ▫ fluoración: $2XeF_6 + SiO_2 = 2XeOF_4 + SiF_4$ ▫ hidrólisis: ▪ $XeF_6 + H_2O = XeOF_4 + 2HF$ $XeOF_4 + H_2O = XeO_2F_2 + 2HF$ $XeO_2F_2 + H_2O = XeO_3 + 2HF$ ▪ $XeF_6 + 3H_2O = XeO_3 + 6HF$
KrF_2	$Kr + 2F \xrightarrow{-196^\circ C}$ $\rightarrow KrF_2$ (atómico F)	▫ cristales, t°fusión 77° ▫ hidrólisis: $2KrF_2 + 2H_2O = 2Kr\uparrow + 4HF + O_2\uparrow$ ▫ térmicamente inestable: $KrF_2 = Kr\uparrow + F_2\uparrow$ ▫ forma compuestos tipo $KrF_2 \cdot XeF_6, KrF_2 \cdot AuF_5$

ELEMENTOS D
ELEMENTOS DE TRANSICION

Un elemento de transición (elemento *d*) es un elemento cuyo electrón con la energía más alta está ubicado en **orbitales** *d*

Configuracion electrónica	**elementos *d***									
[Ar]$4s^2\,3d^{1\text{-}10}$	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
[Kr]$5s^2\,4d^{1\text{-}10}$	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
[Xe]$6s^2\,5d^{1\text{-}10}$	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg

Propiedades físicas

- todos los elementos son metales;
- alto punto de fusión;
- son sólidos;
- alta densidad (excepto titanio);
- radios atómicos, iónicos y energías de ionización similares;
- algunos elementos ***d*** (Co, Ni) son ferromagnéticos;
- muchos compuestos de los elementos ***d*** son coloreados:
  CrO_4^{2-} – amarillo, $Cr_2O_7^{2-}$ – naranja, Cr^{3+} – verde, Cr^{2+} – azul celeste, MnO_4^{-} – violeta, MnO_4^{2-} – verde, Mn^{2+} – rosa claro, Fe^{3+} – amarillo, Fe^{2+} – verde, Co^{2+} – rosa, Cu^{2+} – azul celeste

Propiedades químicas

- varios estados de oxidación:
  - en compuestos con oxígeno (enlace covalente metal-oxígeno), el elemento ***d*** tiene estados de oxidación más altos:

    $\overset{+6}{CrO_4^{2-}}$, $\overset{+6}{Cr_2O_7^{2-}}$, $\overset{+7}{MnO_4^{-}}$, $\overset{+6}{MnO_4^{2-}}$
  - los iones metálicos atómicos tienen bajos estados de oxidación.:
    Cr^{+3}, Cr^{+2}, Mn^{+2}, Fe^{+3}, Fe^{+2}, Cu^{+2}, Cu^{+}
- presentan propiedades catalíticas: Fe, Ni, Pt, V_2O_5, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}, Hg^{2+} y otros
- son propensos a formar compuestos complejos

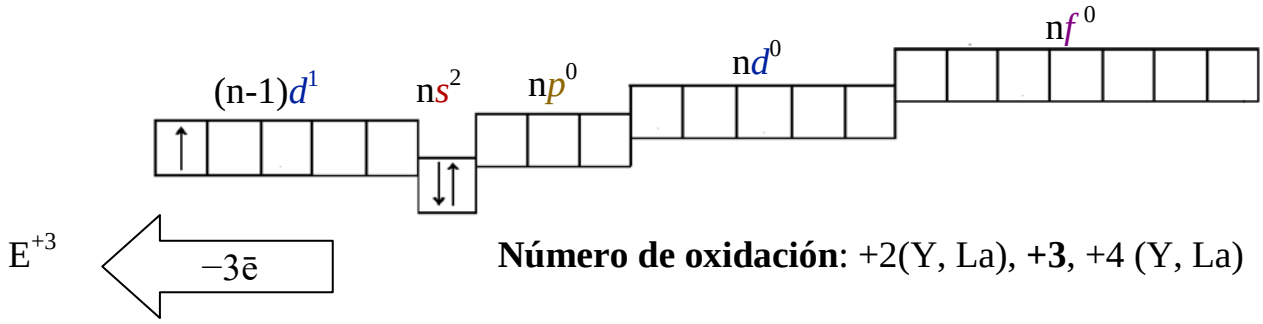
Grupo 3 (IIIB)

Subgrupo del escandio

Aumenta:
- número de orden
- radio atómico
- propiedades metálicas
- basicidad de los óxidos e hidróxidos

Sc	[Ar] $3d^1 4s^2$
Y	[Kr] $4d^1 5s^2$
La	[Xe] $5d^1 6s^2$
Ac	[Rn] $6d^1 6s^2$

Disminuye:
- electronegatividad
- energía de ionización
- punto de fusión
- resistencia a la oxidación en el aire
- fuerza del enlace en estado líquido



Número de oxidación: +2(Y, La), **+3**, +4 (Y, La)

OBTENCIÓN
- electrólisis de cloruros fundidos
- método metalotérmico

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 3 (IIIB)			
Sc	**Y**	**La**	**Ac**
• metales blandos de color blanco plateado, • al aire están cubiertos con una película de óxido, • reaccionan con el agua con desprendimiento de H_2, • con los ácidos forman sales			
• arde fácilmente	• se inflama fácilmene	• se inflama fácilmene	• brilla en la oscuridad

El escandio, itrio, lantano y los lantanoides se llaman "tierras raras" (abreviando TR). El nombre se debe al hecho de que estos elementos son relativamente raros y proporcionan óxidos insolubles en agua, refractarios, en la terminología antigua, "tierra". Un rasgo característico de las TR es su presencia conjunta en la naturaleza y la proximidad de sus propiedades químicas.
El primero entre las TR (el itrio) fue descubierto en 1794 por el químico finlandés Y. Gadolin

Principales características de los elementos del grupo 3 (IIIB)

	Sc	Y	La	Ac
Nombre latino	Scandium	Yttrium	Lanthanum	Actinium
Nombre en español	Escandio	Itrio	Lantano	Actinio
Fecha descubrimiento	1879	1794	1839	1899
Descubridor	Nilson	Gadolin	Mosander	Debierne
Número atómico	21	39	57	89
Masa relativa del átomo	44,95591	88,90585	138,9055	[227]
Radio atómico (pm)	160,6	181	187,7	187,8
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	631	616	538,1	499
Energía de afinidad al $\bar{e}$ $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	18,1	29,6	~50	no hay datos
Electronegatividad (según Pauling)	1,36	1,22	1,10	1,1
t fusión (K)	1814	1795	1194	1320
t ebullición (K)	3104	3611	3730	3470
Densidad (g/cm^3)	2,989	4,469	6,145	10,06
Volumen de 1 mol (cm^3)	15,04	19,89	22,60	22,6
Principales isótopos (números masivos)*	44^*, 45, 46^* 47^*	88^*, 89, 90^*	138^*, 139, 140^*	225^*, 227^*, 228^*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$1{,}6\cdot10^{-3}$	$3\cdot10^{-3}$	$3{,}2\cdot10^{-3}$	trazas
Modificaciones alotrópicas **	α-Sc (Mg) β-Sc (α-Fe)	α-Y (Mg) β-Y (α-Fe)	α-La β-La (Cu) γ-La (α-Fe)	(Cu)
Principales compuestos naturales	Thortveitita $[(Sc,V)_2Si_2O_7]$	Xenotima $[YPO_4]$	Monacita $(Ca, La\ldots)PO_4$ Бастнезит $(Ca, La\ldots)CO_3F$	Producto de la desintegración de ^{235}U, con bombardeo de neutrones ^{226}Rn

Origen de los nombres de los elementos
Sc *del latín Scandia – Escandinavia;*
Y *Llamado así por el mineral iterbita, encontrado cerca de la aldea de Ytterby, Suecia;* ***La*** *del griego λανυάνω (lanthanein) – «se esconde»;*
Ac *del griego ἀκτῖνος (aktinos) – «rayo»*

La palabra "Ytterby" se traduce del sueco como "aldea remota". Ytterby se encuentra a 400 km de Estocolmo en la isla de Resare. Cuatro elementos llevan el nombre de esta aldea: itrio, iterbio, terbio y erbio

* El icono * indica isótopos inestables
** entre paréntesis se indica el tipo estructural (los principales tipos estructurales de los metales Cu, α-Fe y Mg - ver pag. 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 3

Sc	Y	La	Ac
• arden al aire: $M + O_2 \xrightarrow{t^\circ} M_2O_3$			
• reaccionan con agua: $2M + 6H_2O \rightarrow 2M(OH)_3 + 3H_2\uparrow$			
• con los no metales: • $M + ½ \text{ x } N_2 \xrightarrow{t^\circ} MN_x$ • $M + {}^3/_2\ Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} M\ Hal_3$ • $M + H_2 \xrightarrow{t^\circ} MH_3, MH_2$			
• con los **ácidos**: • $2M + 3H_2SO_4 + 12H_2O = [M(H_2O)_6]_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$ • $Sc + 4HNO_3 \text{ conc.} = Sc(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ • $2Y + 6H_2SO_4 \text{ conc.} = Y_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$			
• no reaccionan con los **álcalis**: $M + NaOH \neq$			

Compuestos de los elementos del grupo 3

	Propiedades físicas	Propiedades químicas
M_2O_3	Sustancias cristalinas incoloras con altos puntos de fusión	La actividad aumenta en la serie Sc-Y-La-Ac ▪ $M_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2M(OH)_3$ ▪ Sc_2O_3, $Sc(OH)_3$ – **anfóteros**: $Sc_2O_3 + 2KOH \rightarrow 2KScO_2 + H_2O$
$M(OH)_3$	Sustancias gelatinosas blancas	▪ Óxidos e hidróxidos Y, La, Ac (aumenta las propiedades **básicas**) solo reaccionan con **ácidos** ▪ $M(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} MO(OH) + H_2O$
Sales	Los carbonatos, oxalatos, fosfatos y fluoruros son sustancias cristalinas incoloras insolubles en agua. Los cloruros, bromuros y yodatos son solubles en agua	▪ La susceptibilidad a la hidrólisis se debilita en la serie **Sc – Y – La – Ac**

USOS

Sc
- en tecnología de semiconductores;
- el óxido - en la fabricación de materiales ferromagnéticos

Y
- en luminóforos rojos para pantallas de televisión;
- en filtros de rayos X;
- en superconductores;
- en aleaciones especiales

La
- para la obtención de vidrios ópticos; en tubos de vacío;
- carbonato como un medicamento, Fosrenol en el tratamiento de la hiperfosfatemia

Grupo 4 (IVB)

Subgrupo del titanio

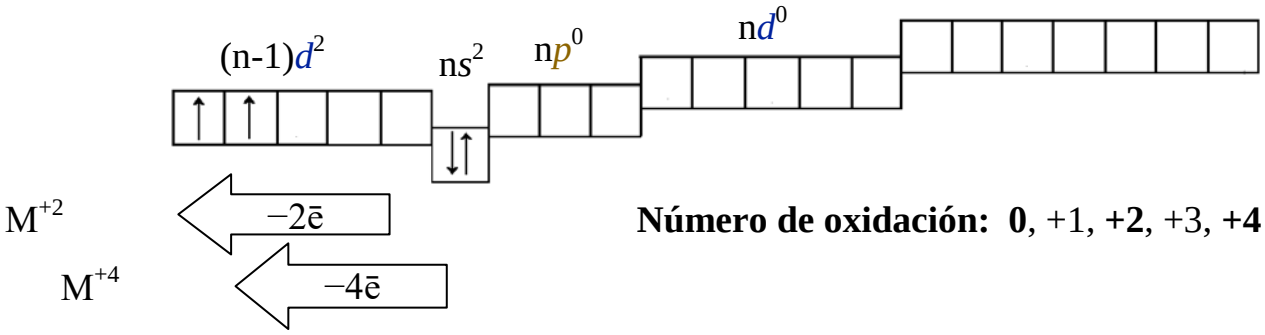
Aumenta:
- número de orden
- radio atómico
- propiedades metálicas
- actividad química
- puntos de fusión y ebullición

Ti [Ar] $3d^2 4s^2$

Zr [Kr] $4d^2 5s^2$

Hf [Xe] $5d^2 6s^2$

Disminuye:
- electronegatividad
- energía de ionización
- naturaleza básica de los óxidos e hidróxidos



Número de oxidación: **0**, +1, **+2**, +3, **+4**

OBTENCIÓN

Por reducción a alta temperatura en un ambiente inerte:

Ti, Zr $EO_2 + 2C + 2\,Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} ECl_4 + 2CO\uparrow$;

$ECl_4 + 2Mg \xrightarrow{t^\circ} E + 2MgCl_2$;

Zr $K_2[ZrF_6] + 4Na \rightarrow Zr + 4NaF + 2KF$;

Hf – como subproducto de la purificación de circonio

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 4 (IVB)		
Ti	**Zr**	**Hf**
• duro, metal brillante, plateado; • resistente a la corrosión gracias a la película de óxido; • el polvo arde al aire; • no interactúa con los ácidos, excepto HF, H_3PO_4, H_2SO_4 conc. y muy mal con los álcalis	• metal plateado, duro, brillante; • paramagnético; • resistente a la corrosión gracias a la película de óxido, pero arde en el aire; • no interactúa con los ácidos (excepto HF) y los álcalis	• metal brillante, plateado y dúctil; • resistente a la corrosión gracias a la película de óxido, el polvo arde en el aire; • no interactúa con los ácidos (excepto HF) y los álcalis

Principales características de los elementos del grupo 4 (IVB)

	Ti	Zr	Hf
Nombre latino	Titanium	Zirconium	Hafnium
Nombre en español	Titanio	Zirconio	Hafnio
Fecha descubrimiento	1791	1789	1923
Descubridor	Gregor, Klaproth	Klaproth, Berzelius	Coster, Hevesy
Número atómico	22	40	72
Masa relativa del átomo	47,88	91,224	178,49
Radio atómico (pm)	144,8	160	156,4
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	658	660	642
Energía de afinidad al $\bar{e}$ $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	7,6	41,1	~0
Electronegatividad (según Pauling)	1,54	1,33	1,3
t fusión (K)	1933	2125	2503
t ebullición (K)	3560	4650	5470
Densidad (g/cm^3, sólido)	4,540	6,506	13,310
Volumen de 1 mol (cm^3)	10,55	14,02	13,41
Principales isótopos (números masivos)*	44*, 46–50	90–92, 94, 95*–97*	172*, 174, 175*, 176–180, 181*, 182*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	0,56	$1{,}9\cdot10^{-2}$	$5{,}3\cdot10^{-4}$
Modificaciones alotrópicas **	α-Ti (Mg) β-Ti (α-Fe) fase de alta presión cubic.)	α-Zr (Mg) β-Zr (α-Fe) fase de alta presión cubic.)	α-Hf (Mg) β-Hf (cubic.)
Principales compuestos naturales	ilmenita $FeTiO_3$ rutiloTiO_2, titanita$CaTiSiO_5$	zircón $ZrSiO_4$, baddeleyita ZrO_2	albita $(Hf, Th, Zr)SiO_4 \cdot xH_2O$

Origen de los nombres de los elementos
Ti *nombrado en honor a los hijos de la diosa Gaia*
Zr *del árab. zargun – «color dorado»;*
Hf *del latín. Hafnia – «Copenhague»*

* El símbolo * indica isótopos inestables
** Los paréntisis indican el tipo estructural (los principales tipos estructurales de metales Cu, α-Fe y Mg ver pag. 33)

Propiedades de los elementos del grupo 4

Ti	Zr	Hf

Alta resistencia química y a la corrosión.
(al calentar la actividad química aumenta)

- E (Ti, Zr, Hf) + $2Hal_2 \xrightarrow{t^\circ} EHal_4$
- $2Ti + 6HCl$ (caliente) $\xrightarrow{t^\circ} 2TiCl_3 + 3H_2\uparrow$
- $E + 3H_2SO_4$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} EO(SO_4) + 2SO_2\uparrow + 3H_2O$
- $E + HNO_3$ conc. $\rightarrow$ se pasiva;
  $3E + 4HNO_3 + 18HF \rightarrow 3H_2[EF_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O$
- $E + 6HF \rightarrow H_2[EF_6] + 2H_2\uparrow$
- $3Ti + 6KOH + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 3K_2TiO_3 + 3H_2O$
- Zr, Hf + NaOH $\neq$

Compuestos de los elementos del grupo 4

	Propiedades físicas	Propiedades químicas
TiO	Sustancia sólida de color amarillo ▪ propiedades **básicas**: $TiO + 2HCl = TiCl_2 + H_2O$	
Ti_2O_3	Sólido púrpura, refractario. ▪ reductor	
$EO_{(2\pm x)}$	Sustancias sólidas blancas ▪ los dióxidos calcinados son inertes	
$EO_2 \cdot xH_2O$	Los óxidos hidratados (recién precipitados) son sustancias gelatinosas ▪ interactúan con las soluciones de **álcalis**: $EO_2 \cdot xH_2O + 2KOH \xrightarrow{t^\circ} K_2[E(OH)_6] + (x-2)\,H_2O$ ▪ interactúan con el HF: $EO_2 + 6HF \rightarrow H_2[EF_6] + 2H_2O$	
$E(OH)_4$	▪ Precipitados gelatinosos, reaccionan con los **ácidos** y con los **álcalis**	
EH_4	Polvos frágiles similares a metal negro, ▪ se descomponen en el agua: $EH_4 + 4H_2O \rightarrow E(OH)_4 + 4H_2\uparrow$	
Carburos y nitruros EC_2, EC	Sustancias refractarias sólidas, conductores ▪ químicamente inertes	
$EHal_4$ ES_2 $E(SO_4)_2$	Sólidos incoloros, volátiles ▪ químicamente activos, se hidrolizan, polimezan	

En 1940, el químico húngaro George de Hevesy disolvió las medallas de oro Nobel de los físicos alemanes Max von Laue y James Frank en agua regia para evitar la confiscación de los nazis. Después de la guerra, las medallas fueron restauradas

Martin Heinrich Klaproth (1743-1817) químico alemán, descubrió el Ti, Zr, U

William Gregor (1761-1817) sacerdote inglés, mineralogista, descurió el Ti

Dirk Coster (1889-1950) físico holandés, descubrió el Hf

George Hevesy (1885-1966) químico húngaro Premio Nobel 1943, descubrió el Hf

USOS

Ti • en equipos para la industria química; • en aleaciones ligeras; • como aditivos en aleaciones de los aceros; • en orteoprótesis; • el óxido en pinturas; • carburos y nitruros para la fabricación de fresas y taladros

Zr • en reactores nucleares; • en aleaciones ligeras; • en medicina para la fabricación de prótesis óseas, articulares y dentales, instrumentos quirúrgicos; • como aditivos en aleación de los aceros; • en esmalte de colores; • óxidos - para la fabricación de crisoles refractarios, ladrillos, cerámicas, abrasivos

Hf • en varillas de control para reactores nucleares; • para la obtención de vidrios ópticos; • en aleaciones de alta temperatura y cerámicas

Dióxido de Zirconio, ZrO_2

ZrO_2 *(punto de fusión 2700 Cº) es ampliamente utilizado en recubrimientos biocerámicos, refractarios en metalurgia. Cuando se calienta, el ZrO_2 es un electrolito sólido que conduce la corriente.*

La cerámica basada en el ZrO_2 se ha usado ampliamente en medicina. Debido a su alta inercia biológica y excelente biocompatibilidad, se utiliza para crear prótesis óseas, articulares y dentales, como instrumentos quirúrgicos.

Del ZrO_2 estabilizado con Sc, Y y otros elementos de tierras raras, se obtiene la ***fianita:*** *un material óptico con altos índices de refracción (se obtienen lentes planas) y como una piedra gema sintética (el juego de la luz en la fianita es mayor que el de un diamante, sin embargo, el índice de refracción es menor)*

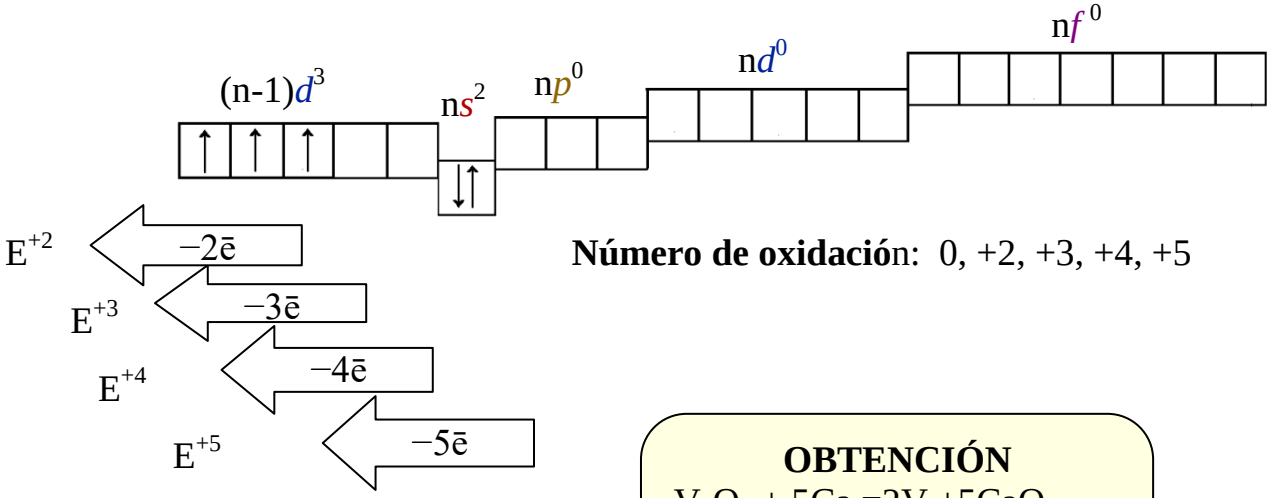
Grupo 5 (VB)

Subgrupo del vanadio

Aumenta:
- número de serie
- radio atómico
- propiedades metálicas
- ductilidad de los metales

V	[Ar] $3d^3 4s^2$
Nb	[Kr] $4d^3 5s^2$
Ta	[Xe] $5d^3 6s^2$

Disminuye:
- propiedades ácidas
- capacidad oxidativa de los óxidos (V)



Número de oxidación: 0, +2, +3, +4, +5

OBTENCIÓN

$V_2O_5 + 5Ca = 2V + 5CaO$

$2VCl_3 + 3Mg = 2V + 3MgCl_2$

$VI_2 \xrightarrow{t^\circ} V + I_2$

$2EI_5 \xrightarrow{t^\circ} 2E + 5I_2$

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 5 (VB)		
V	**Nb**	**Ta**
• metales plateados, brillantes; • suaves cuando son puros; • resistente a la corrosión debido a la película de óxido; • alta resistencia química.		
Reacciona con ácidos concentrados, pero no reacciona con álcalis fundidos	Reacciona con ácidos concentrados calientes, pero no reacciona con álcalis fundidos	Interactúa con HF y con álcalis fundidos

Características principales de los elementos del grupo 5 (VB)

	V	Nb	Ta
Nombre latino	Vanadium	Niobium	Tantalum
Nombre en español	Vanadio	Niobio	Tantalio
Fecha descubrimiento	1801	1801	1802
Descubridor	del Río, Selfström	Hatchett	Ekeberg
Número atómico	23	41	73
Masa relativa del átomo	50,9415	92,90638	180,9479
Radio atómico (pm)	132,1	142,9	143
Electronegatividad (según Pauling)	1,63	1,6	1,5
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	650	664	761
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	50,7	86,2	14
t fusión (K)	2160	2741	3269
t ebullición (K)	3650	5015	5698
Densidad (g/cm^3,sólido)	6,110	8,570	16,654
Volumen de 1 mol (cm^3)	8,34	10,84	10,87
Principales isótopos (números masivos)*	48^*–50^*, 51	93, 94^*	180, 181, 182^*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$1{,}6\cdot10^{-2}$	$2\cdot10^{-3}$	$2\cdot10^{-4}$
Modificaciones alotrópicas **	(α-Fe)	(α-Fe)	(α-Fe)
Principales compuestos naturales	Patronita VS_4, vanadinita $Pb_5(VO_4)_3Cl$, acompañante de las menas de otros elementos y del petróleo venezolano	Columbita, $(Fe,Mn)Nb_2O_6$, subproducto del procesamiento de obtención de estaño	Tantaalita $(Fe,Mn)Ta_2O_5$, subproducto del procesamiento de obtención de estaño

Origen de los nombres de los elementos
V *– nombrado en honor a Vanadis, diosa escandinava;*
Nb *– del griego Niobe – Niobea, hija de Tántalo*
Ta *– del griego Tantalos – Tántalo, padre de Niobea*

Del Rio, quien descubrió el vanadio en minerales de plomo, sugirió llamarlo "panchromio" debido a los muchos colores de sus compuestos. El nombre de vanadio fue dado por Berzelius y Sefström. (en 1930, el vanadio fue descubierto por Sefstrom en mineral de hierro)

* El símbolo * indica isótopos inestables
** Entre paréntesis se indica el tipo estructural, ver pág. 33

Propiedades de los elementos del grupo 5

V	Nb	Ta
Alta resistencia química		
$E + H_2 \xrightarrow{t^\circ} EH_2$ $2E + 5F_2 \rightarrow 2EF_5$ $E + NaOH \neq$	$4E + 5O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2E_2O_5$ $E + 2Cl_2 \xrightarrow{t^\circ} ECl_4$ $E + HCl \neq$	
$2V + 12HF = 2H_3[VF_6] + 3H_2\uparrow$ $V + 3H_2SO_4 + 2H_2O =$ $=[V(H_2O)_5O]SO_4 + 2SO_2\uparrow$ $V + 6HNO_3 =$ $= VO_2NO_3 + 5NO_2\uparrow + 3H_2O$	$3Nb(Ta) + 5HNO_3 + 21HF =$ $= 3[H_2Nb(Ta)]F_7 + 5NO\uparrow + 10H_2O$ $4E + 5O_2 + 12KOH \xrightarrow{fundido}$ $\rightarrow 4K_3[EO_4] + 6H_2O$	

Compuestos de los elementos del grupo 5

Óxidos Hidróxidos	Sustancias sólidas con altos puntos de fusión
	▪ $EO + H_2O \neq$ ▪ $VO + 2HCl = ECl_2 + H_2O$ ▪ $4EO + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2E_2O_5$ ▪ $E_2O_3 + 6HCl$ dilui. $\xrightarrow{t^\circ} 2ECl_3 + 3H_2O$ ▪ $2V(OH)_3 + O_2 + 8H_2O = 2[VO(H_2O)_5O](OH)_2$ ▪ $EO_2 + H_2O \neq$ ▪ $5V_2O_5 + 3H_2O = H_4[V_{10}H_2O_{28}]$ (ácido fuerte) ▪ Nb_2O_5 (Ta_2O_5) $+ H_2O \neq$
Sales, compuestos complejos	▪ se conocen halogenuros, oxihaluros: $2Ta(Nb)Cl_5 + 5H_2O = 10HCl + Ta(Nb)_2O_5$; ▪ numerosos compuestos complejos: aqua, ciano, carbonil, ácido y otros con números de coordinación 5, 6, 7 y 8 (número de oxidación de –3 a +5), Por ejemplo: $[V(H_2O)_6]Cl_5$, $Na[VF_6]$, $R[NbCl_4O]$, $K_2[TaF_7]$; Peroxocomplejos del tipo $[E(H_2O)_2OO_2]^-$; ▪ las sales E^{+2}, E^{+3} son reductores fuertes; ▪ las sales E^{+5} son oxidantes

USOS

V • en aleaciones; • como aditivos de aleación de los aceros; • óxido de vanadio (V) como catalizador

Nb • como aditivos de aleación de los aceros

Ta • en electrónica; • en la producción de instrumentos de corte y quirúrgicos; • equipos para la industria química

Grupo 6 (VIB)

Subgrupo del cromo

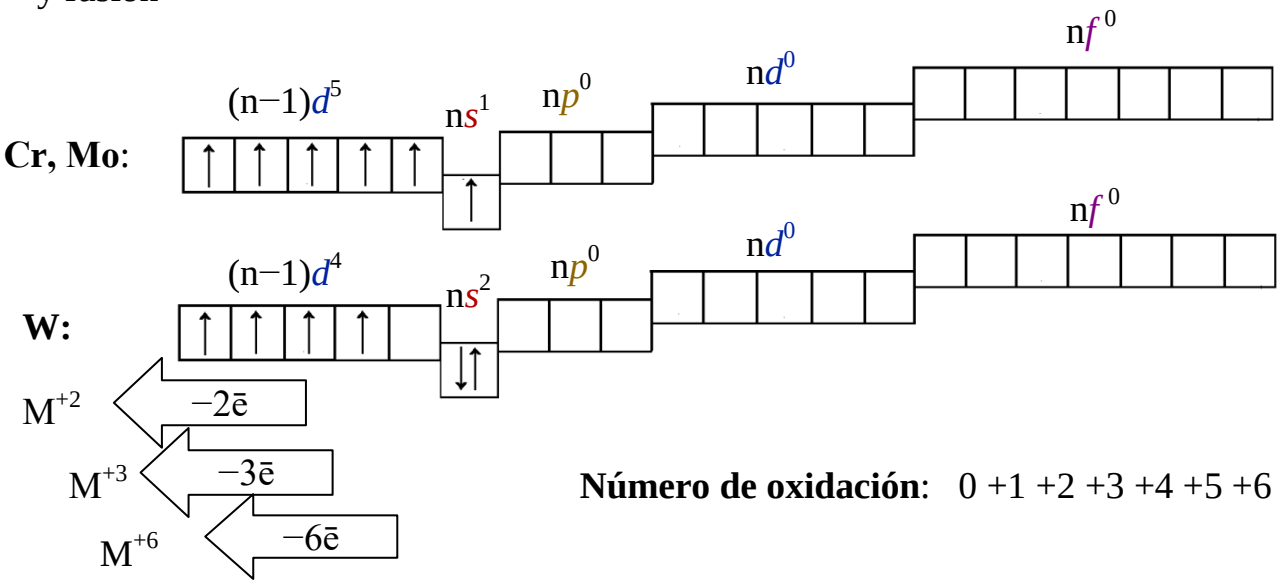
Aumenta:
- número de serie
- radio atómico
- propiedades metálicas
- energía de ionización
- principales propiedades de óxidos e hidróxidos
- temperaturas de ebullición y fusión

Cr [Ar] $3d^5 4s^1$

Mo [Kr] $4d^5 5s^1$

W [Xe] $5d^4 6s^2$

Disminuye:
- electronegatividad
- actividad química



Número de oxidación: 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6

OBTENCIÓN

Cr $Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{t^\circ} 2Cr + Al_2O_3$;

$Fe(CrO_2)_2 + 4C \xrightarrow{t^\circ} Fe + 2Cr + 4CO$;

Mo, W – por reducción de los óxidos con hidrógeno

$MoO_3\,(WO_3) + 3H_2 \xrightarrow{t^\circ} Mo\,(W) + 3H_2O$

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 6		
Cr	**Mo**	**W**
• metal sólido blanco azulado; • resistente a la oxidación del aire; • insoluble en algunos **ácidos** debido a una película protectora	• metal brillante, plateado, cristalino, más bien suave; • se obtiene en forma de polvo gris; • resistente a la corrosión	• metal refractario brillante, blanco plateado; • se obtiene como polvo gris oscuro; • resistente a la acción del oxígeno, los **ácido** y los **álcalis**

Características principalesde los elementos del grupo 6 (VIB)

	Cr	Mo	W
Nombre latino	Chromium	Molybdenum	Wolframium
Nombre en español	Cromo	Molibdeno	Wolframio
Fecha descubrimiento	1780	1781	1783
Descubridor	Vauquelin	Hjelm	Hermanos F. y J.J. Elhújar
Número atómico	24	42	74
Masa relativa del átomo	51,9961	95,94	183,85
Radio atómico (pm)	124,9	136,2	137,0
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	652,7	685,0	770
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	64,3	72	78,6
Electronegatividad (según Pauling)	1,66	2,16	2,36
t fusión (K)	2130	2890	3680
t ebullición (K)	2945	4885	5930
Densidad (g/cm^3, sólido)	7,19	10,22	19,30
Volumen de 1 mol (cm^3)	7,23	9,39	9,53
Principales isótopos (números masivos)*	50, 51*, 52–54	92, 94–98, 99*, 100	180, 182−184, 185*, 186, 187*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	0,01	$1{,}5 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$
Modificaciones alotrópicas**	(α-Fe)	(α-Fe)	(α-Fe)
Principales compuestos naturales	Cromita $Fe(CrO_2)_2$	Molibdenita MoS_2, como subproducto de la producción de cobre	Scheelita $CaWO_4$ Wolframita $(Fe,Mn)WO_4$

Origen de los nombres de los elementos

Cr *(inglés Chromium, francés Chrome, alemán Chrom) – del griego χρώμα (chroma) – «color»;*

Mo *(inglés Molybdenum, francés Molybdene, alemán Molybdan) – del griego antiguo μόλυβδος (molybdos) – nombre del plomo y de los minerales con brillo de plomo*

W *(inglés Tungsten, francés Tungstene, alemán Wolfram) – del sueco Tung sten – «piedra pesada»; Wolframium surgió en los siglos XIV - XVI, del nombre de la escoria en la minería de estaño – «lobo» (Wolf o Wolfert), que con el tiempo ha cambiado a tungsteno*

* El símbolo * indica isótopos inestables

* Entre paréntesis se indica el tipo estructural (figura con los principales tipos estructurales de metales - Cu, α-Fe y Mg - ver p. 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 6

Cr	Mo	W
▪ No interactúan con el agua		
▪ Con los **ácidos**:		
▪ Se pasivan con HNO_3 y $HClO_4$ concentrados debido a la formación de películas de óxidos químicamente inactivos		
▪ Con H_2SO_4 и HCl diluidos: $Cr + 2HCl \rightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$ $4Cr + 12HCl + 3O_2 \rightarrow 4CrCl_3 + 6H_2O$ $Cr + H_2SO_4 \rightarrow CrSO_4 + H_2\uparrow$ $Cr + 6HNO_3 \xrightarrow{ebullición} Cr(NO_3)_3 + 3NO_2\uparrow + 3H_2O$	▪ con una mezcla caliente de HF y HNO_3: $E + 2HNO_3 + 8HF \rightarrow H_2[EF_8] + 2NO\uparrow + 4H_2O$	
▪ Con los **álcalis** añadiendo oxidantes: $E + 3NaNO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2EO_4 + 3NaNO_2 + H_2O$		
$4Cr + 3O_2 \rightarrow 2Cr_2O_3$	$2E + 3O_2 \rightarrow 2EO_3$	

Óxidos e hidróxidos

Cr	Mo	W
CrO es un óxido **básico** de colo negro, agente reductor fuerte: $2CrO + ½\ O_2\ (aire) = Cr_2O_3$	**MoO_2**	**WO_2**
Cr_2O_3 es un óxido **anfótero** verde oscuro, insoluble en agua, refractario, poco activo: $Cr_2O_3 + 6HCl = 2CrCl_3 + 3H_2O$ $Cr_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{fundido} 2KCrO_2 + H_2O$ **Obtención**: $2Cr(OH)_3 \xrightarrow{t°} Cr_2O_3 + 3H_2O$ $(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{t°} Cr_2O_3 + N_2\uparrow + 4H_2O$	óxidos marrones, térmicamente inestables: $3EO_2 \rightarrow 2EO_3 + E$	
CrO_3 es un óxido **ácido** rojo brillante, muy soluble en agua y en **álcalis**: $CrO_3 + H_2O\ (exceso) = H_2CrO_4$ $CrO_3 + 2KOH = K_2CrO_4 + H_2O$	**MoO_3**	**WO_3**
	óxidos **ácidos** de color amarillo, no interactúan con agua: $EO_3 + H_2O \neq$ $EO_3 + 2KOH \rightarrow K_2EO_4 + H_2O$	
$Cr(OH)_2$ es una **base** de color amarillo, reductor fuerte		
$Cr(OH)_3$ es un hidróxido **anfótero** de color verde: $Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O$ $Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6]$		

Ácidos

Cr	Mo	W
H_2CrO_4 color amarillo $H_2Cr_2O_7$ color naranja **ácidos** fuertes no estables, existen solo en solución $CrO_3 + H_2O$ (exceso) = H_2CrO_4 CrO_3 (exceso) + H_2O = $H_2Cr_2O_7$	Se conocen numerosos derivados poliméricos de oxoaniones	

Sales y compuestos complejos

Cr	Mo	W
$EHal_2$ son agentes reductores fuertes; se han obtenido sales E(III), haluros, sulfatos, nitratos; los sulfuros y los carbonatos se hidrolizan		
K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$ son oxidantes fuertes K_2CrO_4 existe solo en medio **alcalino** $K_2Cr_2O_7$ existe solo en medio **ácido** $K_2Cr_2O_7 + 14HCl$ = $= 2CrCl_3 + 3Cl_2\uparrow + 2KCl + 7H_2O$	Las sales de Mo(VI) и W(VI) son buenos oxidantes	
Existen numerosos compuestos complejos (carbonilos, clúster, aqua (excepto W), compuestos hidroxo, heteropolicompuestos) con número de oxidación de –4 (para el W), –2, –1, 0, +1 … +6		

En 1783, dos químicos españoles, los hermanos Fausto y Juan Elhújar, anunciaron el descubrimiento de un nuevo elemento. En 1781, el científico sueco K. Scheele también descubrió este elemento, pero no lo comunicó

USOS

Cr • en aleaciones; • para el cromado; • para obtener cermet
• Cr_2O_3 - como abrasivo para pulir;
• Cr_2O_3, $PbCrO_4$, $Na_2Cr_2O_7$ para preparar pinturas;
• mezcla crómica (3% $K_2Cr_2O_7$ в conc. H_2SO_4) – para el lavado de la cristalería en los laboratorios químicos
Mo • en aleaciones; • electrodos; • catalizadores
W • en aleaciones; • en la fabricación de herramientas de corte; • en filamentos para lámparas eléctricas
Sales E(VI) – como oxidantes en diversas industrias

Grupo 7 (VIIB)

Subgrupo del manganeso

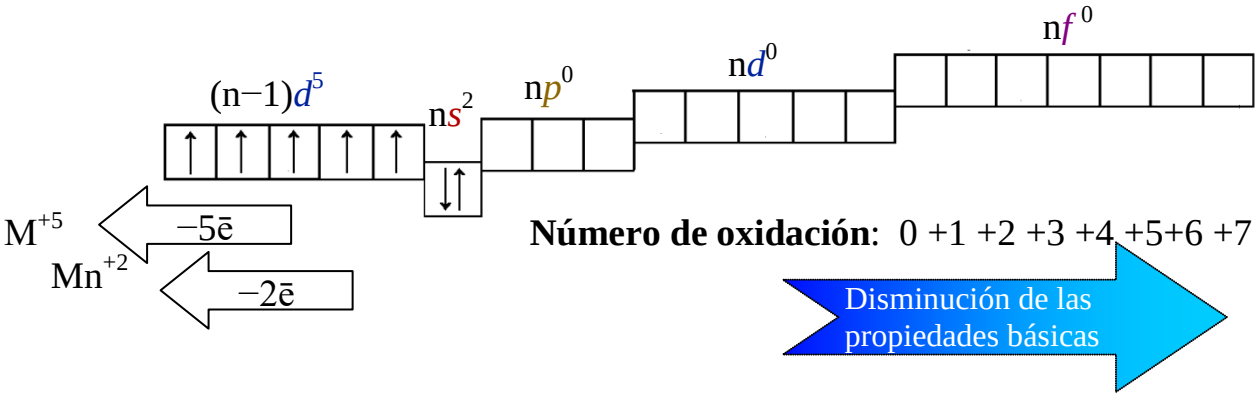
Aumenta:
- número de serie
- radio atómico
- efecto pantalla de los electrones internos
- estabilidad de óxidos superiores

Mn [Ar] $3d^5 4s^2$

Tc [Kr] $4d^5 5s^2$

Re [Xe] $5d^6 6s^2$

Disminuye:
- fuerza de los ácidos
- actividad química



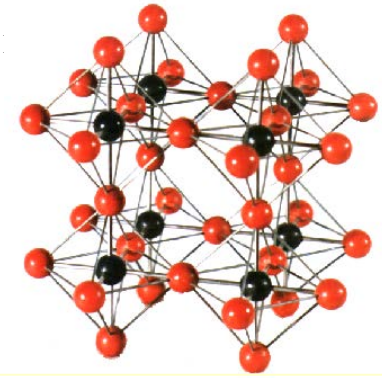
OBTENCIÓN

- **Mn** por electrolisis de solución de $MnSO_4$; $MnO_2 + C \xrightarrow{t^\circ} Mn + CO_2\uparrow$
- **Tc** $Tc_2S_7 + 7H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Tc + 7H_2S\uparrow$
- **Re** $2NH_4ReO_4 + 4H_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Re + N_2\uparrow + 8H_2O$

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 7 (VIIB)		
Mn	**Tc**	**Re**
• metal duro, frágil, plateado con un tinte rosado; • si tiene impurezas es químicamente reactivo; • arde en oxígeno; • en el aire se oxida a partir de la superficie; • reacciona con el agua; • soluble en ácidos	• en lingotes es color plata; • metal radiactivo, no existe en la naturaleza; • generalmente se obtiene como un polvo gris; • resistente a la corrosión y a la oxidación; • en aire húmedo se cubre de una película de óxido; • soluble en ácido nítrico	• metal color plata; • generalmente se obtiene como un polvo gris; • resistente a la corrosión y a la oxidación; • en aire húmedo se cubre de una película de óxido • soluble en ácido nítrico

Principales características de los elementos del grupo 7 (VIIB)

	Mn	Tc	Re
Nombre latino	Manganese	Technetium	Rhenium
Nombre en español	Manganeso	Tecnecio	Renio
Fecha descubrimiento	1774	1937	1925
Descubridor	J. Gann	Perrier y Segre	Noddak, I. Tacke y Berg
Número atómico	25	43	75
Masa atómica relativa	54,93805	98,9062	186,207
Radio atómico (pm)	124	135,8	137,0
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	717,4	702	760
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	< 0	96	14
Electronegatividad (según Pauling)	1,55	1,9	1,9
t fusión (K)	1517	2445	3453
t ebullición (K)	2235	5150	5900
Densidad (g/cm^3)	7,440	11,5 (estimado)	21,020
Volumen 1 моль ($см^3$)	7,38	8,6 (estimado)	8,86
Principales isótopos (números masivos)*	53*, 54*, 55, 56*	97*, 98*, 99*, 99*	185, 186*–188*
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$9{,}5 \cdot 10^{-2}$	no	$4 \cdot 10^{-8}$
Modificaciones alotrópicas**	α-Mn (α-Fe), β-Mn (α-Fe), γ-Mn (Cu), δ-Mn (α-Fe)	(Mg)	(Mg)
Principales compuestos naturales	pirolusita MnO_2, hausmanita Mn_3O_4, braunita Mn_2O_3, criptomelano KMn_8O_{16}, manganita MnO(OH)	no	se extrae de los gases residuales durante la fundición de Mo

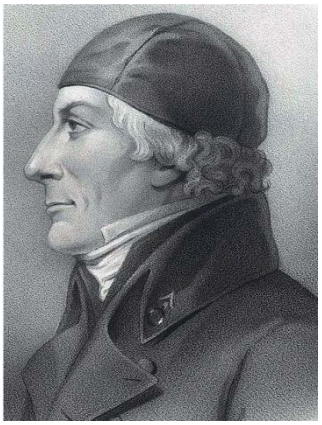


Estructura cristalina del ReO_3

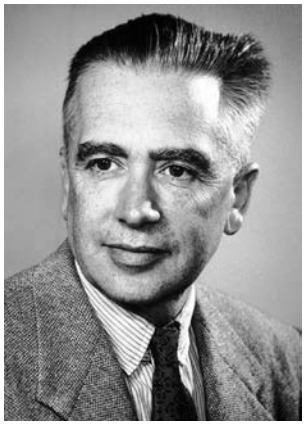
Origen de los nombres de los elementos

Mn – *del latín magnes – «magnético»;*
Tc – *del griego τεχνητός (technikos) – «artificial»;*
Re – *del latín Rhenus – «Rin»*

* El símbolo * indica isótopos inestables
** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales Cu,α-Fe y Mg - ver. 33)



Johan Gottlieb Gahn (1745-1818)



Emilio Gino Segrè (1905-1989)

Carlo Perrier (1886-1948)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 7

Mn	Tc	Re
• con el agua:		
$Mn + 2H_2O = Mn(OH)_2 + H_2\uparrow$	-	-
• con los ácidos:		
• $Mn + H_2SO_4$ dilui $\rightarrow$ $\rightarrow MnSO_4 + H_2\uparrow$ • $Mn + 2HCl = MnCl_2 + H_2\uparrow$ • $3Mn + 8HNO_3$ dilui $\xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 3Mn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$	• $Tc + H_2SO_4, HCl \neq$ • $3Tc + 7HNO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 3HTcO_4 + 7NO\uparrow + 2H_2O$	•$Re + H_2SO_4, HCl \neq$ •$3Re + 7HNO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 3HReO_4 + 7NO\uparrow + 2H_2O$
• con los álcalis:		
no interactúan		

Walter Noddack (1893-1960) e Ida Noddack –Tacke (1896-1978)

Los esposos Noddak y el espectroscopista O. Berg, de la firma "Siemens y Halske", descubrieron, en un mineral de platino y columbita (y luego en gadolinita y molibdenita) un elemento químico con №75 el renio (1925—1928). El elemento fue llamado renio en honor a la región de Renania en Alemania, en la que nació Ida Noddack. Los científicos también anunciaron el descubrimiento del elemento número 43, al que llamó "Mazuria" (Ma), pero resultó ser erróneo

Compuestos de los elementos del grupo 7

Óxidos e hidróxidos del Mn

	OBTENCIÓN	Propiedades
MnO	$Mn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} MnO + H_2O$ $MnCO_3 \xrightarrow{t^\circ} MnO + CO_2\uparrow$	▪ solo propiedades **básicas** $MnO + 2HCl = MnCl_2 + H_2O$
$Mn(OH)_2$	$MnCl_2 + 2KOH \rightarrow$ $\rightarrow Mn(OH)_2\downarrow + 2KCl$	▪ solo propiedades **básicas** $Mn(OH)_2 + 2HCl = MnCl_2 + 2H_2O$
Mn_2O_3	$2Mn + 3O_2 = 2Mn_2O_3$ $4MnO_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Mn_2O_3 + O_2\uparrow$	▪ propiedades **anfóteras** $Mn_2O_3 + H_2SO_4 = MnSO_4 + MnO_2 + H_2O$ $Mn_2O_3 + 6HCl = 2MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 3H_2O$
MnO_2	$3MnCO_3 + KClO_3 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 3MnO_2 + KCl + 3CO_2\uparrow$	▪ $MnO_2 + H_2O \neq$, $MnO_2 + KOH \neq$ $MnO_2 + HCl$ dilui $\neq$ ▪ **oxidante**: $MnO_2 + 4HCl$ conc. $=$ $= MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$ ▪ **reductor**: $MnO_2 + KNO_3 + 2KOH \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$
$Mn(OH)_4$		**Anfóteros, inestables**
Mn_2O_7	$2KMnO_4 + H_2SO_4$ conc.$=$ $= K_2SO_4 + Mn_2O_7 + H_2O$	▪ solo propiedades **ácidas** $Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$ ($HMnO_4$ existe solo en solución) $Mn_2O_7 + 2KOH = 2KMnO_4 + H_2O$

Aumento de las propiedades ácidas

Óxidos deTc y Re

	Propiedades	
TcO_2	$TcO_2 \xrightarrow{t^\circ>900^\circ}$ sublima sin descomposición $TcO_2 + 2H_2SO_4$ dilui $= 2H_2TcO_3 + 2SO_2\uparrow$	
ReO_2	$7ReO_2 \xrightarrow{t^\circ>900^\circ} 3Re + 2Re_2O_7$ $ReO_2 + H_2SO_4$ dilui $\neq$	
Tc_2O_7	$Tc_2O_7 + H_2O = 2HTcO_4$	$HTcO_4$ и $HReO_4$ son ácidos fuertes, existen solo en soluciones acuosas, se descomponen al calentarlos: $2HReO_4 \xrightarrow{t^\circ} Re_2O_7 + H_2O$
Re_2O_7	$Re_2O_7 + H_2O = 2HReO_4$	

Sales y compuestos complejos

	OBTENCIÓN	Propiedades
Mn(II)		Los cloruros, nitratos y sulfatos son solubles
Mn(II) Mn(III) Mn(IV)		◦ disminución de la cantidad de sales ◦ disminución de la estabilidad ◦ aumento de la capacidad oxidante
K_2MnO_4	$2KMnO_4+Na_2SO_3+2KOH \rightarrow$ $\rightarrow 2K_2MnO_4+Na_2SO_4+H_2O$	◦ color verde oscuro ◦ oxidante: $K_2MnO_4 + 8HCl =$ $= MnCl_2 + 2Cl_2\uparrow + 2KCl + 4H_2O$
$KMnO_4$	◦$2MnO_2+4KOH+O_2 \xrightarrow{fundido}$ $\rightarrow 2K_2MnO_4+2H_2O$ ◦$3K_2MnO_4 +2H_2O =$ $= 2KMnO_4+MnO_2\downarrow+4KOH$ ◦$5NaBiO_3+2MnSO_4+18HNO_3=$ $= 2NaMnO_4+5Bi(NO_3)_3+$ $+2H_2SO_4+3NaNO_3+7H_2O$	◦ color violeta ◦ térmicamente inestable $KMnO_4 \xrightarrow{t^\circ} K_2MnO_4 + MnO_2\downarrow+H_2O$ ◦ oxidante fuerte: $2KMnO_4+5K_2SO_3+3H_2SO_4 =$ $= 2MnSO_4+6K_2SO_4+3H_2O$ $2KMnO_4+3K_2SO_3+H_2O =$ $=2MnO_2\downarrow+3K_2SO_4+2KOH$ $2KMnO_4+K_2SO_3+2KOH =$ $= 2K_2MnO_4+K_2SO_4+H_2O$
Los compuestos Tc (II), Re (II) no son típicos. Se conocen sales de tipo Me_2EO_4, $MeEHal_4$ E(VI) son pocos, fácilmente oxidables: $4K_2EO_4 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4KEO_4 + 4KOH.$ Las sales E(VII) son buenos oxidantes		
Compuestos complejos son de muy diversas composiciones y propiedades (complejos **ácidos**, carbonilos, etc.), E = Mn, Tc, Re **Ejemplos**: $K_2[MnCl_6]$, $Rb_2[Mn(CN)_6]$, $K_2[MnF_5]$, $K_2[Re(CN)_5]$, $[E_2(CO)_{10}]$, $[E(NH_3)_6]Cl_2$		

USOS

Mn • en la producción de acero; • en cerámica; • como aditivos para la alimentación animal y fertilizantes; • óxidos: en pinturas, como catalizador, agente oxidante en síntesis orgánica;

Tc • como marcador en medicina;

Re • en filamentos; • en termistores; • como catalizador

Grupos 8 - 10 (VIIIB)

Grupo 8 (Fe, Ru, Os), Grupo 9 (Co, Rh, Ir), Grupo 10 (Ni, Pd, Pt)

Aumenta:
- número de serie
- radio atómico
- acción pantalla de los electrones internos
- estabilidad de los óxidos superiores

8	9	10
Fe $[Ar]4s^2 3d^6$	Co $[Ar]4s^2 3d^7$	Ni $[Ar]4s^2 3d^8$
Ru $[Kr]5s^1 4d^7$	Rh $[Kr]5s^1 4d^8$	Pd $[Kr]5s^0 4d^{10}$
Os $[Xe]\ 6s^2 5d^6$	Ir $[Xe]\ 6s^2 5d^7$	Pt $[Xe]\ 6s^1 5d^9$

Disminuye:
- actividad química
- energía de ionización
- conductividad eléctrica

La repetibilidad horizontal de las propiedades es superior a la vertical

aumenta

- El número de orden
- La estabilidad de los número de oxidación superiores
- Las diferencias en los valores de electronegatividad
- Muy ligeramente: el radio del átomo
- Las temperaturas de ebullición y fusión
- Muy ligeramente: la conductividad eléctrica y la densidad

disminuye

- La energía de ionización
- Las propiedades oxidantes
- La actividad química

El nacimiento de los metales. Imagen alquímica simbólica

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 8 (VIIIB)

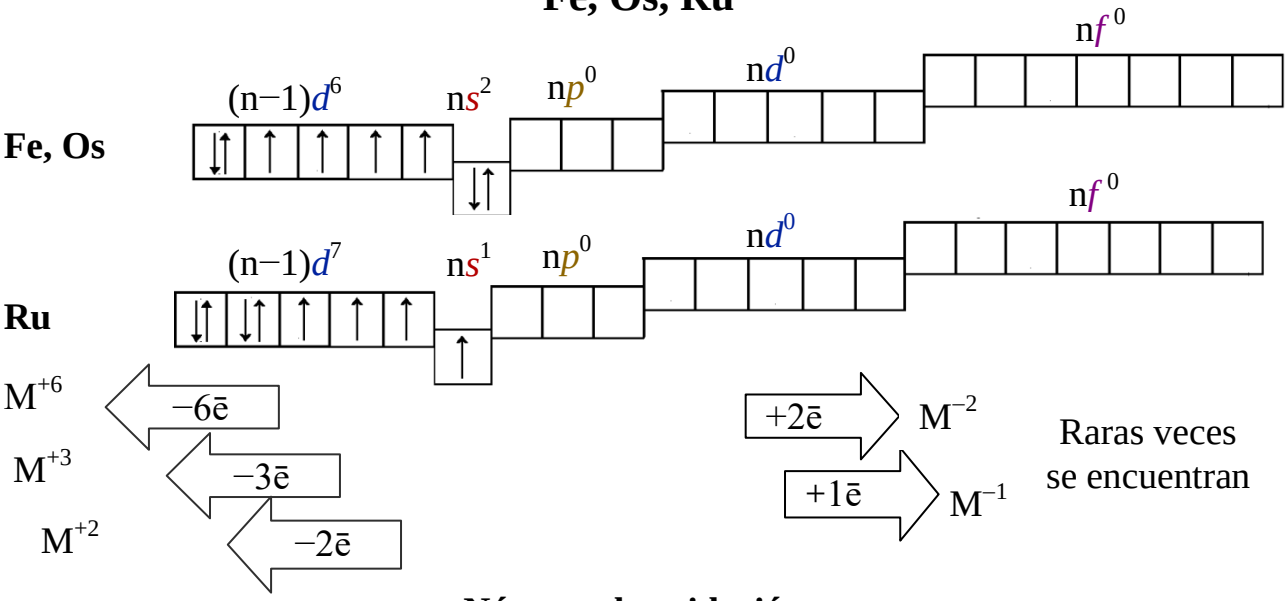
<table>
<tr><th></th><th colspan="3">Propiedades físicas</th><th colspan="3">Características generales</th></tr>
<tr><td>Fe</td><td colspan="3">• alta pureza - brillante metal blando plateado;
• susceptible a procesamiento mecánico</td><td colspan="3">• se oxida en el aire húmedo;
• se disuelve en ácidos diluidos</td></tr>
<tr><td>Co</td><td colspan="3">• metal sólido azul plateado brillante;
• con propiedades ferromagnéticas</td><td colspan="3">• es estable en el aire;
• interactúa lentamente con ácidos diluidos</td></tr>
<tr><td>Ni</td><td colspan="3">• metal blanco plateado;
• brillante, maleable, dúctil</td><td colspan="3">• resistente a la corrosión y oxidación;
• soluble en ácidos;
a excepción del nítrico concentrado</td></tr>
<tr><td>Ru</td><td rowspan="6">familia del platino</td><td rowspan="6">brillante metal plateado</td><td>• sólido</td><td rowspan="6">• resistentes a la corrosión
• no reaccionan con el aire ni con el agua</td><td rowspan="6">• se disuelven en álcalis fundidos</td><td>• inerte a los ácidos</td></tr>
<tr><td>Rh</td><td>• dúctil, maleable</td><td>• inerte a todos los ácidos;
• se encuentra raramente</td></tr>
<tr><td>Pd</td><td>• dúctil, maleable</td><td>• soluble en ácidos - oxidantes;
• absorbe bien al hidrógeno</td></tr>
<tr><td>Os</td><td>• tiene olor (debido al OsO_4 volátil)</td><td>• inerte a los ácidos</td></tr>
<tr><td>Ir</td><td>• sólido</td><td>• inerte a todos los ácidos</td></tr>
<tr><td>Pt</td><td>• dúctil, maleable</td><td>• inerte a los ácidos soluble solo en agua regia;
• absorbe bien al hidrógeno</td></tr>
</table>

*«**Agua regia**» es una mezcla de ácidos nítrico y clorhídrico concentrados (en una relación de volúmenes 1:3). El nombre refleja el hecho de que ella disuelve al «rey de los metales» el oro. Es el oxidante más fuerte. El motivo de la actividad es en la liberación de cloro atómico:*

$HNO_3 + 3HCl = 2Cl + NOCl + 2H_2O$

Grupo 8 (VIIIB)

Fe, Os, Ru



Número de oxidación:

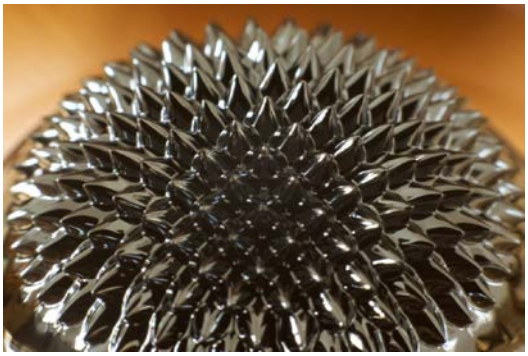
–2 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 +8

OBTENCIÓN

Fe – alto horno $FeO + C = Fe + CO\uparrow$; $Fe_2O_3+3CO=2Fe+3CO_2\uparrow$

Ru del estado nativo

Os del estado nativo, aleación con Ir y Pt



El hierro tiene propiedades magnéticas. Si el hierro o el acero se calientan por encima del punto o temperatura de Curie (769°C ≈ 1043 K), el hierro (a-Fe) ferromagnético se convierte en hierro (ß-Fe) paramagnético

A mediados del siglo XX, en los años 60 fueron sintetizados líquidos magnéticos

(patente de Solomon S. Papell de 1963 y Dmitri V. Orlov en 1965). A principios del siglo XXI se comenzaron a usar fluidos magnéticos en instalaciones artísticas.

Sachiko Kodama creó formas tridimensionales complejas, llamadas "esculturas líquidas", controlando el líquido con ayuda de un campo magnético. Cooperando con Minako Takeno en 2010, Kodama expuso sus trabajos «Morpho Tower» and «Breathing Chaos» en el museo de arte contemporáneo de Tokío

Principales características de elementos del grupo 8 (VIIIB)

	Fe	Ru	Os
Nombre latino	Ferrum	Ruthenium	Osmium
Nombre en español	Hierro	Rutenio	Osmio
Fecha descubrimiento	~2100 años antes de nuestra era.	1844	1803
Descubridor		Claus	Tennant
Número atómico	26	44	76
Masa relativa del átomo	55,847	101,07	190,2
Radio atómico (pm)	124,1	134	135
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	759,3	711	840
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	15,7	101	106
Electronegatividad (según Pauling)	1,83	2,2	2,2
t fusión (K)	1808	2583	3327
t ebullición (K)	3023	4173	5300
Densidad (g/cm^3, sólido)	7,874	12,370	22,590
Volumen de 1 mol ($см^3$, sólido)	7,09	8,14	8,43
Principales isótopos (números masivos)*	52*, 54, 55*, 56–58, 59*, 60*	96, 97*,98–102, 103*, 104, 106*	184, 185*, 186* 187−190, 191*, 192
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	4,1	$1 \cdot 10^{-7}$	$1 \cdot 10^{-8}$
Modificaciones alotrópicas**	α-(α-Fe), β-, γ-(Cu), δ-(α-Fe)	(Mg)	(Mg)
Principales compuestos naturales	hematita Fe_2O_3 magnetita $Fe\,Fe_2O_4$ siderita $FeCO_3$ pirita FeS_2	en estado nativo, de residuos al obtener Ni	en estado libre, rara vez como osmirida [Os, Ir], al purificar Ni

Jedrzej Sniadecki (1768-1838) fue un médico, biólogo y químico polaco. Al analizar platino en 1809, descubrió un metal desconocido, al que llamó vesti. Más tarde resultó que las propiedades de este metal son similares al rutenio, descubierto más tarde (1844) por el científico ruso Carl Klaus

Origen de los nombres de los elementos

Fe *– del latín Ferrum del grecolatín fars «ser duro»;*
Ru *– del latín Ruthenia – «Rusia»;*
Os *– del griego οσμή (osme) – «olor»*

* El símbolo* indica isótopos inestables
** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales es Cu,α-Fe y Mg - ver p. 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 8

Fe	Ru	Os
	químicamente poco activos	
▪ con el oxígeno, el agua y el CO:		
$4Fe + 3O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$ se oxida fácilmente en el aire en presencia de humedad: $4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3\downarrow$ $3Fe + 4H_2O$ vapor $\xrightarrow{t^\circ} Fe_3O_4 + 4H_2$ $Fe + 5CO \xrightarrow{P} Fe(CO)_5$	$Ru + O_2 \xrightarrow{t^\circ > 450\,C} \rightarrow RuO_2, RuO_4$	$2Os + O_2 \xrightarrow{t^\circ \sim 20\,C} \rightarrow 2OsO$
▪ con los halógenos (y otros no metales):		
$2Fe + 3Br_2 \xrightarrow{t^\circ} 2FeBr_3$ $Fe + S \xrightarrow{t^\circ} FeS,\ FeS_2$ $Fe + P = FeP$	$2E + 3Hal_2 \xrightarrow{t^\circ < 500\,C} 2EHal_3$	
▪ con los **ácidos**:		
$Fe + 2HCl$ dilui $= FeCl_2 + H_2\uparrow$ $Fe + H_2SO_4$ dilui $= FeSO_4 + H_2\uparrow$ $2Fe + 6H_2SO_4$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$ $Fe + 4HNO_3$ conc. $\xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ $Fe + H_2SO_4$ conc. $+HNO_3$ conc. $\rightarrow$ $\rightarrow$ ***pasivación*** (en frío)	Ru + ácidos ≠	Os + ácidos ≠ $Os + 8HNO_3$ conc.$= OsO_4 + 8NO_2\uparrow + 4H_2O$
▪ con los **álcalis**, fundición:		
	$E + 2NaOH + 3KClO \xrightarrow{fundido} \rightarrow Na_2EO_4 + 3KCl + H_2O$	

Karl Karlovich Klaus (1796-1864) fue un científico ruso: "este nuevo metal, que llamé rutenio en honor a nuestra Patria, sin duda pertenece a cuerpos muy curiosos".
Klaus a menudo determinaba la fuerza de los ácidos, colocando un dedo en la solución y luego tocándolo con la lengua. Cuando obtuvo el OsO_4 (sustancia muy tóxica), escribió que el «sabor de esta sutancia fuerte, perceptivo …». También se sabe que Klaus sufrió una quemadura en la boca después de que probara una muestra de uno de los compuestos de rutenio descubiertos por él

Compuestos de los elementos del grupo 8

Óxidos e hidróxidos de Fe, Ru, Os

Compuestos	OBTENCIÓN	Propiedades químicas
FeO duro, refractario, negro	$Fe(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow FeO+H_2O$	$FeO + H_2O \neq$ FeO + ácido → sal $+H_2O$ $4FeO + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Fe_2O_3$
Fe_2O_3 duro marrón rojo	$4FeS_2+11O_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$ $2FeSO_4 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Fe_2O_3+SO_2\uparrow+SO_3\uparrow$	$Fe_2O_3+H_2O \neq$ $Fe_2O_3+6HCl = FeCl_3 + 3H_2O$
Fe_3O_4 óxidos de hierro (II, III), cristales negros	$3Fe+4H_2O$ gas. $\xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Fe_3O_4+4H_2\uparrow$ $3Fe_2O_3+H_2 \xrightarrow{400^\circ} \rightarrow 2Fe_3O_4+H_2O$	$2Fe_3O_4 + 2H_2 \xrightarrow{t^\circ} 6FeO + 2H_2O$ $4Fe_3O_4 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 6Fe_2O_3$ $2Fe_3O_4 \xrightarrow{t^\circ} 6FeO + O_2$
$Fe(OH)_2$ gelatinoso, verde pálido	$FeSO_4+2KOH =$ $= Fe(OH)_2\downarrow +K_2SO_4$	$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 = FeSO_4+2H_2O$ $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$
$Fe(OH)_3$ rojo marrón	$FeCl_3+3KOH =$ $=Fe(OH)_3\downarrow+3KCl$	$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Fe_2O_3 + 3H_2O$ $Fe(OH)_3$ + ácido → sal + H_2O
RuO_2 duro, negro	$Ru + O_2 \xrightarrow{t^\circ} RuO_2$	$RuO_2 + H_2O \neq$ $RuO_2+6HCl = H_2[RuCl_6] +2H_2O$
RuO_4 amarillo dorado, fusible, volátil, venenoso, olor a ozono	$Na_2[RuO_4] + Cl_2=$ $= RuO_4+2NaCl$	Oxidante muy fuerte RuO_4 + alcohol → explosión $2RuO_4 +4KOH =$ $= 2K_2RuO_4 + O_2+2H_2O$ $RuO_4 \xrightarrow{t^\circ} RuO_2 +O_2\uparrow$
$Ru(OH)_2$	No característico	
OsO_2 negro	$Os + O_2 \xrightarrow{t^\circ} OsO_2$	$OsO_2 + H_2O \neq$ $OsO_2 + 6HCl = H_2[OsCl_6] + 2H_2O$
$Os(OH)_4$	No característico	
OsO_4 incoloro fusible venenoso olor a cloro volatil soluble en agua	$Os + 2O_2 \xrightarrow{HNO_3} \rightarrow OsO_4$	$OsO_4 +2NaOH$ conc. = $= Na_2[OsO_4(OH)_2]$ $OsO_4 +2KF = K_2[OsO_4F_2]$ $OsO_4+2KOH+H_3N =$ $= K_2[OsO_4N]+2H_2O$

Sales y compuestos complejos de Fe, Ru, Os

Compuestos	OBTENCIÓN	Propiedades químicas
Fe(0) $Fe(CO)_5$ líquido volátil amarillo soluble en benceno, éter, insoluble en agua	$Fe + 5CO \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow Fe(CO)_5$	$Fe(CO)_5 \xrightarrow{t^\circ} Fe + 5CO\uparrow$ $Fe(CO)_5 + 2Na =$ $= Na_2[Fe(CO)_4] + CO\uparrow$ $Fe(CO)_5 + 4KOH =$ $= K_4[Fe(CO)_4] + K_2CO_3 + 2H_2O$ $Fe(CO)_5 + I_2 =$ $[Fe(CO)_4]I_2 + CO\uparrow$
Fe(II) $Fe(NO_3)_2$, $FeHal_2$, $FeSO_4$, $Fe(CH_3COO)_2$ $FeSO_4 \cdot 6H_2O$ (sal de Mohr) cristales de color verde pálido	$FeO + 2HNO_3 =$ $= Fe(NO_3)_2 + H_2O$ Fe + ácido → → sal + $H_2\uparrow$	$2Fe(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ}$ $\rightarrow 2FeO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$ se oxida a Fe^{3+} , se cristaliza con n H_2O
sales **complejas**: hidroxo, amino, haluro, ciano, $K_4[Fe(CN)_6]$ – sal color sangre amarillenta, cristales de color verde pálido, solubles en agua		interacciona con los ácidos, se oxidan; $FeCl_2 + K_3[Fe(CN)_6] =$ $= KFe[Fe(CN)_6]\downarrow + 2KCl\downarrow$ *azul de Berlín*
Fe(III) $Fe(NO)_3$, $FeHal_3$, $Fe_2(SO_4)_3$ y sus cristalo hidratos de color amarillo-marrón	Fe_2O_3 + ácido→ → sal	Inestables, se hidrolizan a FeO(OH), se polimerizan, son buenos oxidantes
sales **complejas**: haluros, aminos, cianohidroxoferratos, oxoferratos, … $K_3[Fe(CN)_6]$ – sal de color rojo sangre		$FeCl_3 + K_4Fe(CN)_6] =$ $KFe[Fe(CN)_6]\downarrow + 3KCl$ *azul de Prusia*
Fe(IV) $MFeO_3$ – polvos negros o gris oscuro	$2MFeO_2 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2MFeO_3$	inestables oxidantes fuertes
Fe(VI) K_2FeO_4 cristales rojos	$Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH \xrightarrow{t^\circ} 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O$	se descomponen al calentar, oxidantes fuertes

Reacción cualitativa al **Fe(III)**

Azul de Prusia = *Azul de Berlín*

c.o.		Compuestos complejos		
		Fe	**Ru**	**Os**
−2	d^{10}	$Fe(CO)_4^{2-}$ raro $H_2Fe(PF_3)_4$	$Ru(CO)_4^{2-}$ raro $H_2Ru(C_6H_5)_4$	$[Os(CO)_4]^{2-}$
−1	d^9	$Fe_2(CO)_8^{2-}$ raro		$H_2Os_2(CO)_8$
0	d^8	$Fe(CO)_5$	$Ru(CO)_5$ $Ru(NO)_4$, $Ru(CO)_2(N_2)$	$Os(CO)_5$, $Os_2(CO)_9$, $Os(NO)_4$,$Os(CO)_2(NO)_2$
+1	d^7	$[Fe(NO)(H_2O)_5]^{2+}$ raro	Ru(CO)Br	OsI
+2	d^6	$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$, $K_4[Fe(CN)_6]$,	$[Ru(H_2O)_6]^{2+}$, $[RuCl_6]^{3-}$, $[Ru(CN)_6]^{4-}$	$[Os(CN)_6]^{2-}$
+3	d^5	$[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, $K_3[Fe(CN)_6]$,	$[Ru(H_2O)_6]^{3+}$, $[RuCl_6]^{3-}$, $Ru(CN)_6]^{3-}$	$[OsCl_6]^{3-}$, $[Os(CN)_6]^{3-}$
+4	d^4	Na_4FeO_4, Ba_3FeO_5	$[RuCl_6]^{2-}$	$[OsCl_6]^{2-}$
+5	d^3	FeO_4^{3-}	RuF_6^-	$OsCl_5^-$, OsF_5^-
+6	d^2	FeO_4^{2-}	$[RuO_2(OH)_4]^{2-}$, $[RuO_2Hal_4]^{2-}$, RuF_6	OsF_6, $OsO_4O_2(OH)_4^{8-}$, OsO_4^{2-}
+7	d^1		RuO_4^-	OsF_7
+8	d^0		RuO_4	$[OsO_4(OH)_2]^{2-}$

USOS

Fe • el metal más importante;
• principalmente en formas de aceros

Ru • como catalizador;
• para dar resistencia al Pt y al Pd

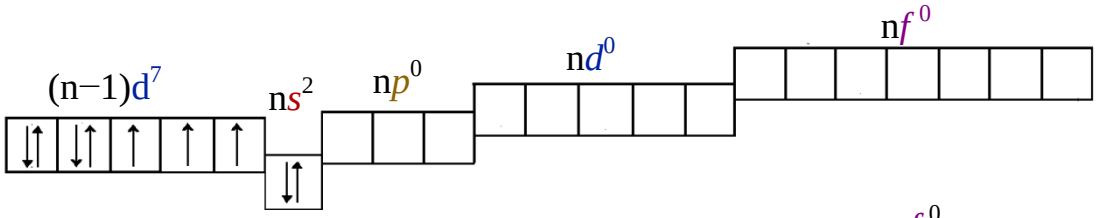
Os • como catalizador;
• en aleaciones

Os es el más duro de los metales de origen natural, uno de los metales más duros (densidad 22,61 g/cm³), uno de los metales más refractarios (t fusión ~ 3030°C, temperatura de ebullición alrededor de 5500°C), uno de los metales más caros (precio de mercado ~ 7.5 veces más que el oro)

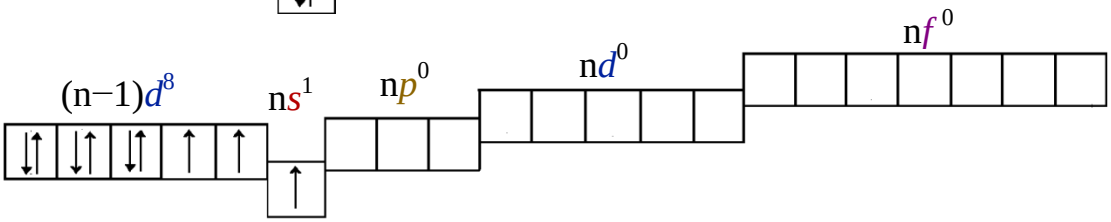
Grupo 9 (VIIIB)

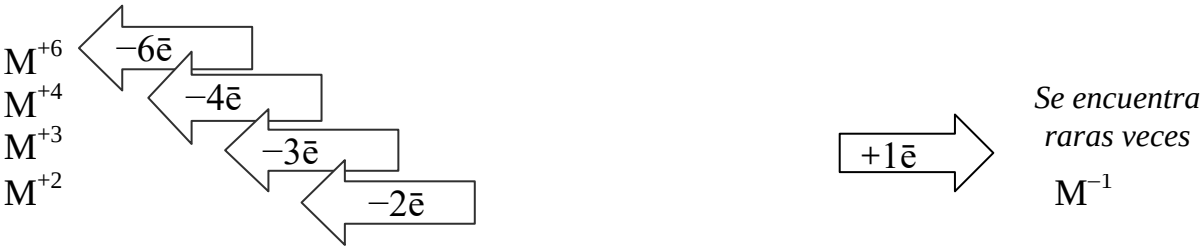
Co, Ir, Rh

Co, Ir:



Rh:





Número de oxidación: –1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6

OBTENCIÓN

Co por reducción de los óxidos: $Co_2O_3 + 3C = 2Co + 3CO$

Rh, Ir procesamiento de minerales polimetálicos

Origen de los nombres de los elementos

Co *del alemán kobold – «gnomo»;*

Rh *del griego ρόδον (rhodon) – «rosado;*

Ir *del latín.* ἶρις *– «arco iris»*

En la caída y posterior explosión del asteroide, los elementos pesados deberían caer uniformemente en la superficie del planeta. El iridio químicamente muy inerte se ha convertido en un serio indicador de antiguas catástrofes cósmicas: las capas enriquecidas por él dan las fechas de tales eventos. La ***anomalía de iridio*** *más notable está presente en el límite de los sedimentos de los períodos Cretácico y Terciario. Junto con otras evidencias esta anomalía permitió suponer, que la razón del abrupto cambio de la biosfera en ese momento y sobre todo, la muerte de los dinosaurios, ocurrió por la caída de un asteroide*

Principales características de los elementos del grupo 9 (VIIIB)

	Co	Rh	Ir
Nombre latino	Cobaltum	Rhodium	Iridium
Nombre en español	Cobalto	Rodio	Iridio
Fecha descubrimiento	1735	1803	1803
Descubridor	Brant(Georg)	Wollaston	Tennant
Número atómico	27	45	77
Masa relativa del átomo	58,93320	102,90550	192,22
Radio atómico (pm)	125,3	134,5	135,7
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	760,0	720	880
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	63,8	109,7	151
Electronegatividad (según Pauling)	1,88	2,28	2,20
t fusión (K)	1768	2239	2683
t ebullición (K)	3143	4000	4403
Densidad (g/cm^3, sólido)	8,900	12,410	22,560
Volumen de 1 mol (cm^3, sólido)	6,62	8,29	8,57
Principales isótopos (números masivos)*	56*–58*, 59, 60*	103, 105*	191, 192* 193
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$2 \cdot 10^{-5}$	$2 \cdot 10^{-8}$	$3 \cdot 10^{-10}$
Modificaciones alotrópicas**	α-(Cu), ε-(Mg)	(Cu)	(Cu)
Principales compuestos naturales	esmaltita $CoAs_2$, cobaltita CoAsS, linneita Co_3S_4	Algunas menas de Cu и Ni	osmiridio [Os,Ir], iridosmina [Ir,Os], en mensa de Pt

En la Edad Media, junto con otros minerales, encontraron una "tierra" cobaltosa, pero no sabían qué hacer con ella. Algunas veces esta tierra parecía mena de plata, pero no contenía plata. La impureza de la tierra de cobalto en las menas interfería con la fundición de otros metales: con la formación de humo espeso (sulfuros y arseniuros) se perdía una parte del metal fundido.
Los mineros alemanes llamaron a las tierras de cobalto "kobold" (o kobelt), que significaba "gnomo subterráneo, duende, espíritu burlón, pícaro desvergonzado"

Duende, Dibujo del siglo XVII

* El símbolo * indica isótopos inestables
** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales Cu,α-Fe y Mg se puede ver en la pag. 33)

William Hyde Wollaston *(1766-1828) científico inglés, descubrió el Pd y el Rh, por primera vez obtuvo Pt puro*

Georg Brant *(1694-1768) científico sueco, descubrió el Co, estudió el As y sus compuestos*

Propiedades químicas de los elementos del grupo 9

Co	Rh	Ir
	Químicamente poco activos	
▪ con el oxígeno:		
$2Co + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CoO$	$4Rh+3O_2 \xrightarrow{\sim 600^\circ} 2Rh_2O_3$	$Ir + O_2 \xrightarrow{\sim 1000^\circ} IrO_2$
▪ con los no metales:		
Con el P, halógenos, C, Si, B $Co + S \xrightarrow{t^\circ} CoS$,	———	$Ir + 2Cl_2 + 2NaCl =$ $= Na_2[IrCl_6]$
▪ con los **ácidos**:		
$Co + 2HCl = CoCl_2 + H_2\uparrow$ $Co + 4HNO_3$ diluí. $=$ $= Co(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ $Co + H_2SO_4$ conc., HNO_3 conc.≠ se pasiva	Rh + ácidos ≠	Ir + ácidos ≠ Ir + «agua regia» ≠
▪ con los **álcalis**:	no reaccionan	
		Ir + metales $\xrightarrow{t^\circ}$ →intermetálicos

USOS

Co • como catalizador; • como marcador de radionúclidos (Co^{60});
• en aleaciones magnéticas; • en cerámica; • en pinturas

Rh • como catalizador; • en revestimientos protectores de espejos;
• reflectores; • contactos eléctricos

Ir • como catalizador; • en aleaciones; • en bujías;
• en paleontología y geología, como un indicador de la edad de las rocas;
• para radioterapia de tumores malignos

Compuestos de los elementos del grupo 9

Óxidos e hidróxidos de Co, Rh, Ir

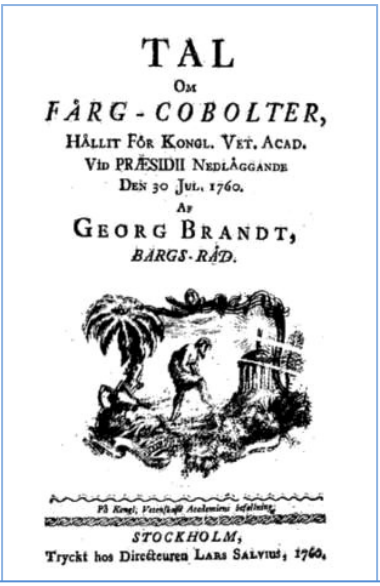
Compuestos	OBTENCIÓN	Propiedades químicas
CoO Refractario, color verde oscuro	$Co(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CoO + H_2O$ $CoCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CoO + CO_2\uparrow$	$CoO + H_2O \neq$ anfótero, con predominio de propiedades básicas
Co_2O_3 color marrón	$4Co(NO_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} 2Co_2O_3 + 8NO_2\uparrow + O_2\uparrow$	oxidante fuerte
$Co(OH)_2$ gel rosa o azul	$CoCl_2 + 2NaOH = Co(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	$Co(OH)_n + H_2O \neq$ anfóteros: $Co(OH)_n$ + ácido → sal + H_2O $Co(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Co(OH_4]$ $Co(OH)_n \xrightarrow{t^\circ}$ óxido + H_2O
$Co(OH)_3$ gel rosa o azul	$Co(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Co(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$	
Rh_2O_3 color gris-negro	$2Rh(OH)_3 \xrightarrow{t^\circ} Rh_2O_3 + 3H_2O$ $2RhCl_3 + 1{,}5\ O_2 \xrightarrow{t^\circ} Rh_2O_3 + 3Cl_2\uparrow$	se oxidan fácilmente
$Rh(OH)_3$ amarillo limón	$Rh(NO_3)_3 + 3NaOH = Rh(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$	
Ir_2O_3 color verde		$Ir_2O_3 \xrightarrow{\sim 400^\circ C} IrO_2 + Ir$
$Ir(OH)_3$ verde	$Ir(NO_3)_3 + 3NaOH = Rh(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$	$4Ir(OH)_3 + O_2 + 2H_2O = 4Ir(OH)_4$
IrO_2 color negro	$Ir + O_2 \xrightarrow{t^\circ} IrO_2$	$IrO_2 + 4HCl + 2NaCl = Na_2[IrCl_6] + 2H_2O$
$Ir(OH)_4$ color negro	$2Ir(NO_3)_4 + 4NaOH = Ir(OH)_4 + 4NaNO_3$	$Ir(OH)_4 + 4HCl + 2NaCl = Na_2[IrCl_6] + 4H_2O$

Smithson Tennant *(1761-1815) – químico inglés, descubrió el Ir y el Os. Demostró que el brillante es carbono puro*

Sales y compuestos complejos de Co, Rh, Ir

Sales conocidas	
E(II)	$Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 6H_2O$, $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, $CoHal_2$, $Co(CNS)_2$
E(III)	$CoCl_3$, CoF_3 poco características
E(IV)	RhF_4, IrI_4
E(VI)	EF_6 son agentes oxidantes muy fuertes

n.o.	compuestos complejos		
	Co	**Rh**	**Ir**
–1 d^{10}	$[Co(CO)_4]^-$ raro	$H[Rh(CO)_4]^-$	$[Ir(CO)_3P(C_6H_5)_3]^-$ raro
0 d^9	$Co_2(CO)_8$ raro	$[Rh_6(CO)_{16}]$	$[Ir_4(CO)_{12}]$ raro
+1 d^8	$[Co(NCCH_2)_5]^+$ raro	$[RhCl(P(C_6H_5)_3)_3]$, $[RhCl\ (CH_2{=}CH_2)_2]_2$	$[Ir(CO)_2Cl(P(C_6H_5)_3)_2]$
+2 d^7	$[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $[CoCl_4]^{2-}$, $[Co(CNS)_4]^{2-}$,…	raro	raro
+3 d^6	$[Co(H_2O)_6]^{3+}$, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, …	$[Rh(H_2O)_6]^{3+}$, $[Rh(CN)_6]^{3+}$, $[Rh(NO_2)_6]^{3+}$, $[RhCl_3(NH_3)_3]$, …	$[Ir(CN)_6]^{3+}$, $[IrCl_6]^{3-}$, $[Ir(NO_2)_6]^{3+}$
+4 d^5	$[CoF_6]^{2-}$	$[RhCl_6]^{2-}$	$[IrCl_6]^{2-}$
+5 d^4	K_3CoO_4	$[RhF_5]_4$, $[RhF_6]^-$	$[IrF_6]^-$, Ir_4F_{20}
+6 d^3	–	RhF_6	IrF_6

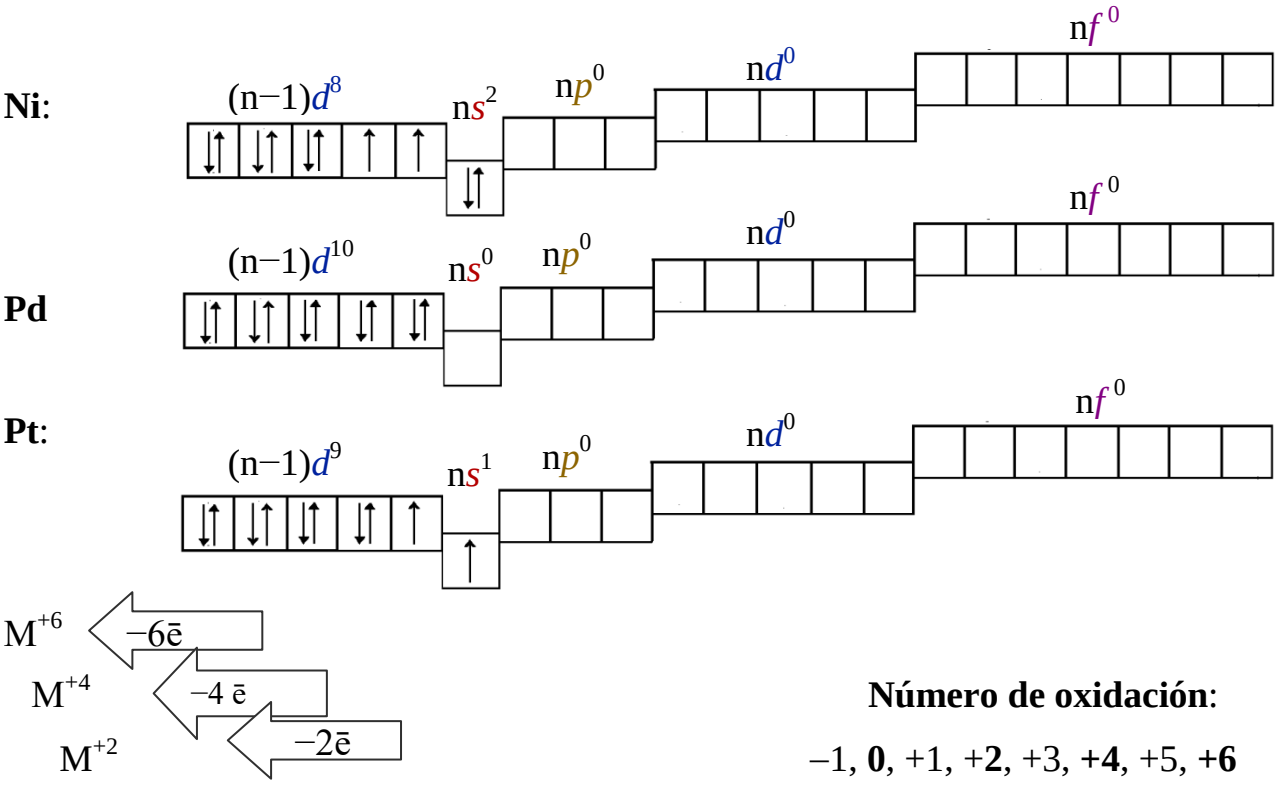

TAL
Om
FÄRG-COBOLTER,
Hållit För Kongl. Vet. Acad.
Vid Præsidii Nedläggande
Den 30 Jul. 1760.
Af
GEORG BRANDT,
Bärgs-Råd.
STOCKHOLM,
Tryckt hos Directeuren Lars Salvius, 1760.

Sobre el color cobalto. Georg Brant para la Real Academia de Ciencias de Suecia el 30 de julio de 1760

Los compuestos de cobalto eran conocidos y utilizados en la antigüedad. Se ha conservado una jarra egipcia de vidrio del siglo XV antes de nuestra era, pintada con sales de cobalto, así como ladrillos vítreos azules que contienen cobalto.
En la antigua Asiria, así como en Babilonia, el cobalto se usaba para hacer lazurita una pintura azul cielo que se vierte sobre productos cerámicos.
La materia prima para producir compuestos de cobalto era zaffer, un zafiro que contiene bismuto y cobalto; de dónde probablemente provienen los nombres de los colores: cártamo, azafrán, etc.

Grupo 10 (VIIIB)

Ni, Pd, Pt



Número de oxidación:

–1, **0**, +1, **+2**, +3, **+4**, +5, **+6**

OBTENCIÓN

Ni por reducción de sus óxidos: $NiO + C \xrightarrow{t^\circ} Ni + CO$

Pd, Pt: Por procesamiento de lodo anódico

Origen de los nombres de los elementos

Ni *del alemán kupfernickel – «cobre diabólico», «cobre del Santo Nicolás»;* ***Pd*** *llamado así por el asteroide Palas*

Pt *- diminutivo del español plata - "plata" (platina - "plata")*

El níquel fue descubierto en 1751. Mucho antes de esto, los mineros sajones conocían bien el mineral, que se parece al mineral de cobre y se usaba en la fabricación de vidrio para colorear los vidrios en verde. Todos los intentos de extraer cobre no tuvieron éxito, por lo tanto, a fines del siglo XVII la mena se llamaba Kupfernickel, que significa "mena del diablo". De esta mena (pirita de níquel rojo NiAs) el minerólogo sueco Cronstedt logró obtener un óxido verde y, al reducirlo, un nuevo metal llamado níquel.

Nikel es una mala palabra en el lenguaje de los mineros. Se formó a partir de la palabra distorsionada Nicolaus, la característica de las personas de dos caras; además, significaba "pequeño espíritu travieso", "vagabundo engañoso"

Principales características de los elementos del grupo 10 (VIIIB)

	Ni	Pd	Pt
Nombre latino	Nickel	Palladium	Platinum
Nombre en español	Níquel	Paladio	Platino
Fecha descubrimiento	1751	1803	1557 descrito por Scalinger, traido a Europa en ~1750
Descubridor	Cronstedt	Wollaston	
Número atómico	28	46	78
Masa relativa del átomo	58,69	106,42	195,08
Radio atómico (pm)	124,6	137,6	138
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	736,7	805	870
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	156	53,7	205,3
Electronegatividad (según Pauling)	1,91	2,20	2,28
t fusión (K)	1726	1825	2045
t ebullición (K)	3005	3413	4100
Densidad (g/cm^3,sólido)	8,902	12,020	21,450
Volumen de 1 mol ($см^3$, sólido)	6,59	8,85	9,10
Principales isótopos (números masivos)*	58, 59*, 60–62, 63*, 64	102, 103*, 104–106, 108*, 110	190*, 192*, 194-196, 197*, 198
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$8 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-7}$
Modificaciones alotrópicas**	(Cu), (Mg)	(Cu)	(Cu)
Principales compuestos naturales	garnierita $(Ni, Mg)_6Si_4O_{10}(OH)_2$ pentlandita $(Ni, Fe)_9S_8$	como subpro-ducto al purificar Cu y Zn	nativo,sperrylita PtAs, braggita (Pt, Pd, Ni)S, al purificar Cu y Ni

Axel Fredrik Cronstedt (1722 – 1765) fue un químico y minerólogo sueco. Descubrió el níquel

* El símbolo * indica isótopos inestables

** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales - Cu, α-Fe y Mg - ver p. 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 10

Ni	Pd	Pt
$Ni+4CO \xrightarrow{t^\circ\sim 80\text{-}100} Ni(CO)_4$	poco activos químicamente	
▪ con el oxígeno:		
$2Ni + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2NiO$	——	——
▪ con los no metales		
▪ con los halógenos, P, C, Si, B: $Ni + S \xrightarrow{t^\circ} NiS$,	$Pd+Cl_2 \xrightarrow{t^\circ\sim 600\text{-}700} \rightarrow PdCl_2$	——
▪ con los ácidos:		
$Ni + 2HCl = NiCl_2 + H_2\uparrow$ $Ni + 4HNO_3$ dilui = $= Ni(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ $Ni +$ conc. H_2SO_4 и $HNO_3 \neq$ se pasiva	$Pd+H_2SO_4$conc.,$(HNO_3) \rightarrow$ sal Pd(II) $+H_2O+ + SO_2\uparrow (NO_2)$	$3Pt + 4HNO_3+18HCl =$ «agua regia» $=3H_2[PtCl_6]+4NO\uparrow+8H_2O$
▪ con los álcalis (fusión):		
$Ni + NaOH \neq$	$Pd + NaOH, K_2S \rightarrow$ → sales complejas	$Pt +NaOH, K_2S+O_2 \rightarrow$ → sales complejas

Compuestos de los elementos del grupo 10

Óxidos e hidróxidos del Ni, Pd, Pt

Compuestos	OBTENCIÓN	Propiedades químicas
NiO color verde	$Ni(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} NiO + H_2O$ $NiCO_3 \xrightarrow{t^\circ} NiO + CO_2\uparrow$	$NiO + H_2O \neq$ NiO + ácido → sal + H_2O
PdO color negro	$Pd(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} PdO + H_2O$	$PdO + H_2O \neq$ PdO + ácido → sal $+H_2O$
PtO color negro	$Pt(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} PtO + H_2O$	$PtO + H_2O \neq$ PtO + ácido → sal $+H_2O$
$Ni(OH)_2$ color verde $Pd(OH)_2$ color negro $Pt(OH)_2$ color negro	$MCl_2 + 2NaOH \rightarrow$ → $M(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	$M(OH)_2 + H_2O \neq$ $M(OH)_2$ + ácido → sal + H_2O $M(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} MO + H_2O$
PtO_2 color marrón $Pt(OH)_4$ color marrón $Pt(OH)_4$ color marrón	$Pt(NO_3)_2 + 4NaOH \rightarrow$ → $Pt(OH)_4\downarrow + 4NaNO_3$	PtO_2, $Pt(OH)_4 + H_2O \neq$ oxidantes fuertes anfóteros $Pt(OH)_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Pt(OH)_6]$ $Pt(OH)_4 + 6HCl \rightarrow H_2[PtCl_6]+ 4H_2O$

Sales y compuestos complejos de Ni, Pd, Pt

Sales conocidas:	
E(II)	$NiSO_4 \cdot 7H_2O$, $Ni(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, $NiCO_3$, $PdSO_4$, $Pd(NO_3)_2$, $E(CN)_2$, $EHal_2$, ES (color negro)
E(IV)	NiF_4, PdF_4, $Pd(NO_3)_4$, $Pd(CN)_4$, $PtHal_4$, PtS_2
E(VI)	NiF_6, PtF_6 (oxidante muy fuerte)

c.o.		**compuestos complejos**		
		Ni	**Pd**	**Pt**
–1	$d^{10}s^1$	$[Ni_2(CO)_6]^{2-}$		
0	d^{10}	$Ni(CO)_4$, $K_4[Ni(CN)_4]$	$[Pd(PF_3)_4]$, $K_2[Pd(CN)_2]$	$[Pt(PF_3)_4]$
+1	d^9	$K_3[Ni(CN)_4]$		
+2	d^8	$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$, $[NiCl_4]^{2-}$	$[PdCl_4]^{2-}$, $[Pd(H_2O)_4]^{2+}$	$[PtCl_4]^{2-}$, $[Pt(CN)_4]^2$
+3	d^7	$[NiF_6]^{3-}$	$Na[PdF_4]$	Cs_2PtCl_5,$K_2[Pt(CN)_5]\cdot 3H_2O$
+4	d^6	$[NiF_6]^{2-}$	$[PdCl_6]^{2-}$	$[PtCl_6]^{2-}$
+5	d^5		$NaPdF_6$	PtF_6^-, $(PtF_5)_4$
+6	d^4	K_2NiO_4, $[Ni(CN)_4]^{2-}$	–	PtF_6, $Xe[PtF_6]$ ($Xe+PtF_6 \rightarrow Xe[PtF_6]$)

USOS

Ni • como catalizador, • en aleaciones, • en la fabricación de monedas, • para revestimientos metálicos

Pd • como catalizador, • para contactos eléctricos, • en resistencias, termopares, • para preparar prótesis

Pt • como catalizador • para la fabricación de:
- ◦ recipientes de laboratorio, ◦ termopares,
- ◦ instrumentos médicos, joyería

En el siglo XVIII los españoles, en las posesiones sudamericanas, descubrieron oro aluvial, que estaba acompañado por granos de un metal blanco desconocido. El metal apenas estaba separado del oro. Los españoles lo llamaron "plata" (en español, "platina" de la palabra "plata"). El metal encontrado fue valorado dos veces menos que la plata y cinco veces menos que el oro. Los estafadores descubrieron que el platino se combina fácilmente con el oro; comenzaron a acuñar monedas de la aleación de estos metales. Cuando el rey español se enteró de las falsificaciones de las monedas ordenó deshacerse del platino. En 1735 en Colombia, por orden real, ante numerosos espectadores arrojaron platino al mar y a los ríos Bogotá y Cauca de 3 a 7 toneladas. En la actualidad varias veces han tratado de ecuperar el metal lanzado al agua, pero los intentos no han tenido éxito: el agua y los sedimentos ocultaron el platino de manera confiable

Grupo 11 (IB)

Subgrupo del cobre, metales nobles

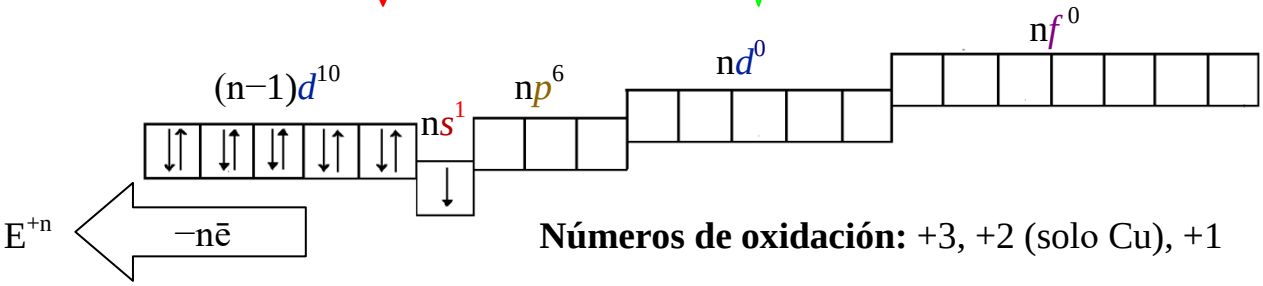
Aumenta:
- número de serie
- radio iónico

Cu [Ar] $3d^{10}4s^{1}$

Ag [Kr] $4d^{10}5s^{1}$

Au [Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^{1}$

Disminuye:
- electronegatividad
- actividad química
- energía de ionización



Números de oxidación: +3, +2 (solo Cu), +1

OBTENCIÓN

Cu: $Cu_2S + 2Cu_2O \xrightarrow{1300^{o}C} 6Cu + SO_2\uparrow$

Ag: $Ag_2S + O_2 \rightarrow 2Ag + SO_2\uparrow$

Au: se extrae de las rocas

Reducción del cobre
Georgius Agricola, 1556

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 11 (IB)		
Cu	**Ag**	**Au**
• metal rojizo; • maleable, dúctil; • tiene altas conductividades de calor y eléctrica; • resistente a la acción del aire y del agua; • a la atmósfera se recubre lentamente de una ligera capa verde (carbonato)	• metal suave, maleable con un caraterístico brillo plateado; • resistente a la acción del agua y del oxígeno; • en el aire interactúa con compuestos de azufre y forma una capa de sulfuro negro; • soluble en ácidos sulfúrico y nítrico	• metal de color amarillo característico; • suave; • es el más maleable y el más plástico de los metales conocidos; • estable a la acción del aire, el agua, álcalis y ácidos (excepto a la acción de la mezcla de HCl y HNO_3)

Principales características de los elementos del grupo 11 (IB)

	Cu	Ag	Au
Nombre latino	Cuprum	Argentum	Aurum
Nombre en español	Cobre	Plata	Oro
Fecha descubrimiento	Conocidos por las civilizaciones antiguas		
Descubridor			
Número atómico	29	47	79
Masa relativa del átomo	63,546	107,8682	196,96654
Radio atómico (pm)	127,8	114,4	144,2
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	745,4	731,0	890,1
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	118,5	125,7	222,8
Electronegatividad (según Pauling)	1,90	1,93	2,54
t fusión (K)	1356,6	1235,08	1337,58
t ebullición (K)	2840	2485	3080
Densidad (g/cm^3,sólido)	8,960	10,500	19,320
Volumen de 1 mol (cm^3,sólido)	7,09	10,27	10,19
Principales isótopos (números masivos)*	63, 64*, 65, 67*	107, 109, 110*, 111*	195*, 197, 198*, 199*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$5 \cdot 10^{-3}$	$7 \cdot 10^{-6}$	$1{,}1 \cdot 10^{-7}$
Modificaciones alotrópicas**	(Cu)	(Cu)	(Cu)
Principales compuestos naturales	**calcopirita** – $CuFeS_2$; **calcocita** – Cu_2S; **cuprita** – Cu_2O; **malaquita** – $Cu_2(OH)_2CO_3$	**argenita** Ag_2S, acompañando a minerales de otros metales (por ejemplo, con Cu)	en forma de metal

Origen de los nombres de los elementos

Cu *(inglés Copper, francés Cuivre, alemán Kupfer) del latín. cuprum – «Chipre», donde en el s.III antes de nuestra era ya había minas de cobre;*
Ag *(inglés Silver, francés Argent, alemán Silber) de Argentum, nombre en latín. En Egipto se han encontrado adornos de plata, del período predinástico (5000 – 3400 antes de nuestra era). Sin embargo, hasta mediados del segundo milenio antes de nuestra era, la plata era una rareza y valía más que el oro;*
Au *(inglés Gold, francés Or, alemán Gold) latín (etrusco) Aurum (antiguo auson) significa «amarillo»; se han encontrado objetos de oro en capas de culturas del V milenio antes de nuestra era (en la época del neolítico)*

* El símbolo * indica isótopos inestables
** Entre paréntesis se indica el tipo estructural ver pag. 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 11

Cu	Ag	Au
▪ baja actividad química; ▪ en la serie de potenciales de metales están después del H; ▪ agentes complejantes efectivos; ▪ forman aleaciones entre sí		
• se disuelve en ácidos oxidantes y HCl conc.: $Cu + 2H_2SO_4\ conc. = CuSO_4+SO_2\uparrow+2H_2O$ $3Cu+8HNO_3\ conc. = 3Cu(NO_3)_2+2NO_2\uparrow+2H_2O$ $Cu + 4HCl\ conc. = H_2[CuCl_4] +H_2\uparrow$ • con soluciones de KCN y NH_3 $2Cu+4KCN +2H_2O \rightarrow \rightarrow 2K[Cu(CN)_2]+2KOH+H_2\uparrow$ $2Cu+8NH_3+O_2+2H_2O \rightarrow \rightarrow 2[Cu(NH_3)_4](OH)_2$	• interactúa solo con ácidos oxidantes и H_2S (en el aire): $3Ag+4HNO_3\ dului = 3AgNO_3+NO\uparrow+2H_2O$ $2Ag +2H_2SO_4\ conc. = Ag_2SO_4+ SO_2\uparrow+2H_2O$ $4Ag +H_2S + O_2 = 2Ag_2S\downarrow + 2H_2O$	• se disuelve en «agua regia» (HNO_3+3HCl): $Au +3Cl+ HCl = H[AuCl_4]$ • con cianuros de los metales alcalinos: $Au +8KCN +2H_2O +O_2 = 4K[Au(CN)_2]+4KOH$ • con los vapores de bromo $2Au +2Br_2 = AuBr +AuBr_3$

Sales de los metales del grupo 11

● Las sales de M (I) son insolubles, excepto AgF, $AgNO_3$, $AgClO_4$, $AgClO_3$;
● Las sales de Cu (II) y Au (III) son fácilmente solubles en agua, se hidrolizan, son oxidantes

Alegóricamente se muestra la purificación de oro - antimonio, plata – plomo El rey y la reina representados en el grabado son el oro y la plata («primera sustancia», según algunos alquimistas), el anciano con guadaña es Cronos, símbolo del Pb, el lobo con las fauces abiertas es el Sb.
Tratado de Vasily Valentine "Las doce llaves de la sabiduría" (1600)

Óxidos e hidróxidos de metales del grupo 11

	OBTENCIÓN	Propiedades
Cu_2O	$4Cu+O_2 \xrightarrow{t°>1000°} \rightarrow 2Cu_2O$	■ marrón rojizo, insoluble en agua ■ óxido anfótero con predominio de propiedades ácidas: ▪ $Cu_2O + 2NaOH + H_2O = 2Na[Cu(OH)_2]$ ▪ $Cu_2O + Na_2O = 2NaCuO$ ▪ $Cu_2O + 2HCl = 2H[CuCl_2] + H_2O$
Ag_2O	$2AgNO_3+2NaOH = =Ag_2O+2NaNO_3+H_2O$	■ marrón oscuro, insoluble en agua ■ **anfótero**: $Ag_2O + 2NaOH+H_2O = 2Na[Ag(OH)_2]$ $Ag_2O + K_2O \xrightarrow{t°} 2KAgO$ ■ térmicamente inestable: $2Ag_2O \xrightarrow{t°} 4Ag + O_2\uparrow$
M(OH)	■ inestable, se descompone al obtenerlo con formación de óxido $2MOH \rightarrow M_2O + H_2O$	
CuO	$2Cu + O_2 \xrightarrow{t°} 2CuO$	■ negro, insoluble en agua; ■ **anfótero** (predominio de propiedades **básicas**): $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$ $CuO + 2NaOH \xrightarrow{t°} Na_2CuO_2 + H_2O$
$Cu(OH)_2$	$CuCl_2 + 2NaOH = = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	■ azul claro, insoluble en agua ■ **anfótero** (predominio de propiedades **básicas**): $Cu(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{t°} Na_2[Cu(OH)_4]$ $Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$ ■ térmicamente inestable: $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t°} CuO + H_2O$
Au_2O_3	$2Au(OH)_3 \xrightarrow{t°} \rightarrow Au_2O_3+3H_2O$	■ negro-marrón, insoluble en agua ■ óxido **anfótero** (predominio de propiedades **ácidas**): $Au_2O_3 + 2NaOH \xrightarrow{t°} 2NaAuO_2 + H_2O$
$Au(OH)_3$ y AuOOH	$AuCl_3 + 3NaOH = =Au(OH)_3\downarrow + 3NaCl$ $K[AuCl_4] +3KOH= =AuO(OH)\downarrow+4KCl+ +H_2O$	■ marrón rojizo, insoluble en agua ■ **anfótero**: ▪ $Au(OH)_3 +4HCl = H[AuCl_4] + 3H_2O$ ▪ $Au(OH)_3 +4HNO_3 = H[Au(NO_3)_4] +3H_2O$ ▪ $Au(OH)_3 + NaOH = Na[Au(OH)_4]$

El cuerpo de un humano adulto contiene hasta 80 mg de cobre

USOS

Cu y compuestos: • para la fabricación de cables eléctricos; • en aleaciones; • para hacer monedas; • $CuSO_4$ ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$ es el sulfato de cobre) para el control de plagas en la agricultura; • $CuCl_2$ como catalizador en síntesis orgánica

Ag y sus compuestos: • en fotografía; • para hacer monedas de plata; • en joyería; • en la industria eléctrica; • para obtener espejos; • $AgNO_3$ en medicina, AgBr en fotografía

Au y sus compuestos: • en forma de lingotes bancarios; • en joyería; • en electrónica; • para la fabricación de vidrio (pintados, reflectantes del calor)

El oro y el hierro son los primeros metales que el hombre conoce desde la Edad de Piedra. El oro se encontró en su forma nativa, y el hierro se encontró en el metal del cielo (meteorítico). Luego se conocieron los siete "metales de la antigüedad": oro, hierro, plata, cobre, plomo, estaño y mercurio. Mercurio fue considerado el alma de los metales. Por eso lo llamaron mercurio, el nombre del planeta más cercano al sol (al oro)

La cosmología alquímica correlacionó siete metales con siete planetas:

Luna	☽ plata
Mercurio	☿ mercurio
Venus	♀ cobre
Sol	☉ oro
Marte	♂ hierro
Júpiter	♃ estaño
Saturno	♄ plomo

“A medida que obtienes lo que estás buscando, mézclalo con oro de la mayor pureza y antimonio purificado, en una proporción de uno a tres, ponlo en una olla para fundir y caliéntalo suavemente durante doce horas. Cuando se derrita, calienta tres días y tres noches más. Una parte de la tintura obtenida convertirá mil partes del metal transmutado en oro bueno y duradero".

"Las doce llaves de la sabiduría de Vasily Valentin" (1599).

El león que devora una serpiente representa el proceso de transformar la materia en algo nuevo. El símbolo debajo de la ventana es el símbolo alquímico del mercurio

Grupo 12 (IIB)

Subgrupo del zinc

Aumenta:

- número de serie
- radio iónico

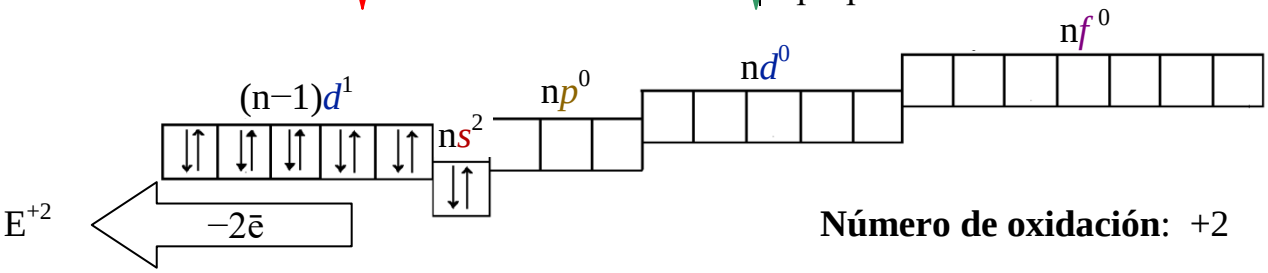
Zn [Ar] $3d^{10}4s^2$

Cd [Kr] $4d^{10}5s^2$

Hg [Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^2$

Disminuye:

- electronegatividad
- actividad química
- energía de ionización
- temperatura de fusión y ebullición
- propiedades anfóteras



Número de oxidación: +2

OBTENCIÓN

Zn: $2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t°} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$; $2ZnO + C \xrightarrow{t°} 2Zn + CO_2\uparrow$

Cd: $CdSO_4 + Zn \rightarrow Cd + ZnSO_4$

Hg: $HgS + O_2 \xrightarrow{500°C} Hg + SO_2\uparrow$; $HgS + Fe \xrightarrow{t°} Hg + FeS\downarrow$

Propiedades fisicoquímicas de los elementos del grupo 12 (IIB)		
Zn	**Cd**	**Hg**
• metal blanco azulado • frágil durante el vertido • al aire se recubre con una película de óxido	• metal plateado • al aire se recubre con una película de óxido	• metal líquido plateado • resistente a la acción del aire, del agua, de los álcalis y de los ácidos (con la excepción de los ácidos oxidantes)

La palabra zinc se encuentra por primera vez en Paracelso (Erz der Zinken), lo que indica que este metal no forjable contiene una gran cantidad de mercurio, por lo que se convierte fácilmente en un líquido. El origen de la palabra zinc probablemente está relacionado con el "cheng" persa (Tschang), aunque este nombre significa no solo zinc, sino en general piedras. En una versión menos plausible, el nombre "zinc" se deriva del antiguo "zinco" germánico (que significa, en particular, algo molesto) o del "zinc" germánico medieval (Zinke), que en el léxico farmacéutico medieval contiene la expresión "zinc del aloe y los corales" . Quizás la palabra "zinc" proviene del alemán Zian − "estaño"

Principales características de los elementos del grupo 12 (IIB)

	Zn	Cd	Hg
Nombre latino	Zincum	Cadmium	Hydrargyrum
Nombre en español	Zinc	Cadmio	Mercurio
Fecha descubrimiento	~ 1500	1817	conocido por las civilizaciones antiguas
Descubridor	—	Stromeyer	
Número atómico	30	48	80
Masa relativa del átomo	65,39	112,411	200,59
Radio atómico (pm)	133,2	148,9	160
Energía de ionización $E \rightarrow E^+$ (kJ/mol)	906,4	867,6	1007,0
Energía de afinidad al ē $E \rightarrow E^-$ (kJ/mol)	9	-26	-18
Electronegatividad (según Pauling)	1,65	1,69	2,00
t fusión (K)	692,73	594,1	234,28
t ebullición (K)	1180	1038	629,73
Densidad (g/cm^3, sólido)	7,133	8,650	13,546
Volumen de 1 mol ($см^3$, sólido)	9,17	13,00	14,81
Principales isótopos (números masivos)*	64, 65*, 66-68, 69*, 70	106, 108, 109*, 110-114,115*,116	196, 197*, 198-202, 203*, 204
Contenido en la corteza terrestre (% en peso)	$7{,}5\cdot10^{-3}$	$1{,}1\cdot10^{-5}$	$5{,}0\cdot10^{-6}$
Modificaciones alotrópicas**	(Mg)	(Mg)	α-Hg (Hg), β-Hg
Principales compuestos naturales	trampa de zinc ZnS (esfalerita), smithsonita $ZnCO_3$, zincita ZnO	greenockita CdS, como un subproducto de ZnS	cinabrio HgS, se encuentra en el estado nativo

Origen de los nombres de los elementos

Cd *– La palabra cadmio proviene del nombre fenicio Cadmo, quien supuestamente encontró por primera vez la piedra y descubrió su capacidad de cambiar el color del cobre cuando se fundía a partir del mineral. "Cadmos" en los idiomas semíticos significa "oriental" y es el nombre del legendario héroe-semidiós, fundador de Tebas, quien derrotó al gobernante de esta región: el Dragón.*

Stromeyer llamó al metal descubierto por él cadmio, ya que lo encontró calcinando cadmia furnacum.

Hg *−(inglés mercury, francés mercure, alemán Quecksilber) en latin . hydrargyrum – «plata líquida». Incluido entre los siete metales de la antigüedad; se conocía ya en 1500 antes de nuestra era, incluso entonces lo sabían obtener del cinabrio. El mercurio se usó en Egipto, India, Mesopotamia, China; fue considerado el precursor más importante en las operaciones del arte secreto de fabricar drogas para prolongar la vida. En los siglos IV – III antes de nuestra era, Aristóteles y Teofrasto conocían el mercurio como plata líquida*

* El símbolo * indica isótopos inestables

** Entre paréntesis se indica el tipo estructural (para la figura de la estructura Mg, vea la página 33)

Propiedades químicas de los elementos del grupo 12

Zn	Cd	Hg
• propiedades **anfóteras**	• con los **ácidos** (no con los álcalis)	• se disuelve solo en **ácidos** oxidantes
$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$ $Zn + 2NaOH + 2H_2O \xrightarrow{t^\circ} Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$	$Cd + 2HCl = CdCl_2 + H_2\uparrow$	$Hg + 2H_2SO_4\ conc. = HgSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$ $Hg + 4HNO_3\ conc. = Hg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $6Hg + 8HNO_3\ dilui,\ insuficiente = 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$
• con O_2 y Hal_2		
$2Zn + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO$	$Cd + Cl_2 = CdCl_2$ $Cd + S = CdS$ $2Cd + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CdO$	$Hg + Br_2 \rightarrow HgBr_2$ $Hg + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2HgO$ $Hg + 2KMnO_4 + 3KOH = K[Hg(OH)_3] + 2K_2MnO_4$

Óxidos e hidróxidos de elementos del grupo 12

	OBTENCIÓN	Propiedades
ZnO $Zn(OH)_2$	$2Zn + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2ZnO$ $ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	Sólidos blancos, subliman sin derretirse propiedades **anfóteras**: $ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$ $ZnO + 2KOH + H_2O = K_2[Zn(OH)_4]$ $Zn(OH)_2 + 2KOH = K_2[Zn(OH)_4]$ $Zn(OH)_2 + 4NH_3 = [Zn(NH_3)_4](OH)_2$
CdO $Cd(OH)_2$	$2Cd + O_2 \rightarrow 2CdO$ $CdCO_3 \xrightarrow{t^\circ} CdO + CO_2\uparrow$ $CdCl_2 + 2NaOH \rightarrow Cd(OH)_2\downarrow + 2NaCl$	Sólidos marrones y blancos, subliman sin derretirse propiedades **anfóteras** con predominio **básico:** $CdO + 2HCl = CdCl_2 + H_2O$ $Cd(OH)_2 + 4KOH \xrightarrow{t^\circ} K_4[Cd(OH)_6]$ $Cd(OH)_2 + 6NH_3 \xrightarrow{t^\circ} [Cd(NH_3)_6](OH)_2$
HgO Hg_2O_2 $Hg(OH)_2$	$2Hg + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2HgO$ $Hg(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO + 2KNO_3 + H_2O$	Sólidos amarillos y blancos, subliman sin derretirse propiedades **básicas:** $Hg(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO + 2KNO_3 + H_2O$ $Hg_2(NO_3)_2 + 2KOH \rightarrow HgO + Hg + 2KNO_3 + H_2O$

Sales de los metales del grupo 12

$Hg(NO_3)_2$ y $Hg_2(NO_3)_2$ existen solo en soluciones ácidas
Los sulfuros, carbonatos y ortofosfatos. Son compuestos poco solubles
Números de coordinación: Zn : 4; Cd : 6; Hg: 2

USOS

Zn • para protección contra la corrosión (galvanizado del hierro);
• en aleaciones (por ejemplo, latón); • como estabilizador de polímeros;
• en baterías (pilas secas)

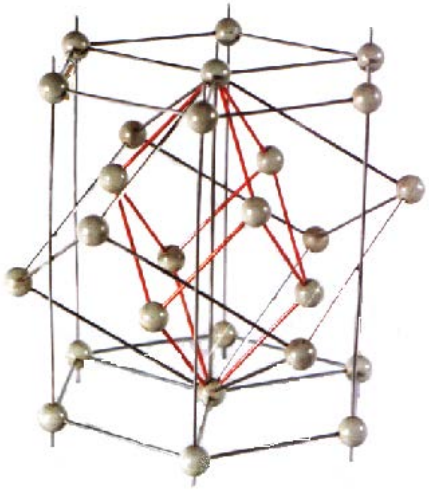
Cd • en la producción de baterías; • en aleaciones;
• para la fabricación de pinturas

Hg • en la producción de cloro y NaOH; • alumbrado en farolas ;
• en equipos eléctricos; • fungicidas

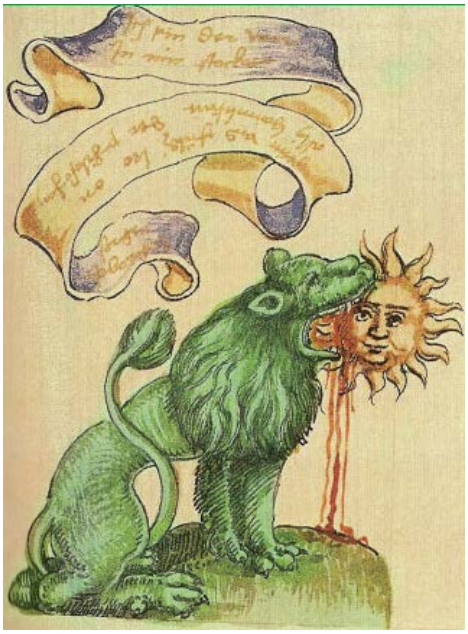
Las sales de Zn y Hg son antisépticas; ZnS, CdS pigmentos de pinturas

Los vapores de mercurio y sus compuestos tienen un efecto tóxico en los sistemas nervioso, digestivo e inmune, así como en los pulmones, los riñones, la piel y los ojos. Sin embargo, hasta la década de 1970, los compuestos de mercurio se usaban muy activamente en medicina: cloruro de mercurio (I) (calomel) como laxante, cloruro de mercurio (II), cianuro de mercurio (II), cloruro de amida de mercurio y óxido de mercurio (II) como antisepticos (incluso en la composición de ungüentos), mercusal y clormerodrina como fuertes diuréticos.

La convención internacional firmada por muchos países prohibirá, desde 2020, la producción, exportación e importación de diferentes productos conteniendo mercurio, incluidas baterías e interruptores eléctricos, relés, ciertos tipos de lámparas fluorescentes, termómetros de mercurio, dispositivos de medición de presión. La Convención restringe una serie de procesos industriales e industrias, incluida la minería (especialmente la minería de oro) y la producción de cemento



Estructura cristalina del mercurio



Grabado del tratado "El rosario de los filósofos". Representa el proceso de disolución del oro (sol) por el mercurio (león)

ELEMENTOS F

Lantanoides

(Lantánidos)

familia de 14 elementos f del grupo 3 (IIIB) del VI período
(junto con el Sc, Y и La forman el grupo de elementos de tierras raras)

Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

Disminución muy pequeña del radio

[Xe] $6s^2 4f^{1\text{-}14} 5d^{0\rightarrow 2}$ **Número de oxidación**: +2, **+3**, +4

Propiedades de los lantanoides (Ln)

	Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
Propiedades físicas	• metales blancos grises o plateados • se opacan rápidamente al aire • plásticos, conducen bien la corriente eléctrica • paramagnéticos • en el aire se cubren con una película de óxido
Propiedades químicas	• tienen alta actividad química • con agua reaccionan activamente: $4Ln \text{ (excepto Ce, Tb, Pr)} + 2xH_2O + 3O_2 \rightarrow 2Ln_2O_3 \cdot xH_2O\downarrow$ • interactúan con **ácidos** no oxidantes diluidos con desprfendimiento de hidrógeno (excepto con HF, H_3PO_4) • no reaccionan con los **álcalis** • reaccionan activamente con oxígeno, halógenos, azufre fundido, carbono, nitrógeno e hidrógeno: $Ln + O_2 \xrightarrow{se\ inflama\sim 300^\circ C} 2Ln_2O_3$ • se conocen óxidos e hidróxidos con número de oxidación (n.o.),+2, presentan carácter básico • con el aumento del número de oxidación, se debilita el carácter básico de los óxidos e hidróxidos • se han sintetizado una gran cantidad de sales y compuestos complejos: $Na_3[Ln(CO_3)_3]\cdot 6H_2O$, K_2LnO_3, $Li_8[LnO_6]$, $Na_6[Ce(CO_3)_5]$ y otros
USOS	• en aleaciones • para obtener vidrio (incluyendo tipo cuarzo) y metalocerámicas • como catalizadores • en la fabricación de instrumentos quirúrgicos

Principales características de los lantanoides

	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
Nombre latino	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium
Nombre español	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Promecio	Samario	Europio	Galodinio
Fecha de descubrimiento	1803	1885	1885	1945	1879	1901	1880
Descubridor	Berzelius, Hisinger	Welsbach	Welsbach	Mariinsky, Glen-denine, Coriell	Lekok de Buabodran	Demarce	Galissar de Marignac
Número atómico	58	59	60	61	62	63	64
Masa atómica	140,155	140,90765	144,24	(145)[2)]	150,36	151,965	157,25
Configuración electrónica	$[Xe]4f^1 5d^1 6s^2$	$[Xe]4f^3 6s^2$	$[Xe]4f^4 6s^2$	$[Xe]4f^5 6s^2$	$[Xe]4f^6 6s^2$	$[Xe]4f^7 6s^2$	$[Xe]4f^7 5d^1 6s^2$
Radio atómico (pm)	182,5	182,8	182.1	181,0	180,2	204,2	180,2
Energía de ionización E > E^+ (kJ/mol)	527,4	523,2	529,6	535,9	543,3	546,7	592,5
Energía de afinidad al ē E > E^- (kJ/mol)	⩽ 50	⩽ 50	< 50	⩽ 50	⩽ 50	⩽ 50	⩽ 50
$t_{fusión}$ (K)	1072	1204	1294	1441	1350	1095	1586
$t_{ebullición}$ (K)	3699	3785	3341	~3000	2064	1870	3539
densidad (g/cm^3, solid.)	8,240 (α-форма)	6,773	7,007	7,220	7,520	5,243	7,9004
Isótopos pricipales (número másico)[1]	136, 138, 139*, 140, 141*, 142, 143*, 144*	141, 142*, 143*	142, 143, 144*, 145, 146, 147*, 148, 149	145*, 146*, 147*, 149*, 151*	144,146-149*, 150, 152, 153*, 154	151, 152*, 152м*, 153	152*, 153*, 154-160
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$6,8•10^{-3}$	$9,5•10^{-4}$	$3,8•10^{-3}$	trazas	$7,9•10^{-4}$	$2,1•10^{-4}$	$7,7•10^{-4}$
Modificaciones alotrópicas	α-(Cu), β-(hex.), γ-(Cu), δ-(α-Fe)	α-(hex.), β-(α-Fe)	α-(hex.), β-(α-Fe)	hex.	α-, β-, γ-	(α-Fe)	α-(Mg), β-(α-Fe)
Principales compuestos naturales[2]	monacita $[(Ce, La,\ldots)PO_4]$ bastnasita $[(Ce,La\ldots)(CO_3)F]$			de los productos de descomposi-ción en reactores nucleares	monacita $(Ce, La,\ldots)PO_4$	monacita $[(Ce, La,\ldots)PO_4]$ bastnasita $[(Ce,La\ldots)(CO_3)F]$	

[1] El símbolo* indica isótopos inestables

[2] Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales ver p. 33)

Principales características de los lantanoides (continuación)

	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Nombre latino	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium 1	Lutetium
Nombre español	Terbio	Disprosio	Holmio	Erbio	Tulio	Iterbio	Lutecio
Fecha de descubrimiento	1843	1886	1878	1842	1879	1878	1907
Descubridor	Mosander	Lekok de Buabodran	Cleve, Delafontein y Soret	Mosander	Cleve	Galodin	Urbain, James
Número atómico	65	66	67	68	69	70	71
Masa atómica	158,92534	162,50	164,93032	167,26	168,93421	173,04	174,967
Configuración electrónica	$[Xe]4f^{9}6s^{2}$	$[Xe]4f^{10}6s^{2}$	$[Xe]4f^{11}6s^{2}$	$[Xe]4f^{12}6s^{2}$	$[Xe]4f^{13}6s^{2}$	$[Xe]4f^{14}6s^{2}$	$[Xe]4f^{14}5d^{1}6s^{2}$
Radio atómico (pm)	178,2	177,3	176,6	175,7	174,6	194	173,4
Energía de ionización E > E^{+} (kJ/mol)	564,6	571,9	580,7	588,7	596,7	603,4	523,5
Energía de afinidad al ē E > E^{-} (kJ/mol)	⩽ 50	no hay datos	⩽ 50	⩽ 50	⩽ 50	⩽ 50	⩽ 50
$t_{fusión}$ (K)	1629	1685	1747	1802	1818	1097	1936
$t_{ebullición}$ (K)	3396	2835	2968	3136	2220	1466	3668
densidad (g/cm^3, solid.)	8,229	8,550	8,795	9,066	9,321	6,965	9,840
Isótopos pricipales (número másico)[1]	159, 160*	154*, 156, 158, 160-164	165, 166*	162, 164, 166-168, 169*, 170, 171*	169, 170*	168, 169*, 170-174, 175*, 176	175, 176*, 177*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$1,1•10^{-4}$	$6•10^{-4}$	$1,4•10^{-4}$	$3,8•10^{-4}$	$4,8•10^{-5}$	$3,3•10^{-4}$	$5,1•10^{-5}$
Modificaciones alotrópicas	romb., α-(Mg), β-(α-Fe)	romb., (Mg), (α-Fe)	α-(Mg), β-(α-Fe)	α-(Mg), β-(α-Fe)	(Mg)	α-(Mg), β-(α-Fe)	α-(Mg), β-(α-Fe)
Principales compuestos naturales[2]	monacita $(Ce, La…)PO_4$ bastnasita $(Ce,La…)(CO_3)F$	monacita $(Ce, La…)PO_4$ bastnasita $(Ce,La…)(CO_3)F$				como impureza en euxenita y xenotima	monacita $(Ce, La…)PO_4$, bastnasita $(Ce,La…)(CO_3)F$

[1] El símbolo* indica isótopos inestables

[2] Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales ver p. 33)

Actinoides

(Actínidos)

familia de 14 elementos f, radiactivos del grupo 3 (IIIB) del VII período

Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md Jk Rf

Disminución muy pequeña del radio

[Rn] $7s^2 5f^{1\text{-}14} 6d^{0\to2}$ **Número de oxidación**: de +2 a +7

Propiedades de los actinoides (An)

	Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr
Propiedades físicas	• metales blancos plateados • todos radiactivos, muchos brillan en la oscuridad • se opacan rápidamente en el aire • plásticos • al aire se recubren de una película de óxido
Propiedades químicas	• reactivos • al calentar reaccionan con el vapor de agua: $Th + 2H_2O \rightarrow ThO_2 + 2H_2\uparrow$ • interactuan con los ácidos diluidos no oxidantes con desprendimiento de hidrógeno y con ácido nítrico diluido: $2Pa + 3H_2SO_4 \rightarrow Pa_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$ $U + 4HNO_3 \rightarrow UO_2(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 2H_2O$ • al calentar reaccionan con el oxígeno, los halógenos, y con otros no metales: $2An + 3Hal_2 \rightarrow 2AnHal_3$ • no reaccionan con los álcalis • al aumentar el número de oxidación el carácter básico de los óxidos e hidróxidos se debilita • se conoce un gran número de sales y compuestos complejos, en los que (a diferencia de los lantánidos) los metales tienen altos número de oxidación: $AnHal_5$, K_2AnO_4, $[AnO_2](NO_3)_2 \cdot 6H_2O$, Na_5NpO_6, K_3PuO_5 и др.
USOS	• uranio, plutonio y torio - energía nuclear • torio - en materiales refractivos, aleaciones, recubrimientos impermeables a gas

Principales características de los actinoides

	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
Nombre latino	Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium
Nombre español	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio
Fecha de descubrimiento	1815	1917	1789	1940	1940	1944	1944
Descubridor	Berzelius	Hahn y Meitneer, Fayans y Soddy, Cranston y Fleck	Klaproth	McMillan, Abelson	Seaborg, Wahl, Kennedy	Seaborg, James, Morgsn, Ghiorso	Seaborg, James, Ghiorso
Número atómico	90	91	92	93	94	95	96
Masa atómica	232,0381	231,03588	238,0289	237,0482	(244)	(243)	(247)
Configuración electrónica	$[Rn]6d^26s^2$	$[Rn]5f^26d^17s^2$	$[Rn]5f^36d^17s^2$	$[Rn]5f^46d^17s^2$	$[Rn]5f^87s^2$	$[Rn]5f^77s^2$	$[Rn]5f^76d^17s^2$
Radio atómico (pm)	179,8	160,6	138,5	131	151	184	?
Energía de ionización $E > E^+$ (kJ/mol)	587	568	584	597	585	578,2	581
$t_{fusión}$ (K)	2023	2113	1405,5	913	914	1267	~1640
$t_{ebullición}$ (K)	~5060	~4300	4018	4175	3505	2880	?
densidad (g/cm^3, solid.)	11,720	~15,37	18,950	20,250	19,840	13670	13,300
Isótopos pricipales (número másico)[1]	228^* - 234^*	231^* - 234^*	234^* - 236^*, 238^*	237^*	239^*, 242^*, 244^*	241^*, 243^*,	242^*, 244^*-248^*
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	$1,2•10^{-3}$	trazaz	$2,4•10^{-3}$	0	trazas	0	0
Modificaciones alotrópicas	α-(Cu), β-(α-Fe)	tetragonal	α-, β-, γ-(α-Fe)	α-, β-, γ-(α-Fe)	α-, β-, γ-, δ-(Cu), δ′, ε-(α-Fe)	α-, β-(Cu)	no hay datos
Principales compuestos naturales[2]	monacita. arena $(Ce,La,Nd,Th)PO_4$, включения в pegmatitas, circón y esfena	se obtienen unos gramos a partir del combustible nuclear de uranio	uraninita U_3O_4, carnotita $K_2(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot 2H_2O$	se obtienen varios kilogramos a partir del combustible nuclear de uranio	se obtienen varias toneladas a partir del combustible nuclear de uranio	se ha obtenido a partir de ^{243}Am ~100 g por bombardeo con neutrones del ^{239}Pu	se han obtenidos algunos gramos de ^{242}Cm, ^{244}Cm por bombardeo con neutrones del ^{239}Pu

[1] El símbolo* indica isótopos inestables

[2] Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales ver p.33)

Principales características de los actinoides (continuación)

	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Nombre latino	Berklium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium
Nombre español	Berkelio	Californio	Einstenio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Lawrencio
Fecha de descubrimiento	1949	1950	1952	1954	1955	1958	1961
Descubridor	Thompson, Ghiorso, Seaborg	Thompson, Strit, Ghiorso, Seaborg	Choppin, Thompson Ghiorso, Harvey	Choppin, Thompson Ghiorso, Harvey	Ghiorso, Harvey, Choppin,, Thompson, Seaborg	Ghiorso, Sickeland, Walton,Seaborg	Ghiorso, Sickeland, Larsh, Latimer
Número atómico	97	98	99	100	101	102	103
Masa atómica	(247)	(251)	(254)	(257)	(258)	(259)	(260)
Configuración electrónica	$[Rn]5f^{9}7s^{2}$	$[Rn]5f^{10}7s^{2}$	$[Rn]5f^{11}7s^{2}$	$[Rn]5f^{12}7s^{2}$	$[Rn]5f^{13}7s^{2}$	$[Rn]5f^{14}7s^{2}$	$[Rn]5f^{14}6d^{1}7s^{2}$
Radio atómico (pm)	Bk^{2+} 118	Cf^{3+} 98	Es^{2+} 116	Fm^{2+} 115	Md^{2+} 114	No^{2+} 113	Lr^{2+} 112
Energía de ionización $E > E^{+}$ (kJ/mol)	601	608	619	627	635	642	no hay datos
Energía de afinidad al ē $E > E^{-}$ (kJ/mol)	no hay datos		⩽ 50	no hay datos			
$t_{fusión}$ (K)			no hay datos				
$t_{ebullición}$ (K)							
densidad (g/cm^3, solid.)	14,790	?					
Isótopos pricipales (número másico)[1]	247^{*}, 249^{*}	249^{*}, 251^{*}, 252^{*}	252^{*}, 253^{*} 254^{*}, 255^{*}	253^{*}, 254^{*}, 255^{*}, 257^{*},	258^{*}	259^{*}	260^{*}
Contenido en la corteza terrestre (% en masa)	0	0	0	0	0	0	0
Modificaciones alotrópicas	no hay datos	cúbuca	no hay datos	no hay datos	no hay datos	no hay datos	no hay datos
Principales compuestos naturales[2]	Se obtienen en miligramos				La cantidad que se obtiene es de varios átomos		
	en forma de ^{249}Bk	en forma de ^{249}Cf, ^{252}Cf	en forma de ^{253}Es	en forma de ^{253}Fm	al bombardear ^{253}Es con partículas α	al bombardear ^{246}Cm con átomos de carbono	al bombardear ^{252}Cf con núcleos de B
	por bombardeo de neutrones ^{239}Pu						

[1] El símbolo* indica isótopos inestables

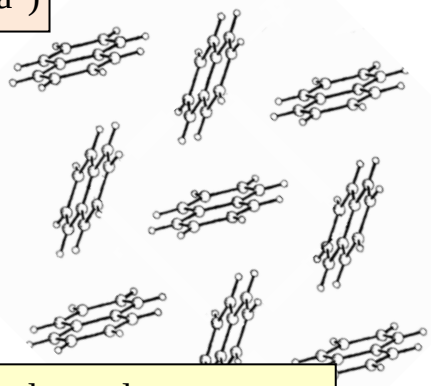
[2] Entre paréntesis se indica el tipo estructural (la figura con los principales tipos estructurales de metales ver p.33)

QUIMICA ORGÁNICA

La química orgánica es una parte de la química que estudia los hidrocarburos y sus derivados

El número de compuestos orgánicos conocidos actualmente es de decenas de millones y aumenta anualmente en 250–300 mil compuestos nuevos

Las sustancias orgánicas están compuestas por una pequeña cantidad de elementos: carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, azufre y fósforo. Estos elementos se denominan elementos biogénicos ("elementos de la vida")



El término "química orgánica" fue introducido por primera vez por J. Berzelius en 1806 como "parte de la fisiología que describe la composición de los cuerpos vivos junto con los procesos químicos que ocurren en ellos"

La variedad de compuestos orgánicos está determinada por la estructura del elemento principal de las sustancias orgánicas: el carbono

El átomo C puede estar en el estado de hibridación sp-, sp^2- y sp^3-.
En la hibridación participan los enlaces σ- que son los más fuertes

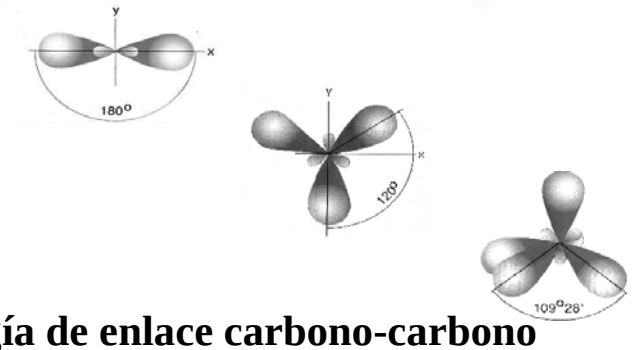


Tabla de la longitud y energía de enlace carbono-carbono

Enlace	Longitud del enlace (nm*)	Energía de enlace (kJ/mol)
C – C	0,154	348
C = C	0,134	635
C ≡ C	0,120	830

* 1 nm = 10^{-9} m

Principales postulados de la teoría de la estructura de los compuestos orgánicos A. M. Butlerov (1861)

• Todos los átomos en las moléculas de sustancias orgánicas están unidos en una secuencia determinada por enlaces químicos de acuerdo con sus **valencias**

• El orden de las uniones de los átomos en la molécula y la naturaleza de sus enlaces fue llamado por A. M. Butlerov: estructura química

• Las propiedades químicas de un compuesto están determinadas no solo por la composición, sino también por la **estructura** de su molécula

• Las diferentes estructuras de moléculas con la misma composición cualitativa provoca el fenómeno del isomerismo

• La estructura de una molécula de materia orgánica puede ser determinada por los **productos** de las reacciones químicas

• Los átomos y los grupos de átomos en las moléculas ejercen influencia mutua uno sobre el otro

ISOMERÍA de los compuestos orgánicos

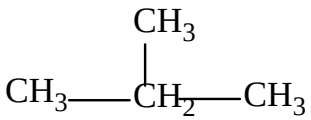
Isomería es el fenómeno de la existencia de compuestos de la misma composición y peso molecular, pero que diferen en estructura o disposición de los átomos en el espacio (y, por lo tanto, en propiedades)

Alexandre M. Butlerov (1828-1887)

Isomería estructural es un orden diferente de la conexión de los átomos:

• del esqueleto de carbono:

Por ejemplo, butano $CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$ y isobutano (2-metil propano según IUPAC)



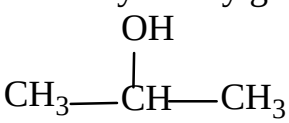
• posición de enlaces múltiples:

Por ejemplo, but-1-eno $CH_2=CH—CH_2—CH_3$

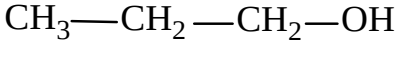
y but-2-eno: $CH_3—CH=CH—CH$

• posiciones de sustituyentes y grupos funcionales:

Por ejemplo,



propan-2-ol



propan-1-ol

• el carácter del grupo funcional:

Por ejemplo, etanol: $CH_3—CH_2—OH$ y dimetiléter: $CH_3—O—CH_3$

Isómeros **espaciales** (estereoisómeros)**:**

▪ disposición de los átomos en una molécula con diferentes rotaciones alrededor de uno o varios enlaces σ simples

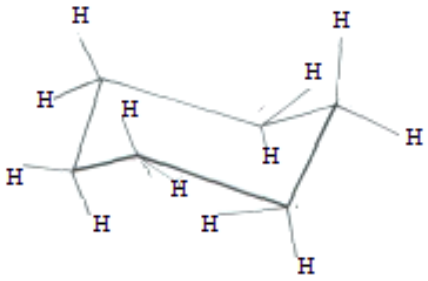
▪ geométricos: diferencias en la orientación de los sustituyentes, en particular, con respecto a un enlace múltiple (en un lado - cis o del otro lado - trans-)

▪ ópticos: las moléculas tienen formas izquierda L y derecha D

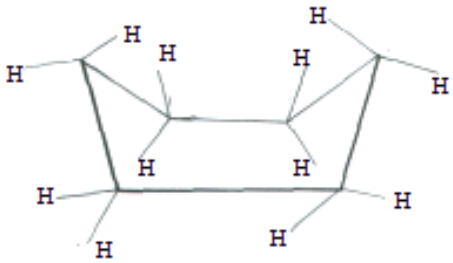
(los enantiómeros de la molécula son una imagen especular entre sí o una parte de la molécula puede ser L y D, tiene un "centro quiral")

los diastereoisómeros difieren entre sí por la configuración en la parte del centro quiral (*por ejemplo* (+)-ácido tartárico y ácido meso-tartárico)

Isómeros espaciales del ciclohexano, C_6H_{12}

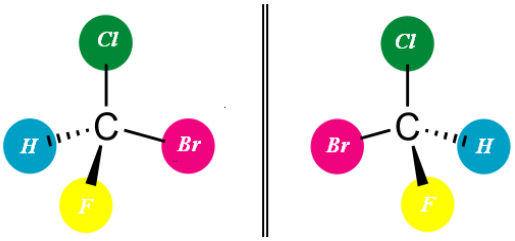


«silla»

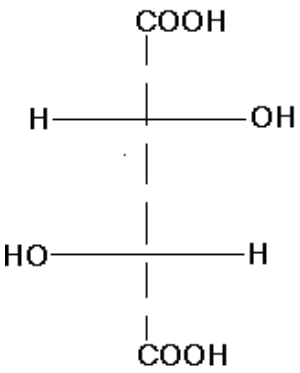


«bote»

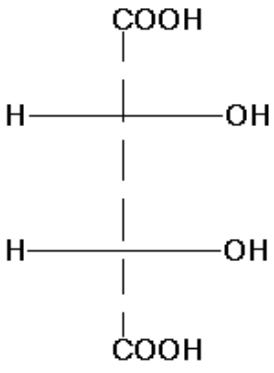
enantiómeros bromo fluor clorometano



diastereoisómeros



(+)-ácido tartárico



ácido mesotartárico

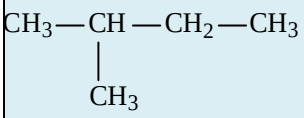
Clasificación de los compuestos orgánicos

por la estructura de la cadena de carbono o esqueleto de carbono

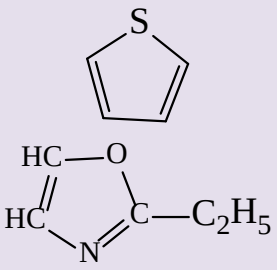
por el grupo funcional

Compuestos orgánicos: estructura de la cadena de carbono

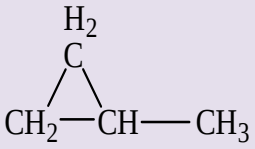
alifáticos (acíclicos)
(cadena abierta)

saturados	insaturados
solo enlaces sencillos entre los átomos de C	hay enlaces múltiples (dobles, triples) entre los átomos de C
alcanos 	alquenos $CH_2{=}CH_2$ alquinos $CH{\equiv}CH$ dienos $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$

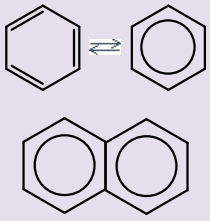
cíclico
(cadena cerrada)

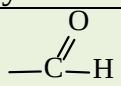
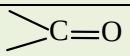
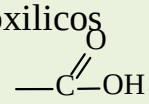
carbocíclicos	heterocíclicos
en el anillo hay solo átomos de C	en el anillo además de los átomos C hay otros átomos 

alicíclicos
en el anillo hay enlaces simples y múltiples



aromáticos
en el anillo hay un sistema de «enlaces conjugados»



Clases de compuestos de acuerdo al grupo funcional				
clase	**grupo**		**en el nombre**	
			sufijo	prefijo
halogenados	—Hal	fluor, cloro, bromo, yodo	no	fluor, cloro, bromo, yodo
alcoholes y fenoles	—OH	hidroxilo	-ol	hidroxi-
aldehidos 	(COH)	carbonilo	-al	-oxo-
cetonas 	(C=O)		-ona	
ácidos carboxilicos 	(COOH)	carboxilo	-oico ácido	carboxi-
ácidos sulfónicos	$-SO_3H$	grupo sulfo	sulfo- ácido	sulfo-
nitrocompuestos	$—NO_2$	grupo nitro	no	nitro-
aminas	$—NH_2$	grupo amino	-amin	amino-
nitrilos	–CN	grupo ciano	nitril	ciano-

Fundamentos de la nomenclatura en química orgánica

La nomenclatura internacional (sistemática) de la IUPAC es una correspondencia inequívoca del nombre con la estructura del compuesto

□ La base del nombre del compuesto es la cadena de carbono más larga de la molécula (da la **raíz** al nombre), que contiene el mayor número de grupos funcionales y enlaces múltiples

□ El comienzo de la numeración de la cadena, según la IUPAC, lo determina el grupo funcional más importante. El orden de precedencia de los grupos principales es: COOH > C≡N > CHO > C=O > OH > NH_2 > NO_2 > Hal

□ Si no hay un grupo funcional, el número más pequeño lo obtiene un enlace múltiple (el doble enlace es más importante que el triple)

□ El compuesto orgánico se considera como un producto de sustitución de los átomos de hidrógeno en una molécula por sustituyentes (radicales hidrocarbonados, grupos funcionales)

□ Componentes de los nombres:

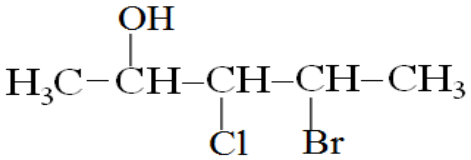
- ▫ prefijo para el sustituyente;
- ▫ raíz para la cadena o anillo principal;
- ▫ sufijo para los enlaces en la cadena principal o el anillo;
- ▫ sufijo para un grupo funcional superior en importancia

Nombre de un compuesto orgánico:

PREFIJOS para sustituyentes	**RAÍZ** de la cadena principal	SUFIJOS para enlaces en la cadena principal o anillo	SUFIJOS para el grupo funcional más importante

• Los sustituyentes se enumeran con sus números en orden alfabético, luego va la raíz de la cadena principal, luego se agrega el sufijo de los enlaces múltiples (-an, -en, -in) y el sufijo del grupo funcional más importante
• Varios sustituyentes idénticos o enlaces múltiples se designan por prefijos (di-, tri-, tetra-, penta-, etc.)
• Los números en los nombres están separados por guiones, entre los números se pone una coma,

por ejemplo,

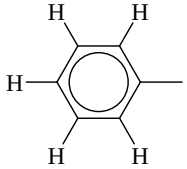
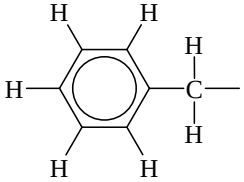
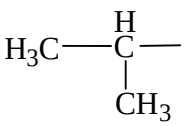
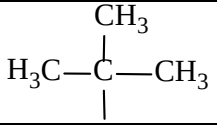
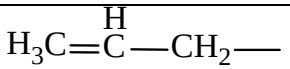


4-bromo-3-cloropentan-2-ol

Raíces del nombre de la cadena de carbono

Número de átomos de C	Raíz	Número de átomos de C	Raíz	Número de átomos de C	Raíz	Número de átomos de C	Raíz
1	met	6	hex	11	undec	16	hexadec
2	et	7	hept	12	dodec	17	heptadec
3	prop	8	oct	13	tridec	18	octadec
4	but	9	non	14	tetradec	19	nonadec
5	pent	10	dec	15	pentadec	20	eicos

Algunos radicales hidrocarburos

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
vinil	$CH_2{=}CH{-}$	fenil	
etinil	$HC{\equiv}C{-}$		
propil	$H_3C{-}CH_2{-}CH_2{-}$	bencil	
isopropil			
		terbutil	
alil			

Nombres triviales estos nombres están relacionados con la historia de la obtención de la sustancia.

Por ejmplo,

anilina (fenilamina) $C_6H_5{-}NH_2$

glicerina (propan-1,2,3-triol) $CH_2(OH)CH(OH)CH_2(OH)$

divinilo (but-1,3-dieno) $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$

isopreno (2-metilbut-1,3-dieno) $CH_2{=}C(CH_3){-}CH{=}CH_2$

ácido carbólico (fenol o bencenol) C_6H_5OH

xilol (dimetilbenceno) $C_6H_4(CH_3)_2$

ácido cítrico (ácido 3-carboxi-3-hidroxi pentanodioico)

$CH_2(COOH)C(OH)(COOH)CH_2(COOH)$

ácido fórmico (ácido metanoico) $HCOOH$

estireno (vinilbenceno) $C_6H_5{-}CH{=}CH_2$

tolueno (metilbenceno) $C_6H_5{-}CH_3$

ácido acético (etanoico) CH_3COOH

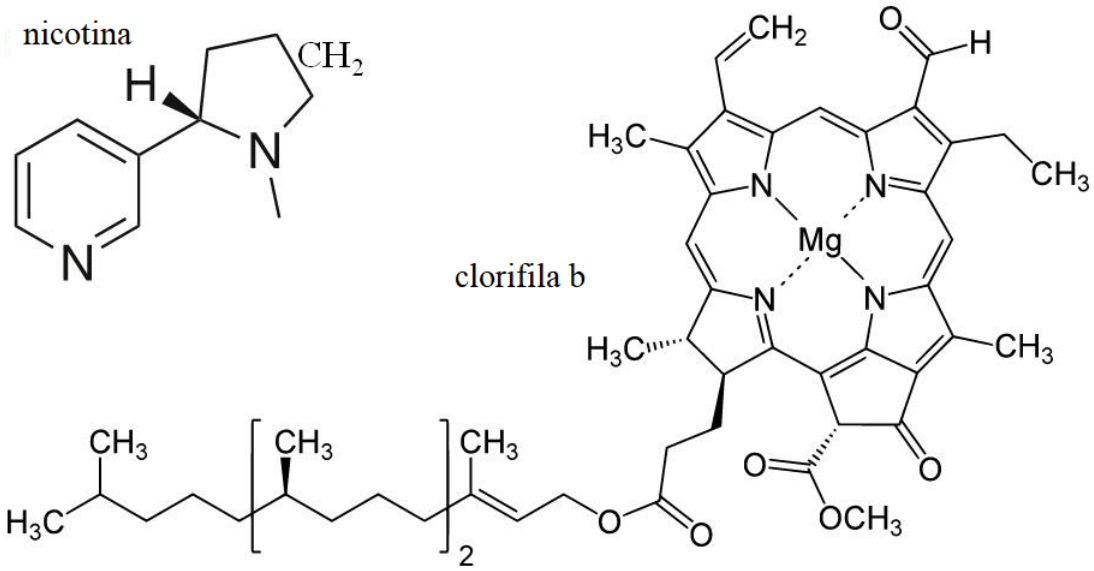
cloroformo (triclorometano) CH_3Cl

etilenglicol (1,2-etanodiol) $CH_2(OH){-}CH_2(OH)$

Los nobres triviales se usan en la industria y en la ciencia, son cómodos para nombrar compuestos de nombre complicados: clorofila (b) $C_{55}H_{70}O_6N_4Mg$, nicotina $C_{10}H_{14}N_2$

nicotina

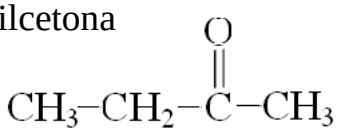
clorifila b



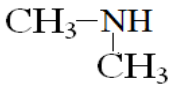
Nombres racionales

Los compuestos se consideran como formados por un compuesto más simple sustituido por un radical u otro. *Por ejemplo*,

metileltilcetona



dimetilamina



Clasificación de las reacciones orgánicas

por tipo de transformaciones químicas

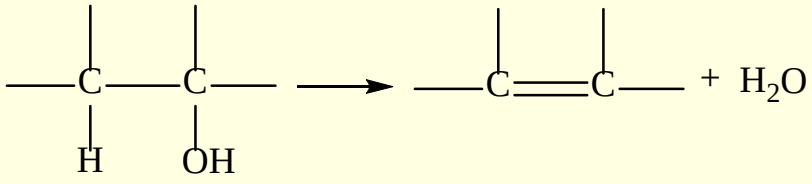
♦ reacciones de sustitución (símbolo S, del inglés *substitution*) conducen a la formación de nuevos enlaces covalentes y compuestos al reemplazar un átomo por otro:

$$RCH_2—X + Y \rightarrow RCH_2—Y + X;$$

♦ Reacciones de adición (símbolo A, del inglés *addition*) conducen a la formación de nuevos enlaces σ debido a la ruptura de los enlaces π:

$$R—CH=CH_2 + XY \rightarrow R—CHX—CH_2Y;$$

♦ reacciones de eliminación (eliminación) (símbolo E, del inglés *elimination*) conducen a la formación de nuevas moléculas:



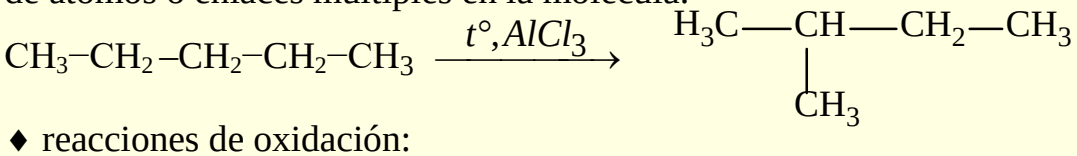
♦ reacciones de polimerización: conducen a la formación de moléculas de polímero a partir de n moléculas del monómero:

$$n(CH_2=CH_2) \rightarrow (—CH_2—CH_2—)_n$$

♦ reacciones de descomposición: conducen a la ruptura de los enlaces C—C:

$$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 \xrightarrow{t^\circ} CH_3– CH_3 + CH_2 = CH_2$$

♦ reacciones de isomerización: conducen a un cambio en la disposición mutua de átomos o enlaces múltiples en la molécula:



♦ reacciones de oxidación:

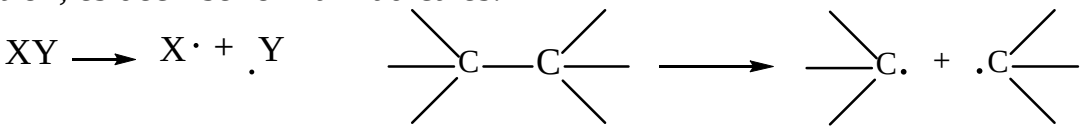
$$CH_4 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} CO_2 + 2H_2O,$$

$$2CH_4 + O_2 \xrightarrow{t^\circ, catalizador} 2CH_3OH$$

por la forma de la ruptura de los enlaces

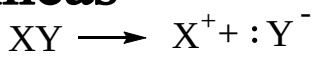
Reacciones con radicales

Se caracterizan por una ruptura **homolítica** (simétrica) del enlace covalente. En la molécula inicial, el enlace se rompe de forma que cada átomo se queda con un electrón, es decir se forman radicales:

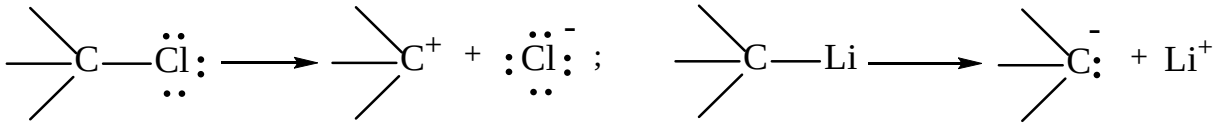


Es característica de enlaces covalentes no polares o poco polares.

Reacciones iónicas



se caracterizan por una ruptura **heterolítica** (no simétrica) del enlace, en la cual ocurre la transición completa de dos electrones a un átomo más electronegativo:



Son características para enlaces polares y fácilmente polarizables. Como resultado de la ruptura heterolítica del enlace, se obtienen partículas cargadas: **nucleofílica** y **electrofílica**.

Las reacciones iónicas se clasifican según el proceso de formación de un enlace con el carbono:

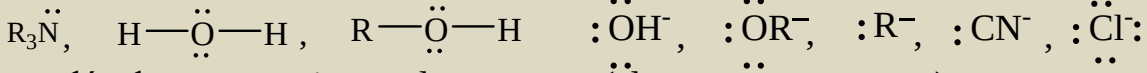
• reactivos capaces de proporcionar un par de electrones para formar un enlace con el carbono (**nucleofílicos**);

• reactivos que tienen un orbital vacante y pueden formar un enlace con un átomo de carbono debido a los electrones del carbono (**electrofílicos)**.

<u>Reactivos nucleofílicos</u>:

▫ iones cargados negativamente:

▫ moléculas neutras, que tienen átomos con pares de electrones no compartidos:



▫ moléculas que contienen electrones π: (alquenos, arenos, etc.)

<u>Reactivos electrofílicos</u>:

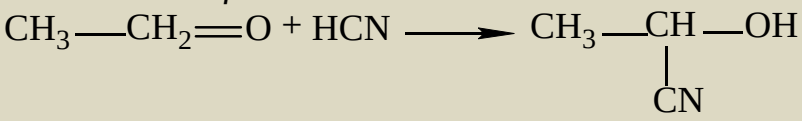
▪ partículas cargadas positivamente: H^+, Mg^{2+}, NO_2^+, CH_3^+ y otros.;

▪ moléculas: Cl_2, SO_3, $AlCl_3$, BF_3, etc.

Las reacciones iónicas difieren según la naturaleza del reactivo atacante:

♦ **reacciones nucleofílicas** son reacciones iónicas en las que la molécula de materia orgánica está expuesta a un **reactivo nucleofílico.**

Adición nucleofílica:



(nucleófilo – CN^-)

Sustitución nucleofílica:

$H_3C^{\delta+}-Cl^{\delta-} + Na-OH \rightarrow CH_3-OH + NaCl$ (nucleófilo – OH^- en NaOH)

♦ **reacciones electrofílicas son r**eacciones iónicas en las que la molécula de materia orgánica está expuesta a la acción de un reactivo electrofílico.

Adición electrofílica:

$CH_3-CH=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH_2-CHCl$ (**electrofilo – H^+** en **HCl):**

La reacción ocurre en **2 etapas:**

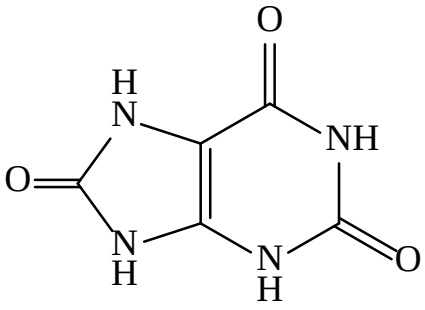
$CH_3 \rightarrow CH=CH_2 + H^+Cl^- \rightarrow CH_3-CH_2-CH^+ + Cl^-$ 1ª etapa

$CH_3 \rightarrow CH_2-CH^+ + Cl^- \rightarrow CH_3-CH_2-CH_2Cl$ 2ª etapa

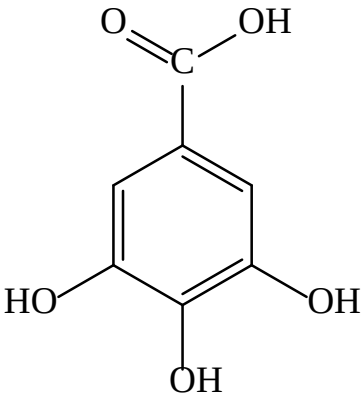
Sustitución electrofílica:

$C_6H_6 + NO_2^+ \rightarrow C_6H_5NO_2 + H^+$ (electrófilo $-NO_2^+$)

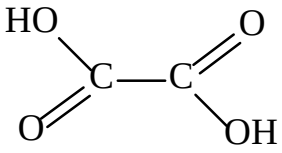
Ya en 1769, el farmacéutico sueco Karl Wilhelm Scheele describió el ácido tartárico, $C_2H_2(OH)_2(COOH)_2$, que aisló de los "cristales del cremor tártaro", hidrogenotartrato de potasio. En 1776-1785 Scheele obtuvo varios ácidos orgánicos: úrico $C_5H_4N_4O_3$, oxálico $H_2C_2O_4$, láctico $C_2H_4(OH)COOH$, cítrico $C_3H_4(OH)(COOH)_3$, málico $C_2H_3(OH)(COOH)_2$, gálico $C_6H_2(OH)_3COOH$ y glicerina $C_3H_5(OH)_3$



ácido úrico
entra en la composición
de los cálculos urinarios



ácido gálico
contenido en el té y en
la corteza de roble



ácido oxálico
algunas de sus sales
se depositan en la
zonas renales en
forma de arena y
cálculos

Efectos electrónicos

Los efectos electrónicos se refieren a los cambios de densidad electrónica en una molécula bajo la influencia de sustituyentes

Efecto inductivo (efecto ±I)

Es el desplazamiento de la densidad electrónica en las moléculas a lo largo de la cadena de enlaces σ debido a las diferencias en la electronegatividad de los átomos. Se indica por una flecha.

Los grupos y átomos que atraen los electrones del enlace σ del átomo C, se llaman aceptores de electrones. Su efecto de inducción es **negativo** (**–I**):

$$\mathbf{H_3C^{\delta+} \longrightarrow H_2C^{\delta+} \longrightarrow H_2C^{\delta+} \longrightarrow Cl^{\delta-}}.$$

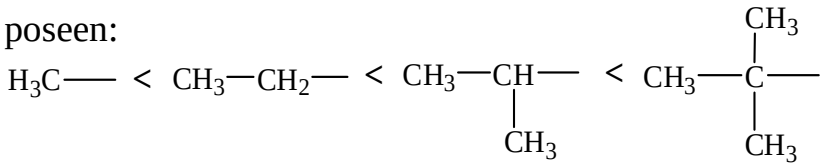
Un átomo o un grupo de átomos que repele los electrones de un enlace σ de un átomo de C se le llama donante de electrones, y el efecto de inducción es **positivo** (**+I**):

$$\mathbf{H_3C^{\delta-} \leftarrow H_2C^{\delta-} \leftarrow Li^{\delta+}}.$$

El **efecto I** se desvanece en la cadena a través de 3–4 enlaces σ

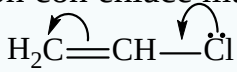
El **efecto –I** lo poseen: –OH, –OR, –CN, –COOH, –COOR, $–NO_2$, NR_3, $–C{\equiv}CH$, $–CH{=}CH_2$, y otros.

El **efecto** +**I** lo poseen:

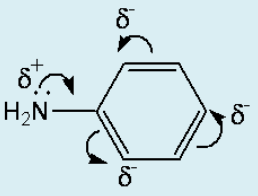


Efecto mesomérico (efecto ±M)

Se representa por una flecha curva (efecto de conjugación) - desplazamiento de la densidad electrónica a lo largo de una cadena de enlaces π conjugados o de pares de electrones no compartidos de los átomos (O, S, N). Es característico de compuestoscon con enlace múltiples y átomos con un par de electrones no compartidos

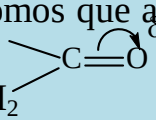


El **efecto +M** es causado por sustitutos que aumentan la densidad electrónica en el sistema conjugado (contienen átomos con pares de electrones no compartidos y capaces de transmitir este par de electrones al sistema conjugado común):



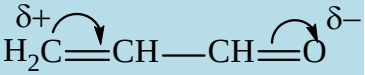
$NH_2–$, –OH, –OR, –F, –Cl, –Br

El **efecto –M** lo causan sustitutos con átomos que atraen electrones y desplazan la densidad electrónica hacia ellos:

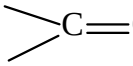


$NO_2–$, $–C{\equiv}N$, –COOH, –COOR, $–CONH_2$

El efecto mesomérico se amortigua a través del sistema de enlaces



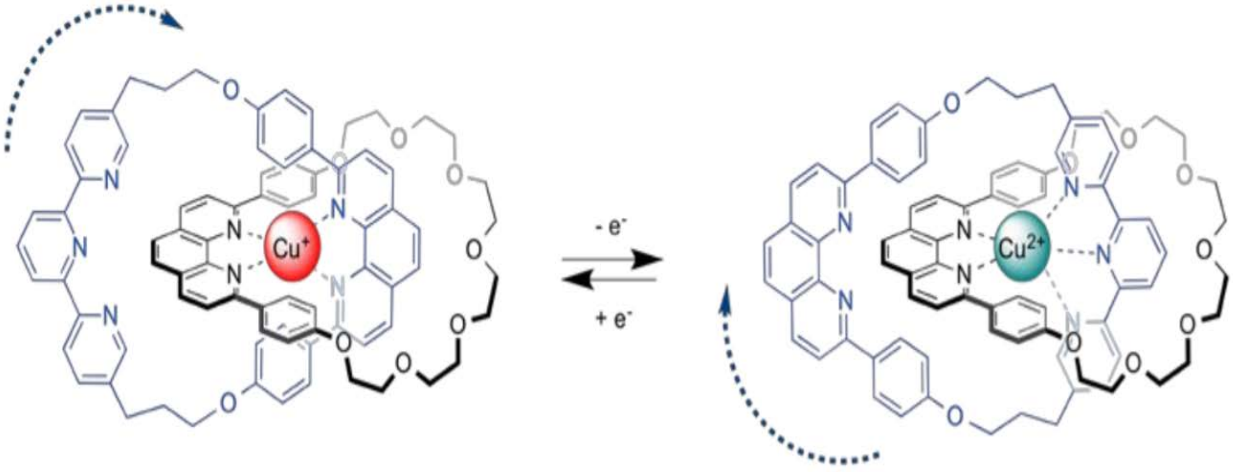
Efectos electrónicos de los sustituyentes

Sustituyente	Efecto inductivo	Efecto mesomérico
CH_3-, C_2H_5-, etc.	+I	–
$-NH_2$	–I	+M
–OH	–I	+M
Hal–	–I	+M
$-NO_2$	–I	–M
	–I	–M
–COOH	–I	–M
$-SO_3H$	–I	–M

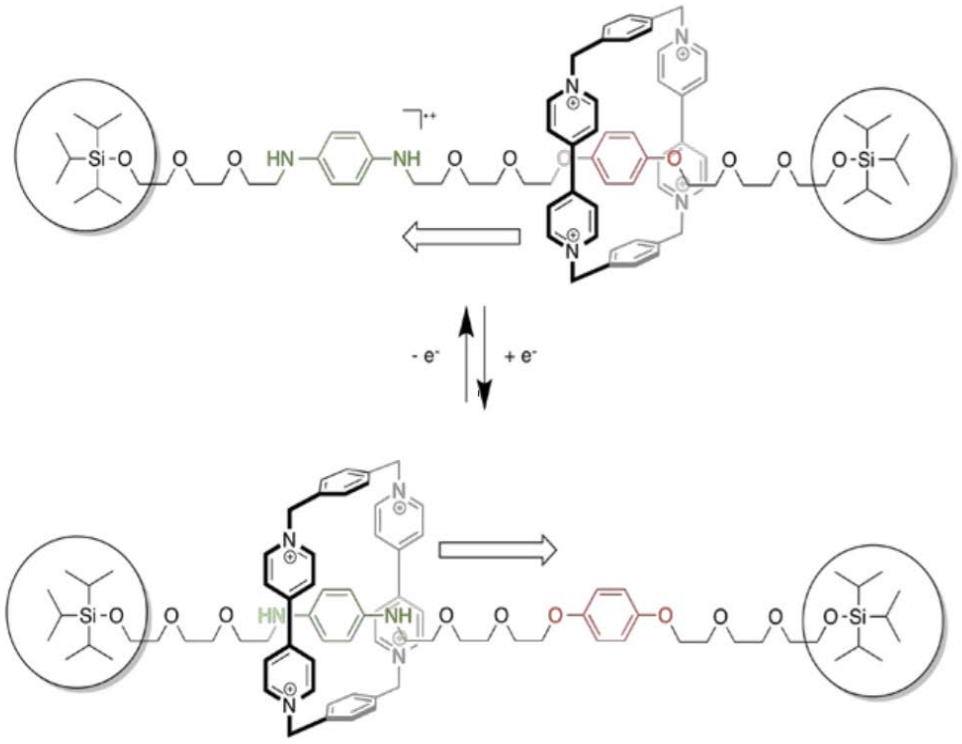
«Máquinas moleculares»

Jean-Pierre Sauvage (Francia), Fraser Stoddart (EE. UU.) Y Bernard Feringa (Holanda) ganaron el Premio Nobel de Química 2016. El premio se otorga "por el diseño y la síntesis de máquinas moleculares": moléculas o complejos moleculares que pueden hacer ciertos movimientos cuando se energizan desde el exterior. En las «máquinas» participan los ***catenanos*** *que son compuestos, en los cuales las moléculas están conectadas no químicamente, sino mecánicamente, como anillos, enroscadas una dentro de la otra.*

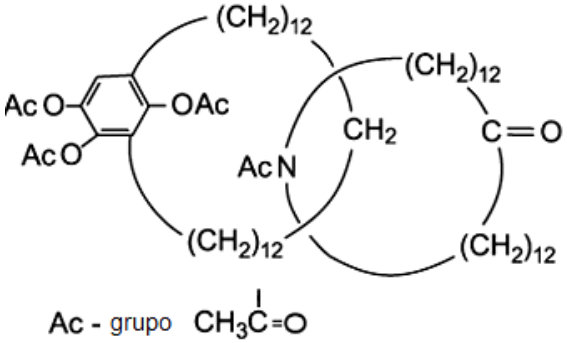
Por ejemplo, un catenano, que consta de dos anillos, y un ion de cobre, recibe o da un electrón. El cobre Cu^+ "prefiere" unirse con un número menor de átomos de nitrógeno que el cobre Cu^{2+}. En uno de los anillos hay dos áreas: en una hay un ligando que retiene al cobre en el anillo, girando, se unirá al área correspondiente. La rotación puede ir en ambos sentidos (la imagen está en el sitio nobelprize.org)



Rotaxano *(«pistón molecular») consiste en una molécula recta y un anillo con carga positiva que no puede «salirse» de la molécula recta debido a los voluminosos grupos de silicio en sus extremos. En la molécula recta están incrustados dos anillos bencénicos: uno entre dos átomos de nitrógeno y el otro entre dos átomos de oxígeno. Los átomos de nitrógeno se oxidan fácilmente (donan un electrón), formando así una molécula cargada positivamente. Los átomos de oxígeno no pueden hacer esto, pero debido a su alta electronegatividad, "atraen" la densidad electrónica del anillo de benceno en mayor medida que los átomos neutros de nitrógeno. El anillo cargado positivamente será repelido desde una región más cargada positivamente en la molécula recta. Cuando la molécula recta se oxida (arriba), el anillo se moverá hacia el benceno con átomos de oxígeno, y cuando la molécula recta sea neutral (abajo), el anillo estará «más cómodo» en el benceno con átomos de nitrógeno (la figura es del sitio nobelprize.org)*

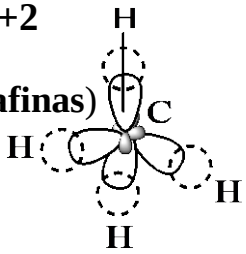


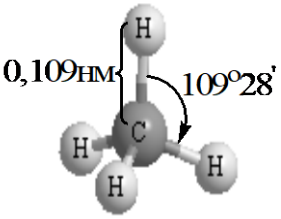
Catenano (del latín catena – cadena) – Son compuestos en los que las moléculas están conectadas no químicamente, sino mecánicamente, como anillos, enroscados uno en el otro. El primer catenano se sintetizó en 1964. Por los químicos alemanes
G. Schill y A. Luttringhaus



ALCANOS C_nH_{2n+2}

(hidrocarburos saturados, metanoides, parafinas)





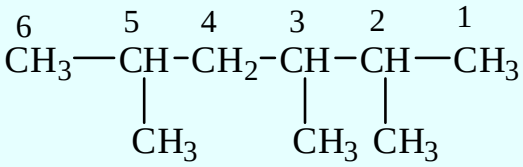
Los **alcanos** son hidrocarburos que contienen solo enlaces σ

Hibridación
de los átomos de C – sp^3

NOMENCLATURA

Los nombres de los alcanos se caracterizan por el sufijo**: ano**.
Los primeros cuatro hidrocarburos se nombran históricamente; a partir del quinto hidrocarburo se componen del nombre del número griego correspondiente al número de átomos de carbono.
El nombre se basa en la cadena más larga con el mayor número de ramificaciones. Para el nombre de las cadenas laterales se usan los nombres de los radicales alquilo. La numeración comienza desde el final al cual está más cerca un sustituyente. El número de radicales idénticos se denota con números en griego.

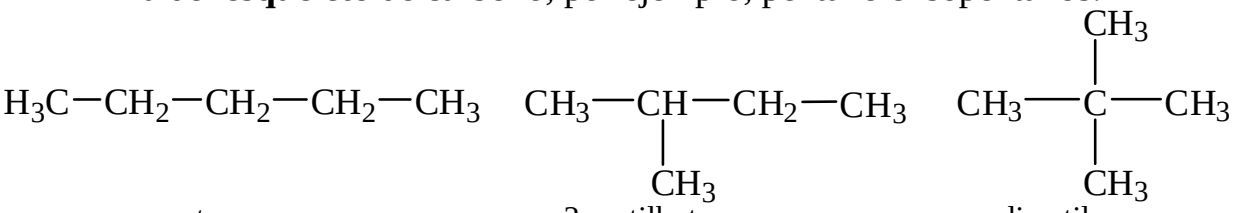
Por ejemplo:



2,3,5-trimetilhexano

ISOMERÍA

▪ Isomería del **esqueleto** de carbono, por ejemplo, pentano e isopentanos:



pentano — 2-metilbutano — dimetilpropano

▪ **Estereoisomerismo**, ocurre cuando dos moléculas (o sus partes) son compatibles entre sí solo en su imagen especular

Con el aumento de n el número de isómeros aumenta; el $C_{10}H_{22}$ tiene 75 isómeros (con los estereoisómeros 136), el $C_{20}H_{42}$ tiene 366319 (con los estereoisómeros 3396844)

USOS

Los alcanos se utilizan como combustible en forma de gas natural y materias primas en la industria química

Propiedades físicas

Los hidrocarburos C_nH_{2n+2} con n = 1–4 son gases incoloros, con n = 5–17 son líquidos, a n > 18 son sólidos.
Muy solubles en solventes orgánicos. Insolubles en agua. Los puntos de ebullición de los hidrocarburos de cadena ramificada son más bajos que los hidrocarburos normales

OBTENCIÓN

□ haciendo reaccionar Na metálico con derivados halogenados (reacción de Wurtz):

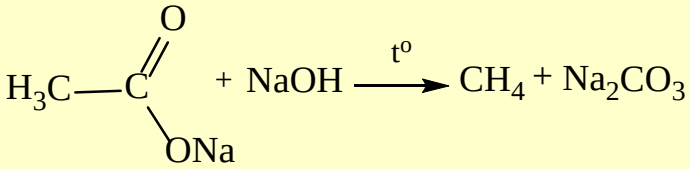
$$2C_2H_5I + 2Na = C_4H_{10} + 2NaI$$

Charles Adolf Wurtz (1817-1884)

□ reduciendo alquenos o alquinos con hidrógeno en presencia de catalizadores:

$$H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3 + H_2 \xrightarrow{Pt,\ Pd,\ Ni} CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$$

□ fundiendo sales de ácidos carboxílicos con álcalis:



$$H_3C{-}COONa + NaOH \xrightarrow{t^o} CH_4 + Na_2CO_3$$

□ por la reacción de carburo de aluminio con agua:

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 3CH_4\uparrow + 4Al(OH)_3\downarrow$$

□ calentando el carbono en atmósfera de hidrógeno a 400–500ºC, bajo presión:

$$C + 2H_2 \xrightarrow{t^o,\ P} CH_4$$

Las fuentes naturales de alcanos son el petróleo y el gas natural. Varias fracciones de petróleo contienen alcanos de C_5H_{12} hasta $C_{30}H_{62}$. El gas natural se compone de metano (75%), etano y propano

El metano y el etano se encuentran en las atmósferas de Júpiter, Saturno, Urano, Neptuno (hasta 2%), también se encuentran en meteoritos. En Titán (satélite de Saturno) hay lagos de metano-etano, hay lluvia de metano

El metano se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera de la Tierra (menos del 0,0001%), producido por bacterias en los intestinos de algunos mamíferos. Algunos insectos producen alcanos superiores. ($C_{18}H_{38}$, $C_{39}H_{80}$, $C_{49}H_{82}$) como feromonas (sustancias que atraen a otros individuos). Algunas orquídeas atraen a los insectos con esas sustancias

Propiedades químicas

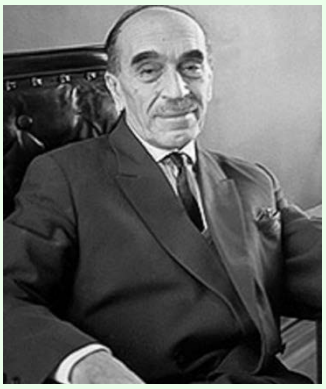
Alta inercia química, incapacidad para reacciones de adición

• reacciones de oxidación:

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + 880\ kJ$

$CH_4 + O_2 \xrightarrow{catalizador} HCOH + H_2O$

$2CH_4 + O_2 \xrightarrow{catalizador} 2CH_3OH$



Nikolay N. Semyonov (1896-1986)

• reacciones de deshidrogenación:

$CH_4 \xrightarrow{t^o > 1000^oC} C + 2H_2$

$2CH_4 \xrightarrow{t^o = 1500^oC} HC{\equiv}CH + 3H_2$

$C_2H_6 \xrightarrow[Ni]{t^o \sim 500^oC} H_2C{=}CH_2 + H_2$

• reacciones de sustitución:

• halogenación (mecanismo de cadena – Semyonov N. N.):

$CH_4 \xrightarrow[h\nu]{Cl_2} CH_3Cl \xrightarrow[h\nu]{Cl_2} CH_2Cl_2 \xrightarrow[h\nu]{Cl_2} CHCl_3 \xrightarrow[h\nu]{Cl_2} CCl_4$

La reacción ocurre por etapas:

1) *inicio de la cadena*: $Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2\ Cl^{\bullet}$

2) *crecimiento de la cadena:*

$CH_4 + Cl^{\bullet} \rightarrow CH_3^{\bullet} + HCl$

$CH_3^{\bullet} + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + Cl^{\bullet}$

$CH_3Cl + Cl^{\bullet} \rightarrow {}^{\bullet}CH_2Cl + HCl$

${}^{\bullet}CH_2Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + Cl^{\bullet}$

${}^{\bullet}CCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + Cl^{\bullet}$

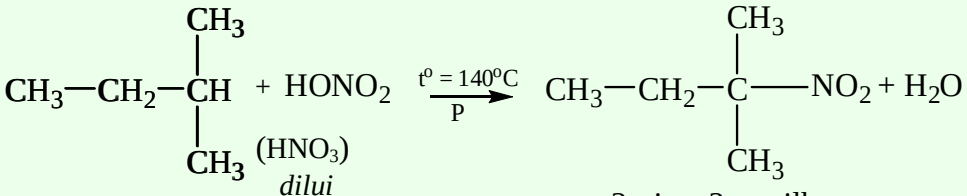
3) *ruptura de la cadena:*

$2CH_3^{\bullet} \rightarrow CH_3\text{-}CH_3;\ CH_3^{\bullet} + Cl^{\bullet} \rightarrow CH_3Cl;\ 2\ Cl^{\bullet} \rightarrow Cl_2$

Mikhail I. Konovalov (1858-1906)

Ecuación suma de la reacción total: $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$

• reacción de nitración (Konovalov M.I.)



2-nitro-2-metilbutano

• cracking es la rotura de los enlaces C–C (t˚, catalizador);
conduce a la formación de alcanos inferiores, alquenos y alquinos.

$2\ CH_4 \xrightarrow{t^o \sim 1500^oC} HC{\equiv}CH + 3H_2$

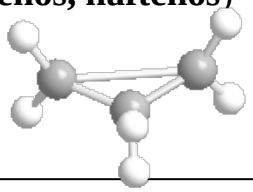
$CH_3CH_3 \xrightarrow{800^oC} H_2C{=}CH_2 + H_2$

$C_6H_{14} \xrightarrow[Pt]{300^oC} C_6H_6 + 4H_2$

CICLOALCANOS C_nH_{2n}

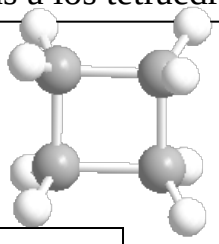
(cicloparafinas, ciclanos, polimetilenos, naftenos)

Cicloalcanos – hidrocarburos saturados con una cadena de carbono cerrada



C_3H_6

Cada átomo C al hibridizase sp^3, forma solo enlaces σ. Los ángulos entre los enlaces dependen del tamaño del ciclo. En ciclos C_3 y C_4 existe una gran tensión, los ángulos están condicionados por la geometría.
Con ciclos crecientes, los ángulos se acercan cada vez más a los tetraédricos



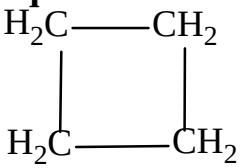
C_4H_8

NOMENCLATURA

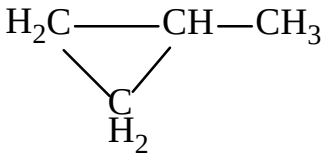
Los nombres de los cicloalcanos se caracterizan por el prefijo ciclo y el sufijo **–ano**

ISOMERÍA

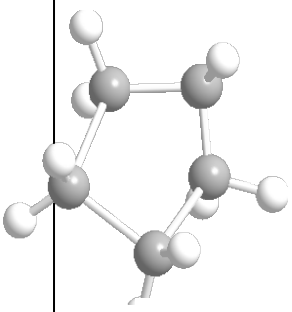
▪ del **esqueleto** de carbón:



ciclobutano

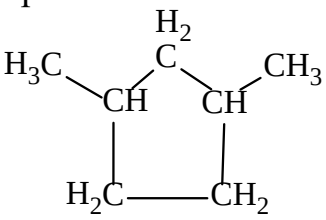


metilciclopropano

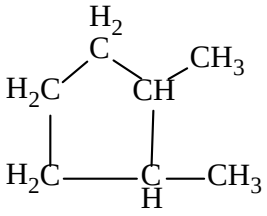


C_5H_{10}

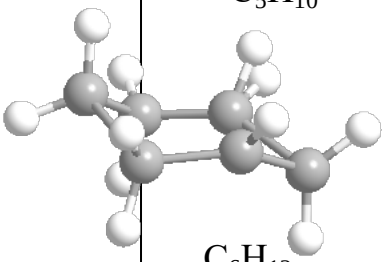
▪ posición de los sustituyentes en el anillo:



1,3-dimetilciclopentano

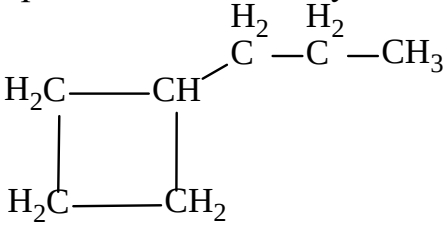


1,2-dimetilciclopentano

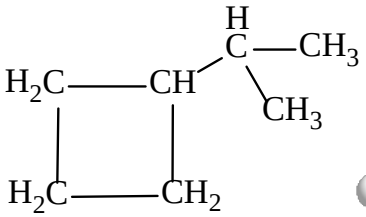


C_6H_{12}
conformación «silla»

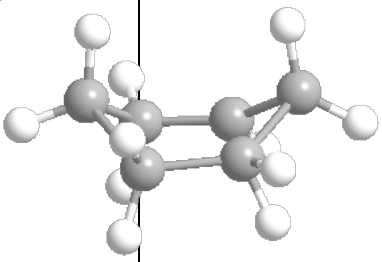
▪ posiciones de sustituyentes en la cadena lateral



propilciclobutano

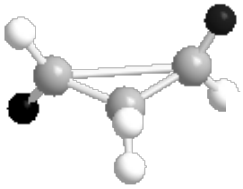


isopropilciclobutano

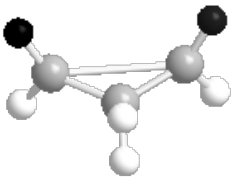


C_6H_{12}
conformación «bote»

▪ isomería cis, trans, **estereoisomerismo**



trans-



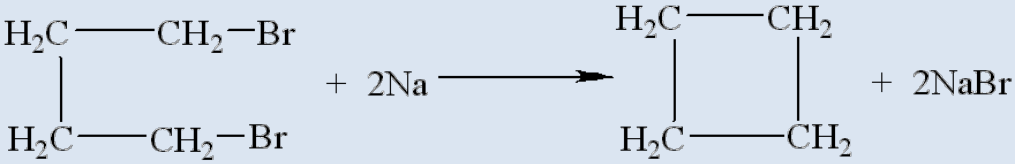
cis-

Propiedades físicas

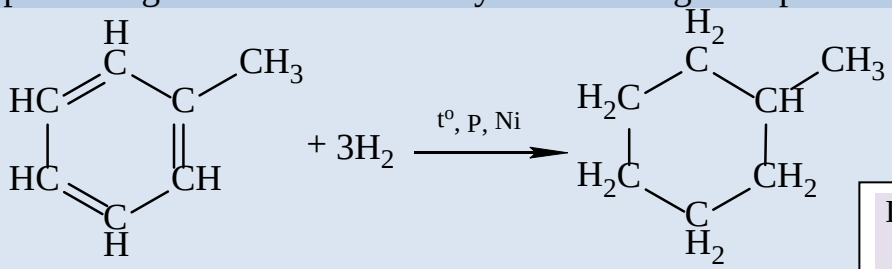
Los hidrocarburos C_nH_{2n} con n = 3–4 son gases incoloros, con n = 5–16 son líquidos, a n ≥ 17 son sólidos. Los puntos de ebullición son más altos que los alcanos correspondientes

OBTENCIÓN

□ por la acción del Na metálico sobre derivados halogenados (reacción de Wurtz):



□ por hidrogenación del benceno y sus homólogos en presencia de catalizadores:



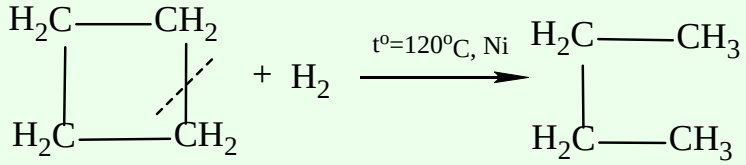
tolueno — metilciclohexano

Descubierto en 1883 por V. V. Markovnikov en petróleo de Bakú

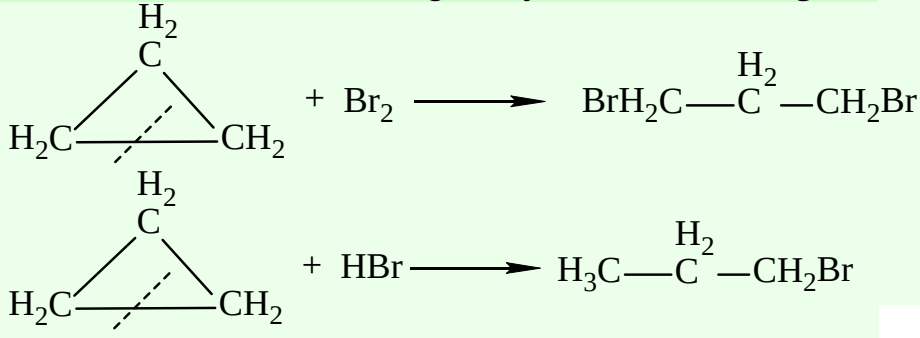
Propiedades químicas

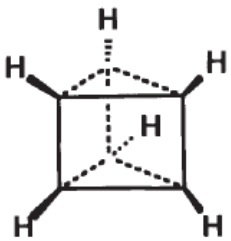
Ciclos pequeños:

● reacciones de hidrogenación:



● reacciones de adición de halógenos y haluros de hidrógeno:



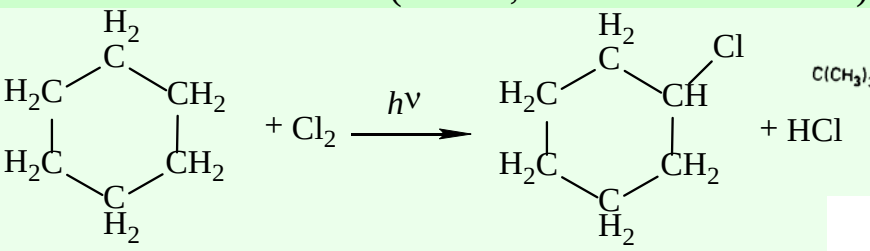


C_6H_6 – prismático (benceno de Ladenburg)
sintetizado в 1973
líquido incoloro, explosivo

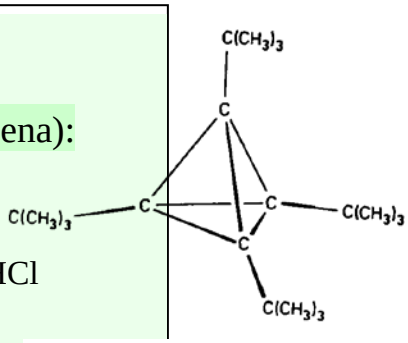
Propiedades químicas

Ciclos grandes y medianos:

• reacciones de sustitución (a la luz, mecanismo de cadena):

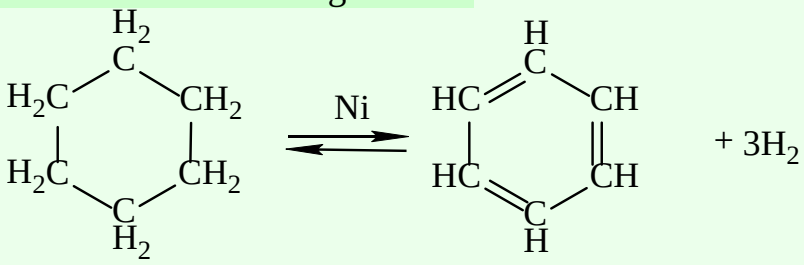


$C_6H_{11}Cl + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} C_6H_{10}Cl_2 + HCl$ и т.д.



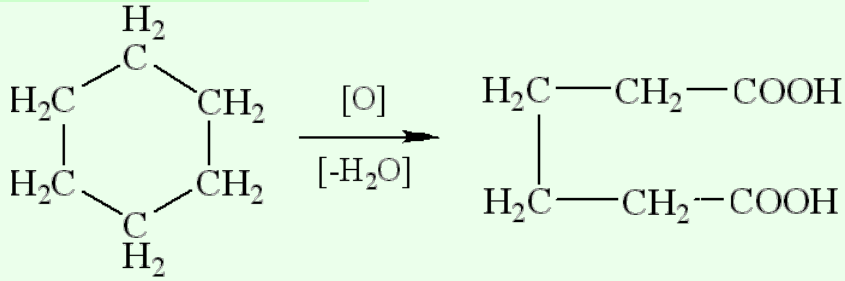
$C_4(C_4H_9)_4$,
tetra-terc-butiltetraedrano,
sintetizado en 1978

• reacciones de deshidrogenación:



ciclohexano — benceno

• reacciones de oxidación:



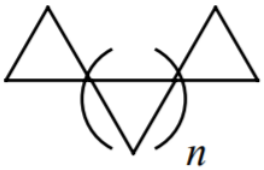
ciclohexano — ácido adípico

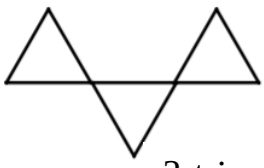
• cracking – ruptura del enlace C–C (t˚, catalizador); conduce a la formación de alcanos inferiores, alquenos y alquinos:

$CH_3CH_3 \xrightarrow{800^oC} H_2C{=}CH_2 + H_2$

USOS
para la síntesis de hidrocarburos aromáticos, caprolactama, ácido adípico, fibras sintéticas, como solvente

Triangulanos *son hidrocarburos articulados de tres miembros:*





3-triangulano

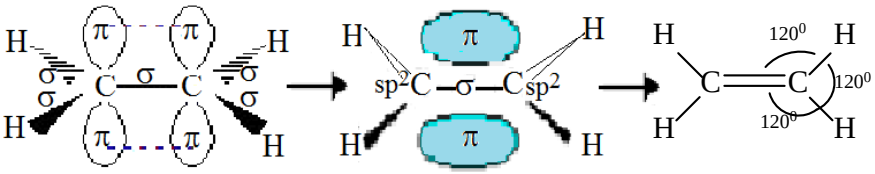
6-triangulano

ALQUENOS C_nH_{2n}

(hidrocarburos insaturados, etilenoides, olefinas)

Alquenos son hidrocarburos que contienen un doble enlace C=C (enlace σ y enlace π)

La hibridación de los átomos de C con doble enlace es sp^2 el ángulo de valenciaes de 120°

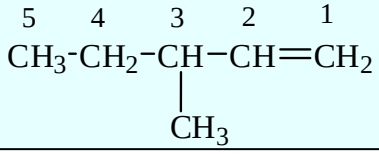


NOMENCLATURA

El nombre de los alquenos se caracteriza por el sufijo –**eno**

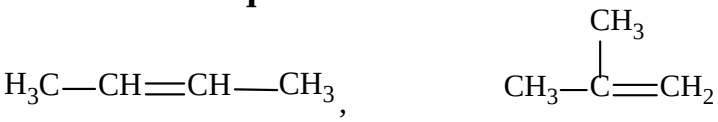
La cadena de carbono más larga con un doble enlace se nombra del alcano correspondiente. La numeración de la cadena comienza con el átomo C, más cercano al doble enlace. La posición de los sustituyentes se indica al principio. La posición del doble enlace se indica después de los sustituyentes. Por ejemplo:

3-metilpent-1-eno

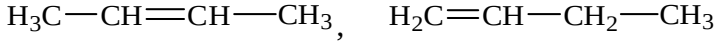


ISOMERÍA

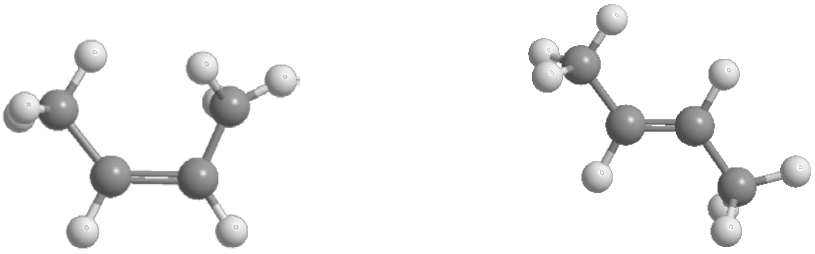
▪ isomería de **esqueleto** de la cadena carbonada :



▪ isomería de **posición** del doble enlace:



▪ isomería **espacial** (cis-, trans-) :



cis-but-2-eno trans-but-2-eno

Propiedades físicas

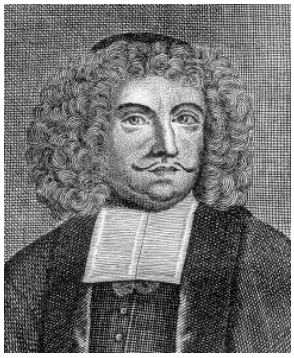
casi no difieren de las propiedades físicas de los alcanos correspondientes. Los puntos de ebullición son solo unos pocos grados más bajos que los alcanos

USOS

Materia prima para síntesis orgánica. Etileno: para obtener polietileno, etanol, cloruro de vinilo, estireno, etilenglicol, etc., para acelerar la maduración de las frutas en los invernaderos. Propileno: para producir acetona, glicerina, cumeno, acrilonitrilo, fenol

Algunos alquenos inferiores tienen un efecto narcótico

Johann Becher fue el primero en obtener etileno, en 1669, por la acción del ácido sulfúrico sobre el alcohol etílico



Johann Joachim Becher (1635-1682)

OBTENCIÓN

□ por destilación de los productos del craqueo del petróleo (~600°C).

□ por deshidrogenación de alcanos:

$$2\,H_3C{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow[450^o]{Cr_2O_3,\ Al_2O_3} H_2C{=}CH{-}CH_2{-}CH_3 + H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3 + 2H_2$$

$$H_3C{-}CH_3 \xrightarrow[t^oC]{Ni} H_2C{=}CH_2 + H_2$$

□ por la deshidratación de los alcoholes:

$$H_3C{-}CH_2{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3 \xrightarrow[180^oC]{H_2SO_4} H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3 + H_2O$$

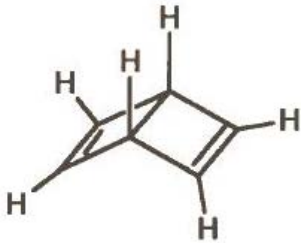
□ por la acción de soluciones alcohólicas de álcalis sobre alcanos halogenados:

$$H_3C{-}CHCl{-}CH_3 \xrightarrow[alcohol]{KOH} H_3C{-}CH{=}CH_2 + H_2O + KCl$$

□ por la acción de Zn o Mg sobre derivados dihalogenados de alcanos:

$$H_3C{-}CHBr{-}CH_2Br \xrightarrow[alcohol]{Zn} H_3C{-}CH{=}CH_2 + ZnBr_2$$

C_6H_6 Benceno Dewar, Sintetizado en 1963



Propiedades químicas

Reacción cualitativa al yodo: tinción azul con almidón.
(debido a la formación de un compuesto de inclusión)

Reacciones cualitativas al doble enlace

- reacción de **oxidación**, [O] – oxidante, $KMnO_4$, O_3, etc.:

$$C_nH_{2n} + 3n/2\ O_2 \xrightarrow{t^\circ} nCO_2 + nH_2O$$

$$H_2C{=}CH_2 + [O] \xrightarrow{H_2O} CH_2OH{-}CH_2OH$$

Decolora la solución de permanganato de potasio

- reacciones de **adición**
  - halógenos:

$$H_2C{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$$

Decolora el agua de bromo

  - haluros de hidrógeno (regla de Markovnikov):

$$H_3C{-}CH{=}CH_2 + HBr \longrightarrow H_3C{-}\underset{Br}{CH}{-}CH_3$$

  - agua:

$$H_3C{-}CH{=}CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} H_3C{-}\underset{OH}{CH}{-}CH_3$$

  - hidrógeno (catalizador – Pt, Pd, Ni):

$$H_3C{-}CH{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow[t^oC]{\text{catalizador}} H_3C{-}CH_2{-}CH_3$$

  - alcanos (catalizador HF o H_2SO_4, baja temperatura)

$$H_3C{-}\underset{H}{C}{=}CH_2 + R'{-}H \longrightarrow H_3C{-}CH_2{-}CH_2{-}R'$$

  - alcoholes

$$H_3C{-}\underset{H}{C}{=}CH_2 + R'{-}OH \longrightarrow H_3C{-}\overset{OR'}{CH}{-}CH_3$$

- reacciones de **polimerización**:

$$n\,H_2C{=}CH_2 \xrightarrow[P]{180\text{-}200^oC} \left[-CH_2{-}CH_2-\right]_n$$

V. V. Markovnikov (1838-1904)

Regla de Markovnikov
cuando las moléculas polares del tipo HX se unen a alquenos y alquinos asimétricos, el átomo de hidrógeno se une al átomo de carbono más hidrogenado

ALCADIENOS C_nH_{2n-2}

(dienos, hidrocarburos dienos)

Alcadienos – son hidrocarburos que contienen dos enlaces dobles C=C (enlaces σ y enlaces π)

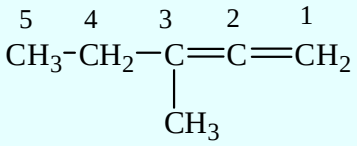
Hibridación
átomos de C con doble enlace sp^2
ángulo de valencia 120°

Ejemplo

DIENOS
- con enlaces acumulativos — $H_2C{=}C{=}CH_2$
- con enlaces conjugados — $H_2C{=}CH{-}CH{=}CH_2$
- con enlaces aislados — $H_2C{=}CH{-}CH_2{-}(CH_2)_n{-}CH{=}CH_2$

NOMENCLATURA

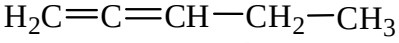
Los nombres de alcadienos se caracterizan por el sufijo –dieno.
Se selecciona la cadena de carbono más larga con dobles enlaces, numerada desde el extremo en el que la suma de los números de las posiciones de los dobles enlaces es mínima. La posición y el nombre de los sustituyentes se indica al principio y después las posiciones de los dobles enlaces. Por ejemplo:



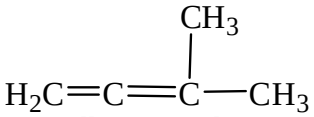
3-metilpenta-1,2-dieno

ISOMERÍA

▪ isomería del **esqueleto** carbonado:

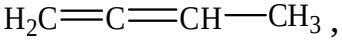


penta-1,2-dieno

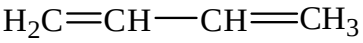


3-metilbuta-1,2-dieno

▪ isomería de **posición** de los dobles enlaces:



buta-1,2-dieno



buta-1,3-dieno

▪ isomería **espacial** (cis-, trans-)

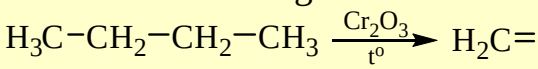
Propiedades físicas
Similar a las propiedades físicas de los alquenos

USOS
Para la obtención y síntesis de caucho, materiales aislantes eléctricos, dispositivos médicos

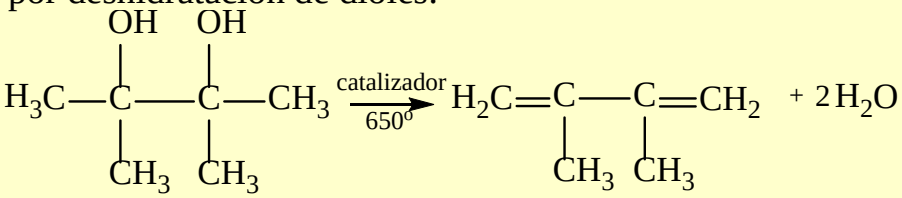
OBTENCIÓN

□ por destilación fraccionada del petróleo;

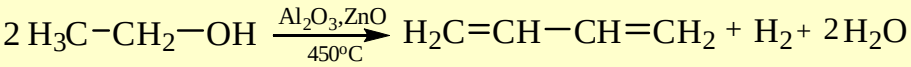
□ durante la deshidrogenación de alcanos (método industrial):



□ por deshidratación de dioles:



□ por la reacción de Lebedev:

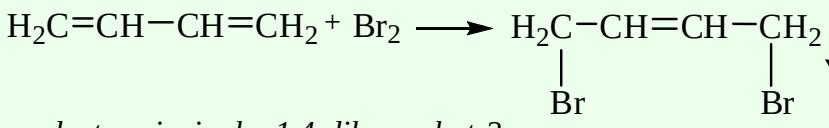


Sergey V. Lebedev (1874-1934)

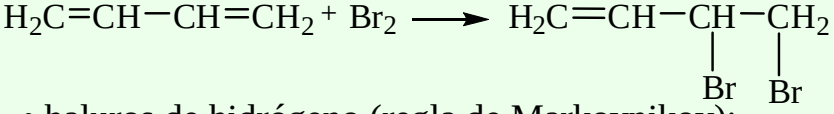
Propiedades químicas

● reacciones de adición

• halógenos:

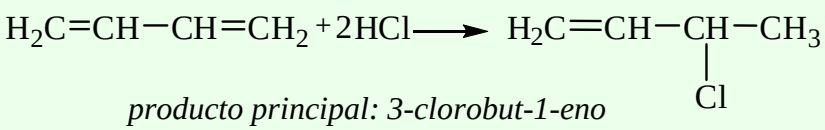


producto principal – 1,4-dibromobut-2-eno

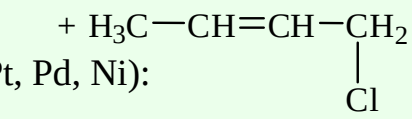


Decolora el agua de bromo

• haluros de hidrógeno (regla de Markovnikov):

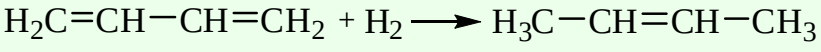


producto principal: 3-clorobut-1-eno

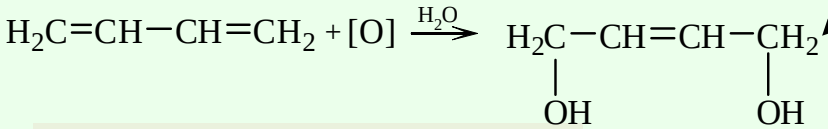


Decolora la solución de permanganato de potasio

• hidrógeno (catalizador – Pt, Pd, Ni):

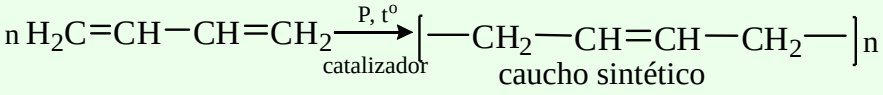


● reacciones de oxidación:



Reacciones cualitativas al doble enlace

• ● reacciones de polimerización (Levedev):



caucho sintético

ALQUINOS C_nH_{2n-2}

(hidrocarburos insaturados, acetilenos, etinos)

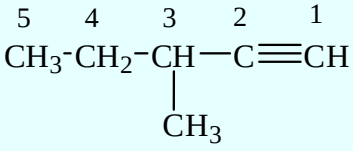
Alquinos son hidrocarburos que contienen un triple enlace C≡C (un enlace σ y dos enlaces π)

Hibridación
átomos de C con un triple enlace sp, ángulo de valencia 180°

NOMENCLATURA

el nombre de los alquinos se caracteriza por el sufijo –ino.

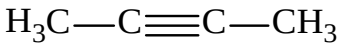
La cadena de carbono más larga con un enlace triple tiene la raíz del nombre del alcano correspondiente, la numeración de la cadena comienza con el átomo C más cercano al triple enlace. La posición y el nombre del sustituyente se señala al principio, luego la raíz del nombre, la posición del triple enlace y la terminación -ino. Por ejemplo:



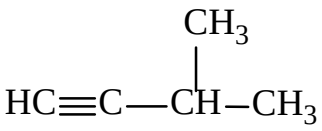
3-metilpent-1-ino

ISOMERÍA

▪ isomería del **esqueleto** carbonado:

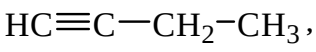


but-1-ino



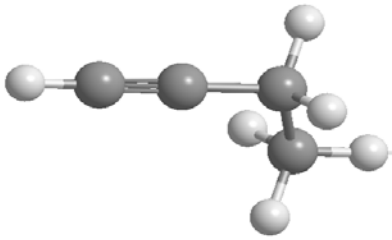
3-metilbut-1-ino

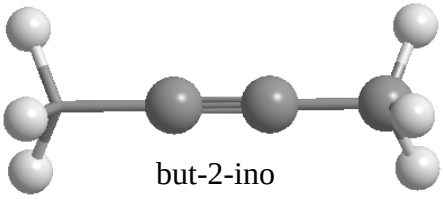
▪ isomería de **posición** del triple enlace:



but-1-ino

but-2-ino



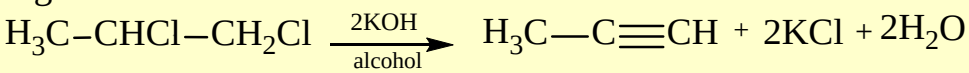


but-2-ino

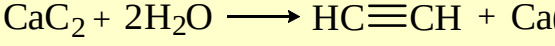
OBTENCIÓN

□ por pirólisis del metano (método industrial):

□ por acción de soluciones alcohólicas de álcalis sobre alcanos dihalogenados:

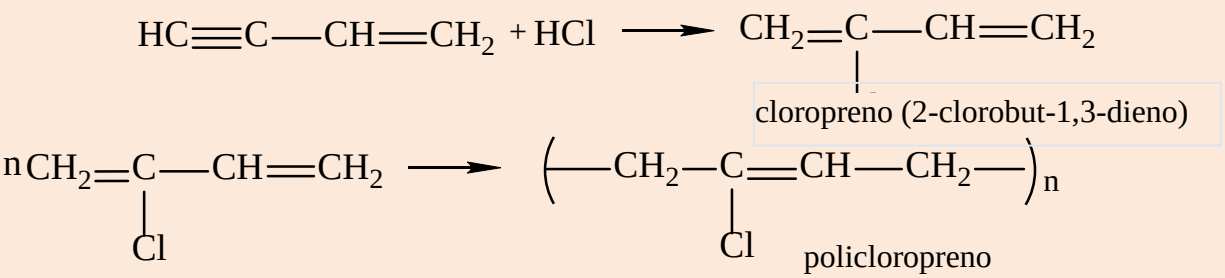


□ por acción del agua actúa sobre el carburo de calcio:



USOS

Los alquinos son ampliamente utilizados en la industria química.
El etino (acetileno) se usa para soldar metales (temperatura~2500°C), producción de cloruro de polivinilo, aldehído acético, vinilacetileno y caucho de cloropreno:

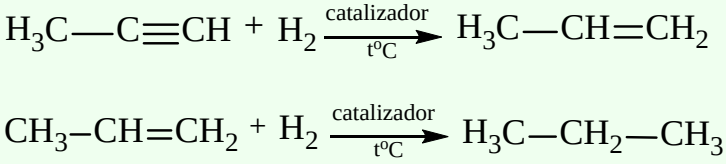


Propiedades físicas

Los hidrocarburos con n = 2–4 son gases, n = 5–16 son líquidos, con n ≥ 17 son sólidos. Los puntos de ebullición y fusión son ligeramente superiores a los de los alquenos correspondientes. Poco solubles en agua, solubles en solventes orgánicos

Propiedades químicas

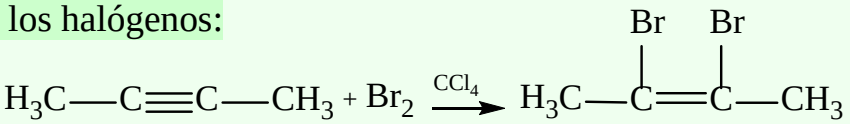
- reacciones de adición
  - con hidrógeno (catalizador – Pt, Pd, Ni):



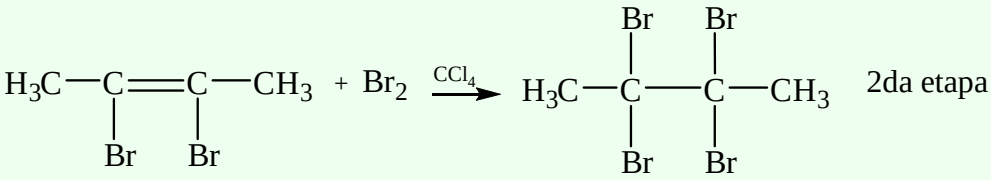
1ra etapa

2da etapa

  - con los halógenos:

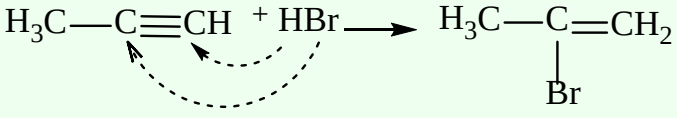


1ra etapa

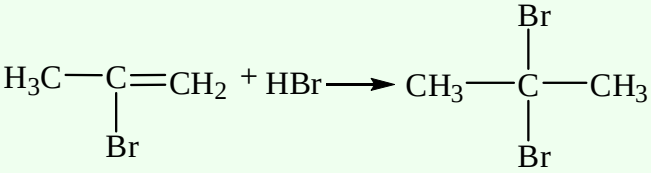


2da etapa

  - haluros de hidrógeno (regla de Markovnikov):

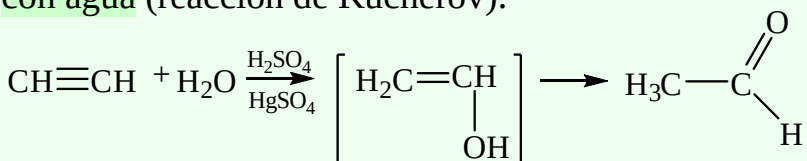


1ra etapa

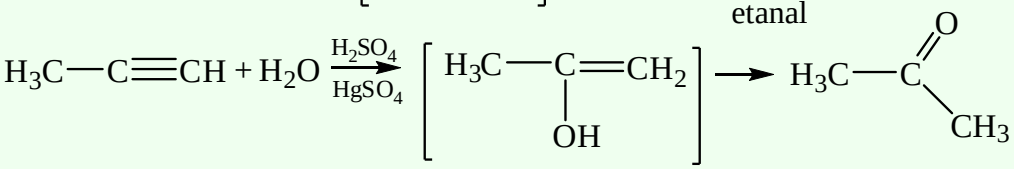


2da etapa

• con agua (reacción de Kucherov):

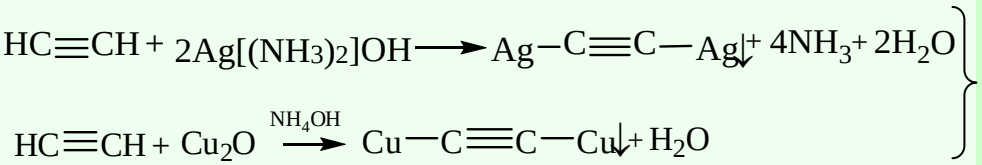


etanal



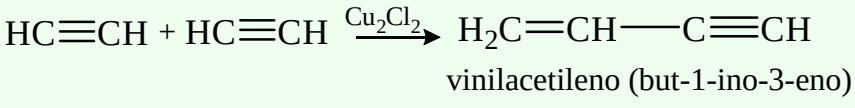
(propanona) acetona, dimetil cetona

● propiedades ácidas:

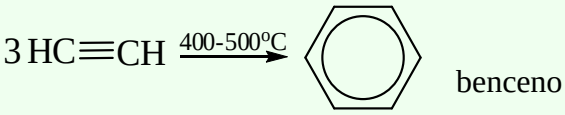


Reacciones cualitativas para el triple enlace

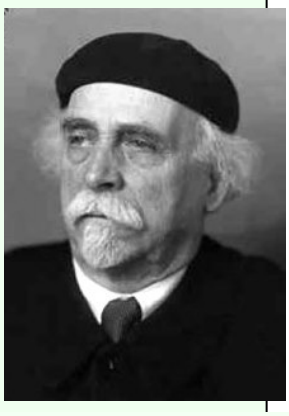
● reacciones de dimerización y trimerización (reacción de Zelinski):



vinilacetileno (but-1-ino-3-eno)

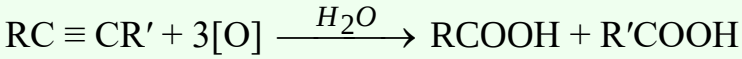


benceno



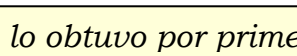
Nikolay D. Zelinski (1861-1953)

● reacciones de oxidación ([O] oxidante – $KMnO_4$, O_3, etc.):



$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

El acetileno lo obtuvo por primera vez en 1836 Edmund Davy (primo del famoso químico inglés Humphy Davy) calentando acetato de potasio con carbón vegetal y reacción posterior del carburo de potasio obtenido con agua:



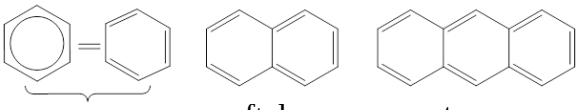
Edmund Davy (1785-1857)

En la naturaleza, prácticamente no se encuentran los alquinos. El acetileno se encuentra en la atmósfera de Urano, Júpiter, Saturno. Los alquinos tienen un efecto narcótico débil. Los alquinos líquidos causan calambres

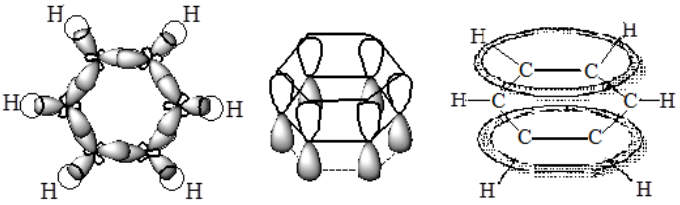
ARENOS C_nH_{2n-6}

(hidrocarburos aromáticos, hidrocarburos de la serie del benceno)

Los arenos son hidrocarburos que contienen uno o más anillos bencénicos (núcleos):



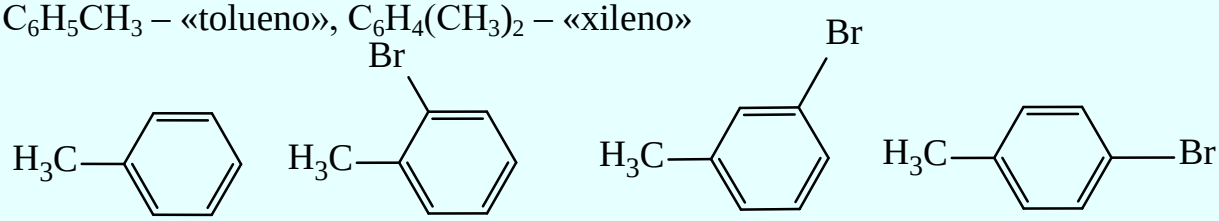
benceno naftaleno antraceno



La **hibridación** de los átomos de C es sp^2, el ángulo de valencia es de 120°. Simultáneamente ocurre la cojugación de los electrones *p* con formación de una nube π sobre y bajo el anillo

NOMENCLATURA

El nombre de los homólogos del benceno consiste del nombre del sustituyente + «benceno». La posición de los sustituyentes se indica mediante prefijos. *orto*, *meta*-, *para*- (o-, m-, p-) o con números. El radical C_6H_5 se llama «fenil», $C_6H_5CH_3$ «bencil». Muchos arenos tienen nombres triviales. Por ejemplo, $C_6H_5CH_3$ – «tolueno», $C_6H_4(CH_3)_2$ – «xileno»

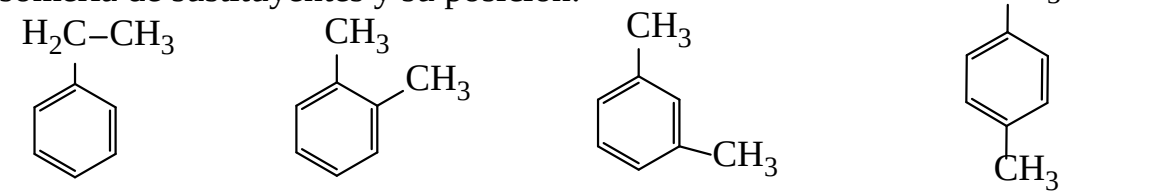


metilbenceno (tolueno) | o-bromotolueno (2-bromotolueno) | m-bromotolueno (3-bromotolueno) | p-bromotolueno (4- bromotolueno)

El término "hidrocarburos aromáticos" se asocia con el hecho de que muchas de los arenos tienen un olor agradable. Actualmente el término "aromático" refleja el hecho de la conjugación de los enlaces en el anillo, la deslocalización de electrones π en el sistema cíclico

ISOMERÍA

Isomería de sustituyentes y su posición:



(etilbenceno) | 1,2-dimetilbenceno isómero orto (1,2) | 1,3-dimetilbenceno isómero meta (1,3) | 1,4-dimetilbenceno isómero para (1,4)

Propiedades físicas

Los de bajo peso molecular: son líquidos incoloros con un olor característico, insolubles en agua, pero bien solubles en solventes orgánicos. Arden con una llama humeante. La densidad y los puntos de ebullición y fusión son más altos que losde los alcanos y alquenos

USOS

para la producción de colorantes, medicamentos, insecticidas, explosivos, solventes, pesticidas, poliestireno y resinas de fenol-formaldehído

OBTENCIÓN

□ por pirólisis de alquitrán de hulla

□ por destilación de petróleo ("aromatización" de alcanos de petróleo):

□ por trimerización del etino (reacción de Zelinsky):

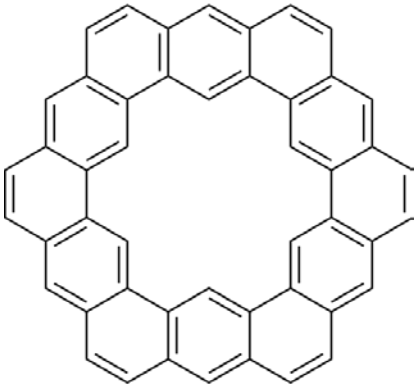
$$3\,HC{\equiv}CH \xrightarrow[AlCl_3]{1000^oC} C_6H_6$$

□ al fundir sales de ácidos aromáticos con álcalis:

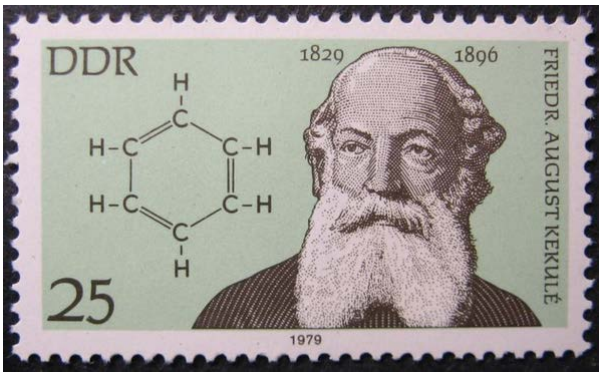
$$C_6H_5COONa + NaOH \rightarrow C_6H_6 + Na_2CO_3$$

□ homólogos de benceno - según la reacción de Friedel-Crafts:

$$C_6H_6 + RCl \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5R + HCl$$



kekuleno, $C_{48}H_{24}$



Kekule A.-Ф. von Stradonitz (1829-1896)

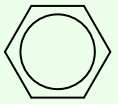
Kekule propuso (en 1865) la fórmula estructural cíclica del benceno en forma de un hexágono regular con enlaces simples y dobles alternos. En 1978, se sintetizó un hidrocarburo, que lleva el nombre de Kekule, el kekuleno. Se compone de 12 anillos de benceno en forma de hexágono condensados entre sí

Propiedades químicas

● reacciones de oxidación: el benceno es estable a la oxidación; el benceno y sus homólogos arden en el aire con una llama humeante:

$$2C_6H_6 + 15O_2 = 12\ CO_2 + 6H_2O$$

● reacciones de sustitución:



$$+ Br_2 \xrightarrow{FeCl_3} C_6H_5Br + HBr$$

$$C_6H_6 + HO{-}NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$$

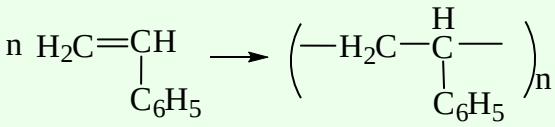
$$C_6H_6 + HO{-}SO_3H \longrightarrow C_6H_5{-}SO_3H + H_2O$$

● reacciones de adición:

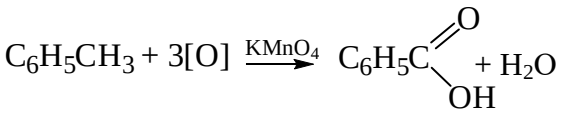
$$C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow[Pt]{100\text{-}150^oC} C_6H_{12}$$

$$C_6H_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{h\nu} C_6H_6Cl_6$$

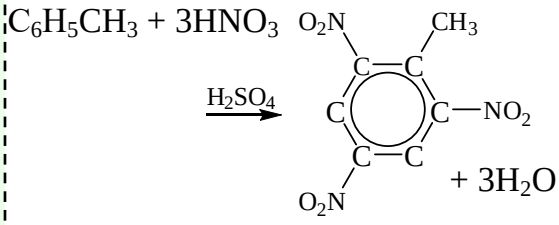
● reacciones de polimerización del estireno:



Los homólogos del benceno
Se oxidan fácilmente:



Los homólogos del benceno reaccionan mucho más fácil que el benceno:

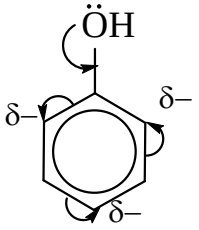


Los sustituyentes distorcionan la nube de electrones π del núcleo bencénico

Los sustituyentes **electrodonadores** (orientadores) presentan efectos +M y –I, aumentan la densidad de electrones en las posiciones orto y para. Los grupos alquilo no participan en la conjugación general, pero presentan efecto +I, se produce una redistribución similar de la densidad electrónica π

Los orientantes de primer tipo dirigen los sustituyentes a las posiciones *orto-* y *para-*:

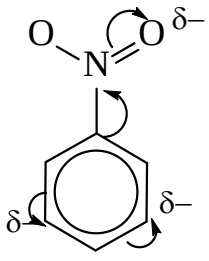
–CH_3	–OH	–NH_2	–Cl (–F, –Br –I)
+I	+M, –I	+M, –I	+M, –I



Los sustituyentes **electroaceptores** presentan efecto –M y reducen la densidad de electrones en el sistema conjugado

Los orientantes de segundo tipo dirigen los sustituyentes a la posición *meta-*:

–SO_3H	–CCl_3	–NO_2	–COOH	–COH
–M	–I	–M, –I	–M,	–M



HIDROCARBUROS

	Alcanos	Alquenos
Formula global	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}
Tipo de hibridación	sp^3-	sp^2-
Ángulo de valencia	109°28′	120°
Tipo de enlace	C–C: σ- , C–H: σ-	C=C: uno σ-, uno π-
Longitud de enlace (nm)	C–C 0,154 C–H 0,110	C=C 0,133 C–C 0,154
Forma de los enlaces	–C: tetraédrica	=C: trigonal-plana
Isomería	• esqueleto de la cadena de carbono	• esqueleto de carbono • posiciones de enlaces C=C • espacial cis-trans
Propiedades físicas	C_1-C_4 – gases incoloros, C_5-C_{18} – líquidos, con n>18 – sólidos, insolubles en agua, soluble en solventes orgánicos	propiedades físicas análogas a las de los alcanos
		QUÍMICAS
Mecanismo/ /tipo de reacción	de radicales libres	unión electrofílica por los enlaces π
deshidrogenación	$2CH_4 \xrightarrow{t°\sim1500°} C_2H_2 + 3H_2$	—
isomerización	$H_3C{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3 \xrightarrow{t°,cat.} H_3C{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_2{-}CH_3$	—
sustitución	• на –Hal (t°, *hν*), – r. Semionov • на $–NO_2$ (t°, p) – r. Konovalov • на $–SO_2OH$ (t°)	—
oxidación	• $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t°} CO_2 + 2H_2O$, • $CH_4 + O_2 \xrightarrow{t°,cat.} H{-}C(=O){-}H + H_2O$	• $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$ • $H_2C{=}CH_2 \xrightarrow{[O]} HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$
con H_2O (vapor)	$CH_4 + H_2O \xrightarrow{t°,cat.} CO + 3H_2O$	—
adición	—	• $H_2C{=}CH_2 + H_2 \rightarrow H_3C{-}CH_3$ • $H_2C{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow H_2ClC{-}CH_2Cl$ • $H_2C{=}CH{-}CH_3 + HCl \rightarrow H_3C{-}CHCl{-}CH_3$ • $H_2C{=}CH{-}CH_3 + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}} H_3C{-}CH(OH){-}CH_3$
polimerización	—	$n\,H_2C{=}CH_2 \xrightarrow{t°,cat.} \left[-CH_2{-}CH_2-\right]_n$

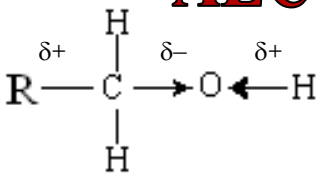
(tabla comparativa)

Alcadienos	**Alquinos**	**Arenos**
C_nH_{2n-2}	**C_nH_{2n-2}**	**C_nH_{2n-6}**
sp^2-	sp-	sp^2-
120°	180°	120°
dos σ y dos π	uno σ y dos π	seis σ y seis π
C÷C 0,133 – 0,146	C≡C: 0,120	C÷C: 139
=C trigonal-plana	≡C lineal	trigonal-plana
▪ esqueleto de cadena C ▪ posición enlaces C=C ▪ espacial	• esqueleto de cadena C • posición enlaces C≡C	• sustituyentes • sus posiciones (o-, m-, p-)
análogas a las propiedades físicas de alcanos y alquenos	C_2, C_3, C_4 – gases; Propiedades físicas análogas a las propiedades físicas de alcanos y alquenos	los miembros inferiores son líquidos incoloros e inodoros, insolubles en agua, solubles en solventes orgánicos, se queman con una llama humeante, puntos de ebullición y fusión mayores que los alcanos y los alquenos

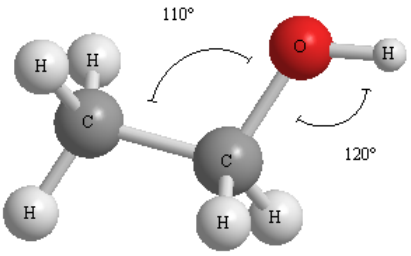
REACCIONES

unión electrofílica por los enlaces π		iónico
—	—	—
—	—	—
—	• sustitución del H por Na^+, Ag^+, Cu^{2+}	$C_6H_6+Br_2 \xrightarrow{FeBr_3} C_6H_5Br+HBr$ $C_6H_6+CH_3Br \xrightarrow{AlCl_3} C_6H_5CH_3+HBr$ $C_6H_6+HONO_2 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2+H_2O$
igual que los alquenos	• $2C_2H_2+5O_2 \rightarrow 4CO_2+2H_2O$ • $HC\equiv CH+4[O] \xrightarrow{H_2O,\,t^o} HOOC-COOH$	• $2C_6H_6+15O_2 \rightarrow 12CO_2+6H_2O$ • $C_6H_5CH_3+3[O] \rightarrow C_6H_5C(=O)OH+H_2O$
—	—	—
de forma análoga a los alquenos		• $C_6H_6+3H_2 \xrightarrow{P,\,t^o,\,Ni} C_6H_{12}$ • $C_6H_6+Cl_2 \xrightarrow{h\nu,\,t^o} C_6H_5Cl+HCl$
$n\,H_2C=CH-CH=CH_2 \xrightarrow{t^o,cat.} [-CH_2-CH=CH-CH_2-]_n$ (r. Lebedev)	• lineal: $2\,HC\equiv CH \xrightarrow{Cu_2Cl_2} H_2C=CH-C\equiv CH$ •cíclica: $3C_2H_2 \xrightarrow{t^o,cat.} C_6H_6$	$n\,H_2C=CH(C_6H_5) \xrightarrow{t^o,cat.} (-CH_2-CH(C_6H_5)-)_n$

ALCOHOLES $C_nH_{2n+1}OH$



(**alcoholes**)

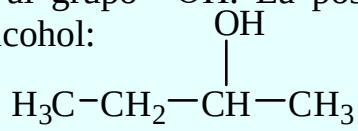


Los **alcoholes** son derivados de hidrocarburos que contienen uno o más grupos hidroxilo −OH

NOMENCLATURA

La presencia del grupo OH se caracteriza por el sufijo –**ol**.

El nombre de los alcoholes consiste en el nombre del hidrocarburo correspondiente, al que se agrega el sufijo –**ol** con la indicación de la posición del grupo –OH. La numeración de los átomos de carbono comienza desde el extremo más cercano al grupo –OH. La posición del grupo OH se indica después del nombre del alcohol:



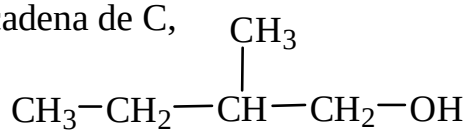
butan-2-ol

Cuando hay varios grupos –OH, se agrega el prefijo di- o tri-.

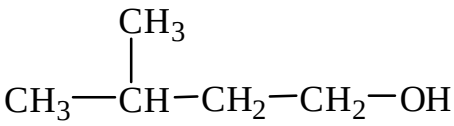
Por ejemplo: $CH_3–CH_2–OH$ – etanol, $CH_2OH–CH_2OH$ – etan-1,2-diol

ISOMERÍA

▪ **esqueleto** de la cadena de C,

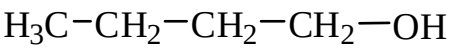


2-metilbutan-1-ol

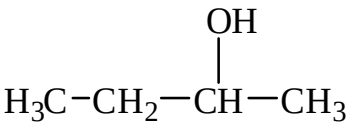


3- metilbutan-1-ol

▪ Isomería de la **posición de los grupos –OH**:



butan-1-ol



butan-2-ol

Alcoholes *(del latín spiritus – «espíritu o alma»; alkogol, del árabe* الكحول *al-kujul – "polvo"*

Propiedades físicas

Todos los alcoholes son incoloros. Los alcoholes con n <15 son líquidos; con n> 15, son sólidos. En comparación con los hidrocarburos, los alcoholes son menos volátiles, más solubles en agua, tienen puntos de fusión más altos

Los alcoholes saturados con un solo grupo -OH llevan al cuerpo a un estado narcótico o hipnótico, tienen un efecto tóxico

OBTENCIÓN

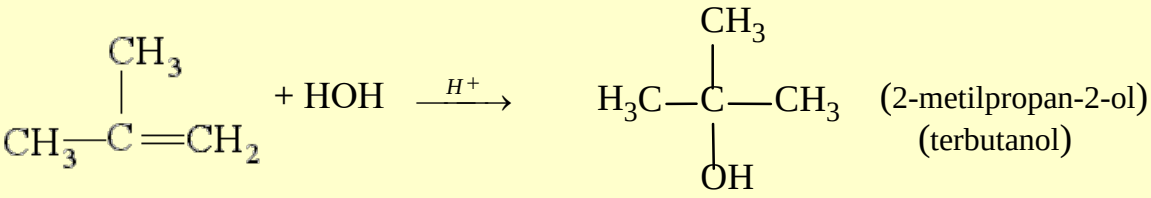
□ Por fermentación de sustancias azucaradas (producción de etanol):

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

□ Por hidrogenación del óxido de carbono (II) (método industrial para producir metanol):

$$CO + 2H_2 \xrightarrow{t°\sim 400°, P} CH_3OH$$

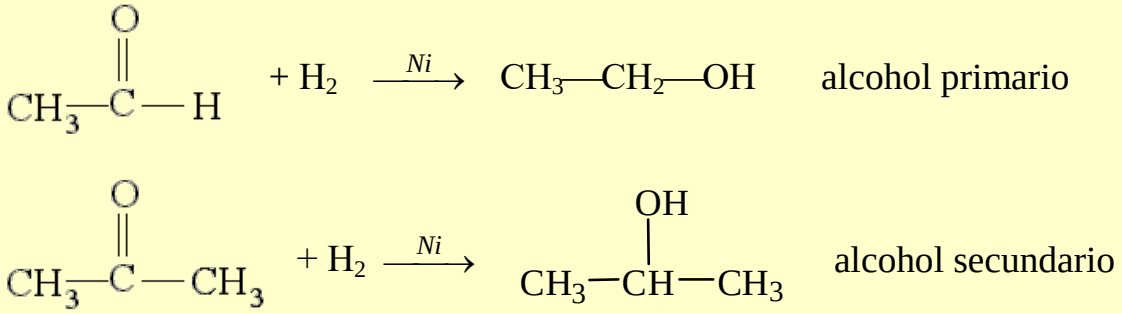
□ Por hidratación de los alquenos (en presencia de H_3PO_4).



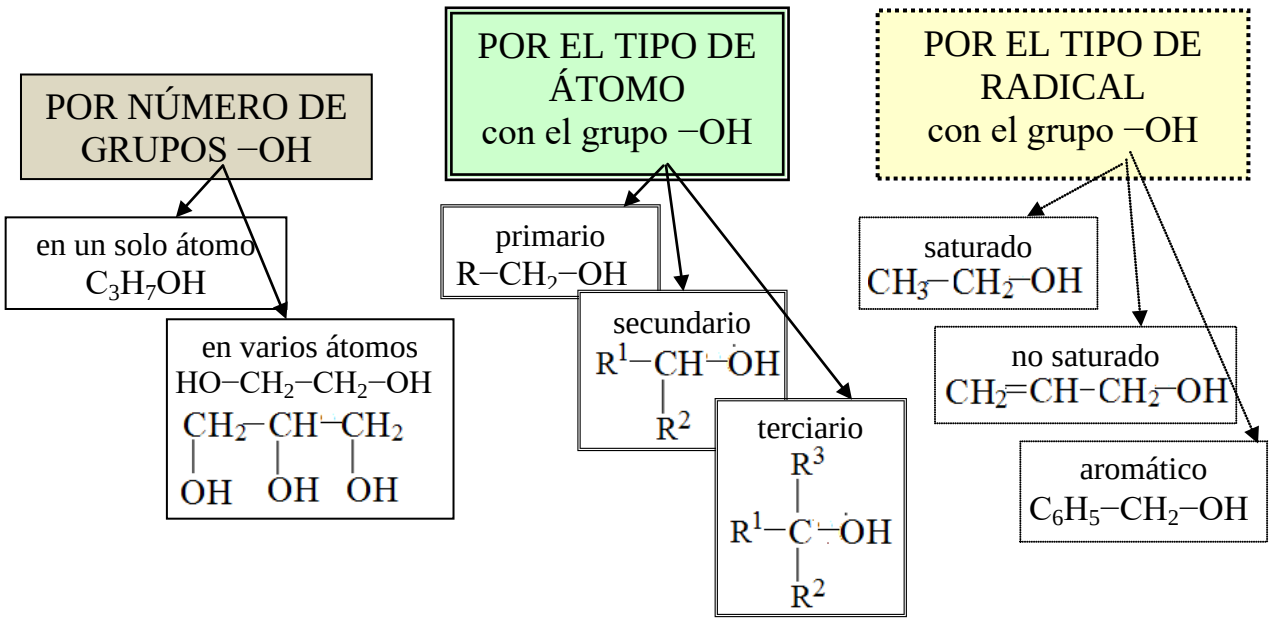
□ Por interacción de alquenos con óxido de carbono(II) e hidrógeno:

$$R{-}CH = CH_2 + CO + 2H_2 \xrightarrow{P, t°, catalizador} R{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2OH$$

□ Por reducción de aldehídos y cetonas (hidrogenación)



CLASIFICACIÓN DE LOS ALCOHOLES



Propiedades químicas

- **Reacciones con ruptura del enlace RO—H (propiedades ácidas)**

La **ácidez** **aumenta con el aumento de la polarización del enlace O−H**

- con **metales** alcalinos:

$2ROH + 2Na = 2RONa + H_2\uparrow$ alcoholatos son sustancias sólidas cristalinas

hidrólisis de los alcoholatos:

$C_2H_5ONa + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5OH + NaOH$

etilato de sodio

- con los **ácidos** orgánicos e inorgánicos (esterificación)

$$CH_3COOH + HOCH_3 \overset{H^+}{\underset{NaOH}{\rightleftharpoons}} CH_3{-}\overset{\overset{O}{\|}}{C}{-}O{-}CH_3 + H_2O$$

éster

$ROH + H{-}OSO_2OH \rightleftharpoons R{-}O{-}SO_2{-}OH + H_2O$

éter **ácido** del ácido sulfúrico

$ROH + H{-}OSO_2OH \rightleftharpoons R{-}O{-}SO_2{-}O{-}R + H_2O$

éter **medio** del ácido sulfúrico

- **Reacciones con ruptura del enlace R—OH**

- **con haluros de hidrógeno:**

$$R{-}OH + H{-}Br \overset{H_2SO_4\ conc.}{\underset{álcalis}{\rightleftharpoons}} R{-}Br + H_2O$$

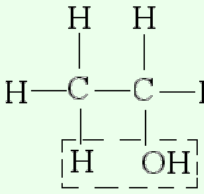
- con el **amoníaco** (con formación de aminas):

$$R{-}OH + NH_3 \xrightarrow{Al_2O_3,t^\circ} R{-}NH_2 + H_2O,$$

$$2R{-}OH + NH_3 \xrightarrow{Al_2O_3,t^\circ} R_2NH + 2H_2O$$

- **Reacciones con ruptura del enlace R—OH y la participación del átomo de H** (vecino o cercano)

- **deshidratación**:

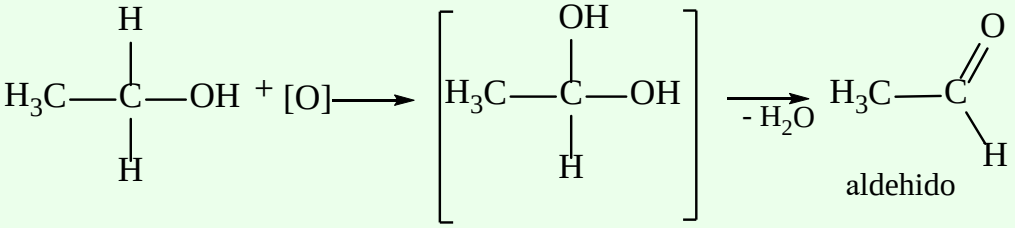


$$\xrightarrow[Al_2O_3]{t^\circ\approx 170^\circ C,\ H_2SO_4} CH_2{=}CH_2 + H_2O,$$

$$CH_3CH_2{-}OH + HO{-}CH_2CH_3 \xrightarrow{t^\circ\leq 140^\circ C,\ H_2SO_4} CH_3CH_2{-}O{-}CH_2CH_3 + H_2O$$

- **oxidación** (escisión de 2 átomos de H y su oxidación a H_2O):

oxidantes: $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$, catalizadores: Cu, Pt



aldehido

- **combustión** ocurre con la liberación de una gran cantidad de calor:

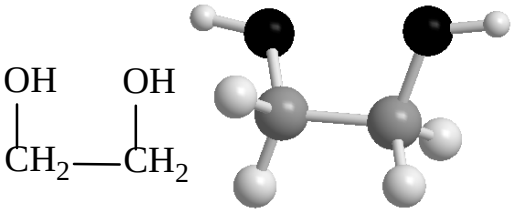
$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O + 1374\ kJ$

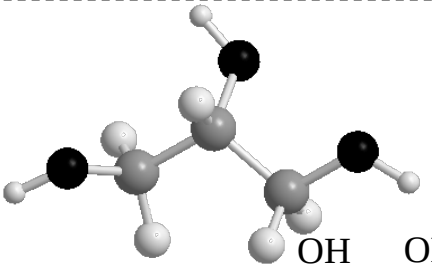
Alcoholes con varios grupos OH (Polioles)

Los polioles son compuestos que contienen dos o más grupos −OH

Propiedades físicas
Líquidos viscosos, de sabor dulce, altamente solubles en agua y mal en solventes orgánicos

Etilenglicol (etano-1,2-diol)
líquido, t°ebullición 197°C, sabor dulce, bien soluble en agua





Glicerina (propan-1,2,3-triol)
líquido aceitoso , t°ebullición 290°C, sabor dulce, higroscópica, bien soluble en agua. Es la base de aceites y grasas naturales

OBTENCIÓN DE ETILENGLICOL

□ por hidrólisis de dicloroetano

$$ClCH_2–CH_2Cl + 2HOH \rightarrow HO–CH_2–CH_2–OH + 2HCl$$

□ por hidrólisis del óxido de etileno con agua:

$$CH_2 – CH_2 + HOH \rightarrow HO–CH_2CH_2–OH$$

La glicerina la obtuvo por primera vez en 1779 Carl Scheele en la saponificación de grasas en presencia de óxidos de plomo

OBTENCIÓN DE LA GLICERINA:

□ Por saponificación de grasas (catalizador: ácidos, álcalis, encimas):

$$C_3H_5(OCOC_{17}H_{35})_3 + 3H_2O \rightarrow C_3H_5(OH)_3 + 3\,C_{17}H_{35}COOH$$

glicerina — ácido esteárico

□ por la oxidación de olefinas según el esquema:

$$2\,CH_2=CH–CH_3 \xrightarrow[-H_2O]{[O]} CH_2=CH–CH=O + CH_3–CH(OH)–CH_3 \longrightarrow$$

acroleína (prop-2-enal) — alcohol isopropílico (propan-2-ol)

$$\longrightarrow CH_2=CH–CH_2OH + CH_3–C(=O)–CH_3$$

alcohol alílico (2-enopropan-1-ol)

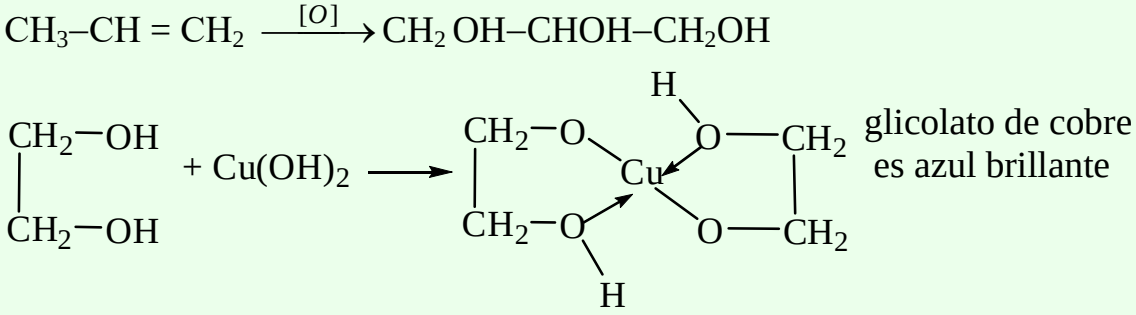
$$CH_2=CH–CH_2OH \xrightarrow{HO–OH} CH_2(OH)–CH(OH)–CH_2(OH)$$

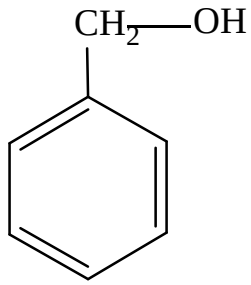
alcohol alílico — glicerina

Propiedades químicas

similar a las propiedades de los alcoholes monohidroxilados.

Reacción cualitativa a los polioles:





alcohol bencílico
(fenilmetanol)

Alcoholes aromáticos

Alcoholes aromáticos son derivados de arenos, que contienen grupos hidroxilo en la cadena lateral

USOS

Los alcoholes se utilizan para producir cauchos sintéticos y solventes, pinturas, anticongelantes, combustibles y perfumes. La glicerina: en la producción de detergentes y cosméticos, farmacología y producción de explosivos. El etanol: es la materia prima más importante para la industria alimentaria

Muchos alcoholes participan en procesos bioquímicos en organismos vivos. Los alcoholes son algunas vitaminas (vitamina A - retinol y vitamina D - ergocalciferol) y algunas hormonas (estradiol, cortisol). La glicerina es la base de los lípidos naturales que son fuentes de energía para el cuerpo

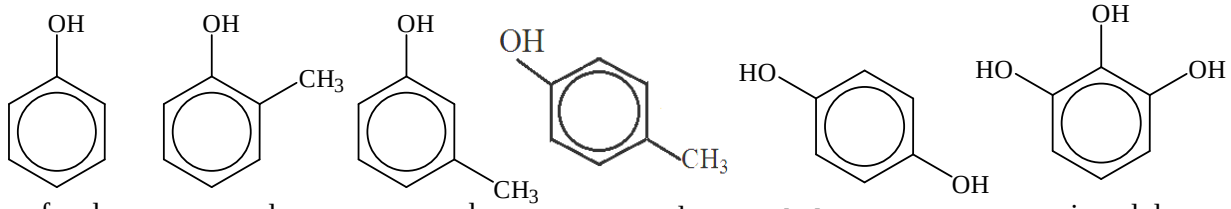
El etanol se conoce desde la antigüedad ~ 8000 años antes de nuestra era, la gente estaba familiarizada con los efectos de las frutas fermentadas. En el territorio de la China moderna, se han encontrado evidencias de la producción de mezclas fermentadas de arroz, miel y uvas de 6500 a 7000 años antes de nuestra era.

Por primera vez, los químicos árabes obtuvieron alcohol del vino en los siglos VI - VII. En Europa, el alcohol etílico se obtuvo de productos de fermentación en los siglos XI y XII, en Italia. El alcohol llegó a Rusia en 1386: la embajada genovesa lo trajo con el nombre de "aqua vita" y lo regaló a la corte del Gran Duque

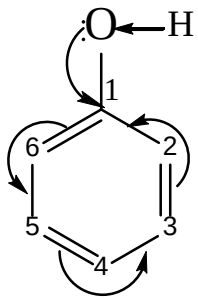
FENOLES $C_nH_{n-1}OH$, $C_nH_{n-x}(OH)_x$

Los **fenoles** son derivados de hidrocarburos aromáticos cuyas moléculas contienen uno o más grupos hidroxilo directamente unidos al núcleo de benceno

fenoles monohidroxilados — *dihidroxilados* — *tetrahidroxilados*



fenol (bencenol) | o-cresol (2-metilfenol) | m-cresol (3-metilfenol) | p-cresol (3-metilfenol) | hidroquinona (benceno-1,4-diol) | pirogalol (benceno-1,2,3-triol)



Estructura electrónica:
La densidad electrónica del átomo del oxígeno se dirige al anillo y del hidrógeno al oxígeno.
El grupo hidroxilo tiene propiedades ácidas

NOMENCLATURA

El nombre trivial es "fenol". La numeración de los átomos del anillo de benceno comienza a partir de un átomo directamente unido al grupo hidroxilo

ISOMERÍA

- estructura diferente de las cadenas laterales,
- varias posiciones relativas de sustituyentes

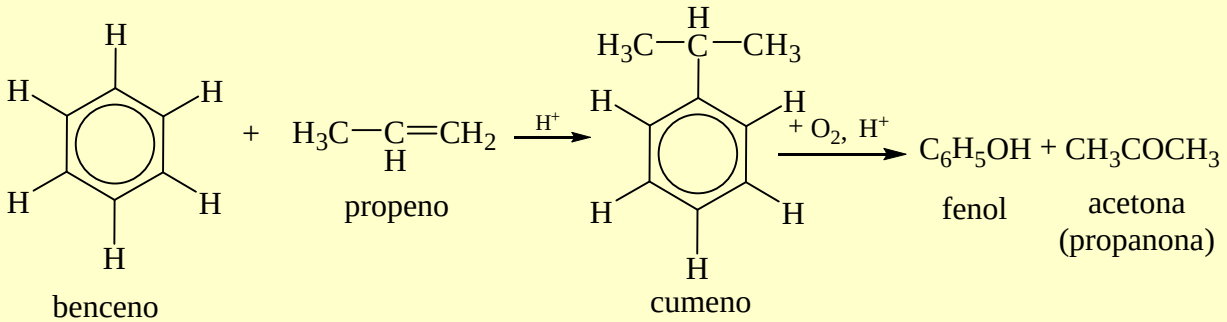
OBTENCIÓN

□ del alquitrán de hulla

□ de haluros de benceno

$$C_6H_5Cl + NaOH \xrightarrow{P,300^oC,} C_6H_5OH + NaCl$$

□ método del cumeno: (1-metiletilbenceno)



benceno | propeno | cumeno | fenol | acetona (propanona)

Propiedades fisicas

Los fenoles son sustancias cristalinas incoloras con un olor característico, venenosas. El fenol (t°fusión = 42°C) es poco soluble en agua fría, pero a 70°C es soluble sin límites. Es tóxico, provoca quemaduras, es un antiséptico. Se oxida en el aire (se vuelve rojo)

Propiedades químicas

● Reacciones con álcalis y metales alcalinos (las propiedades **ácidas** son más débiles, que el H_2CO_3):

$$2C_6H_5OH + 2Na = 2C_6H_5ONa + H_2.$$
$$C_6H_5OH + NaOH = C_6H_5ONa + H_2O$$

● Reacciones de sustitución en el núcleo bencénico:

$$C_6H_5OH + 3Br_2 = C_6H_2Br_3OH + 3HBr$$

2,4,6-tribromofenol

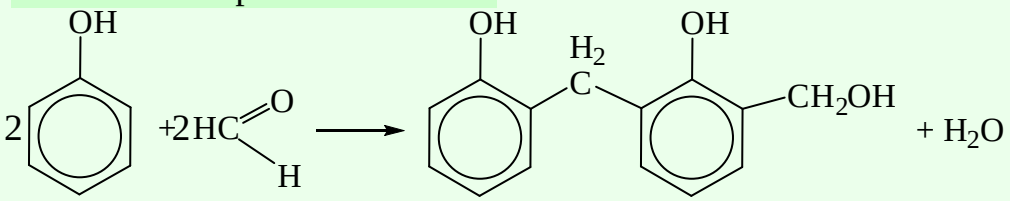
$$C_6H_5OH + 3HNO_3 = C_6H_2(NO_3)_3OH + 3H_2O.$$

2,4,6-trinitrofenol (ácido pícrico)

● Reacciones de esterificación:

$$C_6H_5OH + HOC_2H_5 = C_6H_5OC_2H_5 + H_2O.$$

● Reacciones de policondensación:

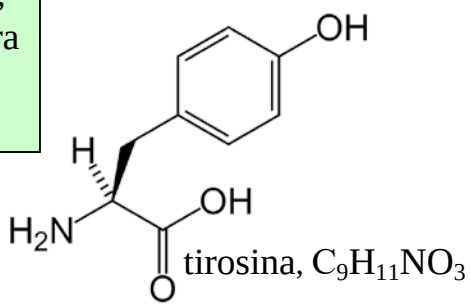


fenol formaldehido resina de fenol formaldehído

USOS

para obtener plásticos de fenol-formaldehído, resinas de fenol-aldehído y epoxi, colorantes, pesticidas y bactericidas. En medicina, los fenoles se usan como medicamentos (fenol, resorcinol, salol, adrenalina, papaverina, aspirina, ácido salicílico, fenolftaleína, vitaminas E y P)

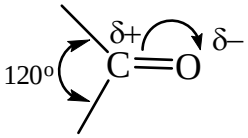
El aminoácido Tirosina es un derivado del fenol, *ácido α-amino-β-(n- hidroxifenil) propiónico* entra en la composición de prácticamente todas las moléculas de proteínas



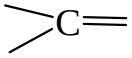
tirosina, $C_9H_{11}NO_3$

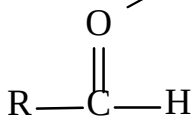
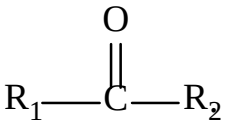
La tirosina suprime el apetito, ayuda a reducir la deposición de grasa, promueve la producción de melanina y mejora las funciones de la glándula suprarrenal, la glándula tiroides y la glándula pituitaria

ALDEHÍDOS Y CETONAS $C_nH_{2n}O$



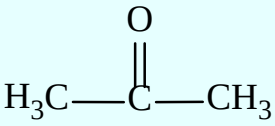
(compuestos carbonílicos)

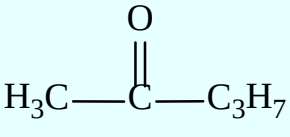
Compuestos con el grupo carbonilo  se llaman carbonílicos.

Se dividen en **aldehídos**  y **cetonas** 

NOMENCLATURA

El nombre de los **aldehídos =** nombre del hidrocarburo + sufijo –al:
HCOH – metanal, CH_3COH – etanal.
Los nombres triviales de los **aldehídos** provienen de los nombres triviales de los **ácidos**. HCOH – metanal (formaldehido), CH_3COH – etanal (acetaldehido)
Los nombres de las **cetonas** = nombre del hidrocarburo + sufijo –ona:

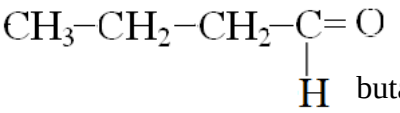
 – propanona,

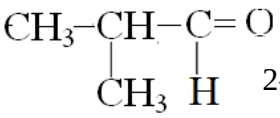
 – 2-pentanona

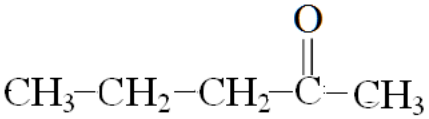
Nombre de los radicales de las **cetonas** =
= nombre del radical del hidrocarburo + «cetona»:
dimetilcetona (acetona), metiletilcetona

ISOMERÍA

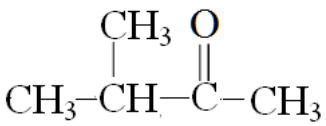
Isomería del **esqueleto** carbonado:

 butanal

 2-metilpropanal

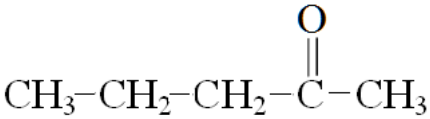


2-pentanona

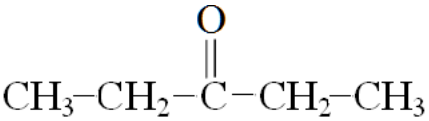


3-metilbutan-2-ona

Para las cetonas se expresa también la posición del grupo carbonilo.



2-pentanona



3-pentanona

OBTENCIÓN

□ Por la oxidación y deshidrogenación de alcoholes:

de alcohol primario - aldehido

$$CH_3CH_2OH \xrightarrow[Cu,Ag]{[O]} H_3C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2O$$

de alcohol secundario – cetona

$$CH_3-\overset{OH}{\underset{H}{C}}-CH_3 \xrightarrow[Cu,Ag]{[O]} CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + H_2O$$

□ Por la hidratación de alquinos (reacción de Kucherov):

$$HC\equiv CH + H_2O \xrightarrow{[Hg^{2+}, H^+]} H_3C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$$

$$H_3C-C\equiv CH + H_2O \xrightarrow{[Hg^{2+}, H^+]} H_3C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3$$

□ Por hidrólisis con **álcalis** de derivados dihalogenados:

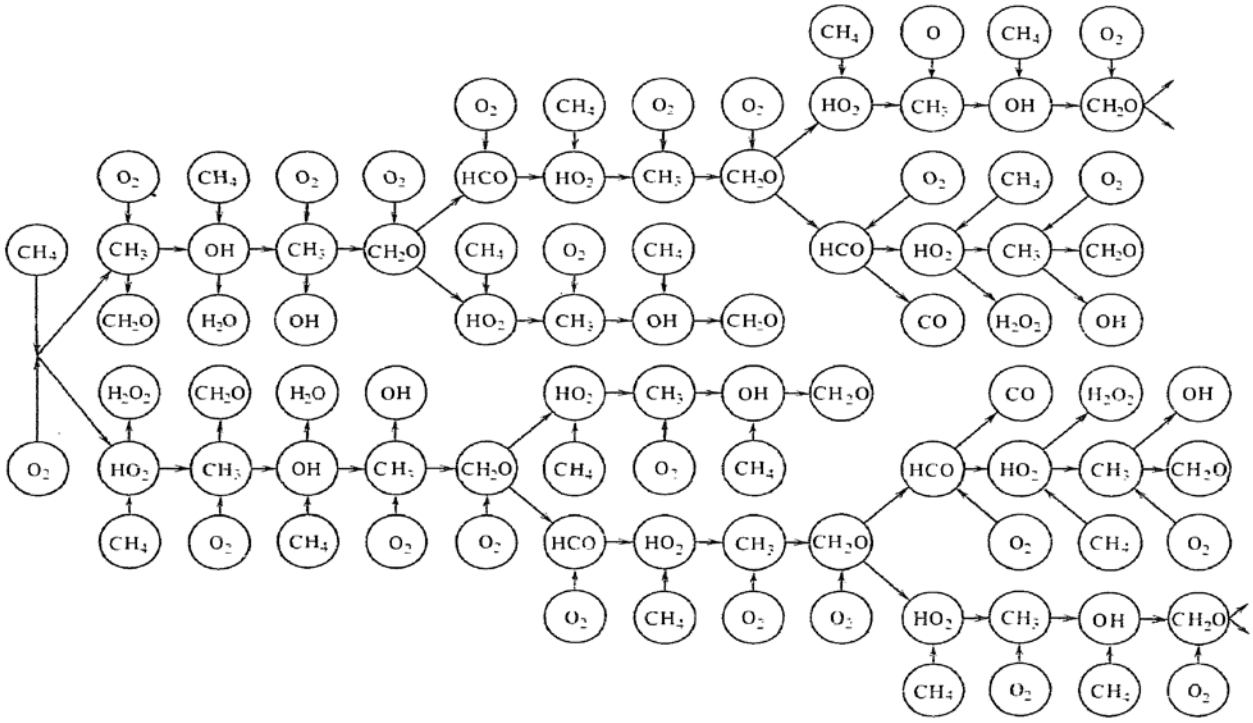
$$H_3C-\overset{Cl}{\underset{Cl}{C}}-H + 2NaOH \rightarrow H_3C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 2NaCl + H_2O$$

□ Por pirólisis de sales de **ácidos** carboxílicos de metales divalentes:

$$(RCOO)_2Ca \xrightarrow{t^\circ} RCOR + CaCO_3$$

□ Por oxidación de alcanos y alquenos (en presencia de un catalizador):

$$CH_4 + O_2 \xrightarrow[\text{catalizador}]{500^0C} H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2O; \quad CH_2=CH_2 + \tfrac{1}{2}\,O_2 \xrightarrow{t^\circ} H_3C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$$



Esquema de oxidación del metano a formaldehído según N. N. Semienov

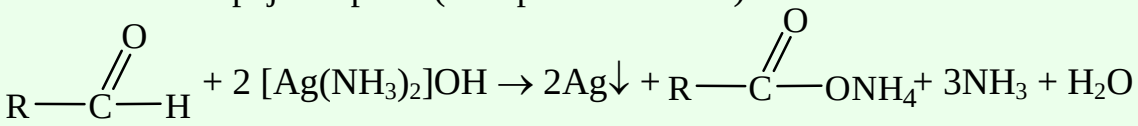
Propiedades fisícas

El metanal es un gas incoloro con un olor picante (la solución al 40% se llama formalina). Los aldehídos inferiores y las cetonas son líquidos. Los superiores son sólidos. Los puntos de ebullición son más bajos que los de los alcoholes. Los miembros inferiores de la serie tienen un olor penetrante y son solubles en agua. Los homólogos superiores huelen a flores. Son solubles en disolventes orgánicos

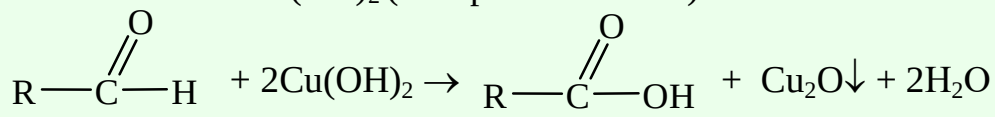
Propiedades químicas

● **Reacciones de oxidación** (reacciones cualitativas a los aldehídos)

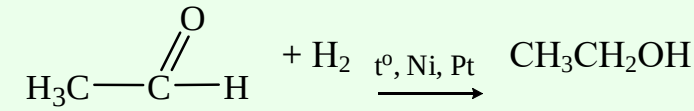
Reacción del espejo de plata (solo para aldehídos) es las reacción de Tollens:



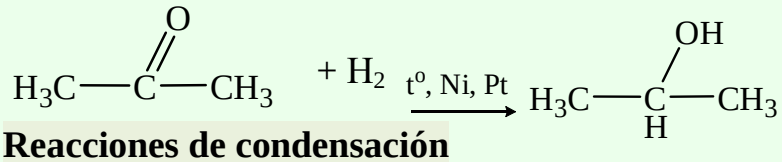
La reacción con $Cu(OH)_2$ (solo para aldehídos):



● **Reacciones de adición por el enlace C = O**

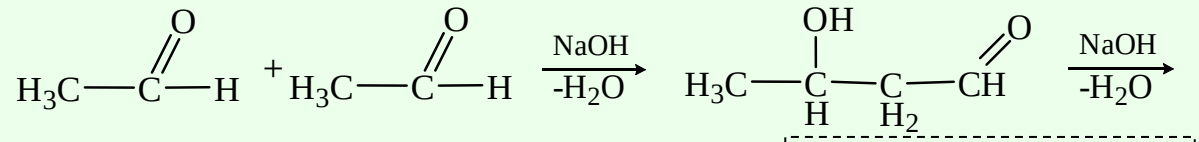


alcohol primario

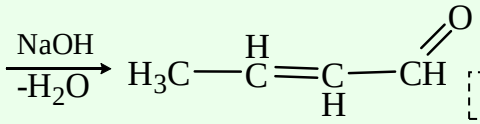


alcohol secundario

● **Reacciones de condensación**

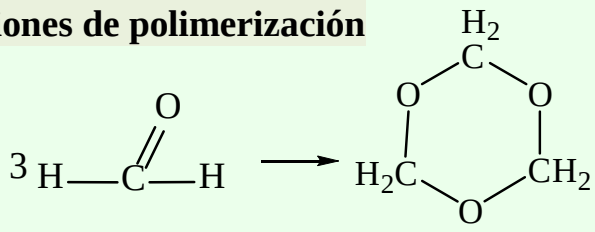


acetaldol o 3-hidroxibutanal



crotonaldehído o crotonal

● **Reacciones de polimerización**

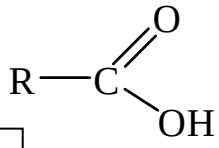


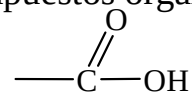
trioximetileno o 1,3,5-trioxano

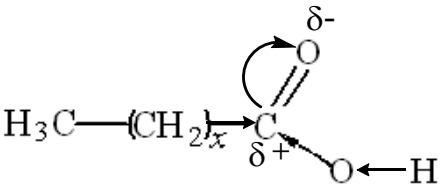
USOS

Para obtener resinas de fenol-formaldehído y otros plásticos. La formalina: en la industria del cuero y para la conservación de productos biológicos. El etanal para la obtención del ácido acético

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS



Los ácidos carboxílicos son compuestos orgánicos que contienen uno o más grupos carboxílicos: 



ESTRUCTURA

En el grupo carboxilo ocurre una redistribución de las cargas, lo que conduce a un debilitamiento del enlace O—H y a una fácil escisión del átomo de H

NOMENCLATURA

Nombres internacionales

A la palabra ácido se agrega el nombre del hidrocarburo con el sufijo -oico:

HCOOH – ácido metanoico,
CH_3COOH – ácido etanoico,
C_2H_5COOH – ácido propanoico

Nombre trivial de los ácidos:

HCOOH – fórmico
CH_3COOH – acético
C_3H_7COOH – butírico
C_4H_9COOH – valeriánico
$C_5H_{11}COOH$ – caproico
$C_6H_{13}COOH$ – enántico
C_6H_5COOH – benzoico
$C_{15}H_{31}COOH$ – palmítico
$C_{17}H_{35}COOH$ – esteárico
$C_{17}H_{33}COOH$ – oleico
$C_{17}H_{31}COOH$ – linoleico

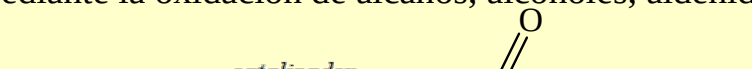
} ácidos grasos

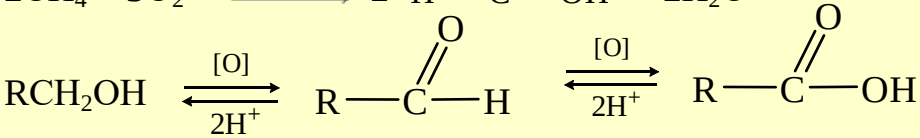
ISOMERÍA

- del esqueleto carbonado
- de posición de los grupos carboxilos

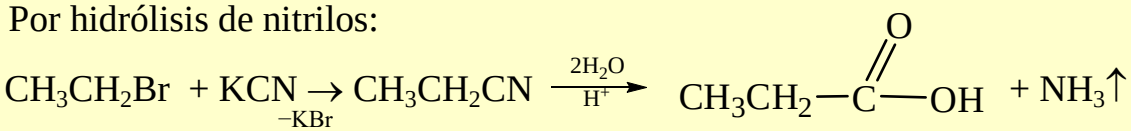
OBTENCIÓN

□ Mediante la oxidación de alcanos, alcoholes, aldehídos, cetonas:

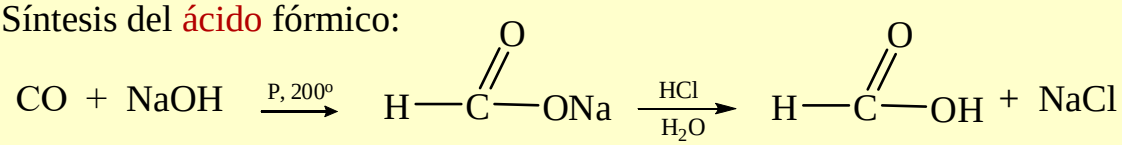




□ Por hidrólisis de nitrilos:



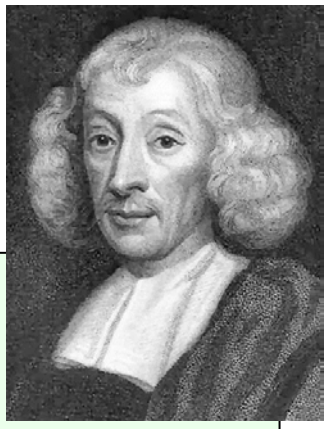
□ Síntesis del ácido fórmico:



Propiedades físicas

Los ácidos inferiores son líquidos con olor acre, muy solubles en agua. Los superiores son sólidos inodoros, insolubles en agua. La densidad de los ácidos fórmico y acético es> 1, para otros ácidos es <1

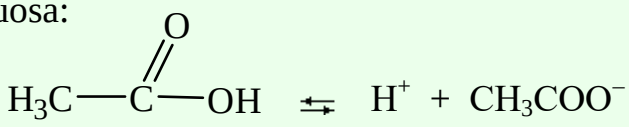
El ácido acético es conocido desde la antigüedad. Los alquimistas creían que durante la fermentación del vino, el alcohol se convierte en vinagre por interacción con el sarro del vino (hidrotartato de potasio).Solo en 1814 J. Berzelius estableció la composición del ácido acético,y en 1845 H. Kolbe realizó su síntesis a partir del carbón. El ácido fórmico se obtuvo por primera vez (calentando hormigas) en 1670 por el naturalista inglés John Ray



John Ray (1627-1705)

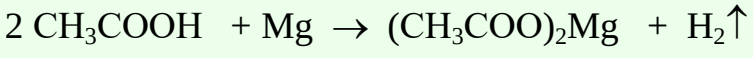
Propiedades químicas

Los ácidos carboxílicos más simples se disocian en solución acuosa:

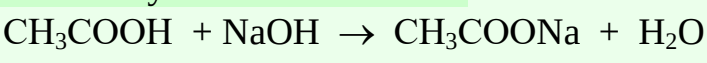


Reaccionan:

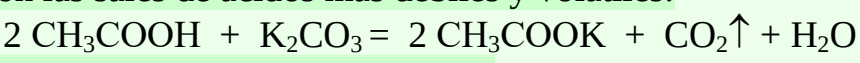
- con metales:



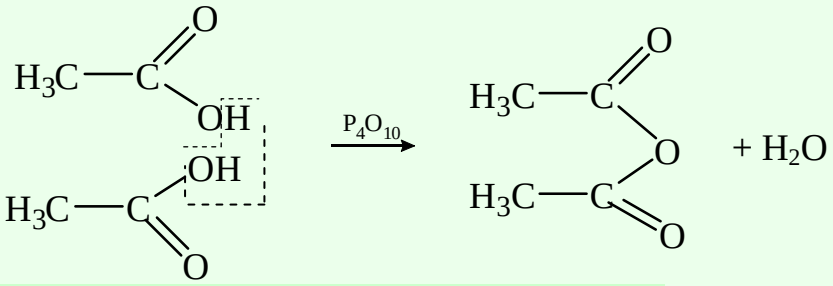
- con álcalis y con óxidos básicos:



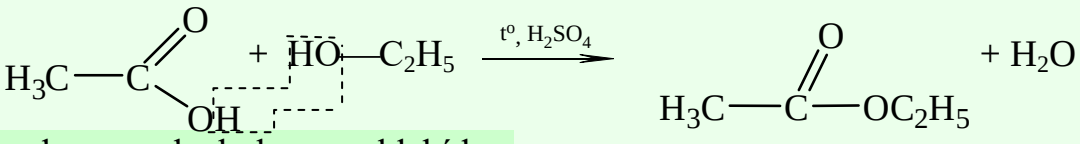
- con las sales de ácidos más débiles y volátiles:



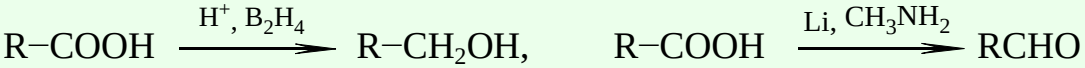
- algunos ácidos forman anhidridos:



- reaccionan con los alcoholes formando ésteres:



- se reducen a alcoholes o a aldehídos:



Acidez de los **ácidos** carboxílicos en comparación con otros compuestos

C_2H_5OH < H_2O < C_6H_5OH < CH_3COOH < C_6H_5COOH

alcohol *fenol* *ácido acético* *ácido benzoico*

JABONES son sales de sodio o de potasio de ácidos grasos superiores, por ejemplo, $C_{17}H_{35}COONa$, $C_{15}H_{31}COOK$

Se encontró una descripción de la tecnología para la producción de jabón en Mesopotamia, en tabletas de arcilla, del 2200 antes de nuestra era

USOS

El ácido fórmico se usa como conservante, para desinfección y en medicina como agente bactericida fuerte. El ácido acético para la síntesis de colorantes, medicamentos, fibra de acetato, en la industria alimentaria. El ácido butírico para obtener aromatizantes y plastificantes en la industria. Las sales de sodio y potasio de los ácidos carboxílicos para la obtención de jabón, emulsionantes, sales de metales pesados, como insecticidas y fungicidas

Presencia de ácidos carboxílicos en la naturaleza

Araquídico	en mantequilla de cacahuetes
Valeriánico	en la raíz de valeriana
Láurico	en aceite de laurel, en el laurel
Butírico	formado por mantequilla rancia
Mirístico	en nuez moscada
Fórmico	en las secreciones de hormigas, ortigas, veneno de abeja, agujas de pino
Palmítico	en aceite de palma, en semilla de coco
Pelargónico	en aceite de pelargonium y otras plantas de la familia del geranio
Esteárico y Palmítico	componente de grasas animales y vegetales
Acético	producto de fermentación
Fitánico	en el recubrimiento del bacilo de la tuberculosis
Oxálico	en acedera, ruibarbo; producto de descomposición de aminoácidos (glicina, etc.)
Succínico	sintetizado por George Agricola (siglo VI) mediante la calcinación del ámbar

ÉTERES R'–O–R"

Éteres sencillos

Son sustancias de composicón **R'–O–R"**, donde R' и R" son radicales iguales o diferentes

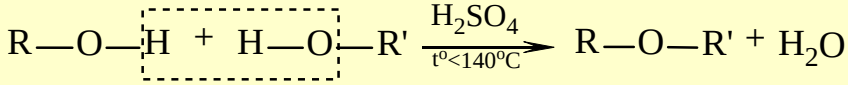
NOMENCLARURA

Los éteres simples se consideran derivados de los alcoholes. Los nombres consisten en los nombres de los radicales (en orden creciente de peso molecular) y la palabra "éter".

Por ejemplo: CH_3OCH_3 – dimetil éter; $C_2H_5OCH_3$ etil metil éter

OBTENCIÓN

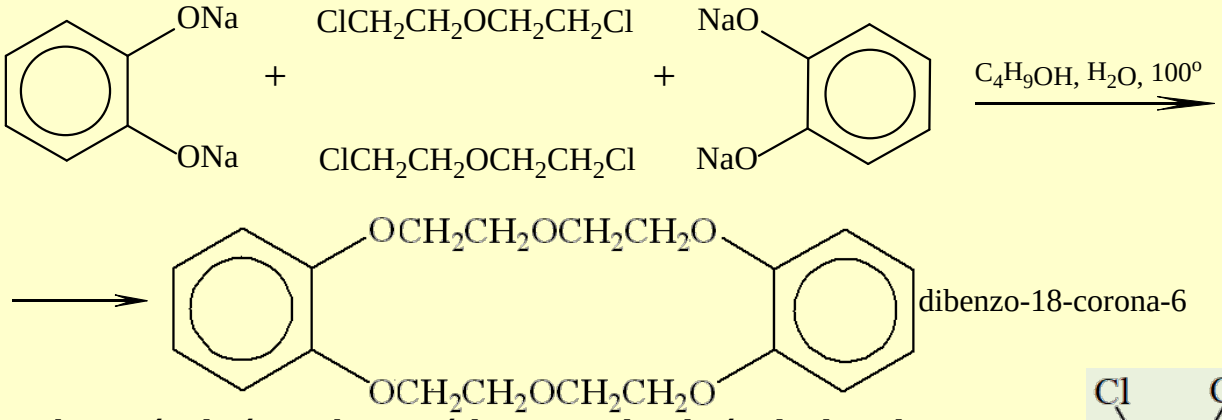
□ por deshidratación de los alcoholes:



□ por reacción de alcoholato con hicrocarburo halogenado (reacción de Williamson):

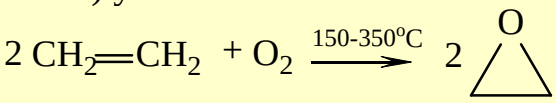
$C_2H_5ONa + CH_3Cl \rightarrow C_2H_5{-}O{-}CH_3 + NaCl$

□ obtención de los poliéteres de corona (de poliéteres sencillos):

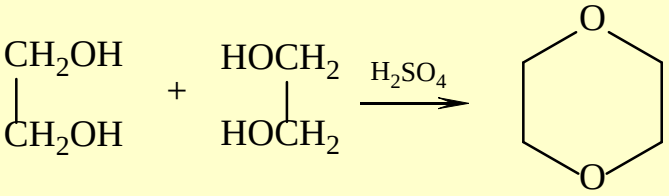


dibenzo-18-corona-6

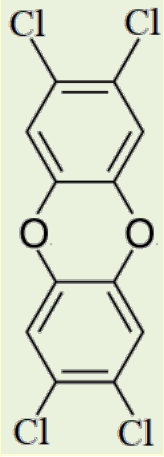
□ obtención de éteres heterocíclicos simples de óxido de etileno (epóxido) y dioxano::



óxido de etileno (epóxido)



1,4-dioxáno



dioxina

El dioxano (p. Ebu. 101°C) es un buen disolvente, se mezcla con agua, y con hidrocarburos. Por estas cualidades fue llamado "agua orgánica". Es tóxico pero son mucho más peligrosos los divenzo derivados halogenados del dioxano (por ejemplo, la "dioxina" 2,3,7,8-tetraclorodibenzo-p-dioxina)

Propiedades fisícas

Los éteres sencillos tienen puntos de ebullición y fusión más bajos que sus alcoholes isoméricos. Los éteres prácticamente no se mezclan con agua. Esto se explica por el hecho de que los éteres no forman enlaces de hidrógeno (no hay enlaces polares O–H). Disuelven bien las sustancias orgánicas

Propiedades químicas

Los éteres simples son compuestos poco reactivos. Sus reacciones características son:

- descomposición por acción de ácidos yodhídrico o brohídrico concentrados:
  $R–O–R' + HI \rightarrow ROH + R'I$
- halogenación (por un mecanismo de radicales):

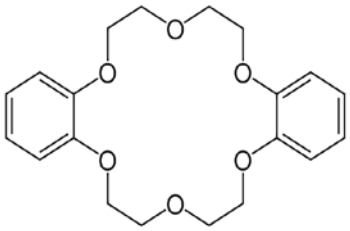
$$CH_3CH_2OCH_2CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu,-20^o} CH_3\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}HOCH_2CH_3 + HCl,$$

$$CH_3\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{C}}HOCH_2CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu,-20^o} CH_3\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}}}}HOCHCH_3 + HCl$$

- formación de sales de oxonio inestables con ácidos fuertes:
  $R_2O + HCl \rightarrow [R_2OH]^+Cl^-$

USOS

Como solventes de grasas, resinas, colorantes, barnices. Éteres de arilo: como conservantes, antioxidantes, se utilizan en la industria del perfume. Algunos tienen un efecto insecticida



dibenzo-18-corona-6 –
primer éter de corona sintetizado

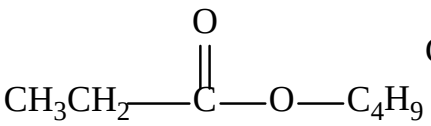
*Los **éteres de corona** son compuestos heterocíclicos que contienen en los ciclos más de 11 átomos, de los cuales al menos cuatro son heteroátomos unidos por puentes de etileno. Frecuentemente el heteroátomo es un átomo de O. Los éteres de corona forman complejos con los metales. El catión metálico se incorpora a la cavidad intramolecular y se retiene debido a la interacción ion-dipolo con los heteroátomos. Los complejos más estables son aquellos en los que el tamaño del ión metálico es cercano al tamaño de la cavidad de la molécula del éter de corona.*

Se usan para la concentración, separación, purificación y recuperación de metales; para la separación de nucleidos, enantiómeros; como medicamentos, antídotos, pesticidas; para crear sensores y membranas selectivas a iones, como catalizadores

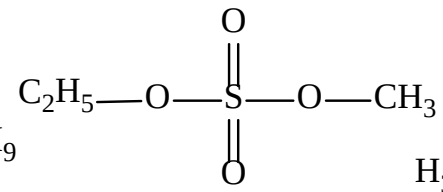
Ésteres es una clase de compuestos orgánicos sobre la base de ácidos inorgánicos u orgánicos carboxílicos en los que el átomo de hidrógeno del grupo ─OH se reemplaza por un grupo orgánico R

Los **ésteres** se consideran derivados de los ácidos. Primero, se indica el ácido con el sufijo "ato", luego el nombre del grupo R unido al ácido.

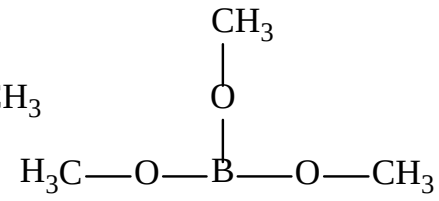
propanoato de butilo



sulfato de metil etil



borato de trimetilo

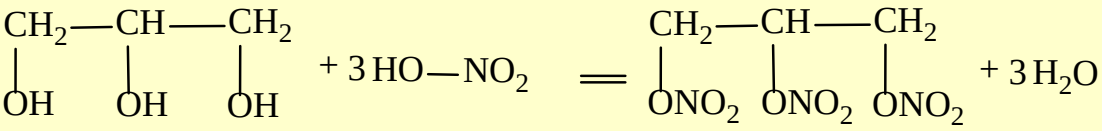


OBTENCIÓN

□ Por interacción de ácidos con alcoholes (reacción de esterificación):

$R{-}CO{-}OH + HO{-}R' \rightleftharpoons R{-}CO{-}OR' + H_2O,$

$NO_2{-}OH + HO{-}R \rightleftharpoons NO_2{-}O{-}R + H_2O$



glicerina — ácido nítrico — trinitroglicerina

□ Por interacción de cloruros de ácidos y alcoholes (o alcoholatos de los metáles alcalinos):

$R{-}CO{-}Cl + NaO{-}R' \rightarrow R{-}CO{-}OR' + NaCl$

□ Por interacción de las sales de ácidos con haluros de alquilo:

$R{-}CO{-}ONa + R'{-}Cl = R{-}CO{-}O{-}R' + NaCl$

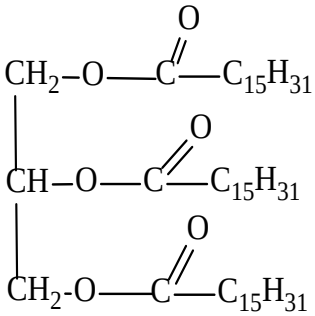
Propiedades físicas de los ésteres

Cuando el número de átomos en el ácido carboxílico original es $C_{6\text{-}8}$ son líquidos aceitosos; más a menudo con un olor afrutado; si en la formación del éster está involucrado un alcohol aromático, entonces el olor es a flores. Son sustancias prácticamente insolubles en agua, fácilmente solubles en disolventes orgánicos. Los ésteres con número de átomos $C_{n>8}$ son sólidos. Los ésteres de los ácidos inorgánicos (sulfatos de alquilo, boratos de alquilo) con alcoholes $C_{1\text{–}8}$ son líquidos aceitosos, los ésteres de alcoholes superiores son sólidos

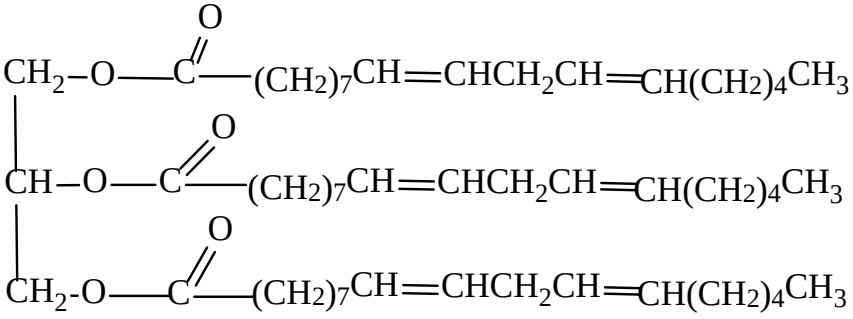
Fórmula del éster	*Nombre*	*Aroma*
$CH_3COOC_4H_9$	acetato de butilo	a pera
$C_3H_7COOCH_3$	butirato de metilo	a manzana
$C_3H_7COOC_2H_5$	butirato de etilo	a piña
$C_4H_9COOC_2H_5$	isovaleriato de etilo	a frambuesa
$C_4H_9COOC_5H_{11}$	isovaleriato de isoamilo	a banana
$HCOOCH_2CH_2C_6H_5$	2-feniletilformiato	a crisantemo
$CH_3COOCH_2C_6H_5$	acetato de bencilo	a jazmín
$C_6H_5COOCH_2C_6H_5$	benzoato de bencilo	a flores

CERAS son ésteres con un número de átomos de carbono del ácido carboxílico inicial ente 15 y 30. Son plásticas, sustancias muy suaves. Como regla general, no tienen olor. Por ejemplo, la cera de abejas contiene una mezcla de ésteres; uno de los componentes que que se ha logrado aislar es el palmitato de micrilo $C_{15}H_{31}COOC_{31}H_{63}$. Las ceras no se humedecen con el agua, son solubles en gasolina, cloroformo, benceno

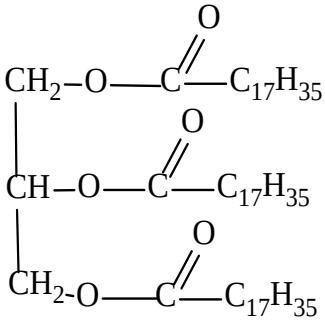
GRASAS son ésteres basados en la glicerina, un triol $HOCH_2–CH(OH)–CH_2OH$. Los ácidos carboxílicos tienen una cadena de hidrocarburos con 9–19 átomos de carbono. **La grasas de origen animal** son sustancias plásticas fusibles; consisten principalmente en una mezcla de glicéridos de ácido esteárico y palmítico. **Las grasas vegetales** Las grasas vegetales son fluidos viscosos; pueden almacenarse durante mucho tiempo en el aire, sin cambiar su consistencia, contienen una cantidad significativa de glicéridos de ácidos insaturados



triglicérido del ácido palmítico



triglicérido del ácido linoleico



triglicérido del ácido esterárico

Composición de las grasas

	Fracción en masa de los residuos ácidos (%)				
	palmítico	esterárico	oleico	linoleico	linolénico
Mantequilla	25	11	34	6	5
Aceite de girasol	11	4	38	46	-
Aceite de oliva	10	2	82	4	-
Aceite de linaza	5	3	5	62	25
Aceite de palma	44	5	39	11	-
Grasa de cordero	38	30	35	3	9
Grasa de res	31	26	40	2	2
Grasa de cerdo	27	14	45	5	5
Grasas en el cuerpo humano	25	8	46	10	-

Propiedades químicas

- hidrólisis:
  $R{-}CO{-}O{-}R' + H_2O \rightleftharpoons R{-}CO{-}OH + R'OH,$
  $R{-}CO{-}O{-}R' + NaOH \rightleftharpoons R{-}CO{-}ONa + R'OH.$
- reducción:
  $R{-}CO{-}O{-}R' + [H] \rightarrow R{-}CH_2{-}OH + R'OH.$
- interacción con el amoníaco:
  $R{-}CO{-}O{-}R' + H{-}NH_2 \rightarrow R{-}CO{-}NH_2 + R'OH$

USOS DE LOS ÉSTERES

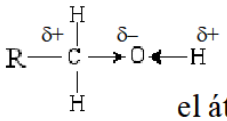
Como solventes, plastificantes, aromatizantes, productos farmacéuticos, medicamentos y en la industria alimentaria al crear esencias de frutas. De las ceras se hacen barnices, grasas, composiciones de impregnación para papel y piel, también forman parte de cremas cosméticas y ungüentos medicinales.

Las grasas se encuentran entre los alimentos necesarios, son parte de todas las células vegetales y animales, además, al acumularse en el cuerpo, desempeñan el papel de reserva de energía. A base de aceites vegetales, se hacen aceites de secado, que forman la base de las pinturas al óleo.

La nitroglicerina es un preparado medicinal conocido, es explosiva y es la base de la dinamita.

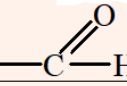
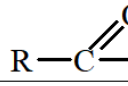
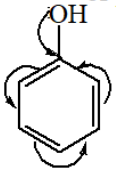
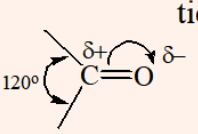
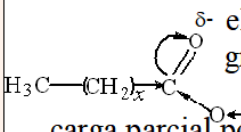
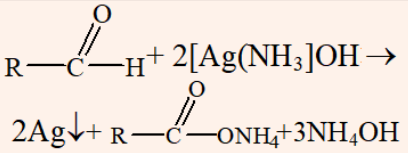
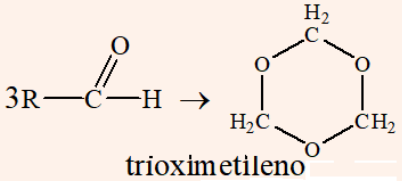
Los ésteres del ácido sulfúrico se utilizan en síntesis orgánica como agentes alquilantes, los ésteres del ácido fosfórico se usan como insecticidas y como aditivos para aceites lubricantes

COMPUESTOS ORGÁNICAS (tabla

	Alcoholes monohidroxilados	Alcoholes polihidroxilados (polioles)
Fórmula global	$C_nH_{2n+1}OH$	$CH_2OH–CH_2OH$ $CH_2OH–CHOH–CH_2OH$
Estructura molecular	 el átomo de H es móvil y reactivo	similar a los alcoholes monohidroxilados. Aumento de la movilidad del átomo de H y de las propiedades ácidas
Obtención	por fermentación de azúcares, hidratación de alquenos, hidrogenación de aldehídos, óxido de carbono (II)	por hidratación del óxido de etileno, por hidrólisis de grasas
Propiedades físicas	son líquidos incoloros, los que tienen n > 15 son sólidos, solubles en agua, tienen altos puntos de fusión y ebullición	líquidos de sabor dulce
		QUÍMICAS
con los metales alcalinos	$2R–OH + 2Na \rightarrow 2RONa + H_2\uparrow$	$CH_2OH–CH_2OH + 2Na \rightarrow$ $> CH_2ONa– CH_2ONa+H_2\uparrow$
con los ácidos (esterificación)	$R–OH + HO–NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $\rightarrow RO–NO_2 + H_2O$	$CH_2OH–CH_2OH+2HO–NO_2 \xrightarrow{H_2SO_4}$ $> CH_2ONO_2–CH_2ONO_2+2H_2O$
con las bases	—	$CH_2OH–CH_2OH+Cu(OH)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CH_2O)_2Cu + 2H_2O$
deshidratación	$2CH_3OH \xrightarrow[Al_2O_3]{170^oC} H_2C=CH_2+H_2O$	similar a ROH
deshidrogenación	$2C_2H_5OH \xrightarrow[Al_2O_3]{450^oC} 2H_2O +$ $+ CH_2=CH–CH=CH_2 + H_2\uparrow$	similar a ROH
oxidación	$ROH + O_2 \xrightarrow{t^o} CO_2\uparrow + H_2O$ $ROH + [O] \xrightarrow{KMnO_4} R–C(=O)–H$	similar a ROH
con agua de bromo (sustitución)	—	—
adición	—	—
policondensación y polimerización	—	—

QUE CONTIENEN OXÍGENO

comparativa)

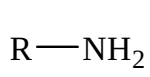
Fenoles	**Aldehidos**	**Ácidos carboxílicos**
R(OH), R(OH)$_n$		
 el par de ē no compartido del átomo de O se desplaza hacia el anillo, el grupo –OH presenta propiedades ácidas	el grupo carbonilo tiene estructura  plana, polar	 el átomo C del grupo carboxílico tiene carga parcial positiva, por lo que, el átomo de H es móvil
del alquitrán de hulla, bencenos halogenados, por el método cumeno	por oxidación de alcanos, alquenos, alcoholes; por hidratación de alquinos (reacción de Kucherov)	por oxidación de alcanos, alcoholes, aldehídos. $CH_3OH + CO \xrightarrow{catalizador} CH_3COOH$
sustancias cristalinas incoloras con olor, venenosas. En caliente son ilimitadamente solubles en agua, se oxidadan al aire	el metanal es un gas, los aldehídos superiores son sólidos. Tienen olor, son solubles en agua y en solventes orgánicos	los ácidos inferiores son líquidos con olor penetrante; los ácidos superiores son sólidos inodoros insolubles en agua
REACCIONES		
$2C_6H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_6H_5ONa + H_2\uparrow$	—	$2RCOOH + 2Na \rightarrow 2RCOONa + H_2\uparrow$
$C_6H_5OH + 3HNO_3 \rightarrow C_6H_2(NO_3)_3OH + 3H_2O$	—	—
$C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$	$RCOH + 2Cu(OH)_2 \rightarrow RCOOH + Cu_2O + 2H_2O$	$RCOOH + KOH \rightarrow RCOOK + H_2O$
—	—	—
—	—	—
—		—
$C_6H_5OH + 3Br_2 \rightarrow C_6H_5(Br)_3OH + 3HBr$	—	—
—	$CH_3COH + H_2 \xrightarrow[Ni,Pt]{t^o} CH_3CH_2OH$	*solo para ácidos insaturados*
$C_6H_5OH + HCOH \rightarrow$ resina fenol-formaldehido	 trioximetileno	*solo para ácidos insaturados*

AMINAS RNH_2, R^1R^2NH, $R^1R^2R^3N$

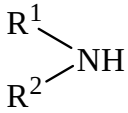
Las **aminas** son derivados del amoníaco en los que los átomos de hidrógeno son reemplazados por radicales alquilo o arilo.

Las aminas se clasifican en primarias, secundarias y terciarias:

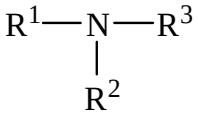
primarias

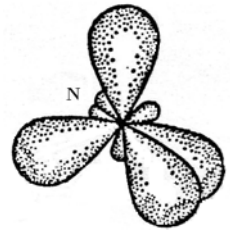


secundarias

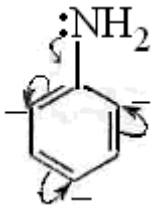


terciarias





Estructura electrónica:
El átomo de N está en un estado de hibridación sp^3.
Un orbital contiene un par de electrones no compartido.
El enlace N–H es más polar que el enlace C–H



La anilina:el par de electrones no compartido del N interactúa con el sistema π del anillo bencénico, desplazándose hacia el anillo. Sobre el átomo de N aparece una carga positiva, en el anillo bencénico se incrementa la densidad electrónica, más fuertemente en las posiciones 2, 4 y 6

NOMENCLATURA

Nombre del radical + «amina»: CH_3NH_2 – metilamina, $CH_3C_2H_5NH$ – metiletilamina; muchas aminas tienen nombres triviales: la fenilamina, $C_6H_5NH_2$, la llaman «anilina»

ISOMERÍA

Por el esqueleto carbonado y por la posición del grupo amino

Propiedades físicas

Las aminas inferiores (hasta C_3) a la temperatura ambiente son gases, muy solubles en agua. La anilina y otras aminas son ligeramente solubles en agua, altamente solubles en solventes orgánicos. La anilina se vuelve amarilla en el aire, es soluble en tejidos grasos y penetra fácilmente a través de la piel

USOS

La dimetilamina se utiliza en la síntesis de disolventes y en combustibles para cohetes. La anilina en en la fabricación de colorantes, medicamentos y polímeros

La basicidad de las aminas aromáticas:

$H_3N > C_6H_5NH_2 > (C_6H_5)_2NH > (C_6H_5)_3N$

OBTENCIÓN

□ Mediante al alquilación del amoníaco:

$CH_3C1 + NH_3 \rightarrow CH_3NH_2 + NH_4Cl$

en exceso de haluro de alquilo, se obtiene una amina secundaria o terciaria:

$CH_3C1 + CH_3NH_2 \rightarrow (CH_3)_2NH_2^+Cl^-$,

$2CH_3CI + CH_3NH_2 \rightarrow (CH_3)_3NH^+Cl^- + HCl$.

□ Reduciendo nitrocompuestos:

$RNO_2 + 6[H] \rightarrow RNH_2 + 2H_2O$

Para la reducción se usa zinc o hierro en medio ácido

□ Haciendo reaccionar alcoholes con amoníaco:

$CH_3OH + NH_3 \xrightarrow{t°\sim400^\circ C,\ Al_2O_3} CH_3NH_2 + H_2O$.

*La **anilina** –* mediante la reducción del nitrobenceno (Zinin, 1842)

en la industria: $C_6H_5NO_2 + 3H_2 \xrightarrow{t°\sim250-350^\circ C,\ Ni} C_6H_5NH_2 + 2H_2O$

en el laboratorio: $C_6H_5NO_2 + 3Zn + 7HCl \rightarrow C_6H_5NH_3C1 + 3ZnCl_2 + 2H_2O$

Propiedades químicas

La aminas son bases (debido al par electrónico no compartido del N),

Las soluciones tienen carácter **alcalino**:

$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftarrows CH_3N^+H_3 + OH^-$,

$(CH_3)_3N: + H_2O \rightleftarrows (CH_3)_3N^+H + OH^-$.

Nikolay N. Zinin (1812-1880)

- Interacúan con los **ácidos** formando sales:

  $CH_3NH_2 + H_2SO_4 \rightarrow [CH_3NH_3]HSO_4$,

  $C_6H_5NH_2 + HC1 \rightarrow [C_6H_5NH_3]Cl$.

- La reacción con el HNO_2 (es una reacción cualitativa):

  Las aminas primarias con formación de alcoholes:

  $RNH_2 + HNO_2 \rightarrow ROH + N_2\uparrow + H_2O$

  Las secundarias dan N-nitrosoaminas:

  $R_2NH + HO–N=O \rightarrow R_2N–N=O + H_2O$

  La aminas terciarias no reaccionan.

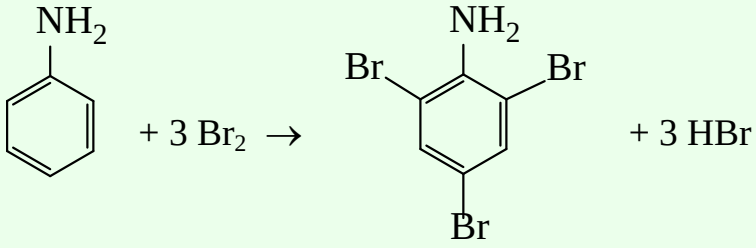
- Interactúan con los halogenuros de alquilo:

  $CH_3NH_2 + CH_3I \rightarrow CH_3NHCH_3 + HI$

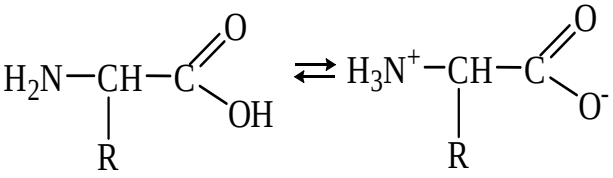
- Al quemar las aminas

  $4C_nH_{2n+3}N + (6n+3)O_2 \rightarrow 2N_2\uparrow + 4nCO_2 + (4n+6)H_2O$

- Reacciones de sustitución en el anillo bencénico:



AMINOÁCIDOS



Los **aminoácidos** son sustancias orgánicas **bifuncionales**, en cuya composición entra el grupo –COOH y un **agrupo amino** $–NH_2$

NOMENCLATURA

Palabra «**ácido**» + posición del grupo amino con letras griegas α, β, γ +«amino» + nombre del **ácido**

ISOMERÍA

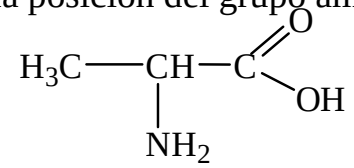
- por el esqueleto del carbono
- por la posición del grupo amino
- óptica

CLASIFICACIÓN

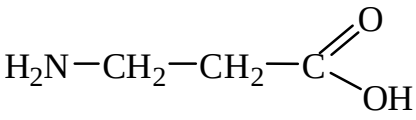
• por el número de grupos funcionales $–NH_2$:

monoamino carboxílico	$R(NH_2)COOH$
diaminocarboxílico	$R(NH_2)_2COOH$
monoaminodicarboxílico	$R(NH_2)(COOH)_2$

• por la posición del grupo amino



ácido α–aminopropiónico



ácido β– aminopropiónico

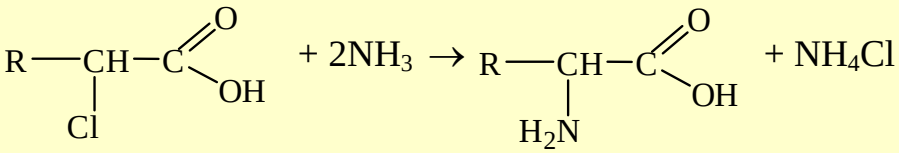
• por la polaridad de los radicales R; por la naturaleza del radical hidrocarbonado, se distinguen los aminoácidos alifáticos (grasos) y aromáticos

FÓRMULAS Y NOMBRES DE ALGUNOS AMINOÁCIDOS

fórmula	nombre tribial	abrevia-tura	nombre internacional del ácido
$H_2N\text{-}CH_2\text{-}COOH$	glicina	**Gly**	aminoetanoico
$CH_3CH(NH_2)COOH$	alanina	**Ala**	α-aminopropanoico
$CH_3CH(CH_3)CH_2CH(NH_2)COOH$	leucina	**Leu**	α-amino-γ-metilpentanoico
$CH_2(CH_2)_3CH(NH_2)COOH$	lisina	**Lys**	α, ε-diaminohexanoico
$HOOC(CH_2)_2CH(NH_2)COOH$	glutámico	**Glu**	α-aminopentanodioico
$HO–CH_2CH(NH_2)–COOH$	sirina	**Ser**	α-amino-β-hidroxipropanoico
$C_6H_5–CH_2CH(NH_2)–COOH$	fenilalanina	**Phe**	α-inoam-β-fenilpropanoico

OBTENCIÓN

□ adición de amoníaco a un haluro de ácido (haluro de acilo):

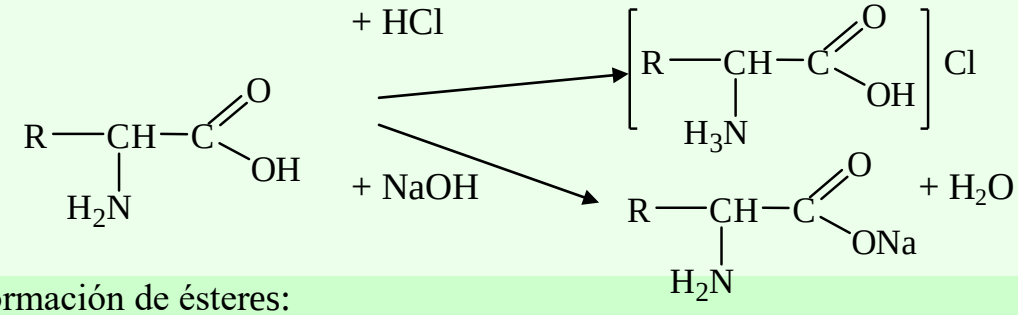


□ por adición de amoníaco a los ácidos α, β-insaturados para formar β-aminoácidos:

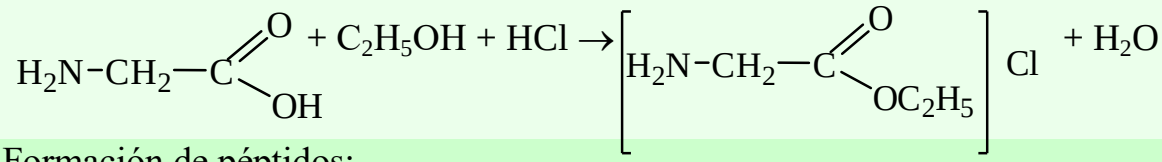
$CH_2{=}CH{-}COOH + NH_3 \rightarrow H_2N{-}CH_2{-}CH_2{-}COOH$

Propiedades químicas

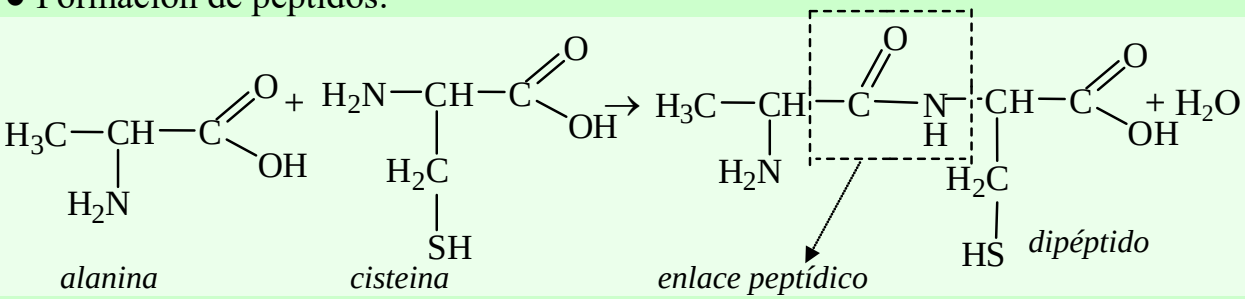
● Carácter **anfótero** los de α–aminoácidos:



● Formación de ésteres:



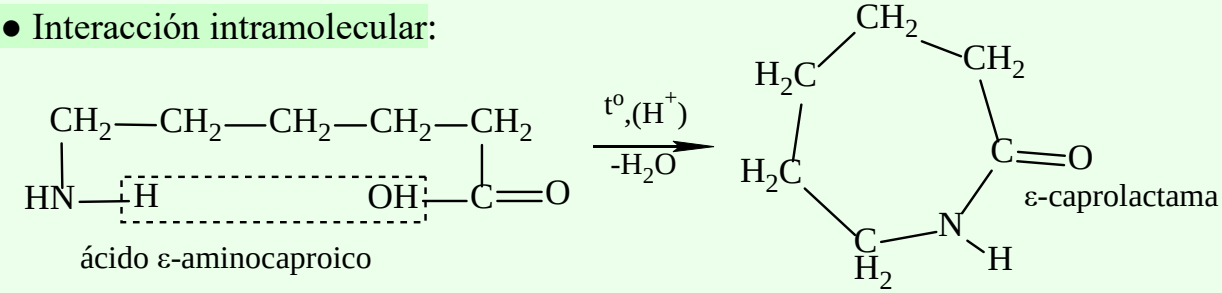
● Formación de péptidos:



● Reacción con el HNO_2

$H_2N{-}CH(R){-}COOH + HNO_2 \rightarrow HO{-}CH(R){-}COOH + N_2\uparrow + H_2O$

● Interacción intramolecular:



● Reacción de policondensación:

n (aminoácido) – nH_2O → polímero

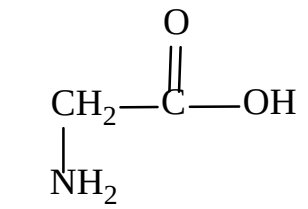
Propiedades físicas

Sustancias cristalinas incoloras, bien solubles en agua, pobremente en solventes orgánicos. Muchos ácidos α tienen un sabor dulce. Tienen altos puntos de fusión, se funden con descomposición

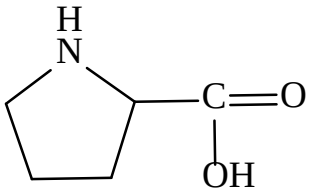
AMINOÁCIDOS NO ESENCIALES

se sintetizan en el cuerpo humano:

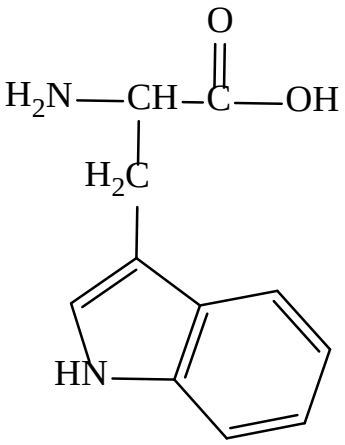
glicina	NH_2CH_2COOH
alanina	$NH_2CH(CH_3)COOH$
cisteína	$NH_2CH(CH_2SH)COOH$
serina	$NH_2CH(CH_2OH)COOH$
tirosina	$NH_2CH(CH_2C_6H_5OH)COOH$
glutamina	$NH_2CH(CH_2CH_2CONH_2)COOH$
ácido glutámico	$NH_2CH(CH_2CH_2COOH)COOH$
asparagina	$NH_2CH(CH_2CONH_2)COOH$
ácido aspártico	$NH_2CH(CH_2COOH)COOH$
prolina	$C_5H_9NO_2$



glicina



prolina



triptófano

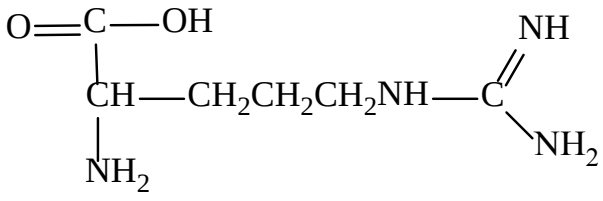
AMINOÁCIDOS ESENCIALES

No se sintetizan en el cuerpo humano:

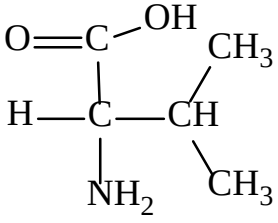
lisina $NH_2CH(CH_2)_4NH_2)COOH$
fenilalanina $NH_2CH(CH_2C_6H_5)COOH$
valina $NH_2CH(CH(CH_3)_2)COOH$
leucina $NH_2CH(CH_2CH(CH_3)_2)COOH$
isoleucina $NH_2CH(CH(CH_3)CH_2CH_3)COOH$
arginina, metionina, treonina, histidina, triptofano

USOS

en medicina, biotecnología, nutrición deportiva y como aditivos alimentarios (lisina, metionina, treonina, triptófano), en la industria alimentaria (glutamato de sodio, lisina), en la síntesis de colorantes y fármacos (aminoácidos aromáticos); usando los ácidos aminocarboxílicos y aminofosfónicos, se sintetizan sustancias formadoras de complejos y tensioactivos selectivos



arginina



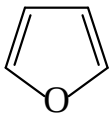
valina

COMPUESTOS HETEROCÍCLICOS

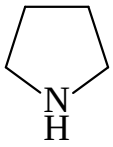
Heterocíclicos se llaman los compuestos cíclicos, en el ciclo de los cuales, además de átomos de carbono, entra uno o más átomos de N, O, S

Clasificación de los heterocíclos:
- por el número de átomos en el ciclo
- por el tipo de los heterociclicos (saturados, insaturados)

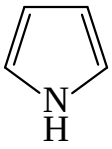
Por ejemplo, heterocíclicos de cinco miembros:



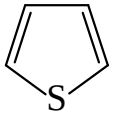
furano



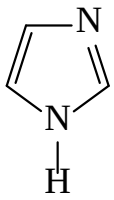
pirrolidina



pirrol



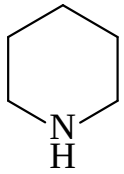
tiofeno



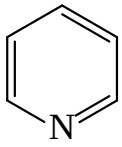
imidazol

Imidazol, $C_3H_3N_2H$ – *es un heterocíclico aromático de cinco miembros con dos átomos de N. Es un compuesto* ***anfótero****: el átomo de nitrógeno piridínico proporciona propiedades de base débil, el átomo de nitrógeno pirrolínico proporciona propiedades de ácido débil*

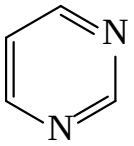
Por ejemplo, heterocíclicos de seis miembros:



piperidina

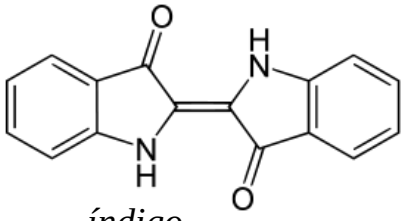


piridina

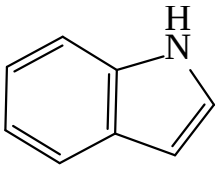


pirimidina

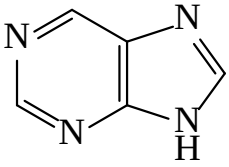
Por ejemplo, de múltiples ciclos fusionados



índigo



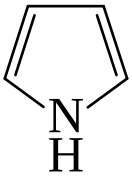
indol



purina

USOS

Los compuestos heterocíclicos que contienen nitrógeno se utilizan en las industrias química y farmacéutica. Los compuestos heterocíclicos son colorantes valiosos (índigo), sustancias medicinales (quinina, morfina, quinacrina, pyramidon). Son utilizados en la producción de plásticos, como aceleradores de vulcanización de caucho, en la industria del cine



Pirrol, C_4H_4NH – los átomos de carbono y el de nitrógeno presenta hibridación sp^3. El sistema de electrones π es tipo aromático (conjugados)

OBTENCIÓN

En la industria: por condensación del acetileno con el amoníaco

$$2C_2H_2 + NH_3 \xrightarrow{t^\circ,\ Fe_2O_3} C_4H_4NH + H_2\uparrow$$

Propiedades físicas

líquido incoloro con olor a cloroformo, insoluble en agua, pero muy soluble en solventes orgánicos. Se oxida al aire

Propiedades químicas

- presenta débiles propiedades ácidas y básicas, o sea, es **anfótero**:

$$2\ C_4H_4NH + 2K \rightarrow 2C_4H_6NK + H_2\uparrow$$

- extremadamente inestable en presencia de ácidos inorgánicos fuertes:

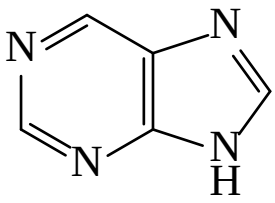
$$C_4H_4NH + 2H^+ \rightarrow C_4H_6NH \xrightarrow{polimerización} \text{resina}$$

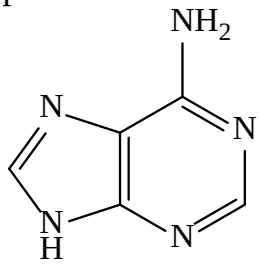
- participa en reacciones de sustitución electrofílica:

$$C_4H_4NH + 4I_2 + 4NaOH \rightarrow C_4I_4NH + 4NaI + 4H_2O$$

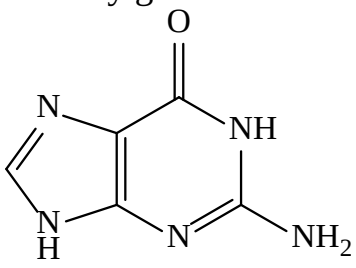
La **purina** es un compuesto heterocíclico, contiene dos anillos fusionados: piridínico y amidopirazólico. El sistema aromático incluye 10 electrones π (8 electrones de dobles enlaces y dos electrones no compartidos del átomo de N del anillo del pirrol).

La purina, es el compuesto del que se derivan las bases de purina, derivados de la purina, cuyos restos son parte de ácidos nucleicos, adenina y guanina:



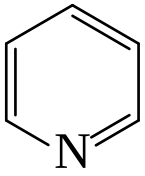


adenina



guanina

La **piridina**, **C_5H_5N** es un análogo de benceno en el que un grupo –CH está sustituido por un átomo de N. Todos los átomos de C y el de N tienen hibridación sp^2; 6 electrones del orbital no híbrido forman el sistema aromático de electrones π. De los tres orbitales híbridos del átomo de N dos entran en al formación de los enlaces σ C–N y el tercero contiene un par de electrones no compartidos



OBTENCIÓN
En la industria: por extracción del alquitrán de hulla.
En el laboratorio: a partir de acetileno y ácido cianhídrico:

$$2HC{\equiv}CH + HC{\equiv}N \xrightarrow{HgCl_2} C_5H_5N$$

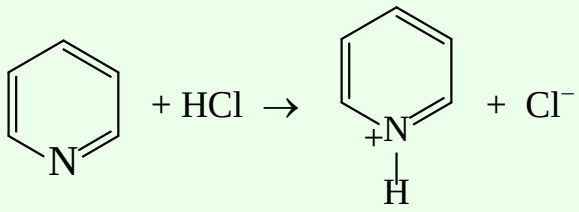
Propiedades físicas
Líquido incoloro con olor desagradable, más ligero que el agua; se mezcla con agua en cualquier proporción

Propiedades químicas
La piridina es una base más fuerte que el pirrol, pero más débil que las aminas alifáticas.

- su solución acuosa colorea el tornasol de color azul:

$$C_5H_5N + H_2O \rightarrow C_5H_5NH^+ + OH^-$$

- al interactuar con ácidos fuertes se forman sales de piridinio:



- la piridina entra en reacciones de sustitución electrofílica más difícilmente que el benceno:
  - la reacción de nitración ocurre a 300ºC con bajo rendimiento

$$C_5H_5N + HONO_2 \rightarrow C_5H_4NNO_2 + H_2O$$

  - la reacción con amida de sodio (reacción de Chichibabin):

$$C_5H_5N + NaNH_2 \xrightarrow{t^\circ} C_5H_4N{-}NHNa + H_2,$$

Amida de sodio

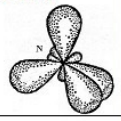
$$C_5H_4N{-}NHNa + H_2O \rightarrow C_5H_4N{-}NH_2 + NaOH$$

aminopiridina

- mediante la hidrogenación se forma una base fuerte: la piperidina:

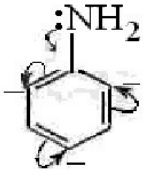
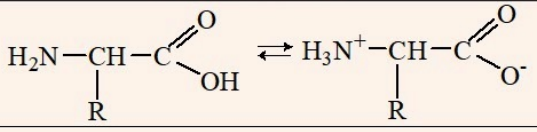
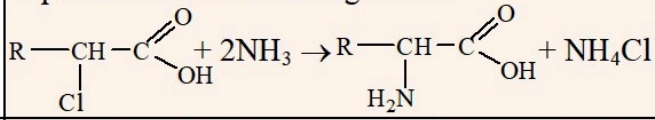
$$C_5H_5N + 3H_2 \xrightarrow{t^\circ, Ni} C_5H_{10}NH$$

COMPUESTOS ORGÁNICOS (tabla

	Aminas
Fórmula global	**RNH_2, R^1R^2NH, $R^1R^2R^3N$**
Estructura molecular 	el átomo de N tiene hibridación sp^3, tiene un par de electrones no compartidos
Obtención	por reducción de nitrocompuestos: $RNO_2 + 6[H] \rightarrow RNH_2 + 2H_2O$ alquilación del amoníaco NH_3: $RCl + 2NH_3 \rightarrow RNH_2 + HCl$
Propiedades físicas	las aminas inferiores (hasta C_3) son gases, muy solubles en agua
Basicidad de las aminas aromáticas $(C_6H_5)_3N < (C_6H_5)_2NH < (C_6H_5)NH_2$	**QUIMICAS**
con ácidos	$RNH_2 + HCl \rightarrow [RNH_3]Cl$
con haluros de alquilo	$CH_3NH_2 + CH_3I \rightarrow (CH_3)_2NH + HI$
oxidación (al arder)	$4C_nH_{2n+3}N + (6n+3)O_2 \rightarrow 2N_2\uparrow + 4nCO_2 + (4n+6)H_2O$
sustitución en el anillo bencénico	—
con HNO_2 (reacción cualitativa)	aminas primarias: $RNH_2 + HNO_2 \rightarrow ROH + N_2\uparrow + H_2O$ aminas secundarias: $R_2NH + HO{-}N{=}O \rightarrow R_2N{-}N{=}O + H_2O$ aminas terciarias: no interactúan
formación de ésteres	—
formación de péptidos	—

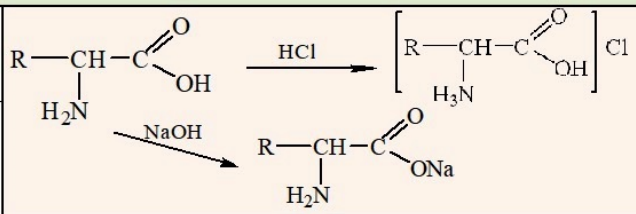
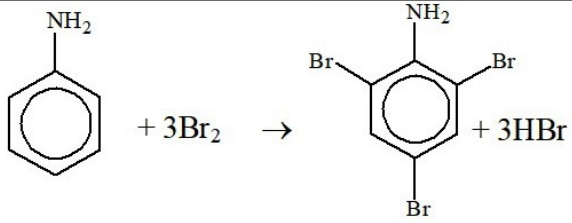
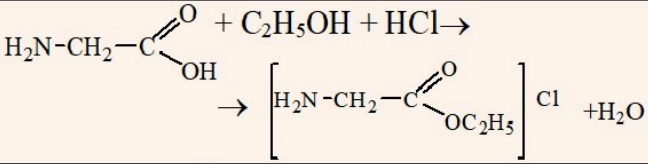
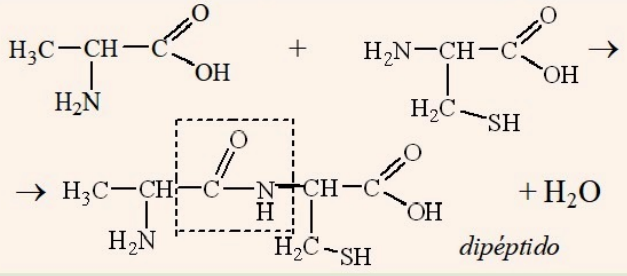
QUE CONTIENEN NITRÓGENO

comparativa)

Amina aromática - anilina	**Aminoácidos**
 $C_6H_5NH_2$	
es poco básica, la densidad electrónica está aumentada en las posiciones *o*- y *p*-.	son compuestos bifuncionales: contienen el grupo carboxilo –COOH (propiedades ácidas) y el grupo amino $–NH_2$ (propiedades básicas)
por reducción de nitrobenceno con polisulfuro de amonio (reacción de Zinin), reducción electroquímica y catalítica. $C_6H_5NO_2 + 6[H] \rightarrow C_6H_5NH_2 + 2H_2O$	a partir de los ácidos halogenados: 
líquido aceitoso incoloro soluble en disolventes orgánicos	sustancias cristalinas incoloras, bien solubles en agua, poco en solventes orgánicos. Se funden con descomposición, tienen un sabor dulce

$< NH_3 <$ $(C_6H_5)NH_2$ $< NH_3 <$ CH_3NH_2 $<$ $(CH_3)_2NH$ $<$ $(CH_3)_3N$

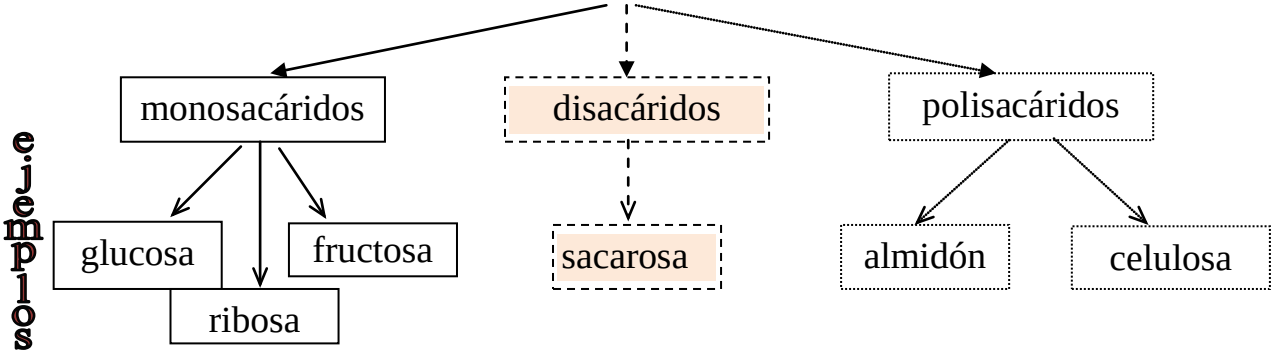
REACCIONES

$C_6H_5NH_2 + HCl \rightarrow [C_6H_5NH_3]Cl$	
—	
$C_6H_5NH_2 + Ca(Cl)OCl \rightarrow$ sustancia compuesta coloración violeta	$4NH_2CH_2COOH + 9O_2 \rightarrow 8CO_2 + 2N_2 + 10H_2O$
	—
—	$H_2N–CH(R)–COOH + HNO_2 \rightarrow$ $\rightarrow$ $HO–CH(R)–COOH + N_2\uparrow + H_2O$
—	
—	

CARBOHIDRATOS $C_x(H_2O)_y$

Los **carbohidratos** son compuestos orgánicos formados por átomos de C, H y O. La composición de la mayoría de los carbohidratos se puede describir por la fórmula $C_x(H_2O)_y$. **Azúcares** es otro nombre de los carbohidratos isomoleculares

CLASIFICACIÓN



En la naturaleza hay 2 procesos recíprocos: la reducción del CO_2 (fotosíntesis de los vegetales) y la oxidación de los carbohidratos (el metabolismo de los organismos animales):

fotosíntesis: $xCO_2 + yH_2O \xrightarrow{\textit{energía solar}} \underset{\text{carbohidratos}}{C_x(H_2O)_y} + xO_2$

metabolismo: $\underset{\text{carbohidratos}}{C_x(H_2O)_y} + xO_2 \longrightarrow xCO_2 + yH_2O$ + enegía

Los carbohidratos son muy comunes en la naturaleza; son una parte integral de las células y tejidos de los organismos vivos. Las plantas tienen la capacidad de sintetizar carbohidratos a través de la fotosíntesis. En las plantas hasta el 80% de la materia seca son carbohidratos, en humanos y animales es del 2%. Alrededor del 70% de la comida humana son carbohidratos

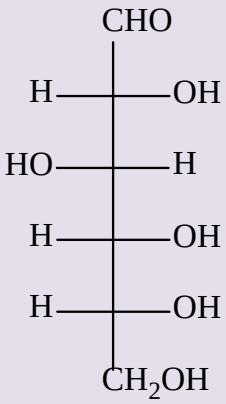
Propiedades físicas

Son sólidos blancos, algunos (glucosa, fructosa, sacarosa, maltosa, etc.) son altamente solubles, otros son insolubles (almidón, celulosa) en agua. Muchos tienen un sabor dulce (fructosa, glucosa, sacarosa, maltosa, lactosa), sus puntos de fusión y ebullición son relativamente bajos

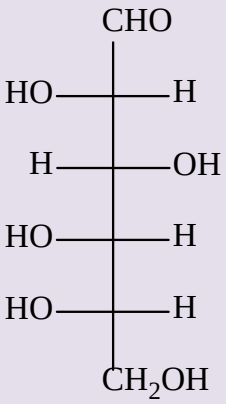
Propiedades químicas

Las reacciones características para los grupos funcionales que forman los carbohidratos correspondientes (aldehídos, alcoholes, etc.), tienen algunas propiedades específicas. Son posibles las interacciones de los grupos alcohol y aldehído dentro de una molécula, lo que se acompaña de la ciclación de la molécula (existiendo en dos formas)

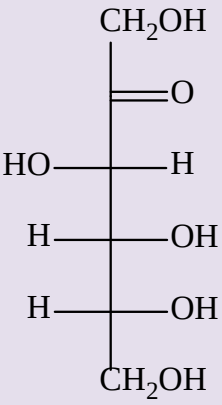
Los **monosacáridos** son compuestos heterofuncionales, sus moléculas incluyen un grupo carbonilo (aldehídico o cetónico) y varios grupos hidroxilo. Por ejemplo:



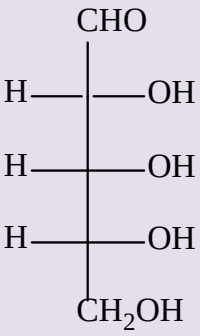
D-glucosa



L-glucosa



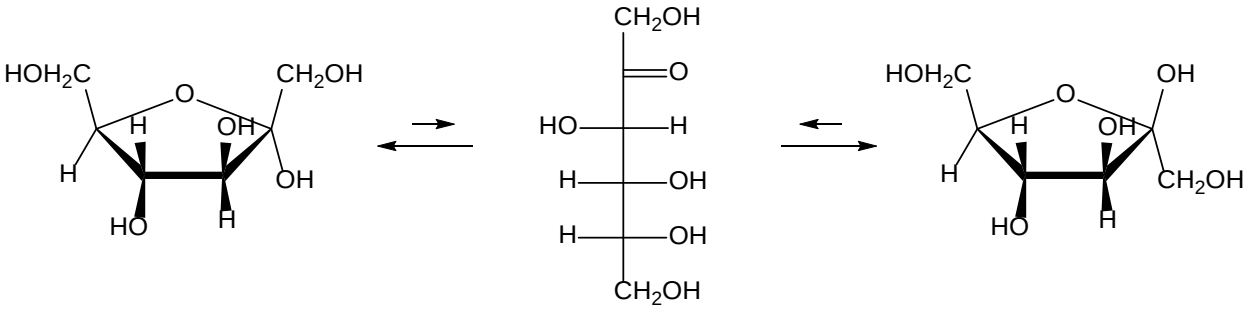
D-fructosa



D-ribosa

Las moléculas de monosacáridos se encuentran en forma de cadenas y ciclos, que en solución acuosa están en equilibrio.
Los monosacáridos con un grupo aldehído se denominan aldosas, con un grupo ceto - cetosas

Fructosa, $C_6H_{12}O_6$:



α–D-fructosa *forma lineal de la D-fructosa* *β–D-fructosa*

OBTENCIÓN de los monosacáridos

• por fotosíntesis:

$$6CO_2 + 6\,H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2.$$

• por hidrólisis de los di y polisacáridos:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{t^o,\ H^+} 2C_6H_{12}O_6;$$

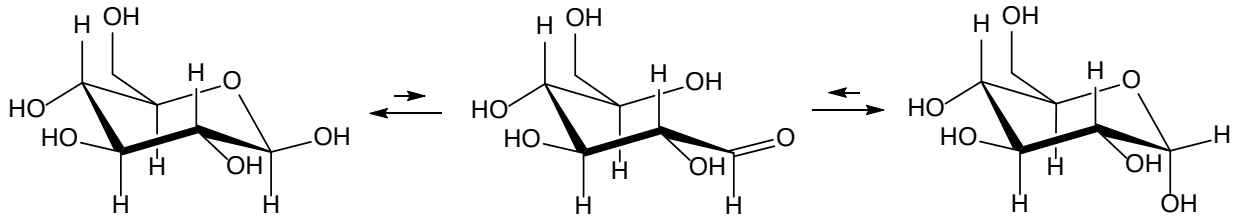
$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t^o,\ H^+} nC_6H_{12}O_6.$$

• por la reacción de Butlerov (1861):

$$6HCHO \xrightarrow{t^o,Ca(OH)_2} C_6H_{12}O_6$$

La fructosa no se puede distinguir de la glucosa por la reacción del espejo de plata o por calentamiento con hidróxido de cobre. Las reacciones de reducción cocurren, aunque la fructosa no contiene un grupo aldehído. Esto se explica porque por la acción de álcalis la fructosa se convierte en glucosa y manosa

Glucosa, $C_6H_{12}O_6$:



forma β de la glucosa *forma aldehídica* *forma α de la glucosa*

Propiedades químicas de la glucosa

● Reacciones por el grupo aldehído:

Oxidación:

• con agua de bromo:

$$CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)H + Br_2 + H_2O \rightarrow CH_2OH(CHOH)_4COOH + 2HBr$$

ácido glucónico

• con solución amoniacal de óxido de plata (reacción del espejo de plata):

$$CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)H + Ag_2O \xrightarrow{NH_3 \cdot H_2O} CH_2OH(CHOH)_4COOH + 2Ag\downarrow$$

ácido glucónico

• con hidróxido de cobre:

$$CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)H + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CH_2OH(CHOH)_4COOH + Cu_2O\downarrow + 2H_2O$$

ácido glucónico

• con ácido nítrico:

$$CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)H + 3[O] \xrightarrow{HNO_3 conc.} COOH(CHOH)_4COOH + H_2O$$

ácido glucárico

Reducción:

•con hidrógeno (catalítico) con formación de un alcohol exahídrico (6 grupos OH)

$$CH_2OH—(CHOH)_4—C(=O)H + H_2 \xrightarrow{t^\circ, Ni} CH_2OH(CHOH)_4CH_2OH$$

sorbitol

● escisión por microorganismos (fermentación):

• fermentación alcohólica:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

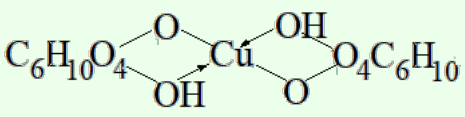
• fermentación láctica:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2CH_3—CH(OH)—COOH$$ (ácido láctico)

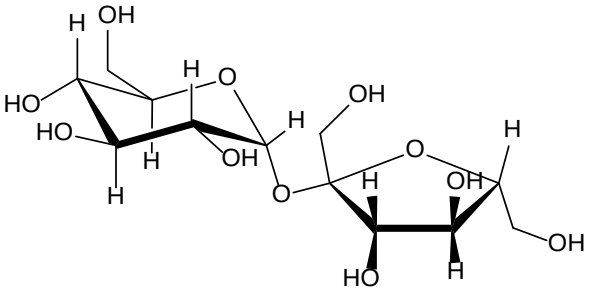
• fermentación butírica:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow CH_3CH_2CH_2COOH + 2CO_2\uparrow + 2H_2\uparrow$$ (ácido butírico)

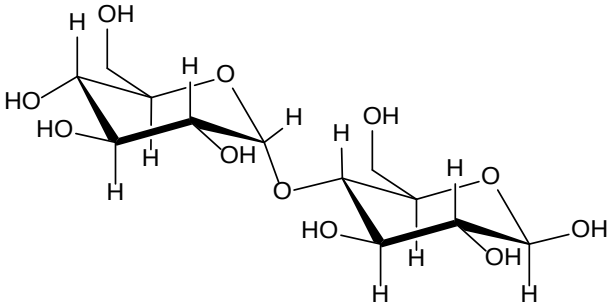
● reacciones que involucran grupos hidroxilo (reacción cualitativa de polialcoholes: formación de un compuesto complejo de color azul brillante):

$$2\ C_6H_{10}O_4(OH)_2 + Cu(OH)_2 \rightarrow$$  $$+ 2H_2O$$

Disacáridos, $C_{12}H_{22}O_{11}$ son carbohidratos, cuyas moléculas consisten en dos residuos de monosacáridos conectados entre sí debido a interacciones de grupos hidroxilo. Los más importantes son sacarosa, lactosa y maltosa. La sacarosa es el nombre químico del azúcar corriente. La lactosa es un ingrediente del suero de la leche. La maltosa se encuentra en los cereales



sacarosa



maltosa

Propiedades químicas específicas

● hidrólisis en medio ácido (o por la acción de enzimas, como resultado se forman monosacáridos):

$$\underset{\text{sacarosa}}{C_{12}H_{22}O_{11}} + H_2O \rightarrow \underset{\text{glucosa}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{frutosa}}{C_6H_{12}O_6}$$

● oxidación con solución amoniacal de Ag_2O y de $Cu(OH)_2$:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + Ag_2O \xrightarrow{NH_3 \cdot H_2O} C_{12}H_{22}O_{12} + 2Ag\downarrow$$

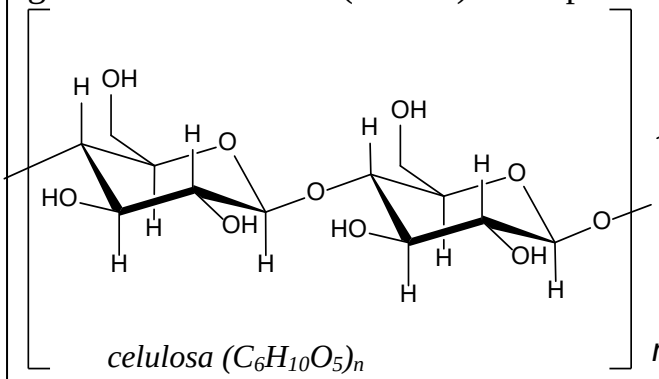
$$C_{12}H_{22}O_{11} + 2Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} C_{12}H_{22}O_{12} + Cu_2O\downarrow + 2H_2O.$$

● interacción con el $Cu(OH)_2$ en frío (**reacción cualitativa** a los polialcoholes):

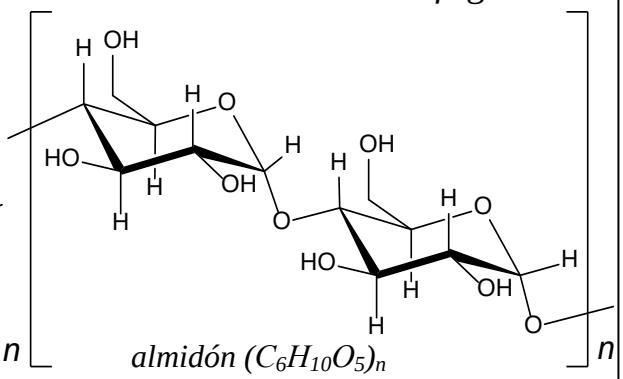
disacárido + $Cu(OH)_2$ → solución azul

● respecto a los oxidantes los disacáridos se dividen en reducibles (maltosa y lactosa) y no reducibles (sacarosa)

Los polisacáridos son productos de la policondensación de monosacáridos. Los polisacáridos naturales más importantes son el almidón y la celulosa. El almidón se forma en las plantas durante la fotosíntesis y es un polímero lineal de la α-glucosa. La celulosa (fibrosa) es un polímero natural de residuos de la β-glucosa



celulosa $(C_6H_{10}O_5)_n$



almidón $(C_6H_{10}O_5)_n$

OBTENCIÓN

□ en la naturaleza: la fotosíntesis:

$$6n\ CO_2 + 5n\ H_2O \xrightarrow{hv,\ clorofila} [C_6H_{10}O_5]_n + 6n\ O_2$$

□ en la industria: de la patata, del maíz, del arroz, etc.

Propiedades químicas del almidón

• hidrólisis:

$$[C_6H_{10}O_5]_n \xrightarrow{+H_2O,\ t,\ H^+} [C_6H_{10}O_5]_x \xrightarrow{H_2O} \frac{n}{2}C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{+H_2O} nC_6H_{12}O_6$$

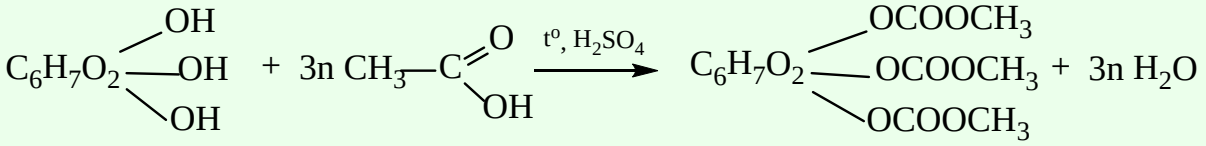
almidón — dextrina — maltosa — glucosa

• interacción con yodo coloración azul (**reacción cualitativa** al almidón)

El almidón es un valioso producto nutritivo que forma parte del pan, las patatas y los cereales, es la fuente principal de carbohidratos para los humanos

Propiedades químicas de la celulosa

• esterificación (con ácidos orgánicos e inorgánicos):



triacetato de celulosa (piroxilina)

• hidrólisis:

$$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{t^o,\ H^+} nC_6H_{12}O_6$$

Celulosa (fibra, polisacárido vegetal): la sustancia orgánica más común en la Tierra

USOS

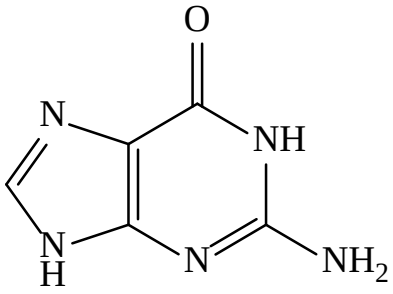
Muchos polisacáridos se producen a gran escala.La **celulosa** se usa para la producción de papel y fibras artificiales, acetatos de celulosa para la producción de fibras y películas, los nitratos de celulosa para explosivos. El **almidón** se usa en la industria alimentaria. Los **polisacáridos** se usan en medicina: agar en microbiología, almidón hidroxietilado y los dextranos como soluciones de sustitución de plasma, algunos glucanos de hongos como agentes antitumorales e inmunoestimulantes

ÁCIDOS NUCLEICOS

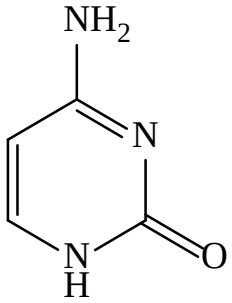
Los ácidos nucleicos son compuestos orgánicos de alto peso molecular, biopolímeros (polinucleótidos) formados por residuos de **nucleótidos**

Los **nucléotidos** están compuestos de tres fragmentos:
1. una base orgánica (adenina, guanina, citosina, timina, uracilo)
2. un monosacárido (ribosa, desoxirribosa)
3. un residuo de ácido fosfórico (H_3PO_4)

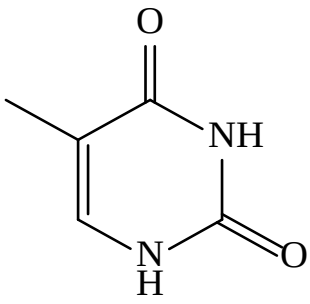
Bases orgánicas



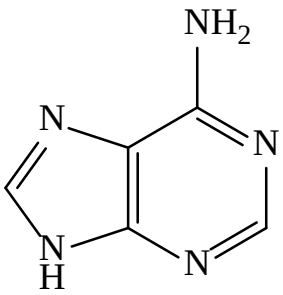
guanina



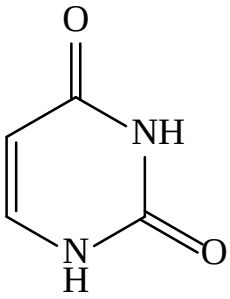
citosina



timina

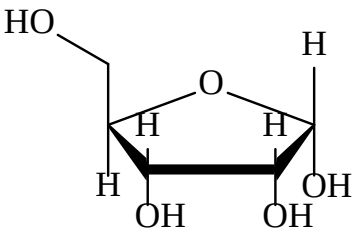


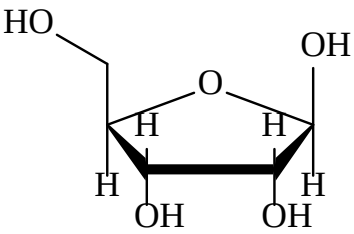
adenina

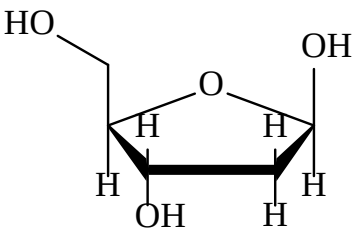


uracilo

Monosacáridos

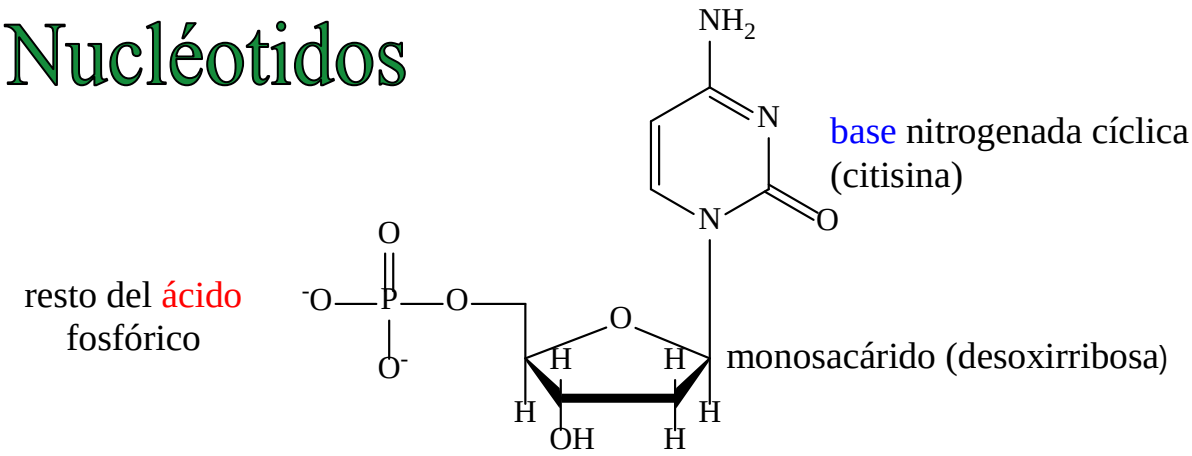






α-ribosa β-ribosa β-desoxirribosa

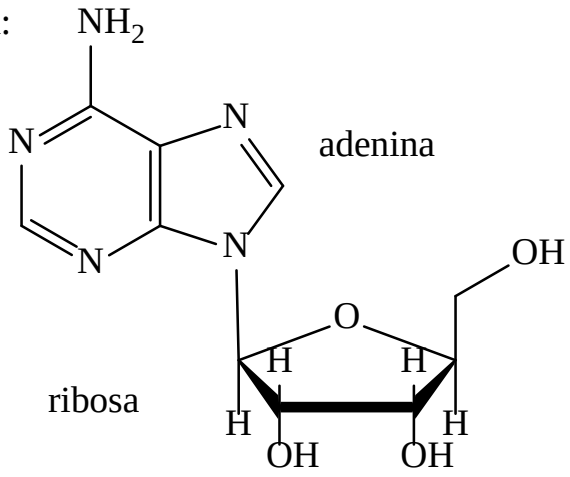
Nucléotidos



Nucleósido

compuesto por dos fragmentos ribosa (o 2-desoxirribosa) y una base orgánica

Por ejemplo, el nucleósido adenosina:



ADN y ARN son dos tipos de ácidos nucléicos. Los ácidos nucléicos ADN y ARN están presentes en las células de todos los organismos vivos y realizan las funciones más importantes de almacenamiento, transmisión y realización de la información hereditaria

DNA

El ácido desoxirribonucléico, contiene como monosacáridos 2-desoxirribosa, como base orgánica adenina, uracilo, timina y citosina.
La molécula de DNA forma una doble hélice de dos cadenas de polinucleótidos retorcidas una en relación con la otra en direcciones opuestas

ARN

El ácido ribonucléico; contiene ribosa como monosacárido, y en calidad de base orgánica adenina, guanina, citosina y uracilo

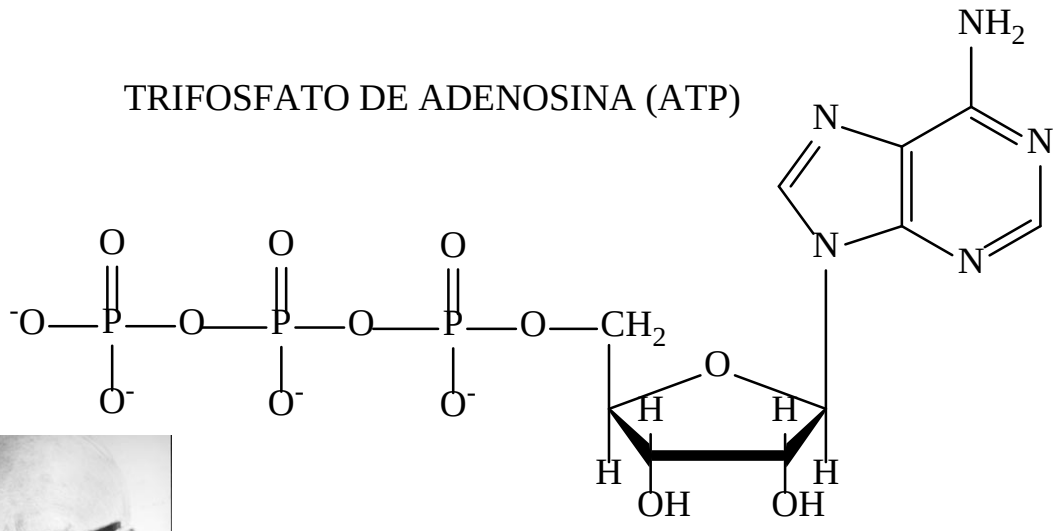
Propiedades químicas

Los ácidos nucléicos son muy solubles en agua, prácticamente insolubles en disolventes orgánicos. Son muy sensibles a la temperatura y a valores críticos de pH. Las moléculas de ADN de alto peso molecular, aisladas de fuentes naturales, pueden fragmentarse bajo la acción de fuerzas mecánicas, por ejemplo, al agitar una solución

El papel de los ácidos nucléicos en la biología es excepcional. Las principales funciones de los ácidos nucléicos en los organismos vivos son el almacenamiento, la transferencia y el uso de información hereditaria en la síntesis bioquímica. De forma resumida se puede decir que el ADN almacena información genética, y el ARN lee esta información y la usa en las síntesis

Se conocen formas monoméricas que juegan un papel importante en los procesos de transmisión de señales o almacenamiento de energía en las células. El monómero de ARN más famoso es el ácido trifosfórico de adenosina, el ATP es una fuente universal de energía para todos los procesos bioquímicos en sistemas vivientes

TRIFOSFATO DE ADENOSINA (ATP)



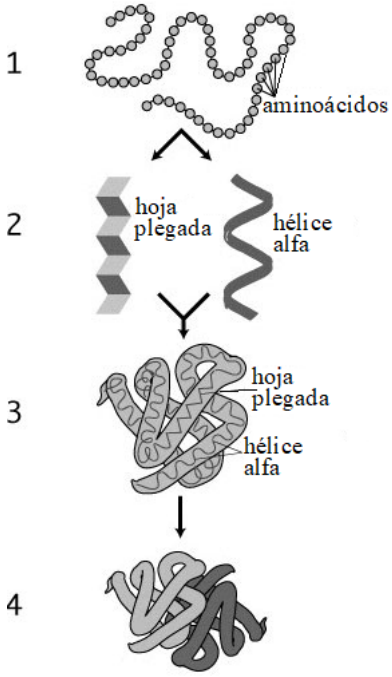
Karl Lohmann (1898-1978)

El trifosfato de adenosina lo descubrió Karl Lohmann en 1929. En 1941 Fritz Lipmann demostró que el ATP es el principal portador de energía en la célula

PROTEÍNAS

(proteínas, polipéptidos)

Las **proteínas** son compuestos de alto peso molecular, que se forman de residuos de aminoácidos. En las proteínas, los aminoácidos están unidos por un enlace peptídico



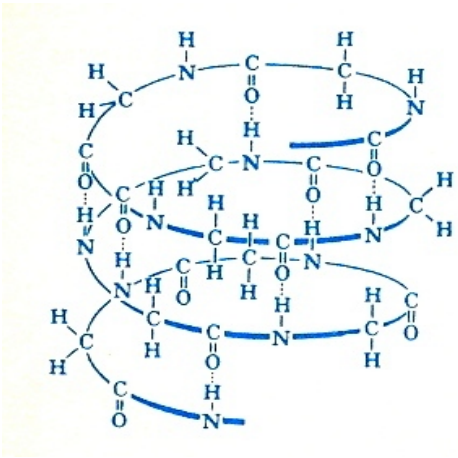
ESTRUCTURA DE LAS PROTEÍNAS

primaria: la secuencia de residuos de aminoácidos en la cadena polipeptídica;

secundaria:– configuración espacial de la cadena polipeptídica (hélice α); la cadena se estabiliza mediante enlaces de hidrógeno entre los grupos CO y NH;

terciaria: es la configuración que la espiral toma en el espacio de glóbulo;

cuaternaria: es la conexión entre las macromolé-culas (glóbulos) en una estrutura tridimensional



Estructura secundaria de una proteína

Estructura terciaria de la mioglobina

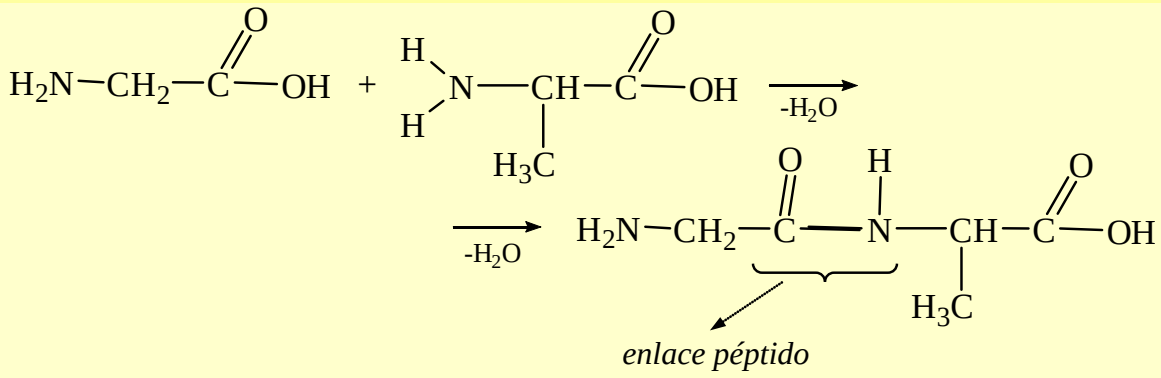
Propiedades físicas

Algunas proteínas son solubles en agua (forman, por regla general, soluciones coloidales) y otras no. El calentamiento conduce a la desnaturalización: ruptura de enlaces y carbonización

La composición de las proteínas del cuerpo humano incluye 22 aminoácidos, pero la cantidad de formas de conectarlos en diferentes secuencias es enorme. Esto explica la gran variedad de proteínas

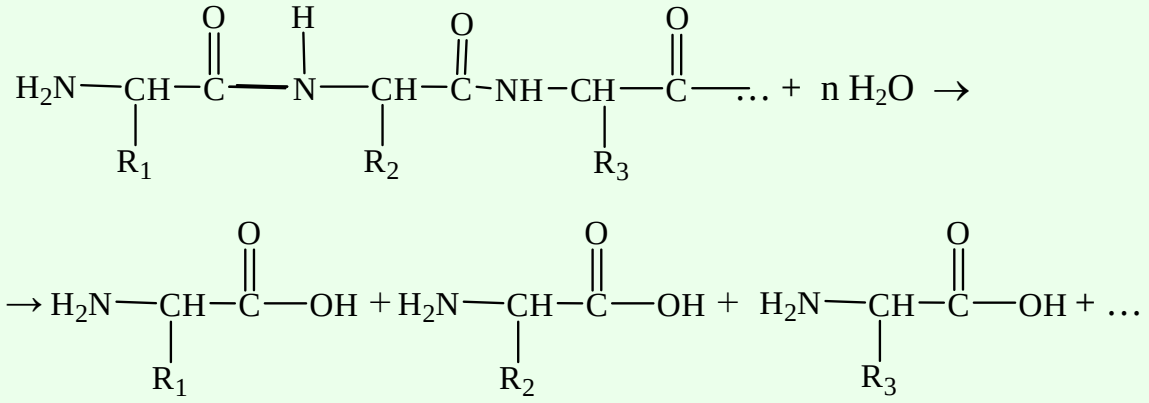
OBTENCIÓN

● de los aminoácidos:



Propiedades químicas

● hidrólisis (al calentarlas con **bases** o con **ácidos**):



Reacciones cualitativas a las proteínas:

● Reacción de **Biuret** para todas las proteínas. En medio alcalino en presencia de sales de Cu(II) se forma una coloración azul-violeta

● Reacción de la **ninhidrina** (para todos los aminoácidos)**:** al ebullir con ninhidrina, se forma una coloración azul-violeta

● Reacción **xantoproteica** es evidencia de la presencia de α-aminiácidos que contienen un núcleo aromático. Al tratar proteínas con HNO_3 concentrado, aparece un color amarillo

● Reacción de **Millon** (solución de $Hg(NO_3)_2$ con HNO_3 diluido e impurezas de HNO_2) para las proteínas que contienen fragmentos de fenol. Al reaccionar el reactivo con la proteína aparece un precipitado blanco que después se colorea de rojo sangre

● Reacción de **Foley** (contiene $Pb(CH_3COO)_2$ y un álcali) al grupo –SH en las proteínas. Lleva a la formación de un precipitado negro de PbS

ÍNDICE DE NOMBRES

A

Abelson, Philip H., 1913-2004, físico estadounidense ***218***
Agricola, Georgius, 1494–1555, nombre real Georg Pawer, minerálogo, filósofo y médico alemán ***81, 152, 205, 264***
Alberto Magno, Albert von Bollstädt, ~1193-1280, filósofo y teólogo alemán ***132***
Arfvedson, Johann August, 1792-1841, químico y minerálogo sueco ***105***
Aristóteles (Ἀριστοτέλης) 384-322 antes de n.e., antiguo filósofo griego ***211***
Arrhenius, Svante August 1859-1927, físico-químico sueco ***41, 52, 86***
Avogadro, Amedeo (Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro), 1776-1856, químico italiano***, 11***

B

Balard, Antoine-Jerome, 1802-1876, químico francés ***159***
Barnabas Vud dentista americano ***144***
Basilio Valentín siglos XIV-XV, monje-alquimista alemán; los escritos atribuidos a él fueron publicados en 1599-1602, posiblemente escritos por varios autores no antes de la segunda mitad del siglo XVI ***142, 154, 207, 209***
Becher, Joham Joaquim 1635-1682, químico, médico y economista alemán ***240***
Berg, Otto Carl, 1873-1939, químico espectroscopista alemán, ***184, 185***
Berthollet, Claude Louis, 1748-1822, químico francés ***90, 158***
Berzelius, Jons Jacob, 1779-1848, químico sueco ***104, 121, 147, 173, 215, 218, 220, 263***
Biringuccio, Vannoccio 1480-1539, alquímista, metalúrgico y arquitecto italiano ***154***
Black, Joseph, 1728-1799, físico y químico escocés ***109, 110***
Boltzmann, Ludwig, 1844-1906, químico alemán ***4, 37***
Bosch, Carl, 1874-1940, químico tecnólogo alemán ***135***
Boyle, Robert, 1627-1691, químico y físico irlandés ***11***
Brandt, Georg, 1694-1768, químico sueco ***197, 198, 200***
Brandt, Hennig, 1630-1710, alquimista y soldado alemán ***132***
Broglie de, Louis, 1892-1987, físico francés ***11, 15***
Bronsted, Johannes Nicolaus, 1879-1947, físicoquímico danés ***86***
Bunsen, Robert Wilhelm, 1811-1899, físico y químico alemán ***105***
Bútlerov, Aleksandr Mijailovich (Бутлеров Александр Михайлович), 1828-1887, químico ruso ***221, 283***

C

Casciarolo, Vincenzo, 16-17в, zapatero y alquimista italiano ***112***
Cavendish, Henry , 1731-1810, químico inglés ***98***
Chancourtois, Alexandre-Émile Béguyer de, 1820-1886, químico y geólogo francés ***19***
Charles, Jacques Alexandre César, 1746-1823, científico francés, ***11***
Chernyshevsky, Nikolay Gavrilovich (Чернышевский Николай Гаврилович), 1828-1889, crítico literario, escritor, publicista ruso ***115***
Chichibabin, Alexey Evgenievich (Чичибабин Алексей Евгеньевич), 1871-1945, químico ruso ***279***
Choppin, Gregory Robert, 1927-2015, físico americano ***219***
Clapeyron, Benoît Paul Émile, 1799-1864, físico e ingeniero francés ***12***
Cleve, Pierre Theodore, 1840-1905, químico sueco ***166, 216***
Corson, Dale Raymond, 1914-2012, físico americano ***159***
Coryell, Charles D., 1912-1971, radioquímico americano ***215***
Coster (Koster), Dirk, 1889-1950, físico y químico holandés ***173, 175***
Courtois Bernard, 1777-1838, químico francés***159***

Crafts, James Mason, 1839-1917, químico americano ***248***
Cranston, John, físico inglés ***218***
Crawford, Adair, 1748-1795, químico inglés ***109***
Cronstedt, Axel Fredrik, 1722-1765, químico danés ***201, 202***
Crookes, William, 1832-1919, químico inglés ***114***
Curie, Maria Sklodowska, 1867-1934, fisicoquímica polaca nacionalizada francesa ***5, 109, 147***
Curie, Pierre, 1859-1906, químico y físico francés ***5, 109***

D

Dalton, John, 1766-1844, físico y químico inglés ***10***
Davy, Edmund, 1785-1857, químico inglés ***246***
Davy, Humphry, 1778-1829, químico y físico inglés ***72, 105, 106, 109, 114, 246***
Debierne, Andre Louis, 1874-1949, químico francés ***170***
Delafontaine, Marc, 1837-1911, químico suizo ***216***
Demarçay, Eugène-Anatole, 1852-1903, químico francés ***215***
Döbereiner, Johann Wolfgang, 1780-1849, químico alemán ***19***
Dorn (Dohrn), Friedrich Ernest, 1848-1916, físico alemán ***166***

E

Einstein, Albert, 1879-1955, físico alemán ***10***
Ekeberg**,** Anders Gustaf, 1767-1813, minerálogo sueco ***177***
Elhuyar, (Delhuyar, Delhuyar y Lubice): Fausto Fermín de (1755-1833) y Juan José de (1754-1796) químicos y minerálogos españoles ***180, 182***

F

Fajans, Kasimir, 1887-1975, físicoquímico Americano ***47, 219***
Faraday, Michael, 1791-1867, físico inglés ***4, 72, 106***
Feringa, Bernard , 1951, químico holandés, ***231***
Fidanza (Buenaventura), Giovanni, ~1218, teólogo, alquimista y cardenal italiano ***85***
Franck, James, 1882-1964, físico alemán-americano ***175***
Friedel, Charles , 1832-1899, químico orgánico francés ***248***

G

Gadolin, Johan, 1760-1852, químico finlandés ***169, 170, 216***
Gahn, Johan Gottlieb 1745-1818, químico sueco ***184, 185***
Gay-Lussac, Joseph Louis, 1778-1850, químico y físico francés ***10, 11, 114***
Ghiorco, Albert, 1915-2010, radioquímico americano ***218, 219***
Gibbs, Josiah Willard, 1839-1903, físico americano ***8, 36, 38***
Gilbert, Ludwig Wilhelm, 1769-1824, físico alemán ***104***
Gjelm (Hjelm), Peter Jacob, 1746-1813, químico sueco ***180***
Glauber, Johann Rudolf, 1604-1670, farmacéutico y químico alemán ***83***
Glendenin, Lawrence, 1918-2008, radioquímico americano ***115***
Gregor, William, 1761-1817, sacerdote inglés, minerálogo, químico aficionado ***173, 175***
Guldberg, Cato Maximilian, 1836-1902, fisicoquímico y matemático noruego ***41***

H

Hahn, Otto, 1879-1968, físico y radioquímico alemán ***218***
Harvey, Bernard J., 1919-2016, físico americano ***219***
Hatchett, Charles, 1765–1847, químico inglés ***177***
Heber, Fritz, 1868-1934, químico alemán y tecnólogo ***135***
Heisenberg, Werner Karl, 1901-1976, físico alemán ***15***

Henry, William, 1774-1836, químico inglés ***49***
Hess, Germain Henri Ivanovich (Гесс Герман Иванович), 1802-1850, químico ruso ***39***
Hevesy, George (Hevesy György), 1885-1966 químico húngaro ***173, 175***
Hisinger, Wilhelm, 1766-1852, químico sueco ***215***
Hund, Friedrich, 1896- 1997, físico alemán ***17***

J

James, Charles, 1880 -1928, químico americano ***216, 218***
Joliot-Curie cónyuge: Frederick, 1900-1958 e Irene, 1897-1956, físicos franceses ***118***
Joule, James Prescott, 1818-1889, físico inglés ***8***

K

Kekule, Friedrich August von Stradonitz 1829-1896, químico alemán ***248***
Kelvin, William Thomson, 1824-1907, físico y químico inglés ***4, 5,6***
Kirchhoff, Gustav Robert, 1824-1887, químico alemán ***105***
Klaproth, Martin Heinrich, 1743-1817, químico alemán ***173, 175, 218***
Klaus, Karl Ernst, (Клаус Карл Карлович), 1796-1864, químico ruso ***149, 191, 192***
Klechkovsky (Klechkovskii), Vsevolod Mavrikevich (Клечковский Всеволод Маврикиевич), 1900-1974, agroquímico ruso y soviético ***16***
Kodama, Sachiko, 1970, científica y artista japonesa ***190***
Kolbe, Adolf Wilhelm Hermann, 1818-1884, químico alemán ***263***
Konovalov, Mikhail Ivanovich (Коновалов Михаил Иванович), 1858-1906, químico orgánico ruso ***235, 250***
Kroto, Harold Walter, 1939-2016, químico británico ***3***
Kucherov, Mikhail Grigorievich (Кучеров Михаил Григорьевич), 1850-1911, químico orgánico ruso ***246, 260, 271***

L

Ladenburg, Albert, 1842-1911, químico orgánico alemán ***237***
Laplace, Pierre-Simon де, 1749-1827, matemático francés, físico, astrónomo ***39***
Larsh, Almon E., 1929, físico americano***219***
Latimer, Robert M., 1934-1998, físico americano ***219***
Laue, Max Theodor Felix von, 1879-1960, físico alemán ***175***
Lavoisier (de Lavoisier), Antoine-Laurent de, 1743-1794, químico francés ***9,39***
Le Châtelier, Henry Louis, 1850-1936, físicoquímico francés ***45***, ***166***
Lebedev, Sergey Vasilievich (Лебедев Сергей Васильевич), 1874-1934, químico ruso soviético ***243, 251***
Lecoq de Boisbaudran, Paul Émile (François) Поль Эмиль, 1838-1912, químico francés ***114, 215,216***
Lewis, Gilbert Newton, 1875-1946, físicoquímico americano ***87***
Lipman, Fritz Albert, 1899-1986,bioquímico alemán-americano ***289***
Lockye, Joseph Norman, 1836-1920, astrónomo inglés ***143, 166***
Lohmann, Karl, 1898-1978, bioquímico alemán ***289***
Lomonosov, Mikhail Vasilievich (Ломоносов Михаил Васильевич), 1711-1765, científico, poeta, enciclopedista ruso ***9***
Lövig, Karl Jacob, 1803-1890, químico alemán ***159***
Lowry, Thomas Martin, 1874-1936, químico británico ***86***
Lüttinghaus, Arthur, químico alemán ***232***

M

MacKenzie, Kenneth Ross, 1912-2002, físico americano ***159***
Maier Michael (Michael Maierus), 1568-1622, monje alquimista alemán ***141***
Marggraf, Andreas Sigismund, 1709-1782, químico y metalúrgico alemán ***137***
Marignac, Charles Galissard de, 1817-1894, químico suizo ***215***

Marinsky, Jacob Akiba, 1918-2005, físico americano ***215***
Mariotte, Edm, 1620-1684, físico francés ***11***
Markovnikov, Vladimir Vasilievich (Марковников Владимир Васильевич), 1837-1904, químico ruso ***237, 241, 243, 245***
McMillan, Edwin Mattison, 1907-1991, físico americano ***218***
Meitner, Lise, 1878-1968, científica física sueca de origen austriaco ***218***
Mendeleyev, Dmitry Ivanovich (Менделеев Дмитрий Иванович), 1837-1907, químico ruso ***12, 15, 19, 20, 23, 25, 26, 47, 115***
Meyer, Julius Lothar, 1830-1895, químico alemán , ***19, 25***
Moissan, Henri, 1852-1907, químico francés ***126, 159***
Morgan, L.O., físico americano ***218***
Mosander, Carl Gustav, 1797-1858, químico y cirujano sueco ***170, 216***
Müller von Reichenstein, Franz-Joseph, 1740-1825, minerólogo austro-húngaro ***147***

N

Napoleón I Bonaparte, 1769-1821, comandante y emperador francés ***122***
Napoleón III Bonaparte Carlos Luis, 1808-1873, último monarca francés, el sucesor de Napoleón I, ***115***
Newlands, John Alexander Reina, 1837-1898, químico inglés ***19***
Newton, Isaac, 1643-1727, matemático, astrónomo, físico y alquimista inglés ***5***
Nilson, Lars Fredrik, 1840-1899, químico sueco ***170***
Noddack, cónyuges: Walter Karl Friedrich, 1893-1960 y Ida (Ida Таске), 1896-1978, fisicoquímicos alemanes ***184,185***

O

Odling, William, 1829-1921, químico inglés ***19***
Oganesyan, Yuri Tsolakovich (Оганесян Юрий Цолакович), 1933, físico ruso, académico ***26, 166***
Orsted (Ørsted), Hans Christian, 1777-1851, físico danés ***114, 115***
Ostwald, Wilhelm Friedrich, 1853-1932, fisicoquímico alemán ***56***

P

Paracelso o Teofrasto Paracelso (Paracelsus), Theophrastus Phillippus Aureolus Bombastus von Hohenheim, 1493-1541, médico y naturalista alemán ***210***
Pascal, Blaise, 1623-1662, filósofo, escritor, matemático y físico francés ***5***
Pauli, Wolfgang Ernst, 1900-1958, químico suizo ***16***
Pauling, Linus Carl, 1901-1994, químico americano ***20, 25, 83, 97***
Perey, Marguerite Catherine, 1909-1975, radioquímica francesa ***105***
Perrier, Carlo, 1886-1948, químico italiano ***184, 185***
Planck, Max Karl Ernst Ludwig, 1858-1947, físico alemán ***4, 15***
Priestly Joseph Louis, 1733-1804, químico británico, sacerdote ***145,147***
Proust, Joseph Louis, 1754-1826, químico francés ***10***

R

Ramsay, William, 1852-1916, químico inglés ***165, 166***
Ray (Wray), John, 1627-1705, naturalista inglés ***263***
Rayleigh, John William Strutt, 1842-1919, físico inglés ***143***
Reich, Ferdinand, 1799-1882, físico alemán ***114***
Richter, Hieronymus Theodore, 1824-1896, químico alemán ***114***
Richter, Jeremias Benjamin, 1762-1807, químico alemán ***13***
Rio del, Andrés Manuel, 1764-1846, minerálogo mexicano ***177***
Rutherford, Daniel, 1749-1819, físico y químico escocés ***132***
Rutherford, Ernest, 1871-1937, físico británico ***20***

S

Sauvage, Jean-Pierre, 1944, químico francés ***231***
Scaligero, Giulio Cesare o della Scala (Julius Caesar Scaliger) (nombre real, Giulio

Bordoli), 1484-1558, científico y poeta italo-francés ***202***
Schill, G., químico alemán ***232***
Schönbein, Christian Friedrich, 1799-1868, químico suizo ***148***
Scott, Robert Falcon, 1868-1912, explorador polar británico ***122***
Seaborg, Glenn Theodore, 1912-1999, químico y físico americano ***218, 219***
Sefström, Niels Gabriel, 1787-1845, químico sueco ***177***
Segrè, Emilio Gino , 1905-1989, físico italiano ***159, 184, 185***
Semenov, Nikolay Nikolaevich (Семёнов Николай Николаевич), 1896-1986, fisicoquímico ruso ***235,250, 260***
Sheele, Carl Wilhelm, 1742-1786, químico sueco ***145, 147, 159, 182, 229, 255***
Sikkeland, Thorbjørn, 1923-2014, químico y físico noruego ***219***
Sniadecki, Jedrzej, 1768-1838, químico y médico polaco ***191***
Soddy, Frederick**,** 1877-1956, radioquímico inglés ***218***
Soret, Jacques-Louis, 1827-1890, químico sueco ***216***
Stoddart, James Fraser, 1942, químico escocés y americano, ***231***
Street Jr., Kenneth, 1920-2006, radioquímico americano ***219***
Stromeyer, Friedrich, 1776-1835, químico alemán ***211***

T

Tacke, Ida (Ida Noddack-Tackes), (esposa de Walter Noddack), 1896-1978, físicoquímica alemana ***184, 185***
Tennant, Smithson, 1761-1815, químico inglés ***191, 197, 199***
Thénard, Louis Jacques, 1777-1857, químico francés ***114***
Thompson, Stanley Gerald, 1912-1976, físico americano ***219***
Thomson, Joseph John , 1856-1940, físico inglés ***20***
Travers, Morris William,1872-1961, químico inglés ***166***

U

Urbain, Georges, 1872-1938, químico francés ***216***
Usanovich, Mikhail Ilyich (Усанович Михаил Ильич), 1894-1981, fisicoquímico soviético ***87***

V

van der Waals, Johannes Diderik, 1837-1923, físico holandés ***35***
Van't Hoff, Jacobus Henricus, 1852-1911, químico holandés ***41***
Vauclin (Vanquelin), Nicola Louis, 1763-1829, químico francés ***109, 110, 180***

W

Waage, Peter, 1833-1900, químico noruego ***41***
Wackenroder, Heinrich Wilhelm Ferdinand, 1798-1854, químico y farmacéutico alemán ***149***
Welsbach, Auer Von Karl, 1858-1929, químico austriaco ***215***
Winkler, Clemens Alexander, 1838-1904, químico alemán ***103, 121***
Wollaston,William Hyde, 1766-1828, químico inglés ***197, 198, 202***
Wurtz, Charles Adolf, 1817-1884, químico francés ***106, 234, 237***

Z

Zelinsky, Nikolay Dimitrievich (Зелинский Николай Дмитриевич), 1861-1953, químico orgánico ruso y soviético ***246, 248***
Zinin, Nikolay Nikolaevich (Зинин Николай Николаевич), 1812-1880, químico orgánico ruso ***273, 278, 281***

ÍNDICE DE MATERIAS

A

Alcadienos, ***242***
  isomería, ***242***
  nomenclatura, ***242***
  obtención, ***243***
  propiedades, ***242, 243***
  usos, ***242***
Álcali, ***78***
Alcanos, ***223***
  fuentes naturales, ***234***
  isomería, ***233***
  nomenclatura, ***233***
  obtención, ***234***
  propiedades, ***234***, ***235***
  usos, ***233***
Alcohol de vitriolo, ***154***
Ácido
  acético, ***263***
  carbónico, ***124***
  cianhídrico, ***145***
  cítrico, ***229***
  clorhídrico, ***161***
  clorhídrico, ***161***
  débil, 95
  fluorhídrico, ***161***
  fórmico, ***263***
  fosfórico, ***288***
  fuerte, ***95***
  gálico, ***229***
  hiponitroso, ***137***
  láctico, ***145, 229***
  málico, ***229***
  metafosfórico, ***140***
  nítrico, ***85***, ***137***
  nitroso, ***137***
  ortofosfórico, ***140***
  oxálico, ***145***, ***229***
  peroxodisulfúrico, ***153***
  peroxosulfúrico, ***153***
  pirofosfórico (difosfórico), ***140***
  silícicos, ***124***
  sulfúrico, ***85, 152, 154***
  sulfuroso, ***152***
  tartárico, ***221, 222, 22***9
  tiosulfúrico, ***153***
  úrico, ***145***
  vitriolo, ***154***
Ácidos
  clasificación, ***81***
  fuerza, ***83***
  interacción con los metales, ***85***
  nomenclatura, ***82***
  nucleicos, ***287***
  obtención, ***83***
  propiedades, ***82, 84***
  acidez, ***264***
Ácidos carboxílicos, ***262***
  estado en la naturaleza, ***264***
  grasos, ***262***
  isomería, ***262***
  nombres, ***262***
  obtención, ***262***
  propiedades, ***263***
  sales, ***264***
  usos, ***264***
Ácidos nucleicos
  papel en biología, ***289***
  propiedades, ***289***
Actinio, ***169***, *Ver* Subgrupo del escandio
Actinoides, ***217***
  principales características, ***218***
  propiedades de los elementos, ***217***
Adenina, ***287***
Adenosina, trifosfato de, ***289***, *Ver* ATF
ADN, ***35, 288***
Agua, ***99***
  dureza, ***112***
  obtención, ***99***
  pesada, ***100***
  propiedades, ***100***
  purificación, ***99***
  usos, ***100***
Agua regia, ***85, 175, 189, 203***
Agua orgánica, ***265***
Alcoholes, ***252, 253***
  aromáticos, ***256***
  clasificación, ***253***
  isomería, ***252***
  nomenclatura, ***252***
  obtención, ***253***
  polioles ***255***
  propiedades, ***252, 254***
  usos, ***256***
Aldehídos, ***259***
  isomería, ***259***
  nomenclatura, ***259***
  propiedades, ***261***
  usos, ***261***

Alquenos, ***223***
isomería, ***239***
nomenclatura, ***239***
obtención, ***240***
propiedades, ***240***, ***241***
usos, ***240***
Alquinos, ***223, 244***
estado en la naturaleza, ***246***
isomería, ***244***
nomenclatura, ***244***
obtención, ***244***
propiedades, **245**
usos, ***245***
Almidón, ***285***
Alumbres, ***114***
Aluminio, ***115***
compuestos, ***116***
origen del nombre, ***114***
principales características, ***114***
propiedades, ***115***
usos, ***116***
Aminoácidos, ***274***
carácter anfótero, ***275***
clasificación, ***274***
esenciales, ***276***
isomería, ***274***
no esenciales ***276***
nombres, ***274***
nomenclatura, ***274***
obtención, ***275***
propiedades, ***275, 276***
usos, ***276***
Alumosilicatos, ***114***
Aminas, ***272***
basicidad de las aromáticas, ***272***
clasificación, ***272***
nomenclatura, ***272***
obtención, ***273***
propiedades, ***272, 273***
usos, ***272***
Amoníaco, ***134, 135***
Amonio, ***135***
Anión, ***52***
Anilina, ***272***
Ánodo, ***52***
inerte, ***70***
insoluble, ***68***
soluble, ***68, 70***
Antimonio, ***141, 207***
compuestos, ***142, 143***
obtención, ***130***
origen del nombre, ***130***
principales características, ***131***
propiedades, ***141***
sulfuros, ***144***
usos, ***144***
Antimonita, ***141***
Antimonium, ***142***
Arenos, ***247***
conjugación, ***247***
deslocalización de los enlaces, ***247***
isomería, ***247***
nomenclatura, ***247***
obtención, ***248***
propiedades, ***248, 249***
sustituyentes electroaceptores, ***249***
sustituyentes electrodonadores, ***249***
usos, ***248***
Arginina, ***276***
Argón, ***165***, *Ver* Gases nobles
origen del nombre, ***166***
ARN, ***35, 288***
Arsénico, ***130***
compuestos, ***142, 143***
obtención, ***130***
origen del nombre, ***130***
principales características, ***131***
propiedades, ***141***
sulfuros, ***144***
usos, ***144***
Arsenopirita, ***130***
Arsina, ***142***
Astato, ***158***, *Ver* Halógenos
origen del nombre, ***159***
ATF, ***289***
Átomo, ***9***
carga, ***27***
estructura electrónica, **15**
radio, ***24***
Azúcares, ***282***
Azufre, ***145***
ácidos, ***152***
compuestos, ***150, 153***
halgenuros, ***151***
obtención, ***149***
origen del nombre, ***154***
óxidos, ***151***
principales características, ***147***
propiedades, ***146, 149***
usos, ***154***
Azul de Berlín, ***194***
Azul de prusia, ***194***

B

Bario, 108, *Ver*. Metales alcalinotérreos
origen del nombre, ***109***
Barita, ***112***
Base
débil, ***95***
fuerte, ***95***
mitrogenada ***288***
Bases
clasificación, ***78***
nomenclatura, ***78***
orgánicas, ***287***
de Arrhenius, ***86***
de Brønsted - Lowry, ***86***
de Lewis, ***86***
de Usanovich, **86**
obtención, **79**
propiedades, ***79, 80***
Bauxitas, ***114***
Benceno Dewar, ***240***
Benceno Ladenburg, ***237***
Berilio, ***110***
compuestos, ***111***
origen del nombre, ***109***
propiedades, ***111***
Bismutirina, 142
Bismuto, ***130***
principales características, ***131***
obtención, ***130***
usos, ***144***
origen del nombre, ***130***
propiedades, ***141***
compuestos, ***142, 143***
sulfuros, ***144***
Bloque de elementos, ***21***
Boranos, ***117***
Bórax, ***114***
Boro, ***117***
compuestos, ***117, 118***
origen del nombre, *114*
principales características, ***114***
propiedades, ***117***
usos, ***118***
Boruros, ***118***
Bromo, ***158***, *Ver* Halógenos
origen del nombre, ***159***

C

Cadmio, ***210***
origen del nombre, ***211***
subgrupodel zinc, ***210***
Calcio, 108, *Ver* Metales alcalinotérreos
origen del nombre, ***109***
Calcógenos, ***145***
Calomelanos, ***90***
Capacidad
oxidante, ***24***
reductora, ***24***
Carbohidratos, ***282***
clasificación, ***282***
en la naturaleza, ***282***
fotosíntesis, ***282***
metabolismo, ***282***
propiedades, ***282***
Carbino, ***122***
Carbono ***199***
compuestos, ***124***
formas alotrópicas, ***122***
obtención, ***120***
origen del nombre, ***121***
principales características, ***121***
propiedades, ***123***
usos, ***125***
Carbonatos, ***125***
Carburos, ***126***
Carga
del electrón, ***4***
del protón, ***4, 14***
signo, ***5***
Carnalita, ***105***
Cantidad de sustancia, ***6***
unidad, ***6***
Catálisis, ***42***
heterogénea, ***42***
homogénea, ***42***
negativa, ***42***
Catalizador, ***42, 44***
Catenano, ***231, 232***
Catión, ***52***
Cátodo, ***52***
Celda cuántica, ***28***
Célula cuántica, ***17***
Celulosa, ***285, 286***
Centro quiral, ***222***
Ceras, ***268***
usos, ***269***
Cetonas, ***259***
isomería, ***259***
nomenclatura, ***259***
obtención, ***260***
Cesio, ***104***, *Ver* Metales alcalinos
origen del nombre, ***105***
Ciclanos, ***236***

Cicloalcanos, ***236***
isomería, ***236***
nomenclatura, ***236***
obtención, ***237***
propiedades, ***237, 238***
Cicloparafinas, ***236***
Citisina, ***288***
Citosina, ***287***
Composición de la solución, ***51***
fórmulas de cáculo, ***51***
Concentración. *Ver* Composición de la solución
equivalente, ***50***
molar, ***50***
normal, ***50***
Cinética, ***43***
Cinética química, ***40***
Clasificación
compuestos inorgánicos, ***73***
de bases, ***78***
de compuestos orgánicos, ***223***
de los ácidos, ***81***
de óxidos, ***74***
de reacciones orgánicas, ***227***
de sals, ***88***
de soluciones, ***46***
reacciones químicas, ***59, 60***
reacciones redox, ***63***
Cloro, ***145***, *Ver* Halógenos
origen del nombre, ***159***
Clorofila, ***226***
Cobaltita, ***197***
Cobalto ***196***
origen del nombre, ***196***
Cobre, ***205, 209, 231***
origen del nombre, ***206***
Colorean la llama, ***104, 108, 113***
Conciciones
estándar, ***4, 37***
normales, ***4***
Conformación
bote, ***236***
cis-, ***236***
silla, **236**
trans-, ***236***
Constante de hidrólisis, ***95***
de disociación, ***57***
de equilibrio, ***44***
de solubilidad, ***54***
Compuestos orgánicos, ***223***
alifáticos, ***223***
aromáticos, ***223***
heterocíclico, ***223***
carbocíclicos, ***223***
saturados, ***223***
no saturados, ***223***
ciclicos, ***223***
Compuestos orgánicos que contienen oxígeno
tabla comparativa, ***270***
Compuestos heterocíclicos, ***277***
clasificación, ***277***
usos, ***277***
Compuestos orgánicos que contienen nitrógeno, ***280***
tabla comparativa, ***280***
Corindón, ***114***
positiva, ***42***
Constante
de Avogadro, ***4***
de Faraday, ***4, 72***
de Planck, ***4, 15***
Constante molarde los gases, ***4***
Cracking, ***235***
Cremor tártaro, ***229, 263***
Criolita, ***114***
Cromita, ***180***
Cromo, ***179***
origen del nombre, ***180***
subgrupo del cromo, ***179***

D

Densidad
del agua, ***6***
del aire, ***6***
del gas respecto al aire, ***12***
electrónica, ***27, 230***
relativa, ***6, 12***
sustancias, ***6***
Designación de unidades físicas, ***5***
Deuterio, ***98***
Diamante, ***120, 122***
Diastereoisómero, ***222***
Dienos, ***242***
Difosfina, ***133, 134***
Dioxano, ***265***
Dioxina, ***265***
Disacáridos, ***285***
Disociación del agua
Ver Disociación electrolítica
Disociación electrolítica, ***52***
características cuantitativas ***56***
constante de disociación, ***56***

grado de disociación, ***56***
potencial de hidrógeno, ***54***
teoría, ***51***
Disolvente, ***46***
Dualidad redox, ***62***
Dueto, ***27***

E

Ecuaciones
de Arrhenius, ***41***
de Botzmann , ***37***
de Louis de Broglie
de Mendeleev-Clapeyron, ***12***
termodinámica, 38
Efecto calórico de las reacciones, ***60***, *Ver* Reacción
Efecto
inductivo, ***230, 24***9
mesomérico, ***230, 249***
Equilibrio químico, **43, 158**
desplazamiento, ***45***
Equivalente, ***7***
de un elemento, ***13***
de una sustancia, ***13***
Electroquímica, ***68***
Electrodo, ***68***
Electrólisis, ***68, 69, 106***
de fundidos, ***70***
de soluciones
Electrolitos, ***52***
fuertes, ***56, 95***
medios, ***56***
suaves, ***56, 95***
Electrón, ***14, 15***
afinidad, ***20***
avance, ***18, 24***
de valencia, ***18, 27***
no pareado, ***17***
número en el nivel exterior, ***24***
pareados, ***17***
Electronegatividad (EN), ***20, 24, 25, 31***
Elemento de transición, ***168***
Elemento galvánico, ***68***
Elemento químico, ***9***
Elementos *d* ***18, 168***
Elementos *f*, ***18, 214, 217***
Elementos *p*, ***18, 113***
obtención, ***113***
propiedades, ***113***
Elementos *s*, ***18, 97***
Elementos tierras raras, ***169, 170,*** *Ver* subgrupo del escandio
compuestos, ***171***
propiedades, ***171***
usos, ***171***
Elementos
descubrimiento, ***26***
número de orden, ***14***
Empaquetamiento denso de los átomos, *33*
EN (electronegatividad), ***20, 24, 25, 31***
Enantiómero, ***222***
Energía, ***8***
de activación ***41, 44***
de enlace, ***30***
de Gibbs, ***38***
de ionización, ***20, 24***
de la reacción química, ***36***
de los orbitales atómicos, ***29***
electrónico de los sustituyentes, ***231***
electrónico, ***230***
interna, ***36***
ley de conservación, ***36***
Encimas, ***42***
Enlace
carácter iónico, ***32***
conjugación, ***247***
covalente, ***27, 28***
de hidrógeno, ***27, 29, 34***
deslocalización, ***33***
dirección***, 30, 34***
energía, ***30, 34***
interacción de Van der Waals, ***35***
interacciones intermoleculares, ***35***
intermolecular, ***27***
iónico, ***27, 31***
longitud, ***30, 34***
mecánico, ***232***
metálico, ***27, 33***
multiplicidad, ***30***
no direccional, ***31, 33***
polar, ***47***
polaridad, ***30, 31***
polarización, ***34***
sin saturación
tipo de superposición de los orbitales ***30***
π, ***30***
σ, ***30***
Entalpía, ***8, 37***
de disolución, ***47***
de solvatación. *Ver* Solvatación
Entropía, ***37***
Erbio, ***214***

origen del nombre, ***170***
Escandio, ***169***, *Ver* Elementos tierras raras
origen del nombre, ***170***
Esfalerita, ***28***
Esmaltita, ***197***
Espodumeno, ***105***
Estado de oxidación, e.o.*Ver* Número de oxidación (n.o.) ***5, 21, 25,27,74, 97, 104, 108, 113, 120, 130, 145, 158, 165, 169, 172, 176, 179, 183, 190, 196, 201, 205, 210, 214, 217***
Estaño, ***209***
blanco, ***122***
compuestos, ***128, 12***9
formas alotrópicas, ***122***
gris, ***122***
la peste de estaño, ***122***
obtención, ***120***
propiedades, ***120, 128***
usos, ***129***
Estereoisomerismo, ***221, 233, 236***
Ésteres, ***267***
Estibina, ***142***
Estroncio, ***108***, *Ver* Metales alcalinotérreos
origen del nombre, ***109***
Etanol, ***256***
Éteres, ***265***
aromas, ***268***
coronas, ***266***
nomenclatura, ***267***
obtención, ***265, 267***
propiedades, ***266, 267, 269***
sencillos, ***265***
usos, ***266, 269***
Éteres corona, ***265, 266***
Etilenglicol, ***255***
Excitación, ***18***
secuencia, ***18***

F

Faience, ***47***
Fase, ***40***
Fenoles, ***257***
isomería, ***257***
nomenclatura, ***257***
obtención, ***257***
propiedades, ***258***
usos, ***258***
Fertilizantes
fosforados, ***140***
nitrogenados, ***140***
Fibrosa, ***285, 286***
Flúor, ***158***, *Ver* Halógenos
obtención, ***158***
origen del nombre, ***159***
Fluorita, ***111***
Formaldehido, ***260***
Fosfina, ***133***, ***134***
Fosfonio ***135***
Fósforo, ***130***
ácidos, ***140***
blanco, ***139***
compuestos, ***134***
formas alotrópicas, ***131***
obtención, ***130***
origen del nombre, ***130***
óxidos, ***139***
principales características, ***131***
propiedades, ***133***
rojo, ***139***
sales, ***140***
usos, ***144***
Fotosíntesis, ***62, 282, 28***6
Francio, ***104***, *Ver* Metales alcalinos
origen del nombre, ***105***
Fructosa, ***283***
Fullereno, ***122, 123***
usos, ***125***

G

Galio, ***113***
compuestos, ***119***
obtención, ***113***
origen del nombre, ***114***
principales características, ***114***
propiedades, ***113***, ***119***
usos, ***119***
Gas de electrones, ***33***
Gases nobles, ***165***
compuestos, ***167***
obtención, ***165***
principales características, ***166***
propiedades, ***165***
usos, ***165***
Germanio, ***121***
compuestos, ***128, 129***
principales características, ***121***
propiedades, ***128***
usos, ***129***
Glicerina, ***229, 255***
Glicina, ***276***
Glucosa, ***283***

forma, ***284***
propiedades, ***284***
Grado de hidrólisis, ***95***
Grado de oxidación, ***5, 21, 25, 27***
Grafito, ***122***
Grasas, ***255, 26*8**
animales, ***268***
composición, ***269***
usos, ***269***
vegetales, ***268***
Grupo, ***21***
Grupo funcional, ***224***
Guanina, ***287***

H

Hafnio, ***172***, *Ver* Subgrupo del titanio
origen del nombre, ***173***
Halita, ***105***
Halógenos, ***158***
compuestos con el oxígeno, ***162***
obtención, ***158***
oxiácidos de los halógenos, ***163***
principales características, ***159***
propiedades, ***160***
usos, ***158, 164***
Hausmanita, ***184***
Helio, ***165***, *Ver* Gases nobles
origen del nombre, ***166***
Hematita, ***191***
Hibridación ***29***, *Ver* Enlaces
de los orbitales atómicos, ***29***
Hidracina, ***134***
Hidrocarburos
etilenoides, ***239***
insaturados, ***239***
olefinas, ***239***
tabla comparativa, ***250***
Hidrocarburos
acetilénicos, ***244***
aromáticos, ***247***
etínicos, ***244***
Hidrógeno, ***97***
isótopos, ***98***
obtención, ***97***
origen del nombre, ***97***
principales características, ***97***
propiedades, ***98***
usos, ***98***
Hidrólisis, ***95, 100***
características cuantitativas, ***95***
conjunta, ***95***
de las sales, ***95***
de los silicatos, ***95***
Hidrotartrato, ***106***
reacción cualitativa del K. *Ver* Ácido tartático
Hidruros, ***102***
Hierro, ***190, 209***, *Ver* Subgrupo del hierro
origen del nombre, ***191***

I

Indicadores, ***54***
Intearcciones de Van der Waals, ***35***
Interacciones intermoleculares, ***35***
Indio, ***119***
compuestos, ***119***
obtención, ***113***
origen del nombre, ***114***
principales características, ***114***
propiedades, ***113, 119***
usos, ***119***
Inhibidor, ***42***
Interhalógenos, ***162***
Imidazol, ***277***
Iridio, ***196***, *Ver* Subgrupo del cobalto
anomalía de iridio, ***196***
origen del nombre, ***196***
Iridosmina, ***197***
Isomería
carácter del grupo funcional, ***221***
del esqueleto carbonado, ***221***
espacial, ***221***
estructura, ***221***
posición de los sustituyentes, ***221***
posicón de los enlaces múltiple, ***221***
silla-bote, ***222***
Isótopo, ***14***
Iterbio, ***214***
origen del nombre, ***170***
Itrio, ***169***, *Ver* Elementos tierras raras
origen del nombre, ***170***

J

Jabón, ***264***
Jugo gástrico, ***58***

Y

Yodo, ***158***, *Ver* Halógenos
origen del nombre, ***159***

K

Kekuleno, ***248***
Kobelt, ***196***
Kobold, ***197***
Kriptón, ***165***, *Ver* Gases nobles
  origen del nombre, ***166***

L

Lantano. *Ver* Elementos tierras raras
  origen del nombre, ***170***
Lantanoides, ***214***
  principales características, ***215***
  propiedades, ***214***
Ley
  de acción de masas, ***41***
  de Avogadro, ***11***
  de Boyle Marriott, ***11***
  de Charles, ***11***
  de Faraday, ***72***
  de Gay Lussac, ***11***
  de Henry, ***49***
  de Hess, ***39***
  de la composición constante, ***10***
  de la conservación de elanergía, ***10***
  de la conservación de la masa, ***9***
  de la dilución de Ostwald, ***56***
  de las masas equivalentes, ***13***
  de las relaciones múltiples, ***10***
  de las relaciones volumétricas, ***10***
  de Lavoisier-Laplace, ***39***
  períodica, ***19***
  primera de la termoquímica, ***39***
  segunda de la termoquímica, ***39***
Litio, 104, *Ver* Metales alcalinos
  origen del nombre, ***105***
Lonsdaleíta, ***122***

M

Magnesio, ***108***
  compuestos, ***111***
  obtención, ***108***
  origen del nombre, ***109***
  propiedades, ***111***
Magnesita, ***90***
Magnetita, ***191***
Máquina molecular, ***231***
Maltosa, ***285***
Manganita, ***184***
Manganeso, ***183***, *Ver* Subgrupo del manganeso
  origen del nombre, ***184***
Manosa, ***283***
Mármol, ***90***
Masa, ***6***
  atómica relativa, ***7, 14***
  del electrón en reposo, ***4***
  del neutrón en reposo, ***4***
  del neutrón, ***14***
  del protón, ***14***
  interelación con las propiedades, ***19***
  molar
  molar de un gas respecto al aire, ***12***
  molar del equivalente, **7**
  molar del equivalente. *Ver* Equivalente
  molar relativa***, 7***
  unidad atómica, ***4***
Mazuria, ***185***
Mecanismo
  acción del catalizador, ***42***
  dativo, ***28***
  de cadena, ***235***
  de intercambio *Ver* enlace
  disociación electrolítica, ***53***
  donor-aceptor. *Ver* Enlace
  formación del enlace, ***28, 31, 33, 34***
Mercurio, ***209, 210, 213***, *Ver* Subgrupo del zinc
  origen del nombre, ***211***
Metales alcalinos, ***104***
  compuestos, ***107***
  obtención, ***104***
  principales características, ***105***
  propiedades, ***106***
  usos, ***107***
Metales alcalinotérreos, ***108***
  compuestos, ***111***
  obtención, ***108***
  principales características, ***109***
  propiedades, ***108***, ***110***
  usos, ***112***
Metalidad, ***20, 24***
Mirabilita, ***90, 105***
Moissanita, ***126***
Molécula, ***9***
Molibdeno, ***179***, *Ver* Subgrupo del cromo
  origen del nombre, ***180***
Molibdenita, ***180***
Momento dipolo, ***31***
Monosacáridos, ***283, 287***
  clasificación, ***283***
  obtención, ***283***

N

n.o. *Ver* Número de oxidación
Naftenos, ***236***
Nicotina, **226**
Níquel, ***201***, *Ver* Subgrupo del níquel
  origen del nombre, ***201***
Niobio, ***176***, *Ver* Subgrupo del vanadio
origen del nombre, ***177***
Nitrógeno, ***130***
  ácidos, ***137***
  compuestos, ***134***
  obtención, ***130***
  origen del nombre, ***130***
  óxidos, ***136***
  principales características, ***131***
  propiedades, ***133***
  sales de ácidos, ***138***
  usos, ***144***
Nivel electrónico, ***15***
No electrolitos, ***52***
Nombres
  racionales, ***226***
  tribiales, ***226***
Nomenclatura
  en química orgánica, ***224***
  internacional, ***224***
  IUPAC, ***224***
  racional, ***226***
  sistemática, ***224***
Nometalidad, ***20, 24***
Núcleo, ***14***
Nucleón, ***7, 14***
Nucleósido, ***288***
Nucleótido, ***287, 288***
Número
  atómico, ***21***
  de Avogadro, ***4***
  de coordinación, ***33***
  de masa, ***14***
  del grupo, ***21***
  del período, ***21***
Número cuántico, ***15, 16***
  espín, ***15, 17***
  magnético, ***15***
  orbital, ***15***
  principal, ***15***
Número de masa, ***7, 14***
Número de oxidación (n.o.), (estado de oxidación, e.o.) ***5, 21, 25,27,74, 97, 104, 108, 113, 120, 130, 145, 158, 165, 169, 172, 176, 179, 183, 190, 196, 201, 205, 210, 214, 217***

O

Octeto, ***27***
Oganesson , ***165***
  obtención, ***165***
  origen del nombre, ***166***
Olefinas, ***239***
Orbital, ***15***
  energía de los electrones. *Ver* Energía
  forma, **15**
  llenado con electrones, ***17***
  secuencia de llenado con electrones, ***16***
Orientadores
  de segundo tipo, ***249***
  de primer tipo, ***249***
Oro, ***141, 205, 207, 209, 213***, *Ver* Subgrupo del cobre
  origen del nombre, ***206***
Osmio, ***190***, *Ver* Subgrupo del hierro
  origen del nombre, ***191***
Osmiridio ***191, 197***
Oxidación, ***61***
Oxidante, ***61, 62***
Oxígeno, ***145, 148***
  origen del nombre, ***145***
  principales características, ***147***
  propiedades, ***146, 148***
  usos, ***154***
Óxido
  ácido, **74**
  anfótero ***74***
  básico, ***74***
  clasificación, ***76***
  formador de sales, ***74***
  minerales, ***76***
  nomenclatura, ***74***
  obtención, ***75***
  propiedades, ***76, 77***
  que no forman sales, ***74***
Ozono, ***148***
  propiedades, ***148***
  usos, ***154***

P

Paladio, ***201***, *Ver* Subgrupo del níquel
  origen del nombre, ***201***
Parafinas, ***233***
Paríodo, ***21***
Partes, ***50***, *Ver* Composicón de la solución

de volumen, 50
másica, ***50***
molar, ***50***
Partícula
electrofílica ***228***
elemental, ***14***
nucleofílica ***228***
Pepsina, ***42***
Periodicidad, ***21***
Peróxido de hidrógeno, ***66, 101***
dismutación, ***66***
obtención, ***101***
oxidación, ***66***
propiedades, ***101***
reducción, ***66***
usos, ***101***
Piridina, ***279***
Pirita, ***191***
Pirolusita, ***184***
Piroxilina, ***286***
Pirrol, ***278***
Pistón molecular, ***232***
Plata, ***204, 205, 207, 209***, *Ver* Subgrupo del cobre
origen del nombre, ***206***
Platino, ***201***, *Ver* Subgrupo del níquel
origen del nombre, ***201***
Plomo, ***207, 209***
compuestos, ***128, 129***
obtención, ***120***
propiedades, ***120, 128***
usos, ***129***
Policumulin, ***122***
Polimetilenos, ***236***
Polipeptinas, ***290***
Polisacáridos, ***285***
obtención, ***285***
usos, ***285***
Polonio
compuestos, ***157***
obtención, ***155***
origen del nombre, ***145***
óxidos, ***156***
propiedades, ***146, 155***
usos, ***156***
Pólvora negra, ***138***
Polucita, ***105***
Potasio, ***104***, *Ver* Metales alcalinos
origen del nombre, ***104***
propiedades, ***104***
Potencial de electrodo estándard, ***67, 68***
Potencial de hidrógeno. *Ver* ***54***
Presión, ***7***
normal, ***4***
Principio
de incertidumbrer, ***15***
de Le Chatelier, ***45***
de mínima energía, ***16***
de Pauli, ***16***
Prismático, ***237***
Producto de solubilidad, ***54***
Prolina, ***276***
Promotor ***42***
Proteínas, ***290***
estructura, ***290***
obtención, ***291***
propiedades, ***290, 291***
reacciones cualitativas, ***291***
Proceso
disolución, ***47***
endotérmico, ***37***
físicoquímico, ***47***
Haber-Bosch, ***135***
reversible, ***52***
Purina, **278**

R

Radio
origen del nombre, ***109***
Radón, ***165***, *Ver* Gases nobles
origen del nombre, ***166***
Reacciones
adición, ***227***
cambio de entropía, ***37***
clasificación, ***59, 60, 223***
compuestos, ***59, 60***
con cambio del grado de oxidación, ***59***
cracking, ***235***
de Biuret, ***291***
de Butlerov, ***283***
de cadena, ***235***
de Chichibabin, ***279***
de Claus, ***149***
de eliminación, ***227***
de Foley, ***291***
de Friedel-Crafts, ***248***
de intercambio, **59, 60**
de Konovalov, ***235***
de Kucherov, ***246, 260***
de Marggraf, ***137***
de Millon, ***291***
de radicales, ***228***
de sustitución, ***59, 60, 227***

de Tollens, ***261***
de Wurtz, ***237***
de Zelinsky, ***246, 248***
de Zinin, ***273***
descomposición, ***59, 227***
directa, ***43***
ecuaciones termodinámicas, ***38***
efecto térmico, ***8, 37, 39***
electrofílica, ***229***
eliminación, ***227***
endotérmica, ***60***
espejo de plata, ***261***
espejo de plata, ***283, 284***
exotérmica, ***60***
factores que influyen sobre la velocidad, ***40***
fotoquímica, ***42***
intermolecular, ***59***
intramolecular ***59***
inversa, ***43***
iónica, ***58, 228***
irreversible, ***43, 58, 60***
isomerización, ***227***
molecularidad, ***44***
ninhidrina ***291***
nitración, ***235***
nucleofílica, ***229***
oxidación ***227***
polimerización, ***227***
radiólisis, ***42***
redox, ***59, 60***
redox. *Ver* Reacciones redox
reversible, ***43, 58, 60***
saponificación, ***255***
sin cambio del estado de oxidación, ***59, 60***
velocidad, ***40, 43***
Wackenroder, ***149***
Williamson, ***265***
xantoproteica, ***291***
Reacción cualitativa, ***106, 108, 113***
a aldehídos, ***261***
a almidón, ***286***
a aminas, ***273, 280***
a enlace doble, ***241, 243***
a enlace triple, ***246***
a glucosa, ***284***
a hierro, ***194***
a ión carbonato, ***125***
a polioles, ***256, 284, 285***
a potasio, ***106***
a proteínas, ***291***
a sodio, ***106***
a yodo ***161***
metales alcalinos, ***104, 106***
metales alcalinotérreos, ***108***
ozono, ***148***
Reacciones redox, ***61***
clasificación, ***63***
conmutación, ***63***
dismutación, ***63***
influencia de varios factores, ***65***
influencia del medio, ***65***
intermoleculares, ***63***
intramoleculares, ***63***
recopilación de ecuaciones, ***64***
retrodesproporción, ***63***
significado, ***62***
Reactivo
de Grignard, ***110***
electrofílico, ***228***
nucleofílico ***228***
Reducción, ***61, 66***
Reductor, ***61, 62***
Regla
de Hund, ***17***
de Klechkovsky , ***16***
de Markovnikov, ***241, 245***
de Pauling, ***83***
del octeto, ***27***
magnitudes termodinámicas, ***8, 38***
magnitudes termoquímicas, ***8, 38***
Vant- Hoff, ***41***
Relación genética entre las principales clases de compuestos inorgánicos, ***96***
Relaciones, ***51***, *Ver* Composición de la solución
cantidad de componentes, ***51***
en masa, ***51***
en volumen, ***51***
Renio, ***183***, *Ver* Subgrupo del manganeso
origen del nombre, ***184***
Ribosa, ***287, 288***
Rodio, ***196***, *Ver* Subgrupo del cobalto
origen del nombre, ***196***
Rotaxano, ***232***
Rubidio, ***104***, *Ver* Metales alcalinos
origen del nombre, ***105***
Rutenio, ***190, 192***, *Ver* Subgrupo del hierro
origen del nombre, ***191***

S

Sacarosa, ***285***
Sal

de Berthollet, ***90, 164***
de Glauber, ***105***
de Saturno, ***90***
egipcia, ***105***
halita, ***105***
sal común, ***90***
Sales, ***88***
clasificación, ***88***
hidrólisis, ***95***
nomenclatura, ***89***
obtención, ***91, 92***
propiedades, ***88, 94***
Salitre, ***138, 154***
chileno, ***90***
indio, ***90***
Sangre, ***58***
Scheelita, ***180***
Selenio, ***145***
compuestos, ***157***
obtención, ***155***
origen del nombre, ***145***
óxidos, ***156***
principales características, ***147***
propiedades, ***146, 155***
usos, ***156***
Serie de potenciales
de los aniones, ***69***
de los metales, ***68, 69***
Silanos, ***127***
Silicatos
usos, ***125***
propiedades, ***125***
Silicio, ***120***
formas alotrópicas, ***122***
principales características, ***121***
obtención, ***120***
origen del nombre, ***121***
propiedades, ***120, 123***
compuestos, ***124***
Siliciuros ***126***
Silvina, ***105***
Silvinita, ***105***
Sistema
aislado, ***36, 37***
efecto térmico, ***37***
enlaces conjugados, ***223***
estado, ***36, 38***
función de estado, ***36***
heterogéneo, ***40***
homogéneo, ***40, 46***
parámetros termodinámicos, ***36***
termodinámica, ***36***
Sistema de signos. *Ver* Regla de signos
Sistema período, ***21***
Sistema período de los elementos, ***22, 23,*** *Ver* Sistema período
variante completa, ***22***
Sistema período variante condensada, ***23***
Soda, ***90***
bicarbonato de sodio, ***90***
Sodio, ***104***, *Ver* Metales alcalinos
origen del nombre, ***104***
Solvatación, ***47***
Solubilidad, ***46, 55***
coeficiente, ***46***
de las sales, ***48***
de las sustancias líquidas, ***48***
de los gases, ***49***
de los sólidos , ***48***
factores que influyen, ***47***
tabla, ***55***
Soluciones, ***46***
expresión de la composición. *Ver* composición de la solución
clasificación, ***46***
concentradas ***46***
diluidas, ***46***
fenómenos térmicos, **47**
gaseosas, ***46***
líquidas, ***46***
no saturadas, ***46***
saturadas, ***46***
sobresaturadas, ***46***
sólidas, ***46***
Sorbitol, ***284***
Subgrupo del cobalto, ***188, 196***
compuestos, ***199***
obtención de los elementos, ***196***
principales características, ***197***
sales y compuestos complejos, ***200***
usos, ***198***
Subgrupo del cobre, ***205***
obtención de los elementos, ***205***
óxidos e hidróxidos, ***208***
principales características, ***206***
propiedades de los elementos, ***205, 207***
usos, ***209***
Subgrupo del cromo, ***179***
ácidos, ***182***
compuestos, ***181***
obtención de los elementos, ***179***
obtención, ***179***
principales características, ***180***
propiedades de los elementos, ***181***

propiedades, ***179***
sales y compuestos complejos, ***182***
usos, ***182***
Subgrupo del escandio, ***169***, *Ver* Elementos tierras raras
obtención de los elementos, ***169***
Subgrupo del hierro, ***188***
compuestos, ***193***
obtención de los elementos, ***190***
principales características, ***191***
propiedades de los elementos, ***192***
usos, ***195***
Subgrupo del manganeso, ***183***
compuestos, ***186***
obtención de los elementos, ***183***
principales características, ***184***
propiedades de los elementos, ***185***
propiedades, ***183***
sales compuestos complejos, ***187***
usos, ***187***
Subgrupo del níquel, ***188, 201***
compuestos, ***203, 204***
obtención de los elementos, ***201***
principales características, ***202***
propiedades de los elementos, ***203***
usos, ***204***
Subgrupo del titanio, ***172***
principales características, ***173***
compuestos, ***174***
obtención, ***172***
propiedades de los elementos, ***174***
propiedades, ***172***
usos, 175
Subgrupo del vanadio, ***176***
compuestos, ***178***
obtención de los elementos, ***176***
principales características, ***177***
propiedades de los elementos, ***176***
usos, ***178***
Subgrupo del zinc, ***210***
compuestos, ***212***
obtención de los elementos, ***210***
principales características, ***211***
propiedades de los elementos, **210**
usos, ***213***
Subnivel, ***15, 16***
Sulfato, ***153***
de cobre, ***90***
de hierro, ***154***

T

Talio, ***119***
compuestos, ***119***
obtención, ***113***
origen del nombre, ***114***
principales características, ***114***
propiedades, ***113, 119***
Tantalio, ***176***, *Ver* Subgrupo del vanadio
origen del nombre, ***177***
Teluro, ***145***
compuestos, ***157***
obtención, ***155***
origen del nombre, ***145***
óxidos, ***156***
principales características, ***147***
propiedades, ***146, 155***
usos, ***156***
Temperatura
del ceero absoluto, ***4***
termodinámica, ***6***
Teoría
Bronsted Lowry, ***86***
de ácidos y bases, ***86***
de disociación de Arrhenius, ***52, 86***
de formación de sales, ***86***
de las soluciones, ***47***
estructura de los compuestos orgánicos ***221***
Lewis, ***87***
protolítica (protónica), ***86***
Terbio, ***214***
origen del nombre, ***170***
Térmico, ***8***
de descomposición, ***8***
de formación, 8
Termodinámica, ***36***
primer principio, ***36***
segundo principio, ***37***
Termoquímica, 38
Tecnecio, ***183***, *Ver* Subgrupo del manganeso
origen del nombre, ***184***
Timina, ***287***
Tipo estructural de los metales, ***33***
Tirosina, ***258***
Titanio, ***172***, *Ver* Subgrupo del titanio
origen del nombre, ***173***
Tiza, ***90***
Triangulanos, ***238***
Triptófano, ***276***
Tritio, ***98***

U

Unidad de fórmula, ***6***
Unidades
  de calor, ***8***
  de cantidad de sustancia, ***6***
  de densidad, ***6***
  de energía, ***8***
  de formulas, ***6***
  de longitud, ***6***
  de masa, ***6***
  de presión, ***7***
  de temperatura, ***6***
  de volumen, ***6***
  masa atómica relativa, ***7***
  masa molecular relativa, ***7***
Uracilo, ***287***

V

Valencia, ***27, 31, 33***
Valina, ***276***
Vanadio, ***176***, *Ver* Subgrupo ванадия
  origen del nombre, ***177***
Vesti, ***191***
Volumen, ***6***
  molar, ***4***
  equivalente ***13***, *Ver* Equivalente

W

Wolframio, ***179***
  origen del nombre, ***180***
  subgrupo del cromo, ***179***
Wurtzita, ***28***

X

Xenón, ***165***, *Ver* Gases nobles
  origen del nombre, *16**6***

Z

Zinc, ***210***, *Ver* Subgrupo del cinc
  origen del nombre, ***210***
Zirconio ***172***, *Ver* Subgrupo del titanio
  origen del nombre, ***173***

CONTENIDO

PRÓLOGO 3
CONSTANTES FUNDAMENTALES 4
Magnitudes físicas, sus unidades y significados 5
Unidades básicas utilizadas en química 6
LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS 9
Teoría atómica molecular 9
Ley de conservación de la masa de las sustancias 9
Ley de conservación de la energía 10
Ley de la composición constante de sustancias 10
Ley de las relaciones múltiples 10
Ley de las relaciones volumétricas 10
Ley de Avogadro 11
Leyes de los gases 11
Ley unificada de los gases 12
Ley de las masas equivalentes 13
ESTRUCTURA DEL ÁTOMO 14
Electrones 15
Principio de incertidumbre de Heisenberg 15
Números cuánticos 15
El principio de Pauli 16
El principio de mínima energía 16
Reglas de Klechkovsky 16
Esquema de la distribucion electronica 17
Regla de Hund 17
Configuraciones electrónicas de los átomos 18
LEY PERIÓDICA Y SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS D.I. MENDELEYEV 19
Tabla periódica de los elementos 22
Tabla periódica de los elementos – variante «compacta» 23
Variación de las propiedades de los elementos por períodos y grupos 24
Electronegatividad de los elementos (EN) según L. Pauling 25
ENLACE QUÍMICO 27
Tipos de enlaces químicos 27
Enlace covalente 28
Hibridación 28
Características del enlace covalente 30
Enlace iónico 31
Enlace metálico 33
Enlace (puente) de hidrógeno 34
Interacciones intermoleculares 35
TERMODINÁMICA QUÍMICA 36
TERMOQUÍMICA 38
CINÉTICA QUÍMICA 40
EQUILIBRIO QUÍMICO 43
Cambios del equilibrio químico 45
Principio de Le Chatelier 45
SOLUCIONES 46
Bases fundamentales de la teoría de hidratos de las soluciones 47

Solubilidad de los sólidos 48
Solubilidad de los liquidas 48
Solubilidad de los gases 49
Formas de expresar la composición de la solución 50
DISOCIACIÓN ELECTROLÍTICA 52
Teoría de la disociación electrolítica Arrhenius 52
Disociación del agua 53
Tabla de solubilidad en agua de las sales y las bases 55
Características cuantitativas del proceso de disociación 56
Constantes de disociación de algunos electrolitos débiles 57
Reacciones iónicas 58
CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS 59
REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN 61
Clasificación de la reacciones REDOX 63
Recopilación de las ecuaciones REDOX 64
Influencia de diversos factores sobre las reacciones REDOX 65
Potenciales redox estándar 67
TÉRMINOS BÁSICOS DE ELECTROQUÍMICA 68
Serie electroquímica de potenciales 69
Electrólisis 69
Leyes de Faraday 72
CLASES PRINCIPALS DE COMPUESTOS INORGÁNICOS 73
ÓXIDOS 74
BASES 78
ÁCIDOS 81
Ácidos y bases. Teorías fundamentales 86
SALES 88
Hidrólisis de la sal 95
RELACIÓN GENÉTICA ENTRE LAS PRINCIPALES CLASES DE COMPUESTOS INORGÁNICOS 96
ELEMENTOS S 97
Hidrógeno 97
Grupo 1 (IA). Metales alcalinos 104
Grupo 2(IIA). Metales alcalinotérreos + Be, + Mg 108
ELEMENTOS P 113
Grupo 13(IIIA) 113
B 117
Ga, In, Tl 119
Grupo 14(IVA) 120
C, Si 123
Ge, Sn, Pb 128
Grupo 15(VA) 130
N, ... 133
P 133
As, Sb, Bi 141
Grupo 16(VIA) (calcogenes) 145
O 148
S 149
Se, Te, Po 155
Grupo 17(VIIA) (halógenos) 158
Grupo 18(VIIIA). Gases nobles 165
ELEMENTOS D. DE TRANSICION ELEMENTOS 168

Grupo 3 (IIIB). Subgrupo del escandio 169
Grupo 4(IVB). Subgrupo del titanio 172
Grupo 5 (VB). Subgrupo del vanadio 176
Grupo 6(VIB). Subgrupo del cromo 179
Grupo 7(VIIB). Subgrupo del manganeso 183
Grupos 8–10(VIIIB) 188
Grupo 8. Fe, Ru, Os 190
Grupo 9. Co, Ir, Rh 196
Grupo 10. Ni, Pd, Pt 201
Grupo 11(IB). Subgrupo de cobre, metals nobles 205
Grupo 12(IIB). Subgrupo del zinc 210
ELEMENTOS F 214
Lantánoides 214
Actinoides 217
QUÍMICA ORGÁNICA 220
Principales postulados de la teoría de la estructura de los compuestos orgánicos 221
Isomería 221
CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS 223
Clasificación de las reacciones orgánicas 227
Efectos electrónicos 230
ALCANOS 233
CICLOALCANOS C_nH_{2n} 236
ALQUENOS C_nH_{2n} 239
ALCADIENOS C_nH_{2n-2} 242
ALQUINOS C_nH_{2n-2} 244
ARENOS C_nH_{2n-6} 247
HIDROCARBUROS (tabla comparativa) 250
ALCOHOLES $C_nH_{2n+1}OH$ 252
FENOLES $C_nH_{n-1}OH$, $C_nH_{n-x}(OH)_x$ 257
ALDEHÍDOS Y CETONAS $C_nH_{2n}O$ 259
ÁCIDOS CARBOXÍLICOS 262
Jabones 264
ÉTERES 265
Ésteres 267
Ceras 268
Grasas 268
COMPUESTOS ORGÁNICAS QUE CONTIENEN OXÍGENO (tabla comparativa) 270
AMINAS RNH_2, R^1R^2NH, $R^1R^2R^3N$ 272
AMINOÁCIDOS 274
COMPUESTOS HETEROCÍCLICOS 277
COMPUESTOS ORGÁNICOS QUE CONTIENEN NITRÓGENO (tabla comparativa) 280
CARBOHIDRATOS $C_x(H_2O)_y$ 282
ÁCIDOS NUCLEICOS 287
PROTEÍNAS 291
ÍNDICE DE NOMBRES 293
ÍNDICE DE MATERIAS 298
CONTENIDO 312