UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DE BAJA CALIFORNIA

APUNTES DE QUÍMICA GENERAL

ELABORADO POR:

DAVID CERVANTES VÁSQUEZ

Introducción 3
El método científico 3
Unidad I 4
La estructura del átomo 4
Número atómico, número de masa e isótopos 5
Mecánica cuántica 7
Los número cuánticos 8
Número cuántico principal (n) 8
Número cuántico del momento angular (ℓ) 8
Número cuántico magnético (m_ℓ) 9
Número cuántico de espín electrónico (m_s) 10
Orbitales atómicos 10
Configuración electrónica 12
Clasificación periódica de los elementos 13
Relaciones periódicas entre los elementos químicos 16
Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos 19
Unidad II 19
Unión química 19
El enlace iónico o electrovalente 20
El enlace covalente 21
El enlace covalente coordinado 21
El enlace metálico 22
Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos 22
Moléculas 22
Fórmulas químicas 23
Nomenclatura de los compuestos iónicos 23
Clasificación de compuestos químicos 24
Unidad III 27

Masa atómica 27
Masa atómica promedio 27
Masa molar de un elemento y el número de Avogadro 27
Masa Molar de un compuesto (masa molecular) 28
Composición porcentual de los compuestos 28
Determinación experimental de la fórmula empírica 29
Determinación de las fórmulas moleculares 30
3.7 Tipos de reacciones químicas y balanceo de ecuaciones 30
Rendimiento de reacción 33
Unidad IV 33
Propiedades generales de las disoluciones 33
Concentración de disoluciones 35
Unidades para expresar la concentración 36
Ácidos y bases 37
Ácidos y bases de Brønsted 38
Ácidos y bases de Lewis 38
Escala pH 38

Introducción

"La química corresponde al estudio de las propiedades de la materia y de los cambios que experimenta"

Algunas de las áreas en donde la química toma un importante papel son: Salud y medicina; fuentes de energía y el ambiente; desarrollo de materiales y tecnología; alimentos y agricultura; entre otras áreas.

Ejemplos de la química en la vida cotidiana…

El método científico

Todas las ciencias, incluidas las ciencias sociales, utilizan variantes de lo que se denomina el **método científico**, *un enfoque sistemático para la investigación*. El primer paso es **definir claramente el problema**, el siguiente paso consiste en **diseñar y desarrollar experimentos**, **hacer observaciones** y **llevar una bitácora** de la información que se obtiene del **sistema**. En donde, el sistema es cualquier objeto o región del universo en estudio.

El tipo de datos obtenidos en una investigación pueden ser cualitativos, es decir, observaciones generales acerca del sistema, o pueden ser cuantitativos, que consisten en datos numéricos obtenidos al hacer diversas mediciones al sistema.

Una vez que los experimentos se han completado y se cuenta con los datos suficientes, el siguiente paso en el método científico es la **interpretación**, lo que significa **intentar explicar el fenómeno observado**. Con fundamento en los datos reunidos se **formula una hipótesis**, es decir, una **explicación tentativa para una serie de observaciones**. Se programan **otros experimentos posteriores** para probar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el procedimiento empieza de nuevo.

Una vez que se haya reunido una cantidad suficiente de datos es aconsejable resumir la información en forma concisa, como una **ley**. En la ciencia, una ley consiste en un enunciado verbal o matemático de una relación entre fenómenos que siempre se repite bajo las mismas condiciones.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales para verificar su validez pueden convertirse en **teorías**. Una teoría es un principio unificador que explica una serie de hechos y las leyes que se basan en éstos.

Unidad I

La estructura del átomo

El tratar de explicar de qué estaba formada la materia se remonta al siglo V a. C. El filósofo griego Demócrito expresó la idea de que la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles a las que llamó átomos. Sin embargo, fue hasta 1808, cuando el científico inglés John Dalton formuló una definición precisa acerca de las partículas que forman a toda la materia: "la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química se denomina átomo. Dalton imaginó un átomo como una partícula extremadamente pequeña e indivisible. Sin embargo, investigaciones realizadas desde alrededor de 1850 y hasta el siglo XX demostraron que los átomos tienen una estructura interna, es decir están formadas por partículas más pequeñas, denominadas partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

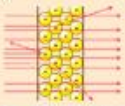
Año	Científico	Descubrimientos experimentales	Modelo atómico
1808	John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas **leyes clásicas de la Química**.	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su *teoría atómica*, para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico.
1897	J.J. Thomson	Demostró que dentro de los átomos hay unas partículas diminutas, con carga eléctrica negativa, a las que se llamó **electrones**.	De este descubrimiento dedujo que el átomo debía de ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones. (*Modelo atómico de Thomson*.)
1911	E. Rutherford	Demostró que los átomos no eran macizos, como se creía, sino que están vacíos en su mayor parte y en su centro hay un diminuto **núcleo**. 	Dedujo que el átomo debía estar formado por una *corteza* con los electrones girando alrededor de un núcleo central cargado positivamente. (*Modelo atómico de Rutherford*.)
1913	Niels Bohr	**Espectros atómicos** discontinuos originados por la radiación emitida por los átomos excitados de los elementos en estado gaseoso.	Propuso un nuevo modelo atómico, según el cual los electrones giran alrededor del núcleo en unos niveles bien definidos. (*Modelo atómico de Bohr*.)

Figura 1. Modelos atómicos.

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/modelos.htm

Materia

Elementos

Y

Compuestos

Átomos

Y

Moléculas

Electrón	**Protón**	**Neutrón**
Joseph John Thomson (1890)	Ernest Rutherford (1910)	James Chadwick (1932)
Carga eléctrica negativa:	Carga eléctrica positiva:	Carga eléctrica: neutra
-1.6×10^{-19} C	1.6×10^{-19} C	
Masa: 9.1095×10^{-28} g	Masa: 1.67252×10^{-24} g	1.67495×10^{-24} g

Número atómico, número de masa e isótopos

Masa atómica → ^{A}
Número atómico → $_{Z}$ $\boxed{^{A}_{Z}X}$ ← **Símbolo del elemento químico**

Figura 2. Ejemplos de la ubicación del número atómico y de la masa atómica en la tabla periódica.

Número atómico (Z): corresponde al número de protones en el núcleo de cada átomo de un elemento.

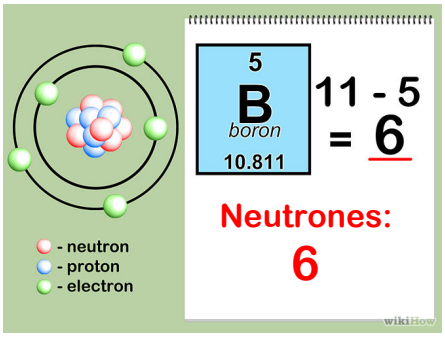
En el caso de un átomo neutro, la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones, por lo tanto, el número atómico también corresponde a la cantidad de electrones alrededor del núcleo del átomo.

La identidad química de los átomos de un elemento queda determinada por el número atómico.

Número de masa o masa atómica (A): corresponde al total de protones y neutrones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento.

Número de masa = # protones + # neutrones
= # atómico + # neutrones

Número de neutrones = Número de masa – número atómico



Isótopo: corresponde a un mismo elemento (mismo número atómico) que difiere en el número de masa, es decir, existe una variación en la cantidad de neutrones, más no, en el número atómico.

Ejemplos:

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$

Hidrógeno (Protio) Deuterio Tritio

$^{235}_{92}U$
Uranio-235

$^{238}_{92}U$
Uranio-238

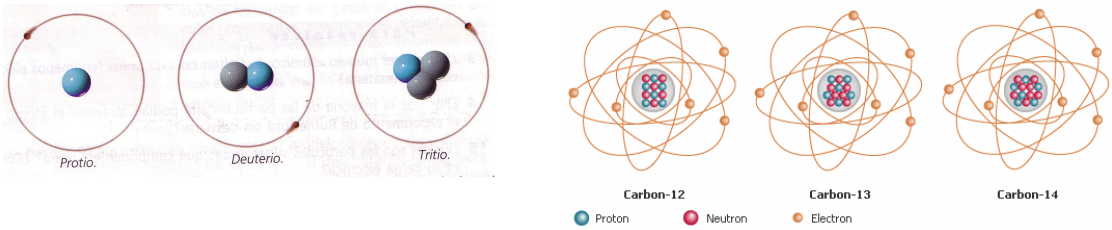


Figura 3. Modelos atómicos de los isótopos del hidrógeno y del carbono

Mecánica cuántica

Las partículas subatómicas no siguen las leyes de la mecánica clásica de Newton. Para resolver este problema es necesario considerar un comportamiento ondulatorio. Debido a este doble comportamiento (partícula-onda) se presentan otros problemas entre la física de partículas y la física de las ondas. Heisenberg describió el problema de localizar una partícula subatómica mediante el principio de incertidumbre de Heisenberg: ***"es imposible conocer simultáneamente el momento p (definido como la masa por la velocidad) y la posición de una partícula con certidumbre".*** Expresado en forma matemática:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

donde Δx y Δp son las incertidumbres en la mediciones de posición y momento, respectivamente; h es la constante de Planck con valor 6.626075×10^{-34} J s.

En 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger utilizó una técnica matemática para formular una ecuación que describe el comportamiento y la energía de las partículas subatómicas en general. La ecuación de Schrödinger incorpora tanto el comportamiento de partícula, en función de la masa m, como de onda, en términos de una ***función de onda ψ (psi)***, que depende de la posición del sistema en el espacio (como la de un electrón en un átomo).

La función de onda en si misma no tiene significado físico directo. Sin embargo, la probabilidad de encontrar al electrón en cierta región del espacio es proporcional a cuadrado de la función de onda, ψ^2, es decir, el valor máximo de ψ^2 corresponde a la región, alrededor de núcleo, donde es más probable encontrar al electrón.

La ecuación de Schrödinger inició una nueva era para la física y la química, al abrir un nuevo campo, la mecánica cuántica.

Los número cuánticos

Número cuántico principal (*n*)

Este número se relaciona con la distancia promedio del electrón al núcleo del átomo un orbital particular. A mayor valor, mayor es la distancia promedio de un electrón en el orbital respecto del núcleo. Este número se asocia con los niveles de energía, en orbitales, alrededor del núcleo del átomo y puede tomar los valores enteros 1,2,3, y así sucesivamente.

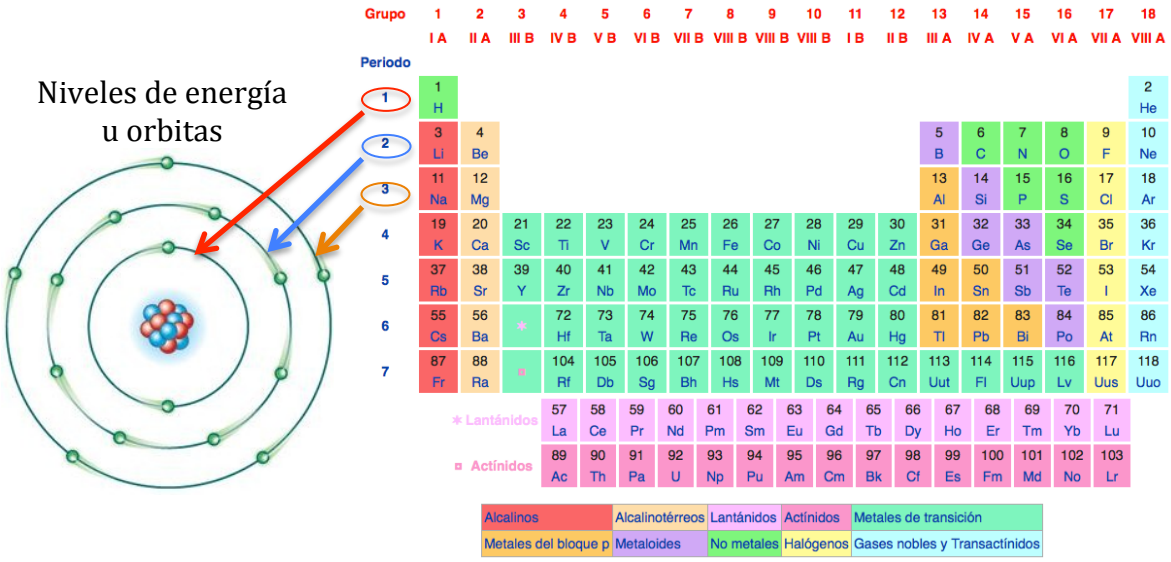


Figura 4. Representación de los niveles de energía u orbital en el modelo atómico y en la tabla periódica de los elementos

Número cuántico del momento angular (ℓ)

Éste indica la forma de la orbitales. Los valores que toma ℓ dependen del valor del número cuántico principal, n. Para un valor dado de n, ℓ tiene los valores enteros posibles de 0 a (n-1).

$n = 1$	$n = 2$	$n = 3$
$\ell = n\text{-}1 = 1\text{-}1 = 0$	$\ell = n\text{-}1 = 2\text{-}1 = 1, 0$	$\ell = n\text{-}1 = 3\text{-}1 = 2, 1, 0$

El valor de l, en general, esta representado por las letras *s*, *p*, *d*…

ℓ	0	1	2	3	4	5
Nombre del orbital	*s*	*p*	*d*	*f*	*g*	*h*

Orbitales ***s***

Orbitales ***p***

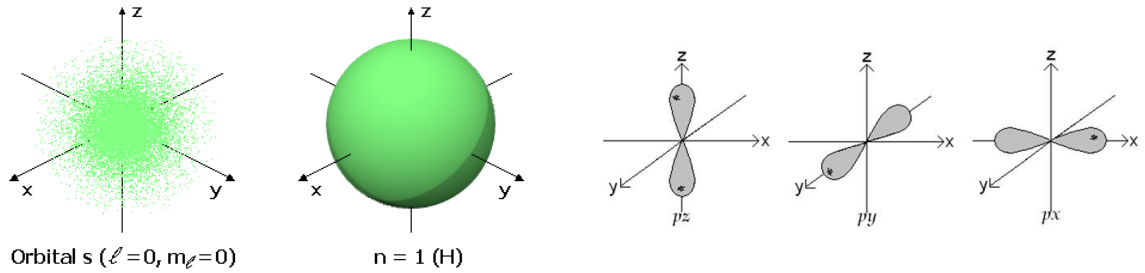


Figura 5. Representación de los orbitales *s* y *p*

Los nombres de los orbitales con las letras s, p, d tienen un origen histórico. A partir de la intensidad y definición de las líneas espectrales de espectros de emisión atómica, éstas líneas se describieron con las palabras en inglés ***s**harp*, ***p**rincipal* y ***d**iffuse*. Después de la letra *d* la designación del nombre del orbital sigue un orden alfabético, empezando con la letra *f* (***f**undamental*).

Número cuántico magnético (m_ℓ)

Éste describe la orientación del orbital en el espacio. Dentro de un subnivel, el valor de m_ℓ depende del valor del número cuántico del momento angular ℓ. Para cierto valor de ℓ hay $(2\ell+1)$ valores enteros de m_ℓ:

$$-\ell, (-\ell + 1), \ldots 0, \ldots (+\ell - 1), +\ell$$

$\ell = 0$	$\ell = 1$	$\ell = 2$	$\ell = 3$
$m_\ell = 0$	$m_\ell = -1, 0, 1$	$m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$	$m_\ell = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

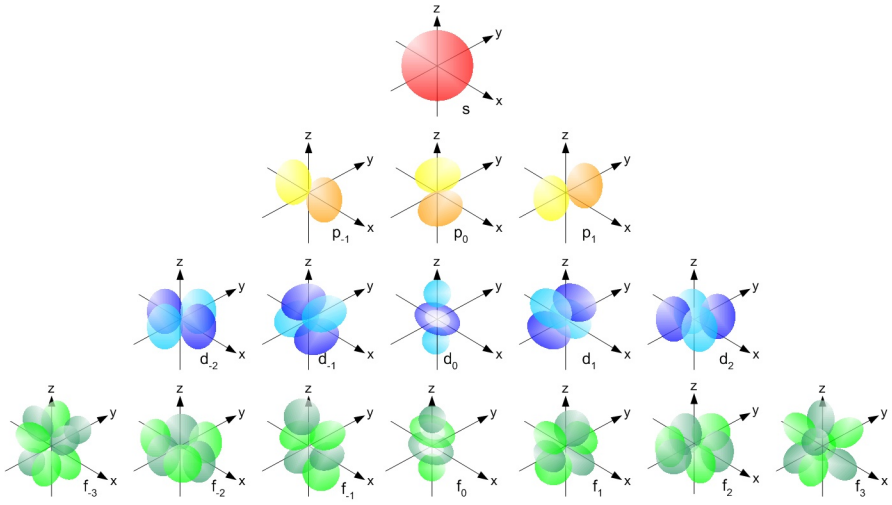


Figura 6. Orbitales *s*, *p*, *d* y *f* y sus orientaciones en el espacio

Número cuántico de espín electrónico (m_s)

Éste describe el giro del electrón sobre su eje pudiendo ser a favor o en contra de las manecillas del reloj. Los valores que toma son $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$.

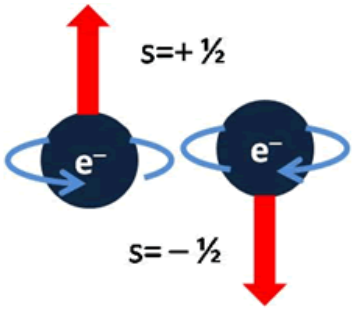


Figura 7. Representación del spin electrónico

Orbitales atómicos

Orbitales *s*: se representan con forma esférica, lo que quiere decir que, la región de más probable para localizar al electrón describe una esfera alrededor del núcleo del átomo.

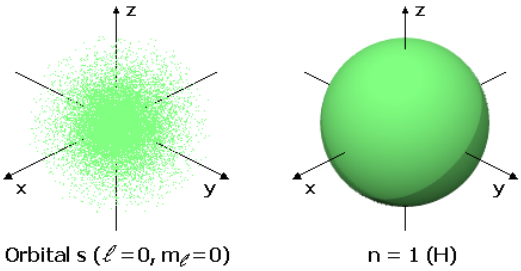


Figura 8. Representación del orbital s

Orbitales *p*: se representan con forma de dos lóbulos a los lados opuestos del núcleo. Estos dos lóbulos describen la región de mayor probabilidad en donde se localiza el electrón. Se tiene tres orbitales p y se clasifican como p_x, p_y y p_z.

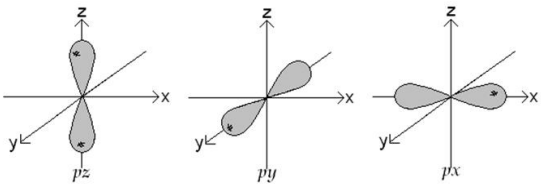


Figura 9. Representación del orbital p y sus diferentes orientaciones en el espacio

Orbitales *d* y *f*. Poseen formas de mayor complejidad. Se tienen cinco orbitales ***d*** y se clasifican como $\boldsymbol{d_{xy}}$, $\boldsymbol{d_{yz}}$, $\boldsymbol{d_{xz}}$, $\boldsymbol{dx^2\text{-}y^2}$, $\mathbf{dz^2}$ y siete orbitales ***f*** con la clasificación $\boldsymbol{fz^3}$ $\boldsymbol{fxz^2}$, $\boldsymbol{fyz^2}$, $\boldsymbol{fxyz}$, $\boldsymbol{fz(x^2\text{-}y^2)}$, $\boldsymbol{fx(x^2\text{-}3y^2)}$ y $\boldsymbol{fy(3x^2\text{-}y^2)}$.

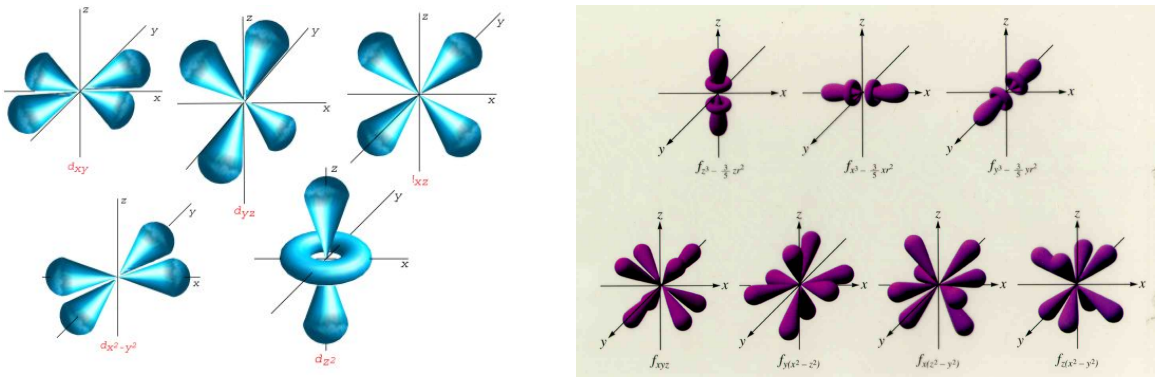


Figura 10. Representación de los orbitales *d* y *f* y sus orientaciones en el espacio

Cabe mencionar que cada orbital atómico puede contener 2 electrones como máximo.

$$orbital\ \boldsymbol{s} \implies 2e^{-}\ x\ 1\ orientación = \mathbf{2}\boldsymbol{e}^{-}\ máximo$$
$$orbital\ \boldsymbol{p} \implies 2e^{-}\ x\ 3\ orientación = \mathbf{6}\boldsymbol{e}^{-}\ máximo$$
$$orbital\ \boldsymbol{d} \implies 2e^{-}\ x\ 5\ orientación = \mathbf{10}\boldsymbol{e}^{-}\ máximo$$
$$orbital\ \boldsymbol{f} \implies 2e^{-}\ x\ 7\ orientación = \mathbf{14}\boldsymbol{e}^{-}\ máximo$$

Tabla I. Los números cuánticos para los tres primeros niveles de energía

n	$\boldsymbol{\ell}$	$\boldsymbol{m_\ell}$	**# orbitales**	**Orbital atómico**
1	0	0	1	$1s$
2	0	0	1	$2s$
	1	-1, 0, 1	3	$2p_x$, $2p_y$, $2p_z$
3	0	1	1	$3s$

	1	-1, 0, 1	3	$3p_x$, $3p_y$, $3p_z$
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	$3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$, $3d_{z^2}$
…	…	…	…	…

Configuración electrónica

Ésta corresponde al acomodo o distribución de los electrones de los átomos en los diferentes niveles de energía y orbitales atómicos.

Debemos tener presente que, de acuerdo al principio de exclusión de Pauli, "dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos".

Figura 11. Regla de la diagonal

El principio de construcción o principio de aufbau: los electrones van llenando los niveles y orbitales de menor energía antes de pasar a un nivel de mayor energía.

La regla de Hund: "la distribución más estable de electrones en los subniveles de energía es aquella tenga el mayor número de espines paralelos".

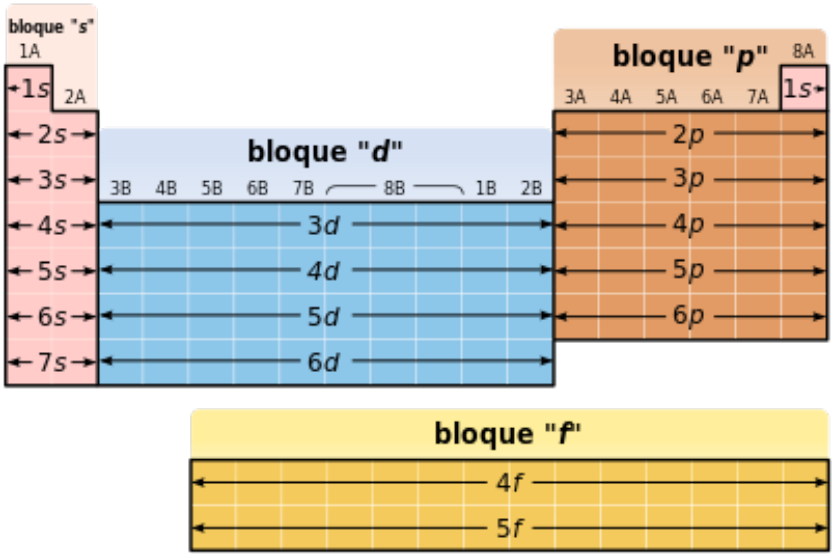


Figura 12. Distribución de los diferentes orbitales atómicos al final de la configuración electrónica de cada elemento en la tabla periódica

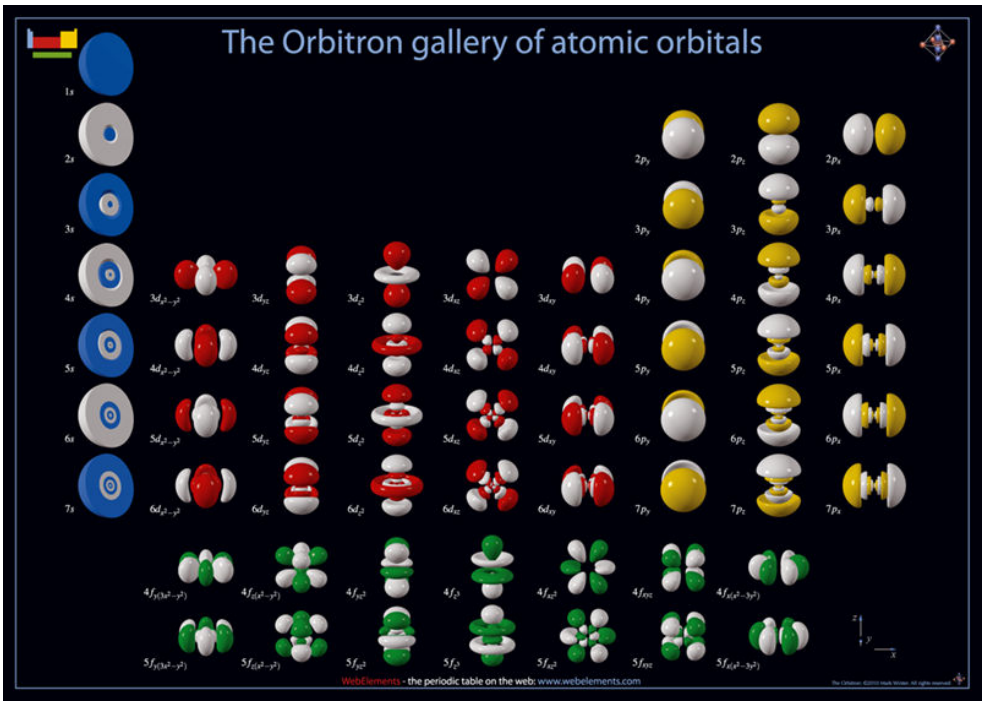


Figura 13. Distribución de los diferentes orbitales atómicos, en su representación geométrica, al final de la configuración electrónica de cada elemento en la tabla periódica

Sustancia paramagnética: es aquella que es atraída por un imán y esto se debe a la presencia de electrones desapareados o a la presencia de electrones paralelos.

Sustancia diamagnética: son aquellas que son repelidas ligeramente por un imán. Esto se debe a que todos sus electrones se encuentran apareados en forma antiparalela.

Clasificación periódica de los elementos

En 1869 el químico ruso Dmitri Mendeleev y el químico alemán Lothar Meyer, independientemente, propusieron un acomodo para los elementos químicos basado en la repetición periódica de las propiedades de los elementos químicos.

La tabla periódica actual distribuye el acomodo de los elementos químicos en basa a su número atómico ascendente.

- Elementos representativos
- Gases nobles
- Metales de transición
- Lantánidos
- Actínidos

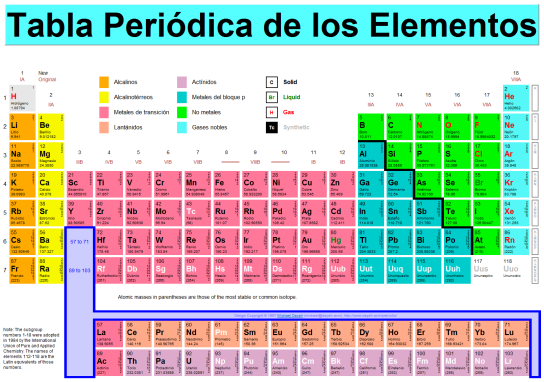


Figura 14. Tabla periódica de los elementos

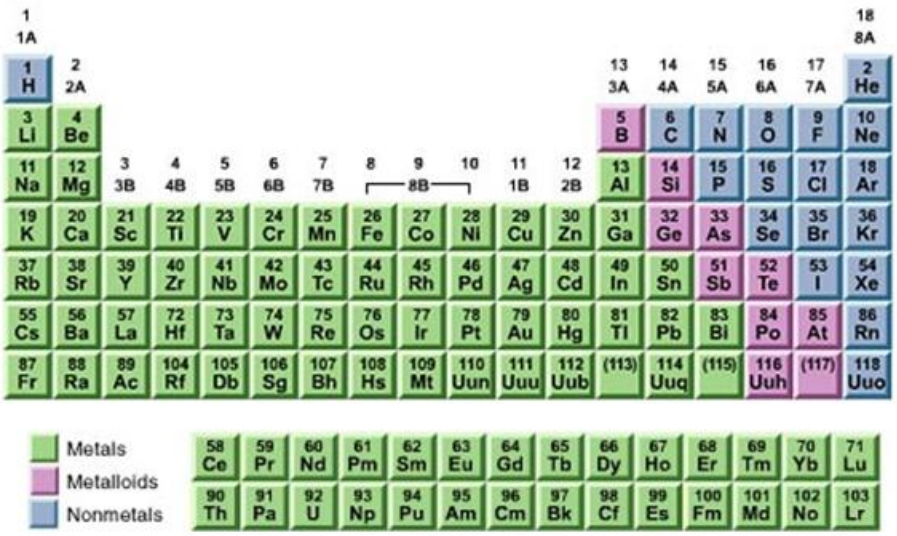


Figura 15. Metales, No metales y metaloides

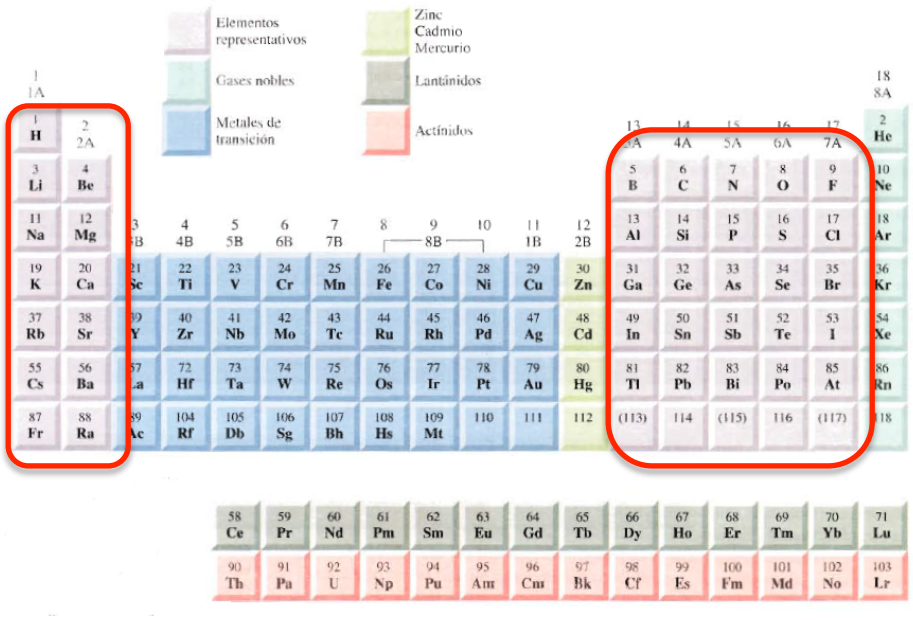


Figura 16. Elementos representativos

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Periodo																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	¤	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
	* Lantánidos			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	¤ Actínidos			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Alcalinos	Alcalinotérreos	Lantánidos	Actínidos	Metales de transición
Metales del bloque p	Metaloides	No metales	Halógenos	Gases nobles y Transactínidos

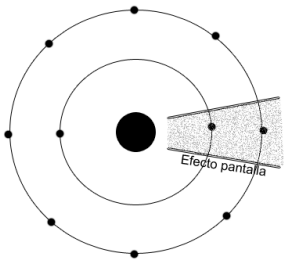
Figura 17. Otras clasificaciones en la tabla periódica de los elementos

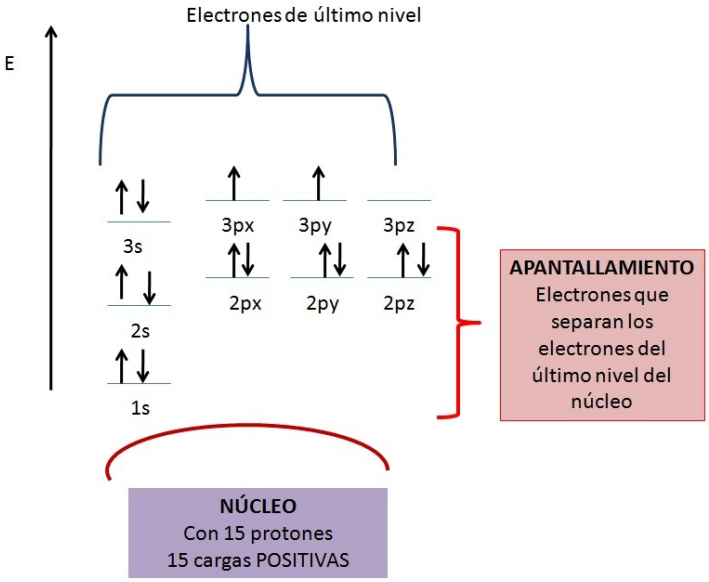
Relaciones periódicas entre los elementos químicos

Carga nuclear efectiva: es la fuerza eléctrica que ejerce la carga del núcleo sobre los electrones. La carga nuclear efectiva se va haciendo menor a medida que los electrones se alejan del núcleo. Además, los electrones más cercanos al núcleo generan un **efecto de pantalla** sobre los electrones en niveles superiores y por lo tanto a una disminución en la carga nuclear efectiva.

$$Z_{efec} = Z - \sigma$$

donde $\boldsymbol{Z}$ es la carga nuclear real (número atómico del elemento) y $\boldsymbol{\sigma}$ (sigma) es la constante de apantallamiento.





La constante de apantallamiento σ, puede ser calculada siguiendo las reglas de Slater que son como siguen.

1) Los orbitales se ordenan en grupos de la siguiente manera:
(1s) (2s,2p) (3s,3p) (3d) (4s,4p) (4d) (4f) (5s,5p) etc.

2) Los electrones ubicados a la derecha del grupo considerado no son apantallantes.

3) Para un electrón de valencia **ns** o **np**
3.1) Los electrones del mismo grupo contribuyen en 0.35 cada uno a excepción de los del orbital 1s que contribuyen con 0.30.
3.2) Los electrones en los grupos (**n-1**), (orbitales **s**,**p**,**d**) contribuyen con 0.85 cada uno.
3.3) Los electrones en los grupos (**n-2**) o inferiores contribuyen con 1.00 cada uno.

4) Para un electrón de valencia **nd** o **nf**
4.1) Los electrones del mismo grupo contribuyen cada uno con 0.35.
4.2) Los electrones ubicados a la izquierda contribuyen con 1.00 cada uno.

Ejemplo

Calcule Z_{efec} para un electrón 3p del átomo de calcio (Z=20)
Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
$(1s)^2(2s,2p)^8(3s,3p)^8(4s)^2$
$Z_{efec} = 20 - [7x0.35 + 8x0.85 + 2x1.00] = 8.75.$

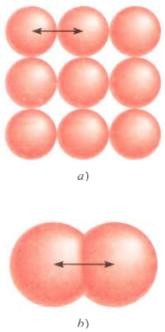


Figura 18. Estimación del radio atómicos en a) metales y b) en moléculas diatómicas

Radio atómico: esta es una estimación de la medida del tamaño del los átomos en su estado basal (elementos puros). Y corresponde a la **mitad de la distancia** entre los núcleos de dos vecinos.

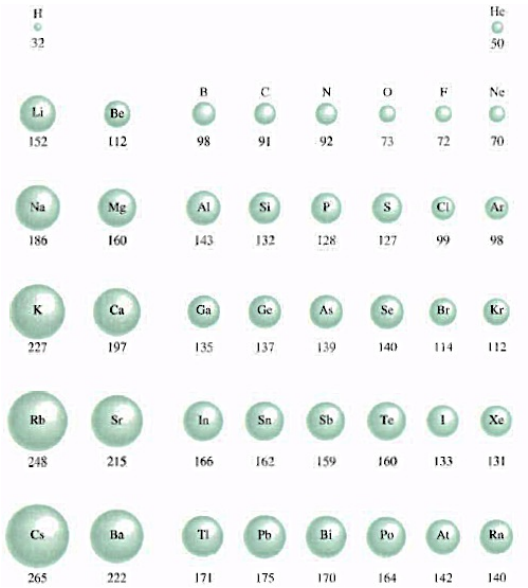


Figura. 19 Tendencia del radio atómico de los elementos representativos

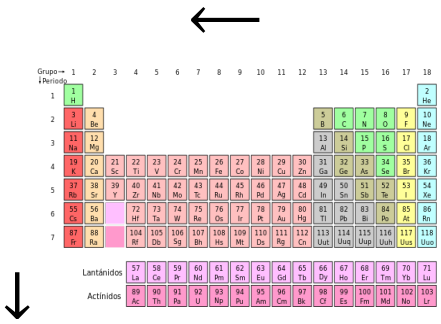


Figura 20. Tendencia del incremento de tamaño del radio atómico en la tabla periódica

Energía de ionización: corresponde a la energía mínima (en kJ/mol) que se requiere para quitar un electrón de un átomo en estado gaseoso, en su estado fundamental.

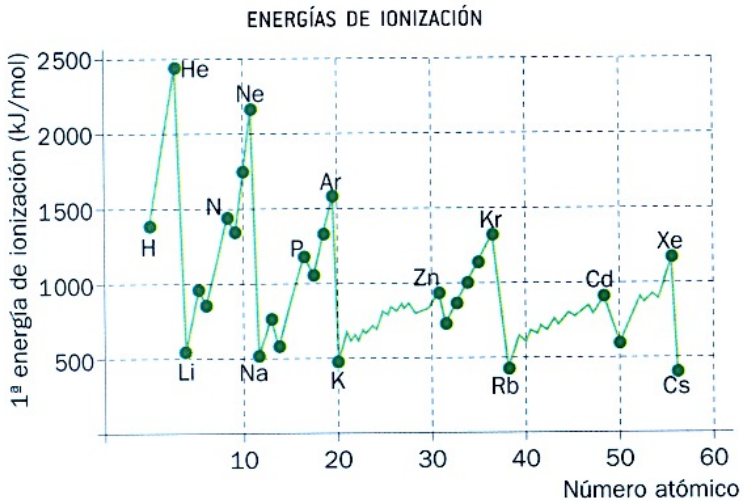


Figura 21. Gráfica de la variación de la primera energía de ionización con el número atómico

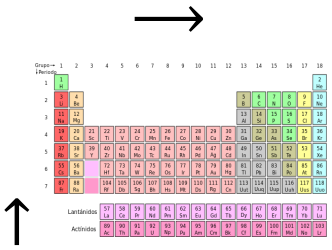


Figura 22. Tendencia del incremento de la energía de ionización en la tabla periódica

Afinidad electrónica: esta propiedad esta relacionada con la capacidad para aceptar uno o mas electrones. Formalmente, corresponde al cambio de energía que ocurre cuando un átomo, en su estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión.

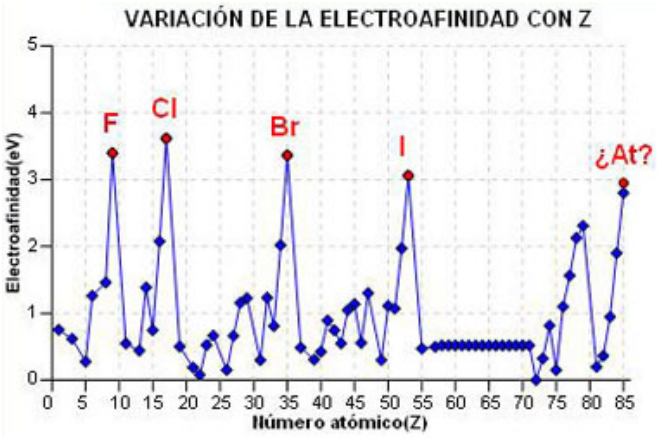


Figura 23. Gráfica de la variación de la afinidad electrónica con el número atómico

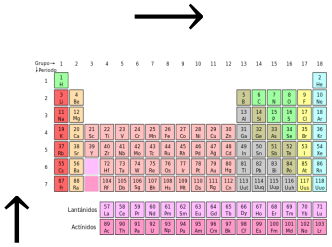


Figura 24. Tendencia del incremento de la afinidad electrónica en la tabla periódica

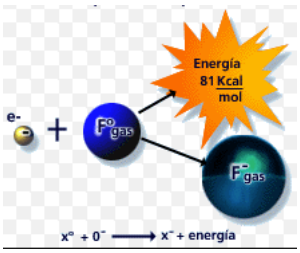
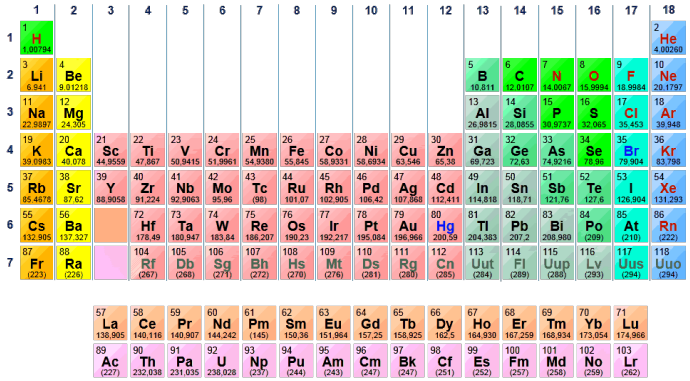


Figura 25. Esquema de la energía liberada debido a la afinidad electrónica

Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos



Periodos
Grupos o Familias

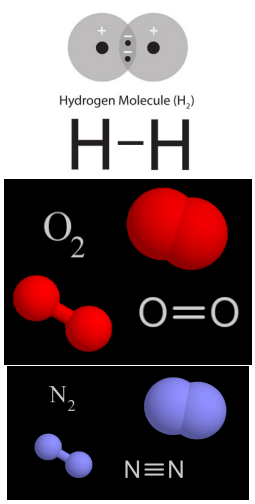
- Hidrógeno
- Metales alcalinos
- Metales alcalinotérreos
- Calcógenos
- Halógenos
- Gases Nobles

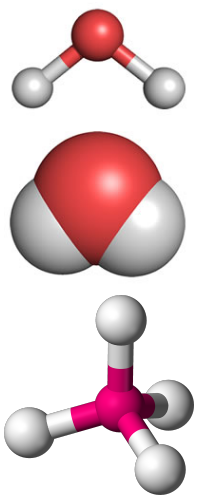
Unidad II

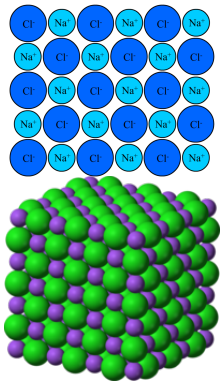
Unión química

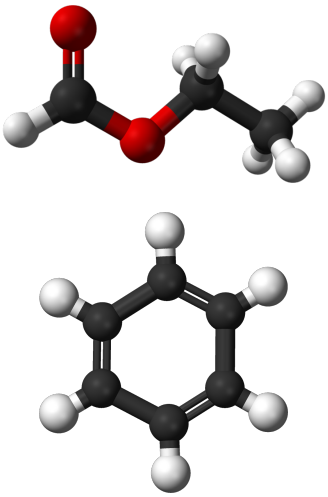
Enlace químico: es la fuerza por cargas eléctricas que mantiene unidos a los átomos en una molécula manteniendo a la molécula estable. Ejemplos:

O_2, N_2, Cl_2	H_2O	NaCl, FeO	$NaHCO_3$	CH_3-COOH
	CH_4	Fe_2O_3		CH_3-CH_2-OH





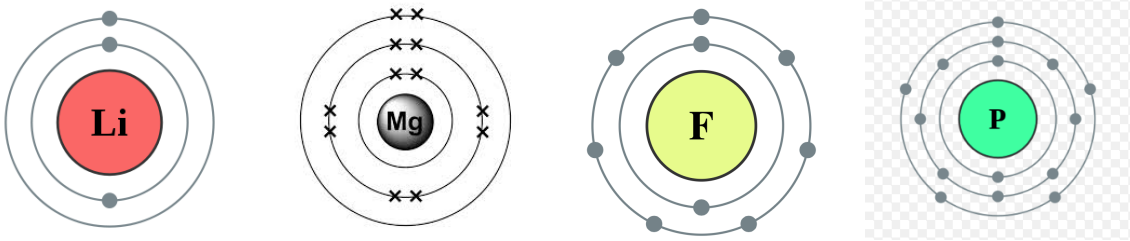




Electrones de valencia: corresponde a los electrones que se encuentran en el nivel de energía más alejado del núcleo del átomo. Estos electrones son los únicos que participan en la formación de enlaces químicos.

Los químicos representan a los electrones de valencia por medio de puntos alrededor el símbolo químico del elemento. Este tipo de representación de los electrones de valencia se conoce como **estructuras de Lewis**. Ejemplos:

$Li\cdot$ $\quad\cdot Mg\cdot$ $\quad:\ddot{F}\cdot$ $\quad\cdot\ddot{P}\cdot$



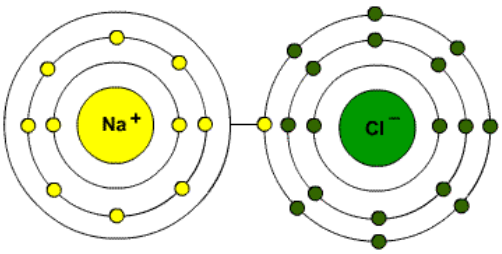
En los elementos representativos el número de electrones de valencia coincide con el número del grupo al que pertenecen. En el caso de los metales de transición y las tierras raras la representación de los electrones de valencia por medio de las estructuras de Lewis se hace más compleja.

Iones: son especies químicas con una polaridad de carga eléctrica. Por lo general, los metales pierden electrones por lo que su carga eléctrica neta será positiva; a esta especies se les denomina **cationes**. Por el otro lado, los no metales prefieren aceptar electrones extras por lo que su carga eléctrica neta será negativa; a estas especies se les denomina **aniones**. Ejemplo:

K^+ $\quad Mg^{2+}$ $\quad Al^{3+}$ $\quad Cl^-$ $\quad O^{2-}$ $\quad N^{3-}$

El enlace iónico o electrovalente

En este tipo de enlace se lleva a cabo una **transferencia de electrones** en donde un átomo metálico transfiere uno o más electrones a otra especie no metálica que es capaz de aceptar esos electrones.



$$Na + Cl \longrightarrow Na^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+Cl^- \longrightarrow NaCl\ (cloruro\ de\ sodio)$$

Este proceso se puede interpretar en las siguientes etapas:

$$Na \longrightarrow Na^{+} + e^{-}\ (ionización\ del\ sodio)$$

$$Cl + e^{-} \longrightarrow Cl^{-}\ (el\ cloro\ acepta\ el\ electrón)$$

$$Na^{+} + Cl^{-} \longrightarrow NaCl\ (formación\ del\ enlace\ iónico\ por\ cargas\ electrostáticas)$$

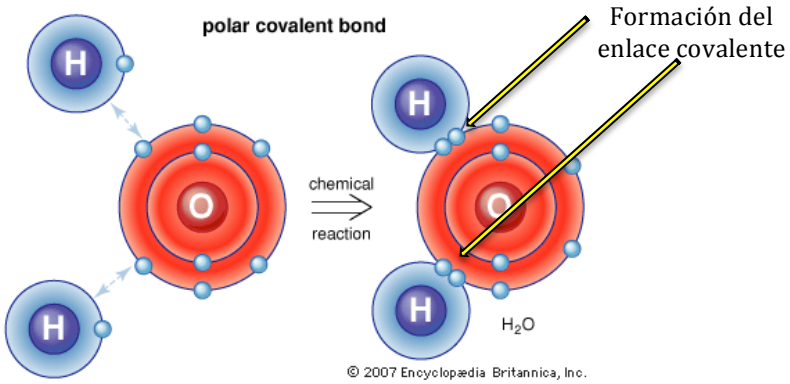
De este ejemplo se puede observar que las cargas eléctricas opuestas, sodio positivo y cloro negativo, generan un enlace químico iónico para formar a la sustancia cloruro de sodio.

El enlace covalente

Este tipo de enlace se lleva a cabo por compartición de electrones entre los átomos que forman el enlace químico.

Los enlaces covalentes se representan a través de las estructuras de Lewis. En este tipo de enlace se debe cumplir la regla del octeto y esta dice que en un enlace covalente se deben completar $8e^{-}$ en el nivel de valencia para cada átomo que participa en el enlace.

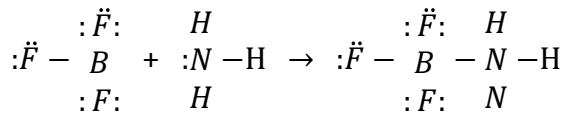
$:\ddot{\underset{..}{F}}-\ddot{\underset{..}{F}}:$ $\quad H-\ddot{\underset{..}{O}}-H$ $\quad :\ddot{O}=C=\ddot{O}:$ $\quad {}^{H}_{H}C{=}C{}^{H}_{H}$ $\quad :N{\equiv}N:$ $\quad H{-}C{\equiv}C{-}H$



**Pares de electrones libres*
**Enlaces sencillos*
**Enlaces dobles*
**Enlaces triples*

El enlace covalente coordinado

Este es un caso especial del enlace covalente y se lleva a cabo cuando uno de los átomos aporta el par de electrones para compartir con otro átomo y formar el enlace. Ejemplo:



El enlace metálico

Se considera que los átomos metálicos están unidos unos con otros formando estructuras cristalinas de iones positivos inmersos en un mar de electrones de valencia deslocalizados. Ejemplos: todos los elementos metálicos en la tabla periódica.

Comparación de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos

Compuestos iónicos

- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Tienen puntos de fusión elevados.
- La mayoría son solubles en agua.
- Sus disoluciones acuosas conducen la electricidad debido a la disociación de los iones.
- Los compuestos fundidos también conducen la electricidad.

Compuestos covalentes

- Los átomos de una molécula se encuentran unidos por enlaces covalentes mientras que cada molécula se encuentra unida una con otra por fuerzas intermoleculares
- Casi siempre son: gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión.
- La mayoría son insolubles en agua.
- Las disoluciones acuosas de los que son solubles en agua no conducen la electricidad debido a que no hay iones presentes.

Moléculas

Son agregados formados por la combinación de dos o más átomos en una proporción de números enteros y que se mantienen unidos por los enlaces químicos.

Moléculas diatómicas

H_2→ hidrógeno
N_2 → nitrógeno
O_2 → oxígeno
F_2 → Flúor
Cl_2 → cloro
Br_2 → bromo
I_2 → yodo
HCl → cloruro de hidrógeno
CO → monóxido de carbono

Moléculas poliatómicas

O_3 → ozono
H_2O → agua
NH_3 → amoniaco
CH_3COOH → ácido acético
$NaHCO_3$ → bicarbonato de sodio

Solo los seis gases nobles del grupo 8A de la tabla periódica (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) se encuentran en la naturaleza como átomos sencillos, es decir, son gases monoatómicos.

Fórmulas químicas

Las fórmulas químicas son la manera en que los químicos representan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos.

Fórmulas moleculares: estas indican la cantidad exacta de átomos de cada elemento que esta presente en la unidad química mas pequeña de una sustancia. Ejemplo:

H_2O → una molécula de agua constituida por dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno.

Fórmulas empíricas: este tipo de fórmula indica los distintos átomos que están presentes y la relación mínima entre sus átomos. Sin embargo, estas fórmulas no necesariamente indican el número real de átomos es una molécula determinada. Ejemplos:

Fórmula molecular	Fórmula empírica
H_2O_2 → Peróxido de hidrógeno (2:2)	HO → relación 1:1
N_2H_4 → hidrazina (2:4)	NH_2 → relación 1:2
$C_6H_{12}O_6$ → glucosa (6:12:6)	CH_2O → relación 1:2:1

Nomenclatura de los compuestos iónicos

El término nomenclatura corresponde a la asignación de los nombres para los distintos compuestos químicos que existen. Una de las principales clasificaciones de los compuestos químicos para iniciar el estudio de la nomenclatura es diferenciar entre los compuestos orgánicos e inorgánicos. En el caso de los compuestos orgánicos estos corresponde a compuestos que tienen átomos de carbono en su estructura que se combina principalmente con hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre. Sin embargo, hay excepciones ya que el monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO_2), disulfuro de carbono (CS_2), compuestos que contienen el ión cianuro (CN^-), así como los grupos carbonato (CO_3^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-) se consideran compuestos inorgánicos, así como todos aquellos que no tienen carbono en su estructura química.

Clasificación de compuestos químicos

Hidruro
NaH
BaH_2
AlH_3
↖
Hidrógeno
+
Metal
+
Oxígeno
↓
Óxido básico
+
Agua
↓
Hidróxido

Li_2O
Al_2O_3
FeO
Fe_2O_3
CuO

$NaOH$
$Ca(OH)_2$
$Al(OH)_3$

+

No metal
+
Oxígeno
↓
Óxido ácido (Anhídrido)
+
Agua
↓
Oxiácido

SO_2
Br_2O_3
P_2O_5

HNO_3
H_2SO_4
H_3PO_4

Hidrácido
HCl
H_2S
HF
↗
Hidrógeno
+
→ **Sal sencilla**
$NaCl$
$FeCl_3$
KF
CaS

Oxisales: sales formadas por un metal, un no metal y oxígeno, como por ejemplo, $AgNO_3$, $LiNO_3$ y $BaSO_4$.

Sales ácidas: Formadas con ácidos a los que se les puede sustituir hidrógenos por iones metálicos, como por ejemplo, $NaHCO_3$, $Mg(HSO_4)_2$ y $CaHPO_4$.

Sales básicas: se forman a partir de las oxisales al formar un radical (OH)-, como por ejemplo, $Ca(OH)Cl$ y $Al(OH)_2NO_3$.

Número de oxidación o Estado de oxidación: corresponde al número de electrones que ha perdido un catión o ganado un anión.

Obtención de las fórmulas químicas de los compuestos iónicos
Un compuesto iónico está formado por un par iónico, es decir, un catión y un anión. Entonces, la fórmula química deberá iniciar con el catión seguido del anión. En todos los casos será necesario balancear las cargas positivas del catión con las cargas negativas del anión; para esto se colocarán subíndices del lado derecho de los iones los cuales indicarán la cantidad de entidades iónicas presentes en la fórmula química con el fin de balancear las cargas eléctricas.

Nomenclatura para los cationes

Los iones metálicos con un solo estado de oxidación conservan su nombre tal cual el elemento neutro. En el caso de tener dos estados de oxidación, el más pequeño corresponderá al nombre del elemento metálico con la terminación "OSO" mientras que para el estado de oxidación mayor la terminación será "ICO". Alternativamente a las terminaciones "OSO e ICO" el estado de oxidación se puede indicar con números romanos. Ejemplos:

Ion	**Nomenclatura del sistema antiguo**	**Nomenclatura del sistema Stock**
Na^{+}	Ion sodio	Ion sodio
Fe^{2+}	Ion ferroso	Ion hierro II
Fe^{3+}	Ion férrico	Ion hierro III
Cu^{+}	Ion cuproso	Ion cobre I
Cu^{2+}	Ion cúprico	Ion cobre II

Nomenclatura de los óxidos

En el caso de los óxido básicos se coloca la palabra "óxido" seguido del nombre del catión. En el caso de los óxidos ácidos se coloca la palabra "óxido" anteponiendo los prefijos *mono-, di-, tri-, treta-, penta-,* etc, para indicar el número de átomos de oxígenos, seguido de del nombre del no metal. Ejemplos:

- K_2O, óxido de potasio
- Cu_2O, óxido cuproso; óxido de cobre I
- CuO, oxido cúprico; óxido de cobre II
- CO, monóxido de carbono
- CO_2, dióxido de carbono
- SiO_2, Dióxido de silicio
- P_2O_5, Pentóxido de difósforo

Nomenclatura para los Hidróxidos

Se coloca la palabra "hidróxido" seguido del nombre del catión. Ejemplos:

- $Ca(OH)_2$, hidróxido de calcio
- $Hg_2(OH)_2$, hidróxido mercuroso; hidróxido de mercurio I
- $Hg(OH)_2$, hidróxido mercúrico, hidróxido de mercurio II

Nomenclatura para los Oxiácidos

Se coloca la palabra "ácido" seguido del nombre del no metal con terminación "OSO" para el estado de oxidación menor y terminación "ICO" para el estado de oxidación mayor. En algunos casos habrá más de dos estados de oxidación para los no metales, por lo tanto, será necesario anteponer los prefijos "HIPO" para el más pequeño de los estados de oxidación y el prefijo "PER" para el mayor de los estados de oxidación. Ejemplos:

- H_3PO_3, ácido fosforoso
- H_3PO_4, ácido fosfórico
- HClO, ácido hipocloroso
- $HClO_2$, ácido cloroso
- $HClO_3$, ácido clórico
- $HClO_4$, ácido perclórico

Nomenclatura de las Sales sencillas
Se comienza con el nombre del no metal con terminación "URO" seguido del nombre del catión. Ejemplos:

- NaCl, cloruro de sodio
- $FeCl_2$, cloruro ferroso; cloruro de hierro II
- $FeCl_3$, cloruro férrico; cloruro de hierro III

Nomenclatura de las Oxisales
Se comienza con el nombre del no metal con terminación "ITO", para el estado de oxidación menor, y la terminación "ATO" para el estado de oxidación mayor; y finalmente se coloca en nombre del catión. Ejemplos:

- $NaNO_2$, nitrito de sodio
- $Ca(NO_3)_2$, nitrato de calcio
- Cu_3PO_4, fosfato cuproso, fosfato de cobre I

Nomenclatura de Hidrácidos
Se coloca la palabra "ácido" seguido del nombre del no metal con terminación "-HÍDRICO". Ejemplos:

- HCl, ácido clorhídrico
- H_2S, ácido sulfhídrico

Nomenclatura de hidruros
Se coloca la palabra "HIDRURO" seguido del nombre del catión. Ejemplos:

NaH, hidruro de sodio
CuH_2, hidruro cúprico; hidruro de cobre II

Hidratos: Son compuestos que, en su estado normal, poseen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos. Ejemplos:

- $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, sulfato de cobre II pentahidratado
- $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, cloruro de bario dihidratado
- $LiCl \cdot H_2O$, cloruro de litio monohidratado
- $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, sulfato de magnesio heptahidratado

- $Sr(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$, nitrato de estroncio tetrahidratado

Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento. Cuando esto ocurre, se coloca la palabra "ANHIDRO" al final del nombre del compuesto. Ejemplo: $CuSO_4$, sulfato de cobre anhidro.

Unidad III

Masa atómica

La masa atómica es la masa de un átomo, en *unidades de masa atómica* (uma). Una **unidad de masa atómica** se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12. El carbono-12 es el isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones. Al fijar la masa del carbono-12 como 12 uma, este átomo se utiliza como referencia para medir la masa atómica de los demás elementos.

Masa atómica promedio

Ésta corresponde a la masa reportada en la tabla periódica de los elementos y depende de la abundancia relativa de los isótopos de un mismo elemento. Por ejemplo, en el caso de los isótopos de cloro existe una relación 4:1 entre los isótopos cloro-35 y cloro 37, lo que quiere decir que, de 5 átomo de cloro cuatro de ellos tendrán masa de 35 uma y solo uno de ellos tendrá masa de 37 uma. De tal manera que, si se calcula la masa promedio:

$$\text{Masa promedio} = \frac{4 \text{ átomos (35 uma)} + 1 \text{ átomo (37 uma)}}{5\ átomos} = \frac{177\ uma}{5} = 35.4 \text{ uma}$$

Masa molar de un elemento y el número de Avogadro

Mol: corresponde a la unidad del Sistema Internacional de Unidades para medir la cantidad de una sustancia. De tal manera que, un mol corresponde a $\mathbf{6.022x10^{23}}$ entidades químicas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) y esta es la cantidad de átomos que están presentes en 12 g de carbono-12. A este número se le conoce como el **número de Avogadro**.

La masas atómicas reportadas en la tabla periódica de los elementos se expresa en uma. Sin embargo, no es posible manipular la materia a estas dimensiones, por lo que, los valores de masa reportados en la tabla periódica se pueden expresar en unidades de g/mol, es decir, la masa en gramos por cada mol del elemento y esto se denomina como la **masa molar**. Por lo tanto, un mol de carbono tiene una masa molar de 12.01 g/mol.

Ejercicio: calcular la masa en gramos de un átomo de carbono.

$$\text{Masa}_{\text{1 átomo de C}} = 1 \text{ átomo de C} \cdot \frac{1\ mol\ de\ C}{6.022x10^{23}\ átomos\ de\ C} \cdot \frac{12\ g\ de\ C}{1\ mol\ de\ C} = 1.9927x10^{-23} \text{g de C}$$

Masa Molar de un compuesto (masa molecular)

La masa molar de un compuesto químico se determina al sumar todas las masas molares de los elementos que forman un compuesto tomando en cuenta la cantidad de moles de cada elemento en la fórmula química. Ejemplos:

K_2SO_4; sulfato de potasio

Masa atómicas
K: 39 g/mol (2) = 78 g/mol
S: 32 g/mol (1) = 32 g/mol
O: 16 g/mol (4) = 64 g/mol
174 g/mol

$Ca_3(PO_4)_2$; fosfato de calcio

Masas atómicas
Ca: 40 g/mol (3) = 120 g/mol
P: 31 g/mol (2) = 62 g/mol
O: 16 g/mol (8) = 128 g/mol
310 g/mol

Estos valores también se pueden reportar en uma cuando se considera una sola molécula del compuesto químico. Sin embargo, para los cálculos en química resulta de mayor utilidad reportar los valores en unidades de g/mol.

Composición porcentual de los compuestos

La composición porcentual corresponde al porcentaje en masa de cada elemento en un compuesto:

$$\textit{Composición porcentual de un elemento} = \frac{n\ (masa\ molar\ del\ elemento)}{masa\ molar\ del\ compuesto} \cdot 100\%$$

donde n es el número de moles del elemento en un mol del compuesto.

Ejemplos:

Composición porcentual de cada elemento en el H_2O_2

$$\%H = \frac{2\left(1\frac{g}{mol}\right)}{34\frac{g}{mol}} \cdot 100\% = 5.882\%$$

$$\%O = \frac{2\ (16\frac{g}{mol})}{34\ g/mol} \cdot 100\% = 94.117\%$$

Composición porcentual de cada elemento en el $NaHCO_3$

$$\%Na = \frac{\left(23\frac{g}{mol}\right)}{84\frac{g}{mol}} \cdot 100\% = 27.381\%$$

$$\%H = \frac{(1\frac{g}{mol})}{84\ g/mol} \cdot 100\% = 1.190\%$$

$$\%C = \frac{\left(12\frac{g}{mol}\right)}{84\frac{g}{mol}} \cdot 100\% = 14.286\%$$

$$\%O = \frac{3\ (16\frac{g}{mol})}{84\ g/mol} \cdot 100\% = 57.143\%$$

Determinación experimental de la fórmula empírica

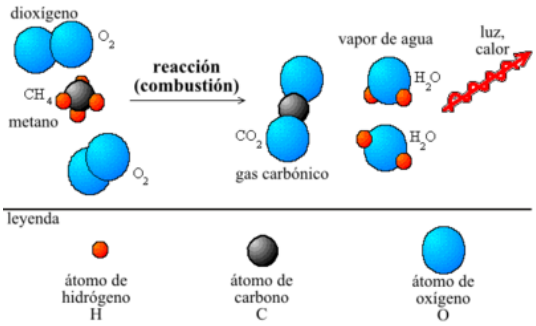


Figura 26. Combustión del metano

A partir de valores de masas determinados experimentalmente en un laboratorio se puede obtener la fórmula empírica de un compuesto.

Supongamos que de la combustión de 11.5 g de etanol se encuentra que se producen 22 g de CO_2 y 13.5 g de H_2O. A partir de estos datos se calculan las masas del C y del H como sigue:

$$\text{Masa de C} = 22\ \text{g}\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ g\ CO_2} \cdot \frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ CO_2} \cdot \frac{12\ g\ C}{1\ mol\ C} = 6\ g\ de\ C$$

$$\text{Masa de H} = 13.5\ \text{g}\ H_2O \cdot \frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O} \cdot \frac{2\ mol\ H}{1\ mol\ H_2O} \cdot \frac{1\ g\ H}{1\ mol\ H} = 1.5\ g\ de\ H$$

Así, 11.5 g de etanol contienen 6 g de carbono y 1.5 g de hidrógeno. Por lo tanto, el resto debe ser de oxígeno, cuya masa se determina como sigue:

$$\text{Masa de oxígeno} = \text{masa de la muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H})$$
$$= 11.5\ \text{g} - (6\ \text{g} + 1.5\ \text{g}) = 4\ \text{g de O}$$

$$\text{Moles de C} = 6\ \text{g C} \cdot \frac{1\ mol\ C}{12\ g\ C} = 0.50\ mol\ C$$

$$\text{Moles de H} = 1.5\ \text{g H} \cdot \frac{1\ mol\ H}{1\ g\ H} = 1.50\ mol\ H$$

$$\text{Moles de O} = 4\ \text{g O} \cdot \frac{1\ mol\ O}{16\ g\ O} = 0.25\ mol\ O$$

Por lo tanto, la fórmula del etanol es $C_{0.50}H_{1.50}O_{0.25}$ y para obtener número enteros se dividen todos los subíndices entre el más pequeño de ellos (0.25) y, así, se obtiene la fórmula empírica C_2H_6O.

Determinación de las fórmulas moleculares

Una vez que se conoce la fórmula empírica de un compuesto, es posible determinar la fórmula molecular de este compuesto si se conoce la masa molar aproximada ya que la masa molar debe ser un múltiplo de la fórmula empírica.

Del ejemplo anterior se determinó la fórmula empírica de un alcohol. Si se sabe que la masa molar de este alcohol esta entre 45 y 50 g/mol es posible conocer su fórmula molecular de entre los siguientes alcoholes

CH_3-OH	o	CH_4O
CH_3-CH_2-OH	o	C_2H_6O
CH_3-CH_2-CH_2-OH	o	C_3H_8O

3.7 Tipos de reacciones químicas y balanceo de ecuaciones

Una reacción química ocurre cuando una sustancia tiene una transformación para formar una nueva sustancia con características diferentes a la sustancia original. Ejemplos:

- Quemar papel
- Cocción de alimentos
- Efervescencia
- Fermentación

Una reacción química se puede representar a través de los símbolos de los elementos químicos, así como, a través de las fórmulas de los compuestos químicos mediante el siguiente tipo de ecuación:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

$$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$\text{Reactivos} \xrightarrow[produce]{} \text{Productos}$$

Reactivos: sustancia presentes antes de que inicie la reacción química.
Productos: nuevas sustancia formadas por la reacción química de los reactivos.

Para que una ecuación química este completa debe hacerse un balanceo entre la cantidad de reactivos y la cantidad de producto. Ya que de acuerdo la ley de la conservación de la materia de Lavoisier "La materia no crea ni se destruye, solo se transforma". Entonces se deberán balancear las ecuaciones químicas por medio de la colocación de coeficientes estequiométricos, es decir, se colocará el número

adecuado del lado izquierdo de la fórmula química de cada sustancia de reactivos y productos.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Esta ecuación se puede interpretar de las siguientes maneras:

- Dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua.
- Dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno para formar dos moles de agua.

O al determinar las masas molares

- 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para formar 36 g de agua

Adicionalmente, se puede indicar el estado de agregación de los reactivos y productos mediante las letras *g*, *l* y *s*. Por ejemplo:

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{\,(l)}$$
$$2CO_{\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2CO_{2\,(g)}$$
$$2HgO_{\,(s)} \rightarrow 2Hg_{\,(l)} + O_{2\,(g)}$$
$$NaCl_{\,(s)} \xrightarrow{H_2O} NaCl_{\,(ac)}$$

Ejercicios:

$Cu + O_2 \rightarrow CuO$
$Mg + O_2 \rightarrow MgO$
$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$
$Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$
$PtO \rightarrow Pt + O_2$
$AlPO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_3PO_4$
$Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$
$Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + H_2O$
$KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + H_2O$
$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow NaNO_3 + BaSO_4$

Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:

a) $C + O_2 \longrightarrow CO$
b) $CO + O_2 \longrightarrow CO_2$
c) $H_2 + Br_2 \longrightarrow HBr$
d) $K + H_2O \longrightarrow KOH + H_2$
e) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$
f) $O_3 \longrightarrow O_2$
g) $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$
h) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
i) $Zn + AgCl \longrightarrow ZnCl_2 + Ag$
j) $S_8 + O_2 \longrightarrow SO_2$
k) $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
l) $Cl_2 + NaI \longrightarrow NaCl + I_2$
m) $KOH + H_3PO_4 \longrightarrow K_3PO_4 + H_2O$
n) $CH_4 + Br_2 \longrightarrow CBr_4 + HBr$

Haga el balance de las siguientes ecuaciones, utilizando el método descrito en la sección 3.7:

a) $N_2O_5 \longrightarrow N_2O_4 + O_2$
b) $KNO_3 \longrightarrow KNO_2 + O_2$
c) $NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + H_2O$
d) $NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$
e) $NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$
f) $P_4O_{10} + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$
g) $HCl + CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$
h) $Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$
i) $CO_2 + KOH \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$
j) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
k) $Be_2C + H_2O \longrightarrow Be(OH)_2 + CH_4$
l) $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
m) $S + HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$
n) $NH_3 + CuO \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$

La reacciones químicas se pueden clasificar en:

Reacciones de descomposición: Son aquellas en las que un reactivo genera dos o más productos diferentes. Ejemplo:

$$2\ HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2\ (g)}$$

Reacciones de adición: Ocurre cuando dos más reactivos se combinan para formar un solo producto. Ejemplos:

$$2CO_{(g)} + O_{2\ (g)} \rightarrow 2CO_{2\ (g)}$$

Reacciones de desplazamiento simple: Son aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro. Por ejemplo:

$$2Al_{(s)} + 6HCl_{(ac)} \rightarrow 2AlCl_{3\ (ac)} + 3H_{2\ (g)}$$

Reacciones de metátesis o doble desplazamiento: Son aquellas en las cuales hay un intercambio de elementos o de radicales entre los compuestos reaccionantes. Ejemplo:

$$2HCl_{(ac)} + Na_2S_{(ac)} \rightarrow 2NaCl_{(ac)} + H_2S_{(g)}$$

Reacciones de precipitación: Son aquellas en las que se forma un compuesto insoluble en agua. Ejemplo:

$$NaCl_{(ac)} + AgNO_{3\ (ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} + NaNO_{3\ (ac)}$$

Reacciones de neutralización: Estas ocurren entre un ácido y una base para formar una sal y agua. Ejemplo:

$$2NaOH_{(ac)} + H_2SO_{4\,(ac)} \rightarrow Na_2SO_{4\,(ac)} + 2H_2O_{(l)}$$

Reacciones de Oxidación-Reducción (REDOX): Son aquellas en las que ocurre un cambio del estado de oxidación en las especies químicas al pasar de reactivos a productos. Ejemplo:

$$2\ FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

$FeCl_2$: agente reductor
Cl_2: agente oxidante

La **estequiometría** en una reacción química corresponde al análisis de las cantidades de reactivos y productos involucrados en la reacción.

El **reactivo limitante** es el que se termina primero de todos los reactivos que estén presentes en una reacción química. Por lo tanto, los reactivos que no terminen de reaccionar serán los reactivos en exceso.

Rendimiento de reacción

En los proceso reales por lo general se obtienen cantidades menores a las esperadas, es decir, los cálculos indican el máximo que se podría obtener pero los procesos pueden tener perdidas o simplemente no es posible recuperar todo el producto generado. Para calcular el rendimiento de una reacción se utiliza la siguiente fórmula:

$$\%\ de\ rendimiento = \frac{rendimiento\ real}{rendimiento\ teórico}\ x\ 100$$

Unidad IV

Propiedades generales de las disoluciones

Características del agua

*Se encuentra en los tres estados de agregación de la materia
*Es incolora, inodora e insípida.

En la naturaleza no encontramos agua en su forma químicamente pura, es decir, tiene disueltos gran cantidad de compuestos sólidos, líquidos y gaseosos.

Existen plantas de tratamiento de agua para retirar los contaminantes del agua, sin embargo, los mecanismos son complejos y costosos.

Una **disolución** es una sustancia homogénea donde un soluto está disuelto completamente en un disolvente. En el caso de las **disoluciones acuosas** el **disolvente** siempre es **agua**.

1) Soluto: componente en menor proporción
2) Solvente: componente en mayor proporción

Ejemplos: agua con sal, agua con azúcar, sodas o refrescos, aire, entre otras.

Coloide: esta se forma cuando una sustancia se dispersa en un disolvente pero no llega a disolverse. El tamaño de las partículas se encuentra entre 10 y 1000 Å. Ejemplos: leche, espuma, niebla, bruma.

Suspensión: Mezclas heterogéneas en donde un sólido se encuentra distribuido en todo el disolvente pero no se disuelve. Las suspensiones tienen apariencia turbia. El tamaño de las partículas es mayor a 1000 Å. Ejemplos: medicamentos en forma de suspensión, vinagreta, etc.

Solubilidad: este término corresponde a la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica.

Tabla II. Reglas de solubilidad para compuestos iónicos en agua a 25°C. (Raymond Chang, tabla 4.2)

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+, Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^-, Br^-, I^-)	Halogenuros de Ag^+, Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg^{2+} y Pb^{2+}
Compuestos insolubles	**Excepciones**
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}), sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

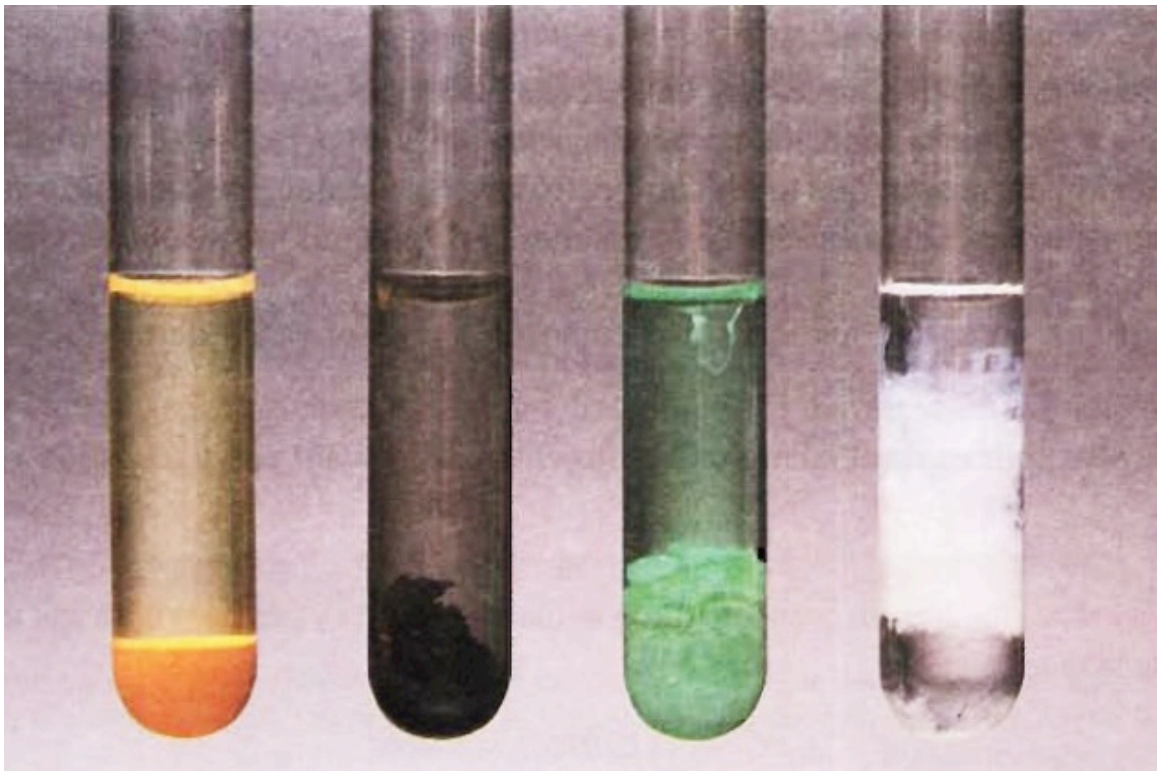


Figura 27. Aspecto de algunos precipitados. De izquierda a derecha CdS, PbS, $Ni(OH)_2$ y $Al(OH)_3$.

Concentración de disoluciones

En una disolución los componentes se pueden mezclar en distintas proporciones, por lo tanto, existen sistemas cualitativos y cuantitativos para clasificar a las disoluciones.

Disoluciones empíricas: una forma de clasificar a las disoluciones es tomar en cuenta que tanto soluto esta disuelto en el disolvente en base a nuestra experiencia, y entonces, clasificarlas como:

- Diluida
- Concentrada
- Saturada
- Sobresaturada

Factores que afectan a la solubilidad

- Presión
- Temperatura
- Naturaleza del disolvente

Unidades para expresar la concentración

Unidades porcentuales

Porcentaje en peso

$$= \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ soluto + masa\ disolvente}\ x\ 100$$

$$= \frac{masa\ de\ soluto}{masa\ de\ la\ disolución}\ x\ 100$$

$$\boldsymbol{Porcentaje\ {}^{m}/_{v}} = \frac{g\ de\ soluto}{ml\ de\ la\ disolución}\ x\ 100$$

Porcentaje en volumen

$$= \frac{ml\ de\ soluto}{ml\ de\ la\ disolución}\ x\ 100$$

Partes por millón

$$ppm = \frac{mg\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$$

$$= \frac{\mu g\ de\ soluto}{ml\ de\ disolución}$$

Unidades químicas

$$\boldsymbol{Molaridad\ (M)} = \frac{moles\ de\ soluto}{litros\ de\ disolución}$$

$$= \frac{gramos\ de\ soluto}{(Masa\ molar)(litros\ de\ disolución)}$$

donde:

$$n = \frac{gramos}{masa\ molar}$$

$$\boldsymbol{molalidad\ (m)} = \frac{moles\ de\ soluto}{kilogramos\ de\ disolvente}$$

$$\boldsymbol{Normalidad\ (N)} = \frac{equivalentes\ químicos}{litros\ de\ disolución}$$

$$Equivalentes\ químicos = \frac{gramos\ de\ soluto}{peso\ equivalente}$$

$$Peso\ equivalente = \frac{Masa\ molar}{\#\ de\ carga}$$

El número de carga:

En el caso de los ácidos es igual al número de iones de hidrógeno $(H)^{+}$ en la formula química del compuesto.
En el caso de hidróxidos es igual al número de iones $(OH)^{-}$ en la fórmula química de compuesto.

$$\boldsymbol{Fracción\ mol\ (\chi)} = \frac{moles\ de\ un\ componente}{moles\ totales}$$

Ejercicios:

¿Cómo se preparan 250 mL de una disolución de glucosa al 4%?

¿Qué cantidad de sal contienen 35 mL de una disolución al 3%?

¿Cómo se preparan 750 mL de una disolución de NaOH 0.30 molar?

¿Qué molaridad tendrá 1.5 L disolución que se preparó disolviendo 5 g de cloruro de sodio en agua?

Calcule la molalidad de una disolución acuosa de etanol (CH_3CH_2OH) de 1.50 M. La densidad de la disolución es de 0.980 g/mL.

¿Cómo se preparan 500 mL de una disolución de H_3PO_4 0.25 N?

Ácidos y bases

Ácidos de Arrhenius: sustancias que liberan iones de hidrógeno al encontrarse en disolución acuosa

$$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow \underset{\substack{\uparrow \\ \text{iones de hidrógeno}}}{H^+} + (SO_4)^{2-}$$

Características

1) Tienen sabor agrio. Ejemplos: vinagre, jugo de limón, jugo de toronja.
2) Reaccionan con metales activos para generar sales e hidrógeno gaseoso.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

Bases de Arrhenius: sustancias que liberan iones hidróxido al encontrarse en disolución acuosa

$$NaOH + H_2O \longrightarrow Na^+ + \underset{\substack{\uparrow \\ \text{iones de hidróxido}}}{OH^-}$$

Características

1) Tienen sabor amargo y al tacto son resbaladizos o jabonosas.

Ácidos y bases de Brønsted

Un **ácido de Brønsted** es un donador de protones, y una **base de Brønsted** es un aceptor de protones.

$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

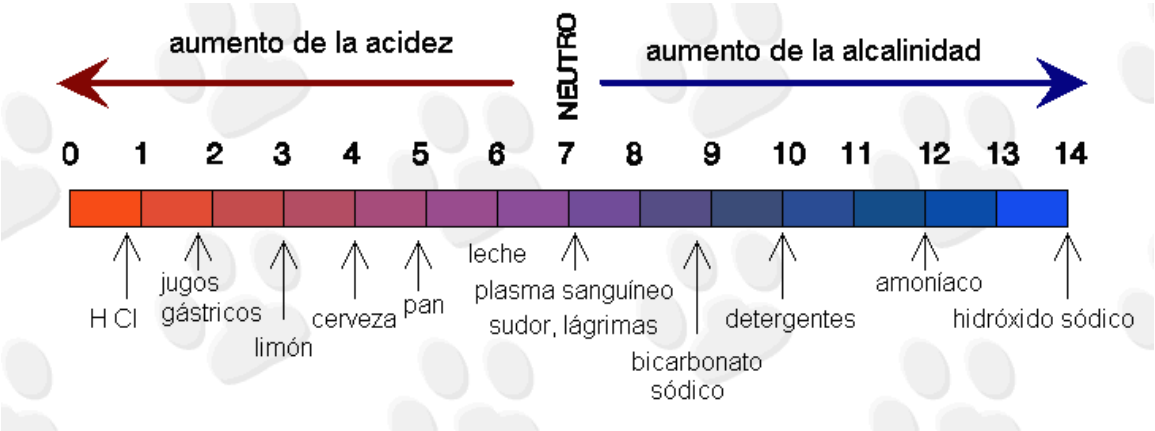
$$\underset{\substack{\uparrow \\ \text{Ácido de Brønsted}}}{HCl(ac)} + \underset{\substack{\uparrow \\ \uparrow \\ \uparrow \\ \text{Base de Brønsted}}}{H_2O(l)} \longrightarrow \underset{\substack{\uparrow \\ \text{iones hidronio } (H_3O^+)}}{H_3O^+(ac)} + Cl^-(ac)$$

Ácidos y bases de Lewis

Un ***ácido de Lewis*** es una sustancia que puede aceptar un par de electrones, mientras que una ***base de Lewis*** es una sustancia que puede donar un par de electrones.

$$\underset{\substack{\uparrow \\ \text{ácido}}}{\begin{array}{c} F \\ | \\ F - B \\ | \\ F \end{array}} + \underset{\substack{\uparrow \\ \text{base}}}{\begin{array}{c} H \\ | \\ :N - H \\ | \\ H \end{array}} \longrightarrow \begin{array}{c} F \quad H \\ | \quad\ \ | \\ F - B - N - H \\ | \quad\ \ | \\ F \quad H \end{array}$$

Escala pH



La escala pH nos da una medida de la acidez o alcalinidad de una disolución, siendo el valor de mayor acidez el cero y el valor de mayor alcalinidad el 14. El significado

de las letra pH es potencial de hidrógeno, lo que quiere decir, que el pH está relacionado de manera directa con la concentración molar de los iones de hidrógeno presentes en una disolución, de tal manera que a mayor concentración de hidrógeno la acidez será mayor, lo que significa un valor de pH cercano al cero en la escala pH. Matemáticamente el pH se determina a través de la expresión:

$$pH = -\log[H^+]$$

donde $[H^+]$ es la concentración molar de los iones de hidrógeno.

Análogamente, se tiene el pOH (potencial de iones hidróxido) y matemáticamente se obtiene

$$pOH = -\log[(OH)^-]$$

La relación entre pH y pOH es:

$$pH + pOH = 14$$

¿Cuál es el pH de 250 mL de una disolución de $Mg(OH)_2$ que se preparó con 2 g del hidróxido?