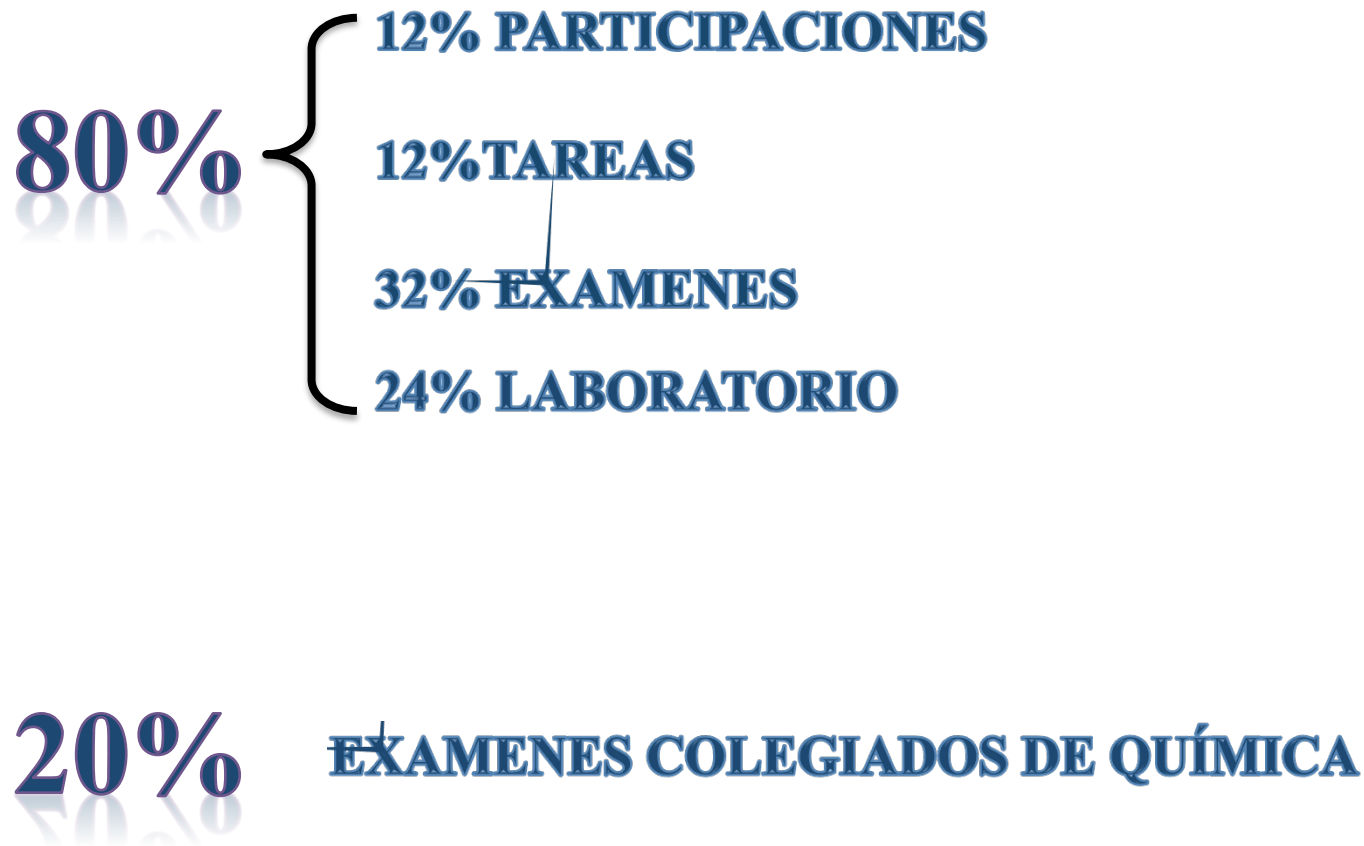


Curso de Química general

Criterios de evaluación



Contenido temático y calendarización

SEMESTRE:

1	2	3	4	5	6	7	8
---	---	---	---	---	---	---	---

Mes	D	L	M	M	J	V	S	Sem	Tema	Práctica	Observaciones
Febrero		1	2	3	4	5	6	1	1.1, 1.2, 1.3		
	7	8	9	10	11	12	13	2	1.4, 1.5, 1.6		
	14	15	16	17	18	19	20	3	1.7, 1.8, 1.9		Examen parcial 1
	21	22	23	24	25	26	27	4	2.1		
Marzo	28	29	1	2	3	4	5	5	2.2, 2.3		
	6	7	8	9	10	11	12	6	2.4		
	13	14	15	16	17	18	19	7	2.4		
	20	21	22	23	24	25	26	8	Semana santa		
Abril	27	28	29	30	31	1	2	9	2. Examen Colegiado		Examen parcial 2
	3	4	5	6	7	8	9	10	3.1, 3.2, 3.3		
	10	11	12	13	14	15	16	11	3.4, 3.5, 3.6		
	17	18	19	20	21	22	23	12	Semana de Ingeniería		
	24	25	26	27	28	29	30	13	3.7		
Mayo	1	2	3	4	5	6	7	14	3.8, 3.9		Examen parcial 3
	8	9	10	11	12	13	14	15	4.1, 4.2		
	15	16	17	18	19	20	21	16	4.3, 4.4, 4.5		
	22		24		26		28	17	4.6-4.11		Examen parcial 4, Colegiado
		23		25		27					
Junio	29	30	31	1	2	3	4	17	Exámenes ordinarios (departamentales)		
	5	6	7								

Unidades	Prácticas	Nombre	Fecha
UNIDADES	Práctica	Nombre	Fecha
Unidad I. Estructura electrónica de los átomos y periodicidad	1	Normas de Seguridad e higiene en el laboratorio de Química General	02-05 febrero
	2	Uso del material, equipo e instrumentación de medición	08-12 febrero
Unidad II. Átomos, moléculas y Iones.	3	Diferencia entre elemento, compuesto y mezcla	15-19 febrero
	4	Enlaces químicos	29 feb.-04 marzo
Unidad III. Relaciones de masa en las reacciones químicas	5	Masa, Masa Molar y mol de un elemento y de un compuesto	07-11 marzo
	6	Demostración de la Ley de la Conservación de la materia	28 marz.-1 abril
	7	Tipos de reacciones químicas	04-08 abril
	8	Estequiometria: rendimiento porcentual y reactivo limitante	11-15 abril
Unidad IV. Reacciones en disolución	9	Preparación de disoluciones acuosas	25-29abril
	10	Valoraciones de disoluciones acuosas	02-06 mayo

Introducción

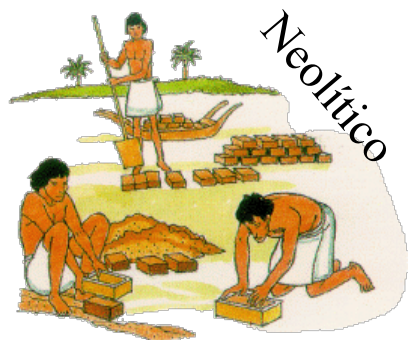
“La *química* comprende el estudio de la materia y los cambios que experimenta”.

Historia

Ciencia ancestral



Homo erectus



Neolítico

Edad de bronce



La **alquimia**, la
pre-ciencia química.

1605 Francis Bacon,
1637 René Descartes.

1661, *The Sceptical Chymist* (Robert Boyle)

siglo XVIII la **química** como **ciencia experimental**,
descubrimientos de elementos químicos

Siglo XIX,
teoría atómica y leyes estequiométricas

- Dalton,
- Berzelius,
- Gay-Lussac
- Kekulé
- Mendeléyev...etc.

Siglo XX

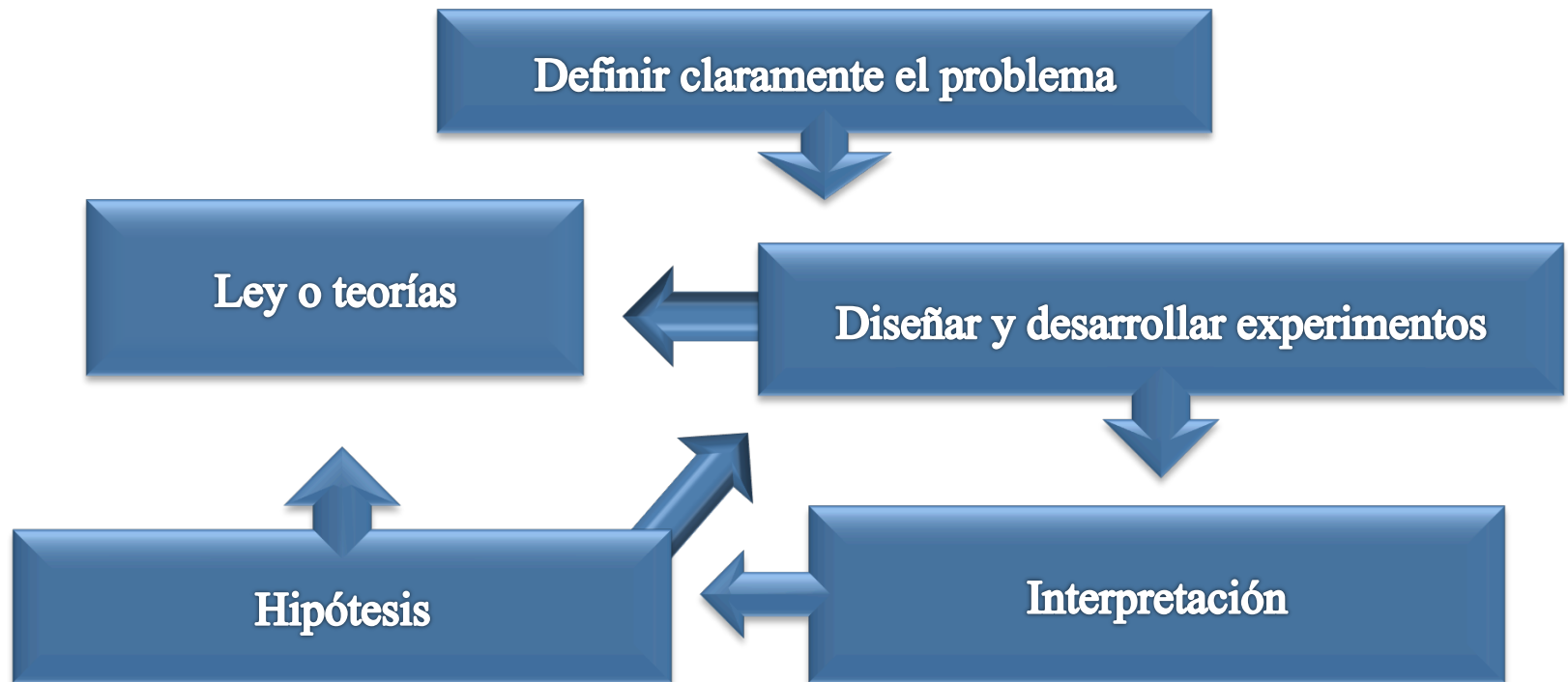
- Estructura del átomo
- Unidades
fundamentales
- Química cuántica
- Bioquímica...etc.

Actualmente las áreas en donde la química toma un papel importante son:

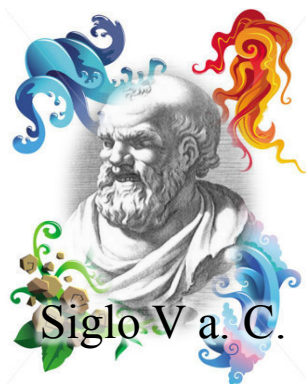
- Salud y medicina
- fuentes de energía y el ambiente;
- alimentos y agricultura
- desarrollo de materiales y tecnología ; entre otras áreas.

El método científico

“Enfoque sistemático para la investigación”



Antecedentes de la teoría atómica de la materia



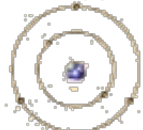
1808	 John Dalton	Durante el s.XVIII y principios del XIX algunos científicos habían investigado distintos aspectos de las reacciones químicas, obteniendo las llamadas leyes clásicas de la Química .	La imagen del átomo expuesta por Dalton en su teoría atómica , para explicar estas leyes, es la de minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables, iguales entre sí en cada elemento químico.	
1897	 J.J. Thomson	Demostó 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	Demostó 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)	

Figura1. Modelos atómicos

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

*Millikan (1908-1917)

Número atómico, Número de masa e isótopos

Número atómico (Z) : es el numero de protones en el núcleo del átomo de un elemento (identidad química de los átomos).

Elemento neutro : protones = neutrones = número atómico

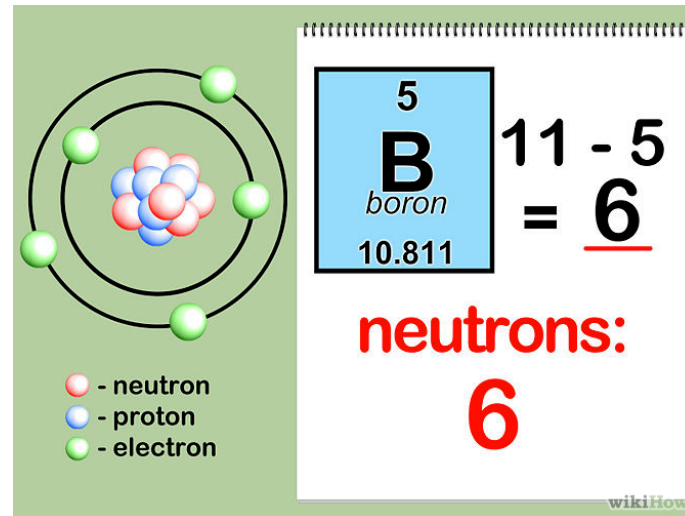


Z Número atómico ($Z = p$)

MC Ma. Isabel Ponce Cázares

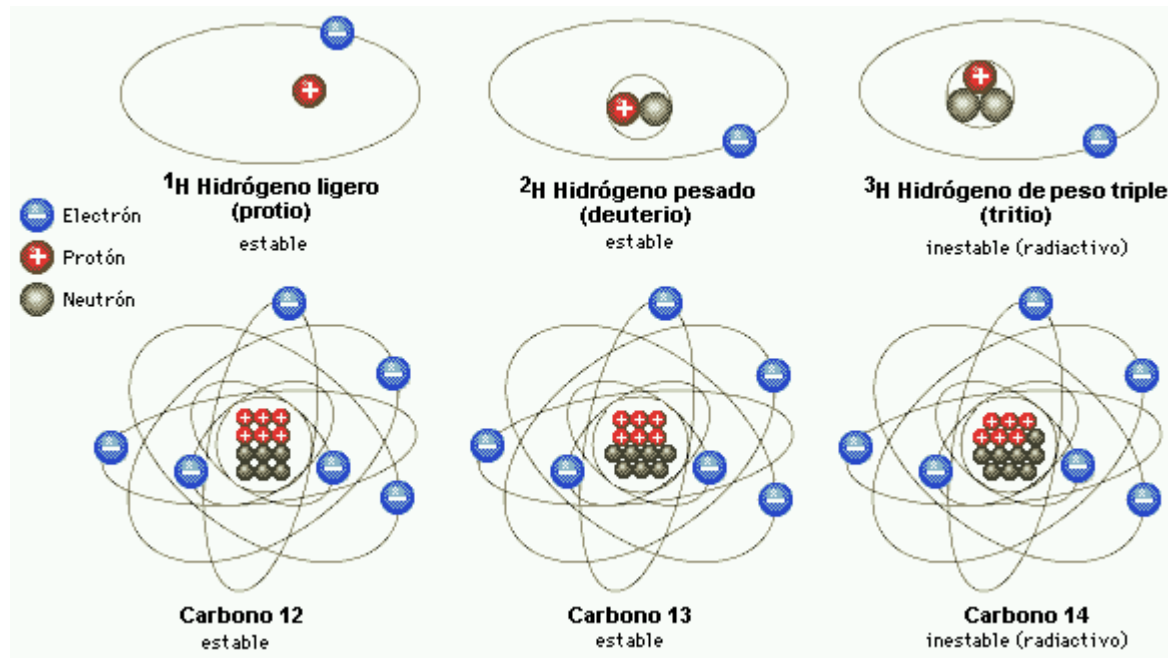
Número de masa = #protones + # neutrones
“ “ “ = # atómico + # neutrones

Número de neutrones = # masa - # atómico



Isótopo: corresponde a un mismo elemento (mismo número atómico) que difiere en el numero de masa.

“Variación en la cantidad de neutrones”



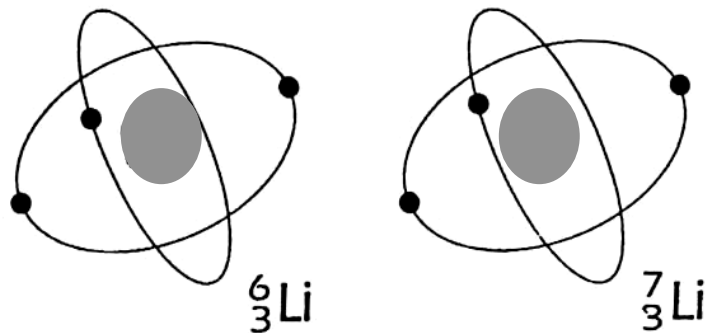
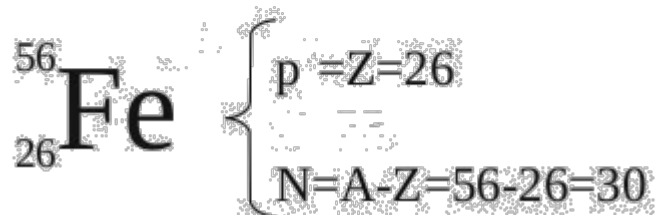
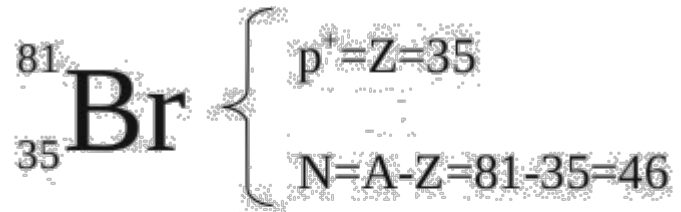


TABLA PERIÓDICA GENERAL: NÚMERO ATÓMICO Y MASA ATÓMICA

1 H 1,008																	2 He 4,003
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sr 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,39	31 Ga 69,72	32 Ge 72,61	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98,91)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,20	83 Bi 208,98	84 Po (208,98)	85 At (209,99)	86 Rn (222,02)
87 Fr (223,02)	88 Ra (226,03)	89 Ac (227,03)	104 Rf (261,11)	105 Db (262,11)	106 Sg (263,12)	107 Bh (264,12)	108 Hs (265,13)	109 Mt (268)	110 Ds (269)	111 Rg (272)	112 Uub (277)		114 Uuq (285)		116 Uuh (289)		

58 Ce 141,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm (144,91)	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97
90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np (237,05)	94 Pu (244,06)	95 Am (243,06)	96 Cm (247,07)	97 Bk (247,07)	98 Cf (251,08)	99 Es (252,08)	100 Fm (257,10)	101 Md (258,10)	102 No (259,10)	103 Lr (262,11)

Datos: IUPAC

Mecánica cuántica

Las partículas subatómicas no siguen las leyes de la mecánica clásica de Newton. Debido a que presentan un doble comportamiento (partícula - onda).

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”.

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

Donde : Δx y Δp son las incertidumbres
 $h = 6.626075 \times 10^{-34} \text{ J s.}$

En 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger utilizó una técnica matemática para formular una ecuación para describir el comportamiento y la energía de las partículas en general.

$$H \cdot \Psi = E \cdot \Psi$$

Donde: **H** es un operador matemático (Hamiltoniano)
E es la energía de los niveles permitidos
Ψ es la función de onda

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

Los números 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.

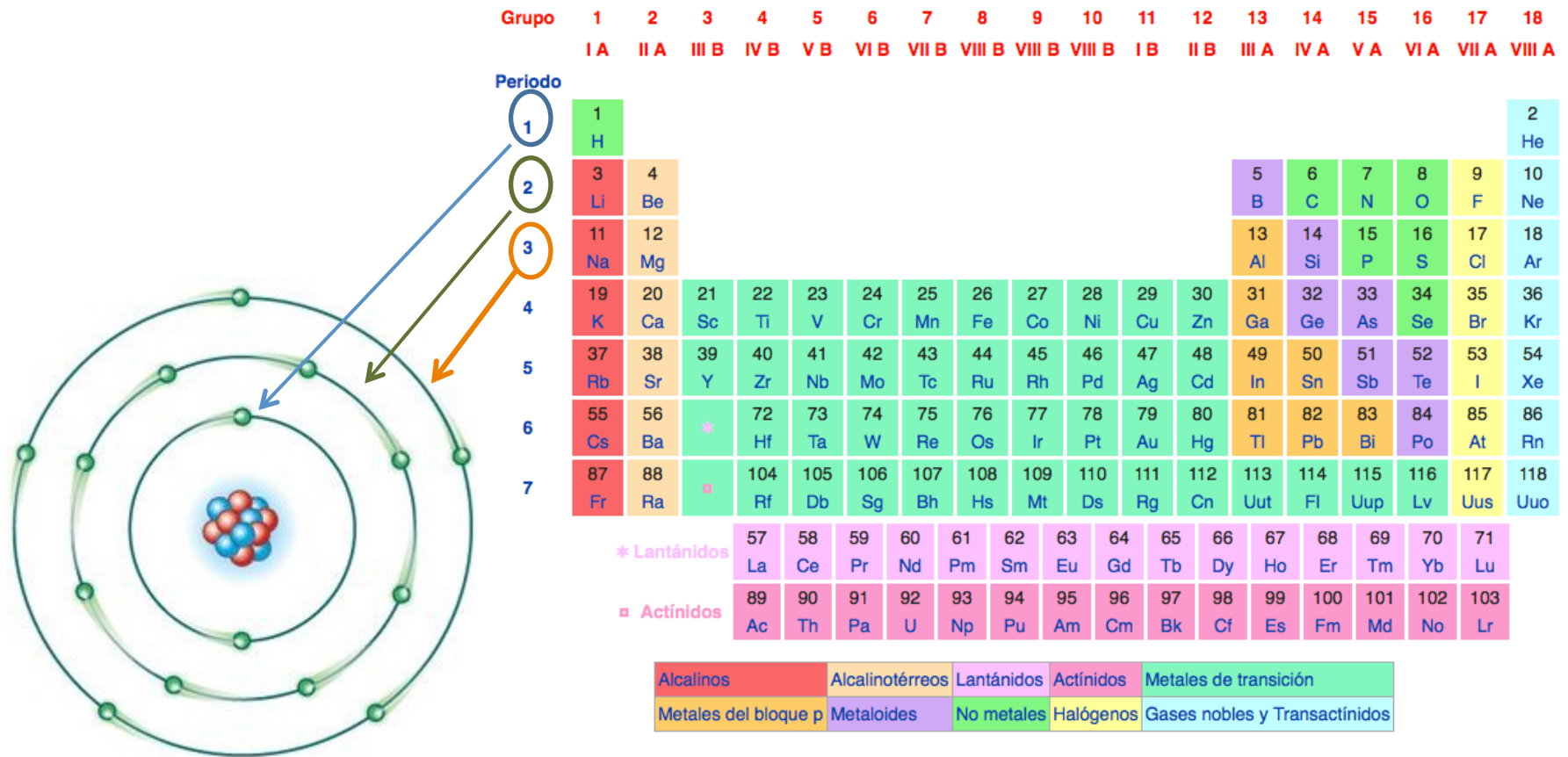


Figura 6. Representación de los niveles de energía u orbital en el modelo atómico y en la tabla periódica de los elementos.

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 $(n-1)$.

$$\begin{array}{ccc} n = 1 & n = 2 & n = 3 \\ l = n-1 = 1-1 = 0 & l = n-1 = 2-1 = 1, 0 & l = n-1 = 3-1 = 2, 1, 0 \end{array}$$

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

S: Sharp, p: principal, d: diffuse y f: fundamental.

Número cuántico magnético (m_l)

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

$$-l, (-l, +1), \dots, 0, \dots, (+l-1), +l.$$

$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$
$m_l = 0$	$m_l = -1, 0, 1$	$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$	$m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

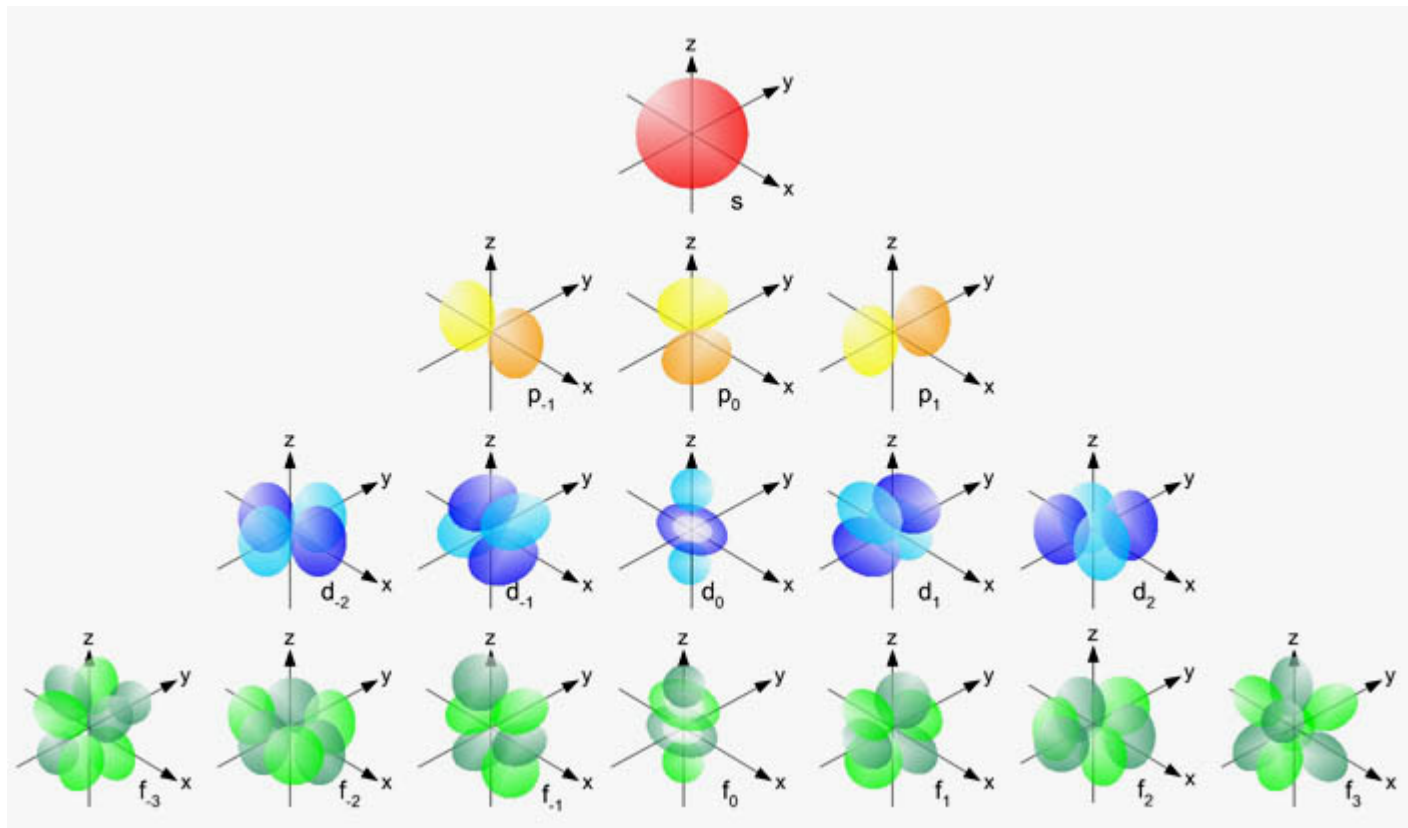


Figura 7. Representación de los orbitales s , p , d y f .

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 $-\frac{1}{2}$.

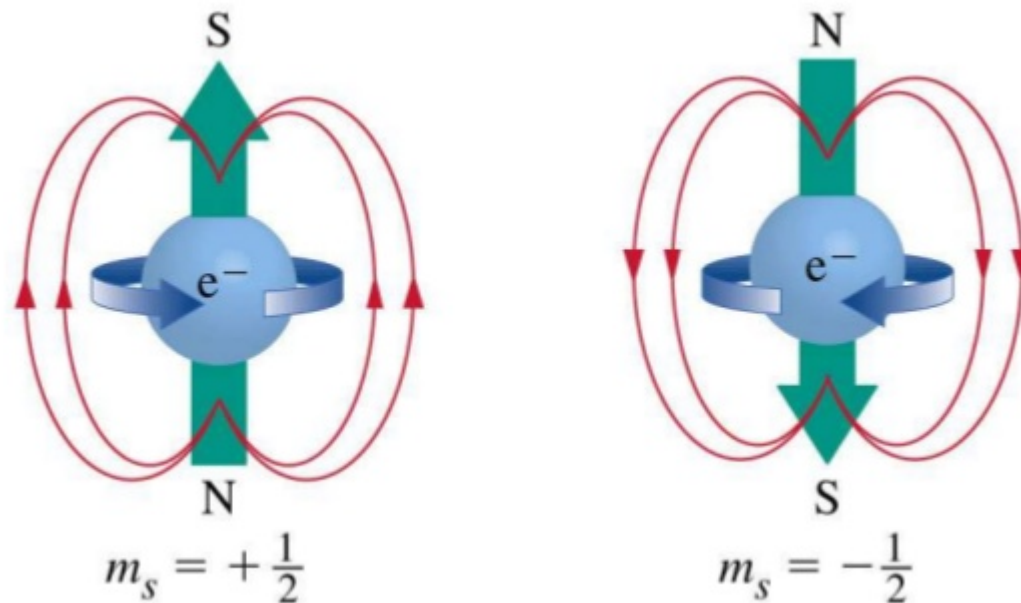


Figura 8. Representación del spin electrónico.

Orbitales atómicos

Orbital s: se representa con una forma esférica, es decir , la región mas probable para localizar al electrón describe una trayectoria esférica alrededor de núcleo del átomo.

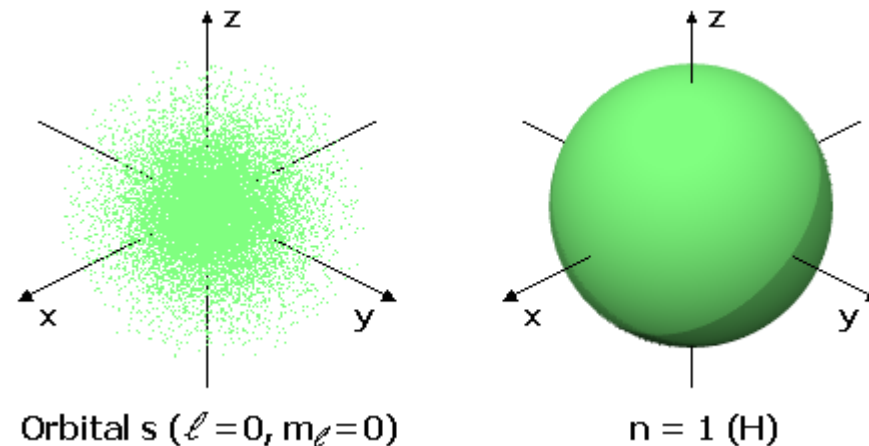


Figura 9. Representación del orbita; s.

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 .

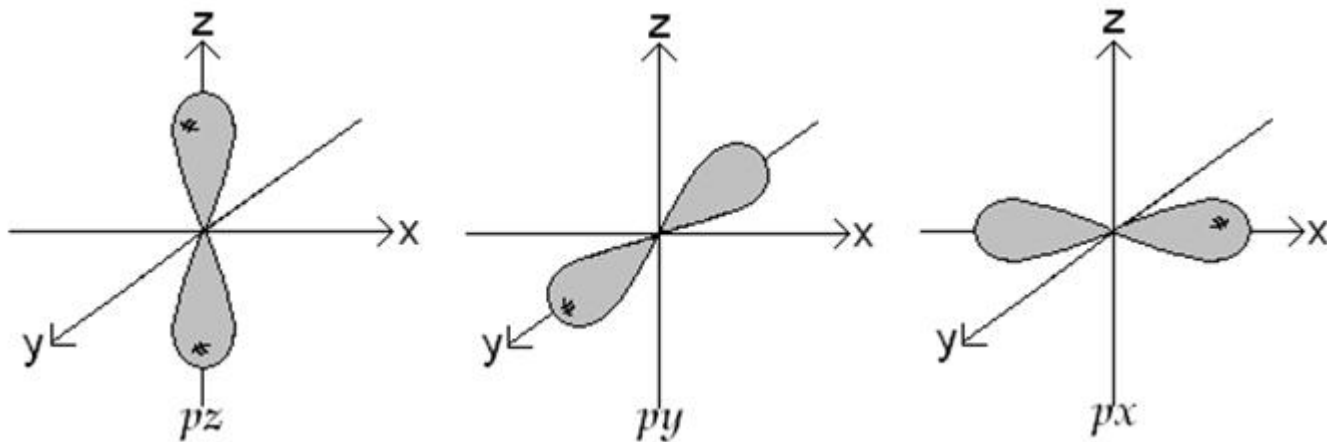


Figura 10. Representación del orbital p .

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

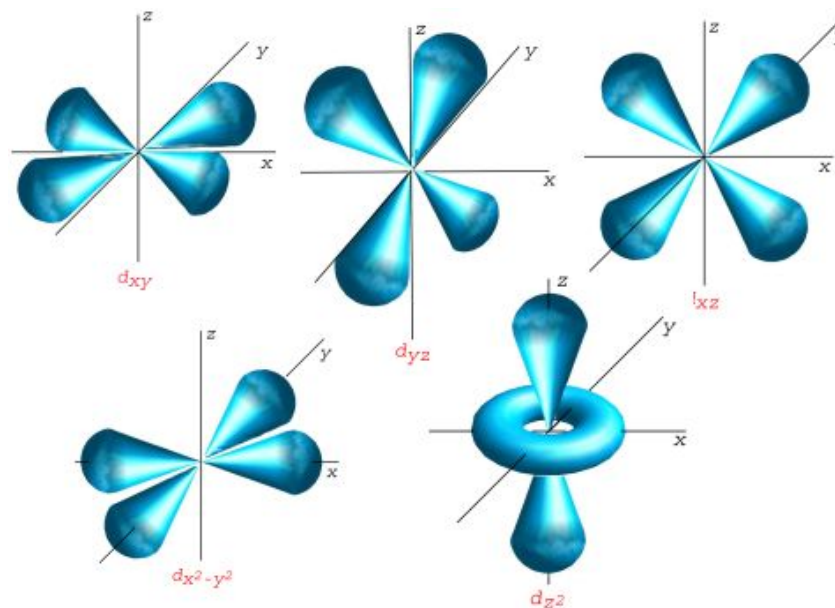


Figura 11. Representación de los orbitales p y sus diferentes orientaciones en el espacio.

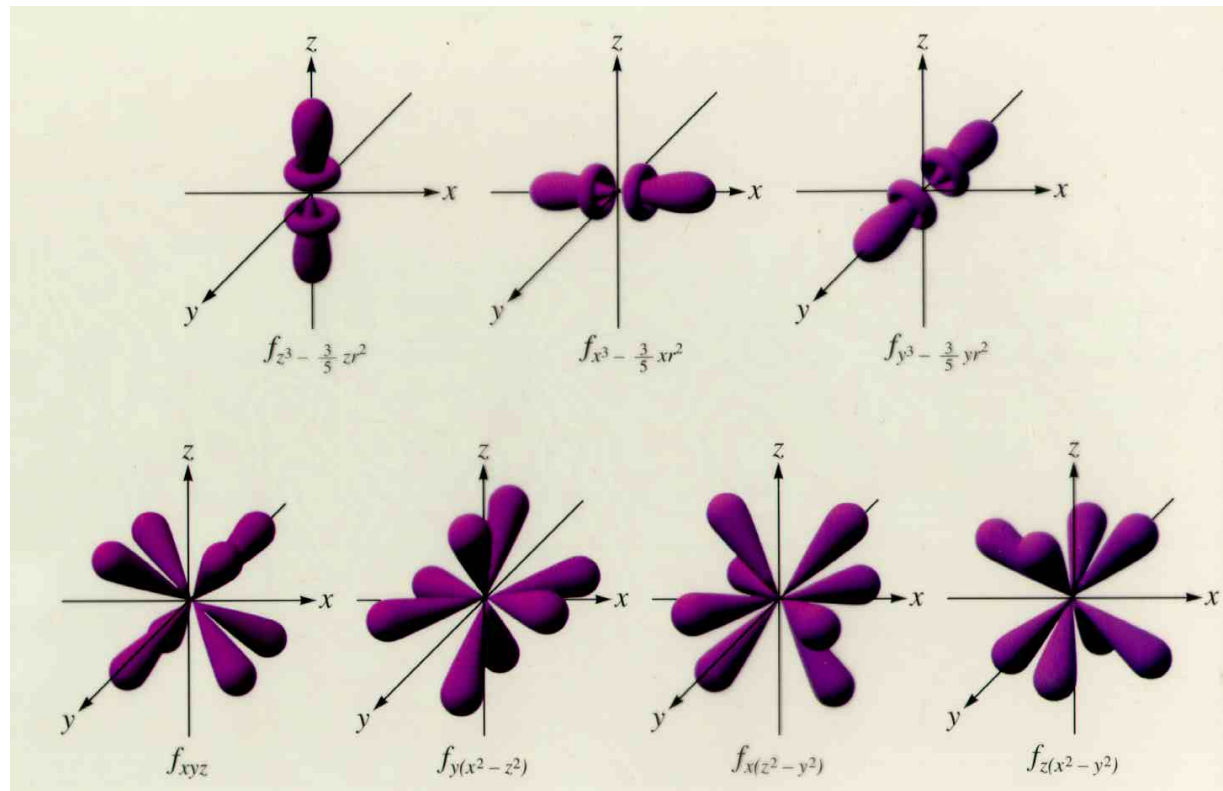


Figura 12. Representación de los orbitales *d* y *f* y sus diferentes orientaciones en el espacio.C

Cada orbital atómico puede contener 2 electrones como máximo.

orbital s $\Rightarrow 2e^- \times 1$ orientación = **2e⁻** máximo
orbital p $\Rightarrow 2e^- \times 3$ orientación = **6e⁻** máximo
orbital d $\Rightarrow 2e^- \times 5$ orientación = **10e⁻** máximo
orbital f $\Rightarrow 2e^- \times 7$ orientación = **14e⁻** máximo

Tabla I. numero cuánticos par los primero niveles de energía.

n	l	m _l	# orbital es	Orbital atómico
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
3	1	-1, 0, 1	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
	0	1	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
...	...	...	...	...

Ejercicio: Indique cual de los siguientes conjuntos de números cuánticos están permitidos.

$$n=1, l=1, m_l=0 \text{ y } m_s=+1/2$$



$$n=3, l=1, m_l=-2 \text{ y } m_s=-1/2$$



$$n=2, l=0, m_l=0 \text{ y } m_s=1$$



$$n=2, l=1, m_l=0 \text{ y } m_s=+1/2$$



Ejercicio: Escriba todos los subniveles que existen en el nivel 4.

n	4
<i>l</i> (0 a n-1)	0 1 2 3
Subniveles	<i>s p d f</i>

Ejercicio: indique un conjunto de números cuánticos para un electrón en un orbital 3*d*

$$\mathbf{n=3}$$

$$l = 2$$

$$m_l = -2, -1, 0, 1, 2$$

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ o } -\frac{1}{2}.$$

Configuración electrónica

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

Principio de exclusión de Pauli: “dos electrones en un átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos idénticos”.

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.

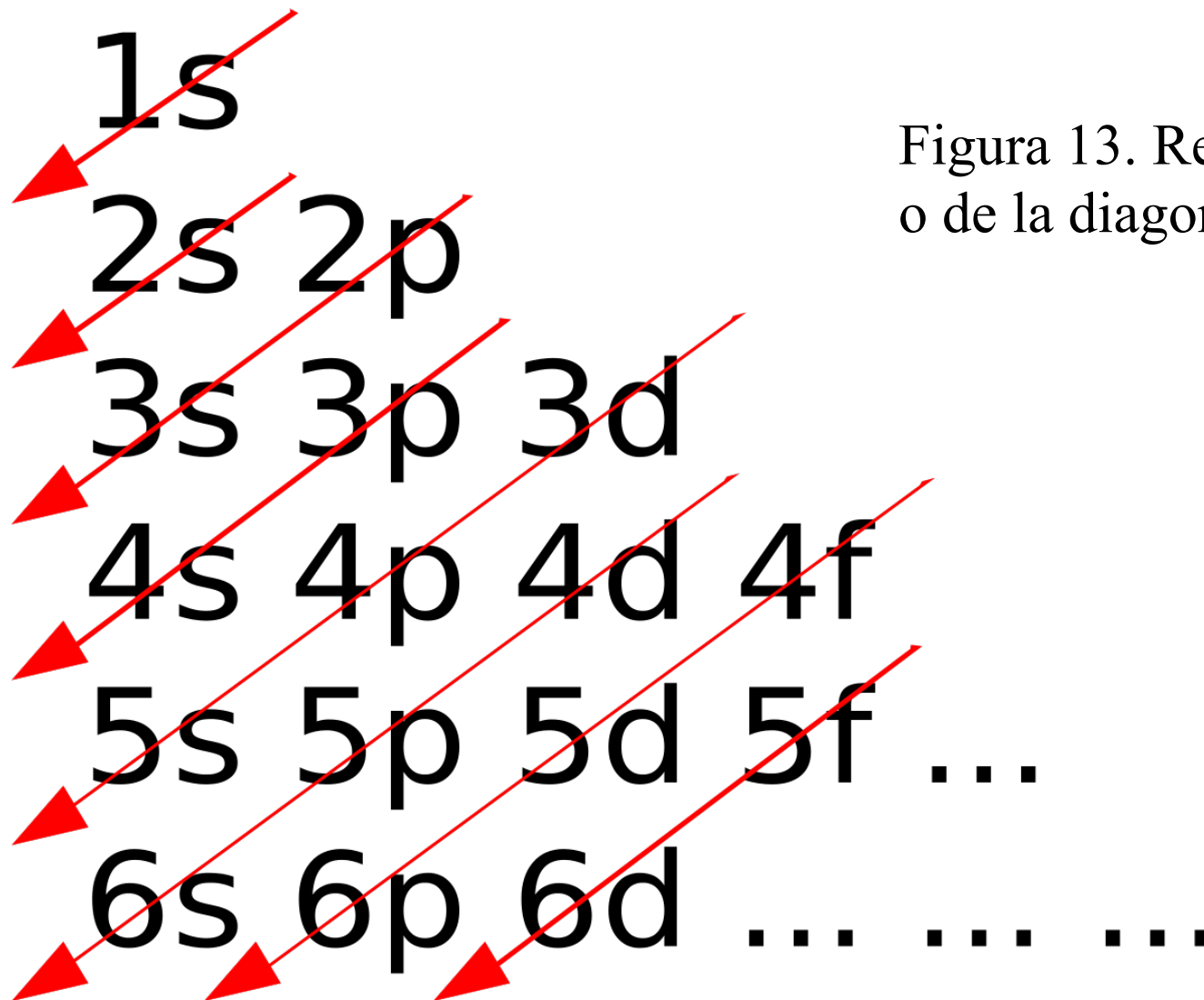


Figura 13. Regla de serrucho
o de la diagonal.

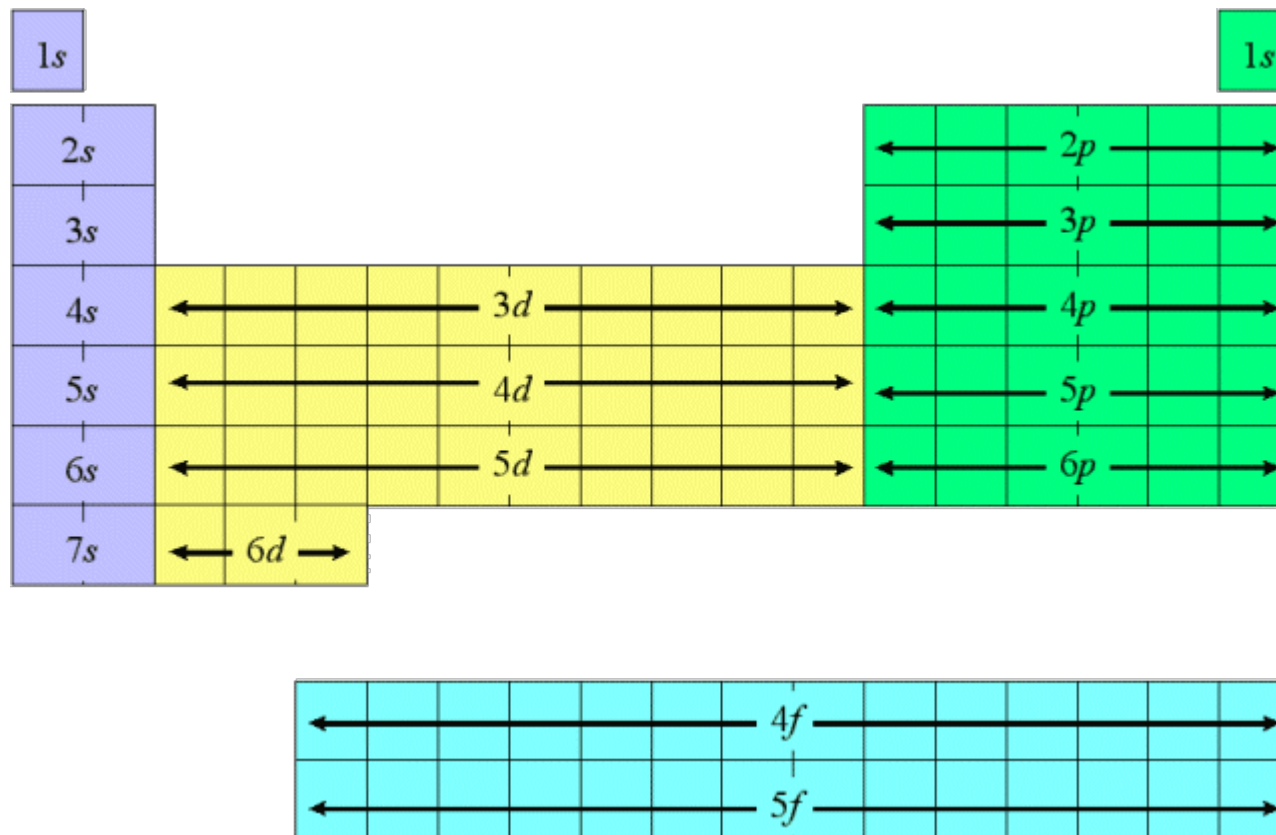
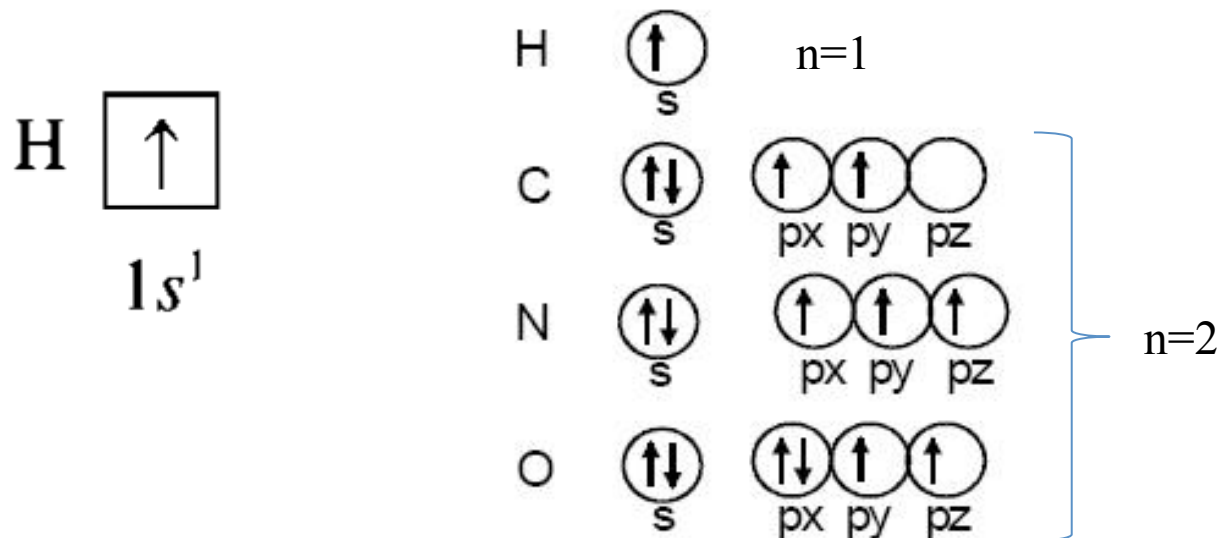


Figura 14. Distribución de los diferentes orbitales atómicos al final de la configuración electrónica de cada elemento en la tabla periódica.

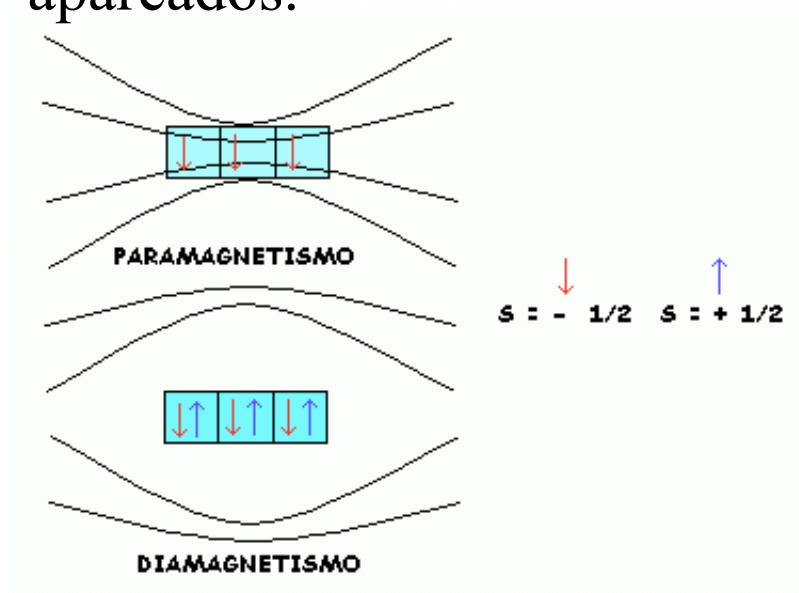
Regla de Hund: “La distribución mas estable de electrones en los subniveles de energía es aquella que tenga el mayor numero de espines paralelos”.

Los orbitales con igual nivel de energía (orbitales con el mismo **número cuántico n** y **l**), se llenan progresivamente de manera que siempre exista un mayor número de electrones desapareados



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: es aquella que es repelida ligeramente por un imán y se debe a que todos sus electrones se encuentran apareados.



Elementos paramagnéticos	Elementos diamagnéticos
Aluminio	Cadmio
Calcio	Cobre
Oxígeno	Plata
Platino	Estaño
Titanio	Cinc

Figura 15. Esquema representativo del comportamiento de las sustancias paramagnéticas y diamagnéticas en presencia de un campo magnético.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

<http://www.periodni.com/es/>

PERIODO

1

2

3

4

5

6

7

GRUPO	1	2	MASES ATÓMICAS RELATIVAS (1)										13	14	15	16	17	18
GRUPO IUPAC	1	2											13	14	15	16	17	18
NÚMERO ATÓMICO	1	2											5	6	7	8	9	10
SÍMBOLO	H	He											B	C	N	O	F	Ne
NOMBRE DEL ELEMENTO	HIDRÓGENO	HELIO											BORO	CARBONO	NITRÓGENO	OXÍGENO	FLÚOR	NEÓN
3	Li	Be											5	6	7	8	9	10
11	Na	Mg											13	14	15	16	17	18
19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
55	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
87	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

Ne - gaseoso Fe - sólido

Hg - líquido Tc - sintético

LANTÁNIDOS

57 138.91	58 140.12	59 140.91	60 144.24	61 (145)	62 150.36	63 151.96	64 157.25	65 158.93	66 162.50	67 164.93	68 167.26	69 168.93	70 173.05	71 174.97
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
LANTANO	CERIO	PRASEODIMO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINIO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	YTERBIO	LUTECIO

ACTÍNIDOS

89 (227)	90 232.04	91 231.04	92 238.03	93 (237)	94 (244)	95 (243)	96 (247)	97 (247)	98 (251)	99 (252)	100 (257)	101 (258)	102 (259)	103 (262)
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	EINSTEINIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCIO

(1) Pure Appl. Chem., 81, No. 11, 2131-2156 (2009)

Las masas atómicas relativas se expresan con cinco cifras significativas. El elemento no tiene núcleos estables. El valor encerrado en paréntesis, por ejemplo [209], indica el número de masa de más larga vida del elemento. Sin embargo tres de tales elementos (Th, Pa y U) tienen una composición isotópica terrestre característica, y para estos se tabuló un peso atómico.

Copyright © 2012 Eni Generalic

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 base a su numero atómico ascendente.*

Tabla Periódica de los Elementos

1

IA

New

Original

Alcalinos

Alcalinotérreos

Metales de transición

Lantánidos

Actínidos

Metales del bloque p

No metales

Gases nobles

C

Solid

Br

Liquid

H

Gas

Tc

Synthetic

13

IIIA

14

IVA

15

VA

16

VIA

17

VIIA

18

VIIIA

1	2																	18		
1	H	2	He																	2
	Hidrógeno		Helio																	
	1.00794		4.002602																	
3	Li	4	Be																	10
	Litio		Berilio																	
	6.941		9.012182																	
11	Na	12	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Sodio		Magnesio	IIIB	IVB	VB	VIB	VII	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
	22.989770		24.3050											5	6	7	8	9	10	
														B	C	N	O	F	Ne	
														Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón	
														10.811	12.0107	14.00674	15.9994	18.9984032	20.1797	
19	K	20	Ca	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
	Potasio		Calcio		Escandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganeso		Hierro		Cobalto		Níquel	
	39.0983		40.078		44.955910		47.867		50.9415		51.9961		54.938049		55.8457		58.933200		58.6934	

Figura 16. Clasificaciones en la tabla periódica de los elementos

The periodic table is color-coded to show the classification of elements:

- Metals (Pink):** Groups IA, IIA, IIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIII, IB, and IIB.
- Metalloids (Red):** Groups IIIA, IVA, VA, VIA, and VIIA.
- Non-metals (Yellow):** Groups IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, and VIIIA.

The legend at the bottom indicates the color coding:

- Metales
- Metaloides
- No-metales

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

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
		IIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII					IB	IIB				

SIMBOLOGIA

	Elementos representativos.
	Elementos de transición.
	Elementos de transición interna.
	Gases nobles.

Figura 18. Otra clasificación 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.

Los electrones mas cercanos al núcleo generan un **efecto de pantalla** sobre los electrones que se encuentran en niveles superiores y por tanto una disminución en la carga nuclear efectiva.

$$Z_{\text{efec}} = Z^* - \sigma$$

Donde: Z es la carga nuclear real (numero atómico del elemento)
y σ (sigma) es la constante de apantallamiento.

Reglas de Slater:

1.- ordenar en grupos manteniendo los orbitales s y p con el mismo numero cuántico principal.

[1s] [2s, 2p][3s,3p][3d][4s,4p][4d][4f]...

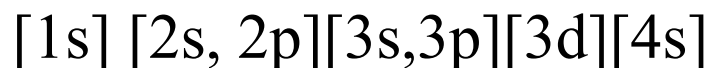
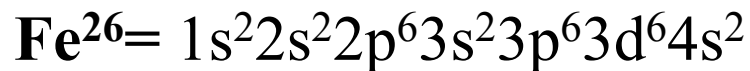
2.- Electrones de la derecha no son apantallantes.

3.- Para ns y np :

- Electrones de 1s contribuye con 0.30,
- Electrones del mismo grupo (nivel) contribuyen con 0.35,
- electrones $n-1$ de orbitales s , p y d contribuyen con 0.85.
- electrones $n-2, 3, 4...$ de orbitales s , p y d contribuyen con 1

4.- Para nd o nf :

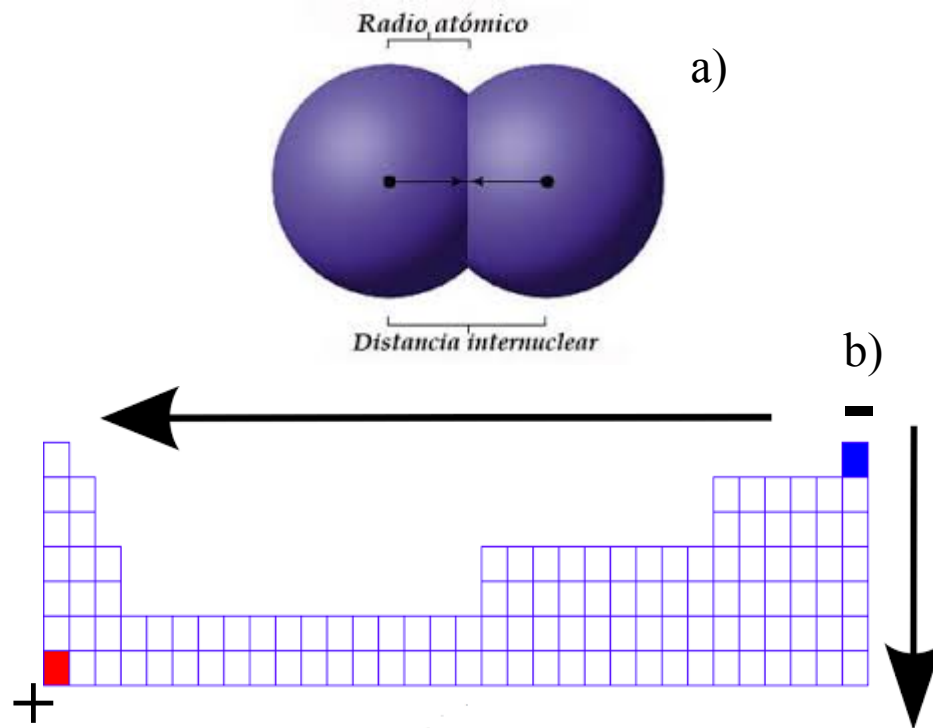
- Electrones del mismo grupo contribuyen con 0.35,
- Electrones ubicados a la izquierda contribuyen con 1.



$$\begin{array}{rclclcl}
 4s & : 0.35 \times 1 & + & 0.85 \times 14 & + & 1.00 \times 10 & = & 22.25 & \Rightarrow & Z_{\text{eff}}(4s) = 3.75 \\
 3d & : 0.35 \times 5 & & & + & 1.00 \times 18 & = & 19.75 & \Rightarrow & Z_{\text{eff}}(3d) = 6.25 \\
 3s, 3p & : 0.35 \times 7 & + & 0.85 \times 8 & + & 1.00 \times 2 & = & 11.25 & \Rightarrow & Z_{\text{eff}}(3s, 3p) = 14.75 \\
 2s, 2p & : 0.35 \times 7 & + & 0.85 \times 2 & & & = & 4.15 & \Rightarrow & Z_{\text{eff}}(2s, 2p) = 21.85 \\
 1s & : 0.30 \times 1 & & & & & = & 0.30 & \Rightarrow & Z_{\text{eff}}(1s) = 25.7
 \end{array}$$

Radio atómico.

Es la estimación de la medida del tamaño de los átomos en su estado basal . Corresponde a la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes.



c)

Increasing atomic radius

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 1							He 2
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36
Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54
Cs 55	Ba 56	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86

Increasing atomic radius

Figura 19. a) Estimación del radio atómico, b) y c) tendencia del incremento del radio atómico en la tabla periódica.

Energía de ionización.

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

* Las propiedades químicas de cualquier átomo están determinadas por la configuración electrónica de los electrones de valencia. Y la estabilidad de estos electrones externos se refleja en la energía de ionización.

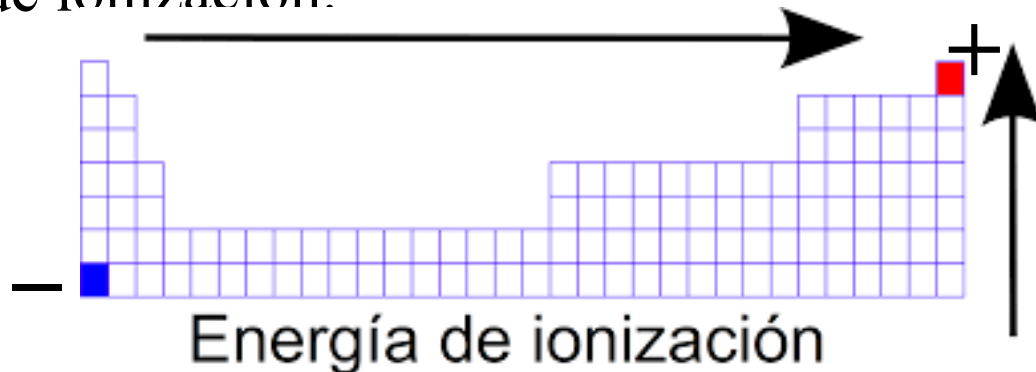


Figura 20. Tendencia del incremento de la energía de ionización en la tabla periódica.

Ejemplo: Use solo la tabla periódica para acomodar los siguientes elementos en orden creciente de energía de ionización.

Ar, Se y S

El “Se” está abajo del “S” en el grupo VI A $\rightarrow Se < S$

El S y Ar están en el mismo periodo $\rightarrow S < Ar$

entonces $Se < S < Ar$

Ejercicio: La primer energía de ionización del cloro es 1251kJ/mol. Determine cual de los siguientes valores será mas probable par la energía de ionización del átomo de yodo.

- a) 1000kJ/mol
- b) 1400kJ/mol

Afinidad electrónica.

Esta propiedad esta relacionada con la capacidad de los átomos para aceptar uno o mas electrones. Formalmente es el cambio de energía que ocurre cuando un átomo en estado gaseoso, acepta un electrón para formar un anión (ion negativo).

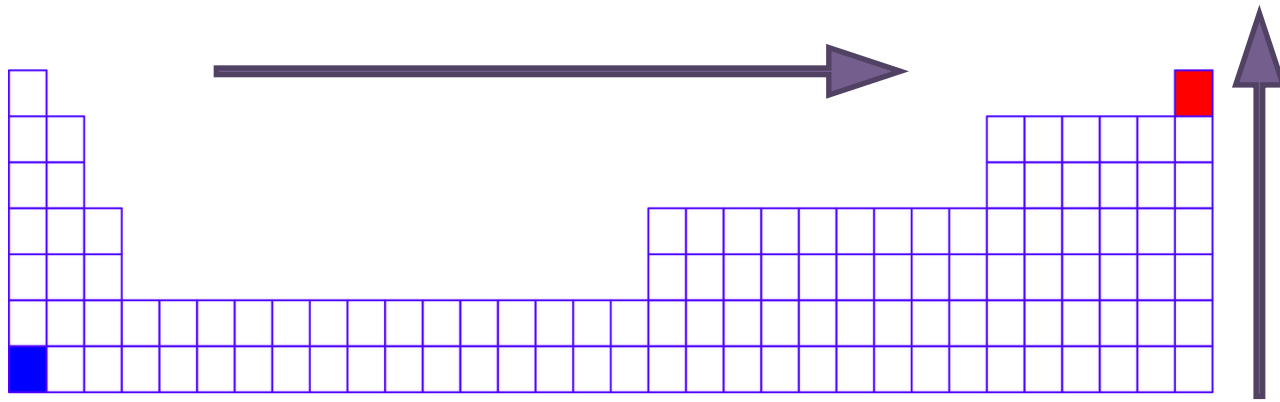
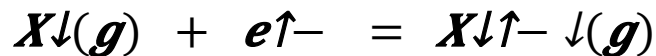


Figura 21. Tendencia del incremento de la afinidad electrónica en la tabla periódica.

Carácter metálico.

$\downarrow E. \text{ ionización} \equiv \text{caracter metálico}$

$\uparrow E. \text{ ionización} \equiv \text{caracter no-metalico}$

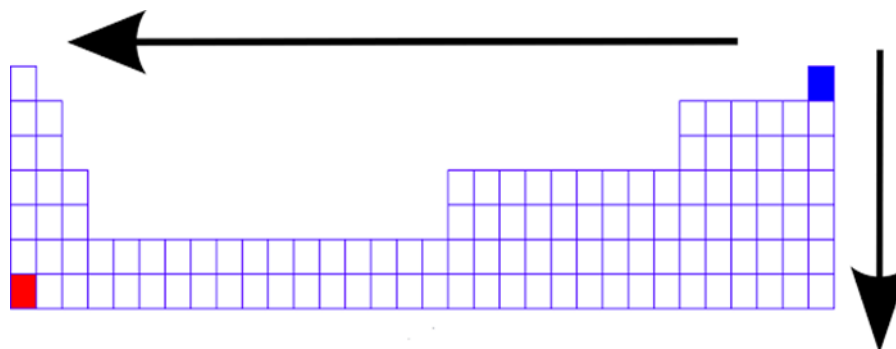


Figura 21. Tendencia del incremento del carácter metálico en la tabla periódica.

** Los elementos de un mismo grupo son semejantes, es decir la variación de mayor grado se da entre grupos.*

Variaciones de las propiedades químicas de los elementos representativos.

-H (1s),

No Hay una posición totalmente adecuada para el en la tabla periódica. Es debido a su configuración que se encuentra en el grupo IA, pero sus propiedades son diferentes a los de este grupo.

-Grupo IA (metales alcalinos, ns^1),

Tienen gran tendencia a perder su único electrón de valencia, lo que los hace tan reactivos que se encuentran libres en la naturaleza.

**Su energía de ionización es muy baja.*

-Grupo IIA (metales alcalinotérreos, ns^2),

Menos reactivos que los alcalinos, su reactividad aumenta hacia abajo en el grupo.

-Grupo IIIA (ns^2 y np^1),

Todos son metales excepto el *B*, todos forman iones mono-positivos excepto el *Al*, todos forman compuestos moleculares iones tri-positivos.

-Grupo IVA (ns^2 y np^2),

Todos forman oxidos con formula XO_2 . trabajan con estad de oxidacion +2 y +4.

C No metal

Si }
Ge } Metaloides

Sn }
Pb } Metales

-Grupo VA (ns^2 y np^3),

Todos forman oxidos con formula X_2O_3 y X_2O_5 .

N	}	No metales
P		

As	Metaloide
----	-----------

Sb	}	Metales
Bi		

-Grupo VIA, calcogenos (ns^2 y np^4),

Todos forman una gran cantidad de compuestos con los o metales y forman oxido con formula XO_2 y XO_3

O	}	No metales
S		
Se		

Te	}	Metales
Po		

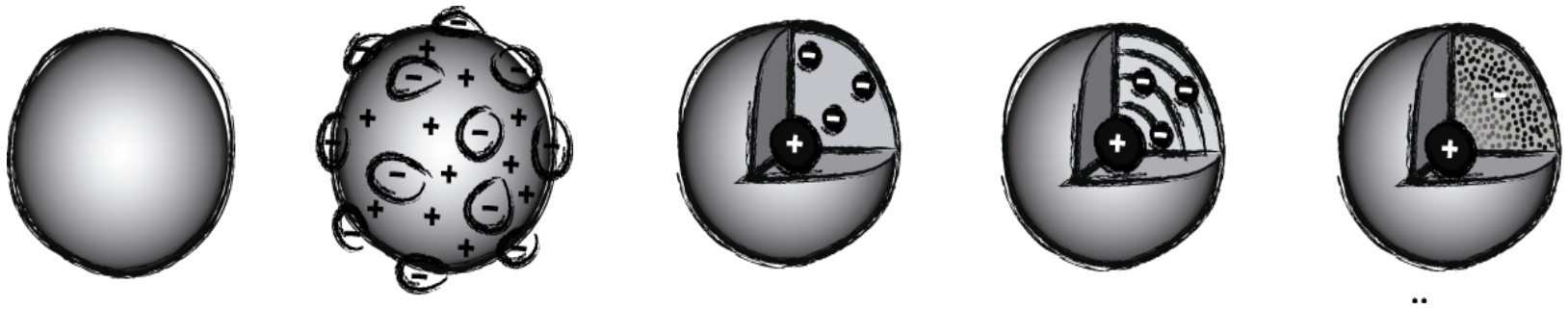
-Grupo VIIA, halogenos (ns^2 y np^5),

Todos son no metales muy reactivos y no se encuentran en estado elemental en la naturaleza. Tienen alta energía de ionización y alta afinidad electrónica.

-Grupo VIIIA, gases nobles (ns^2 y np^6),

Existen como especies monoatómicas, tienen completamente llenos su niveles externos lo que les confiere una gran estabilidad. Sus energías de ionización son las mas altas y no aceptan ningún electrón extra.

Fín de la unidad I



Curso de Química general

Unidad II Unión química

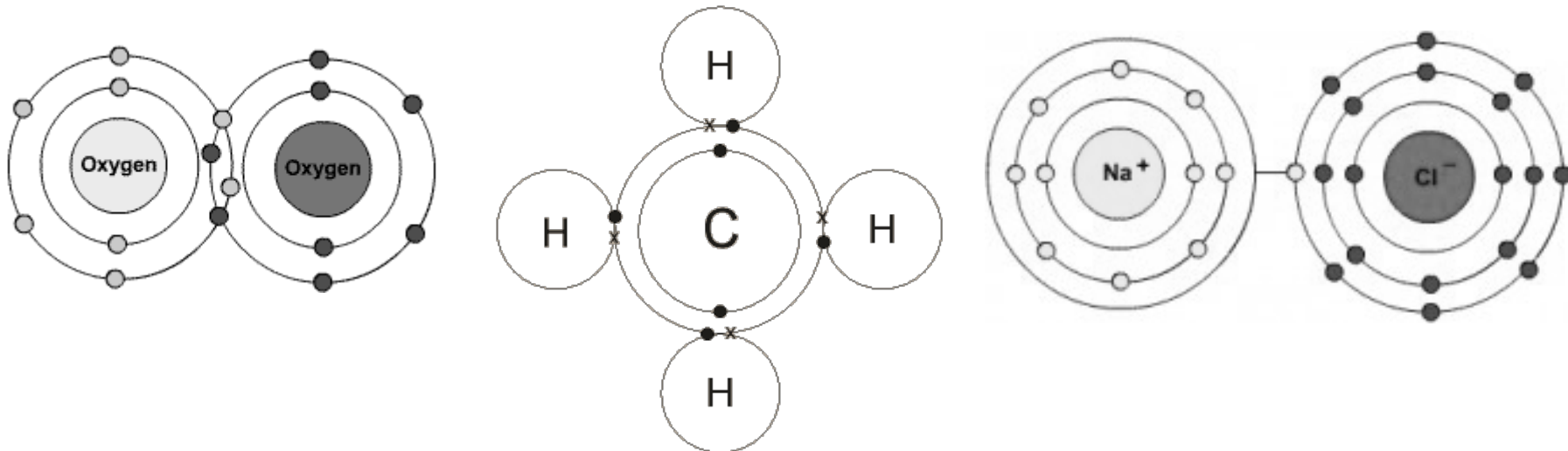
El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de la configuración electrónica dieron a los químicos los fundamentos para entender como se forman las moléculas y los compuestos.

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

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.

Ejemplos:

O_2 , N_2 , H_2O , CH_4 , $NaCl$, FeO , Fe_2O_3

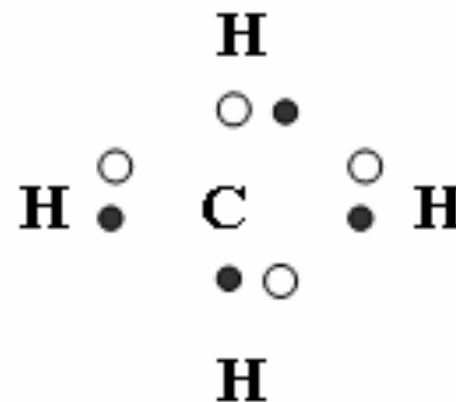
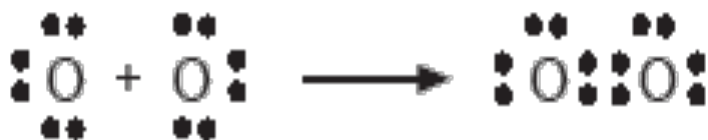


Los químicos representan a los electrones de valencia por medio de puntos (un punto por cada electrón) alrededor el símbolo químico del elemento. Este tipo de representación de los electrones de valencia se conoce como *estructuras de Lewis*.

I	II						
H •							
Li •	•Be •						
Na •	•Mg •						
K •	•Ca •						
Rb •	•Sr •						
Cs •	•Ba •						

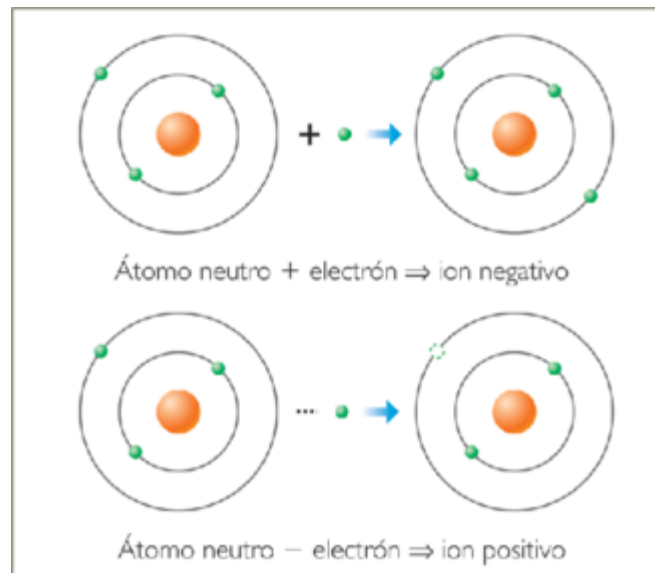
III	IV	V	VI	VII	0
					He ••
•B •	•C •	•N •	•O •	•F •	•Ne •
•Al •	•Si •	•P •	•S •	•Cl •	•Ar •
•Ga •	•Ge •	•As •	•Se •	•Br •	•Kr •
•In •	•Sn •	•Sb •	•Te •	•I •	•Xe •
•Tl •	•Pb •	•Bi •	•Po •	•At •	•Rn •

Ejemplos:

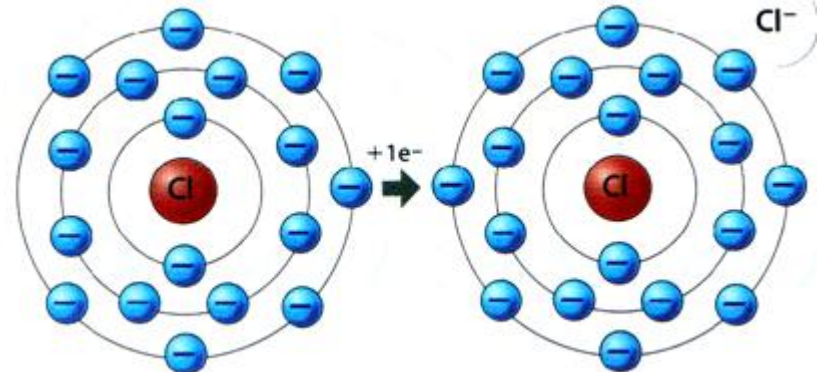
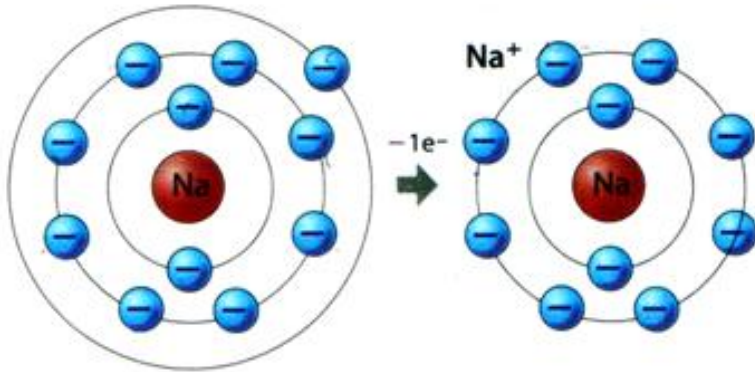


En los elementos representativos el número de electrones de valencia coincide con el número del grupo al que pertenecen. En el caso de los metales de transición y las tierras raras la representación de los electrones de valencia por medio de las estructuras de Lewis se hace más compleja.

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**.

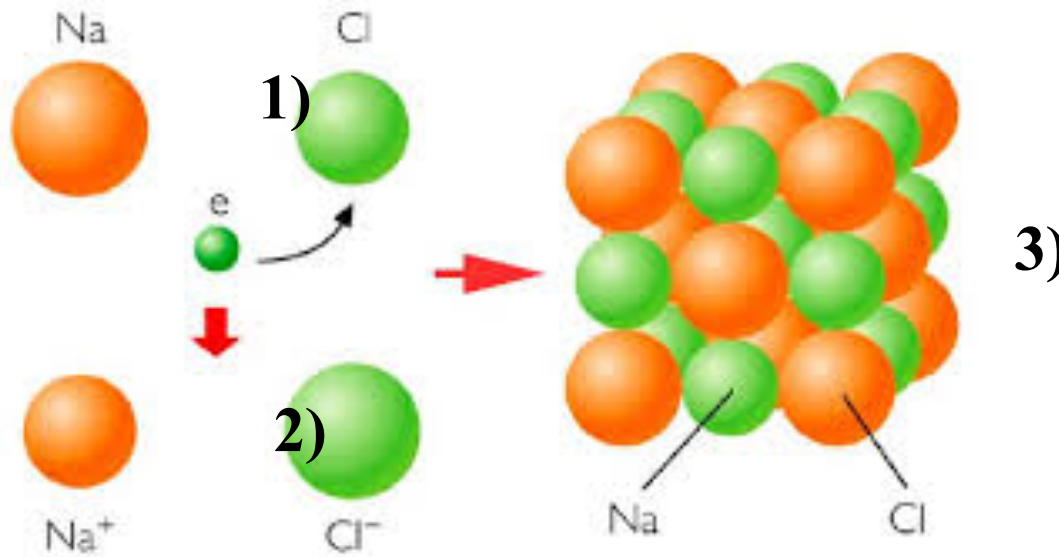
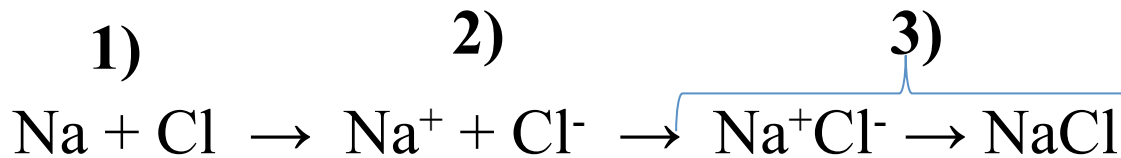


Ejemplos:

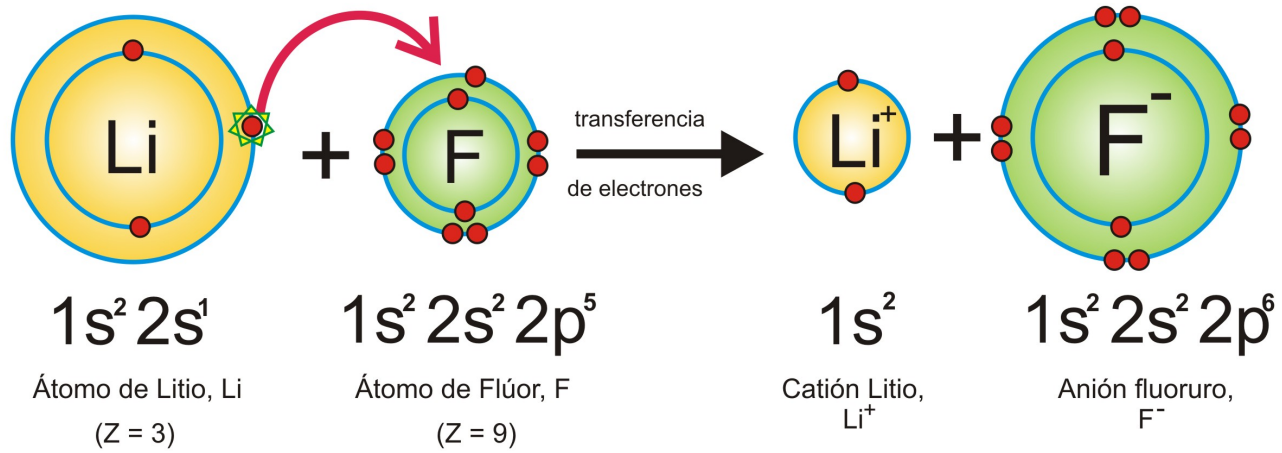


El enlace iónico o electrovalente.

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.



“las cargas eléctricas opuestas, sodio positivo y cloro negativo, generan un enlace químico iónico”



El enlace covalente.

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

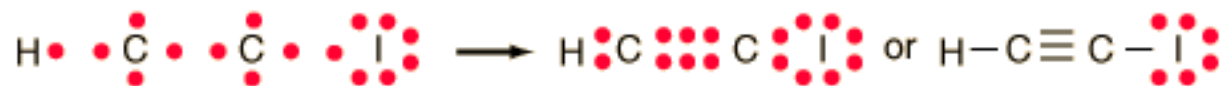
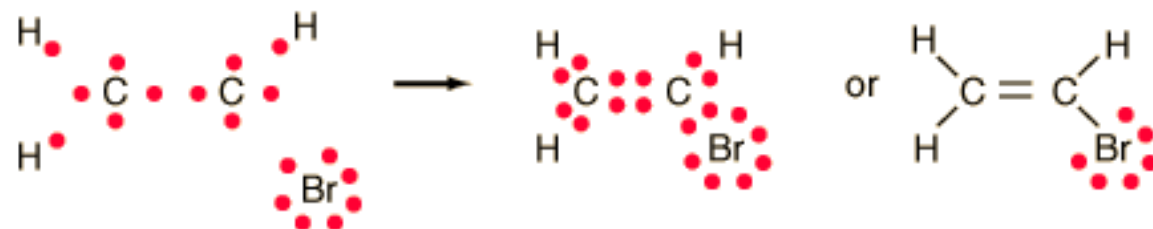
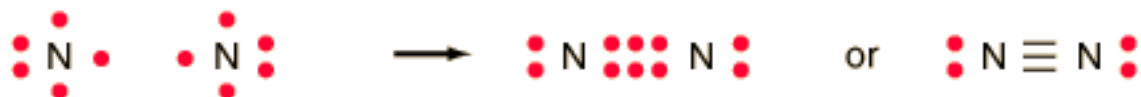
Los enlaces covalentes se representan a través de las estructuras de Lewis. En este tipo de enlace se debe cumplir la regla del octeto y esta dice que en un enlace covalente de deben completar 8 e- en el nivel de valencia para cada átomo que participa en el enlace.

**Pares de electrones libres*

**Enlaces sencillos*

**Enlaces dobles*

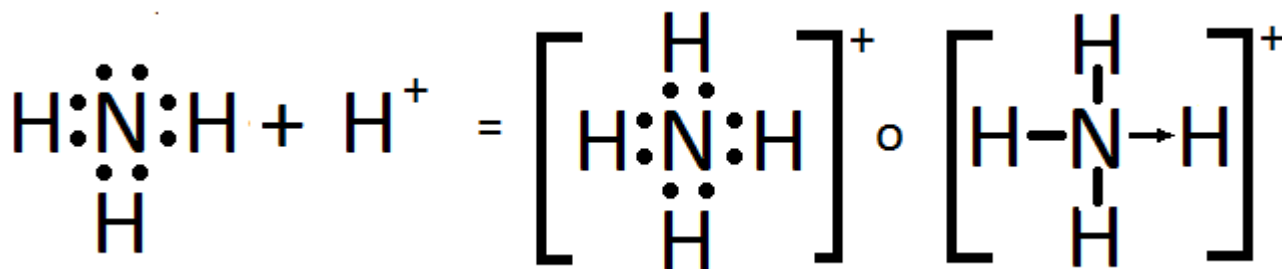
**Enlaces triples*



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 covalente polar y no polar.

En el enlace covalente polar los electrones no se comparten por igual ya que pasan mas tiempo en la vecindad de un átomo que del otro por tanto hay un desplazamiento de la densidad electrónica.

Ejemplc



HCl
Molécula polar covalente.



H₂

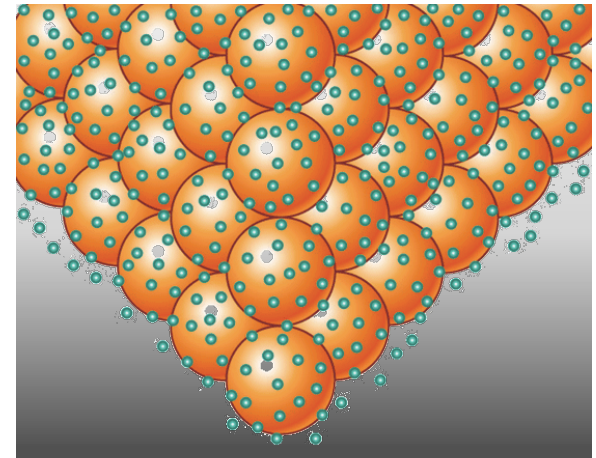
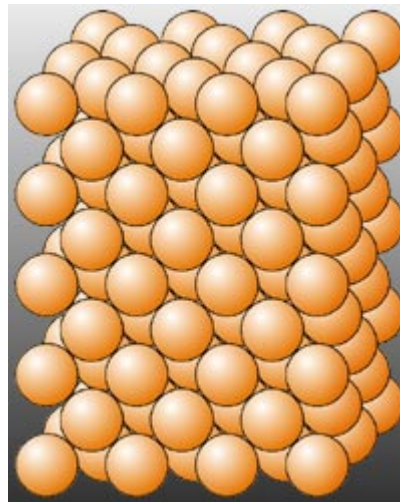


Cl₂

Moléculas no polares.

El enlace metálico.

Se considera que los átomos metálicos están unidos unos con otros formando estructuras cristalinas de iones positivos inmersos en una 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 fisión 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 moléculas se encuentran unidos por enlaces covalentes mientras que cada moléculas 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.

Molécula.

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	Moléculas poliatómicas
H ₂ hidrógeno	O ₃ ozono
N ₂ nitrógeno	H ₂ O agua
O ₂ oxígeno	NH ₃ amoníaco
Cl ₂ cloro	CH ₃ COOH ácido acético
I ₂ yodo	NaHCO ₃ bicarbonato de sodio
HCl cloruro de hidrógeno	
CO monóxido de carbono	

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.

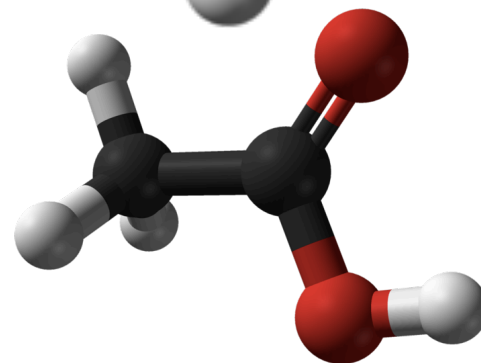
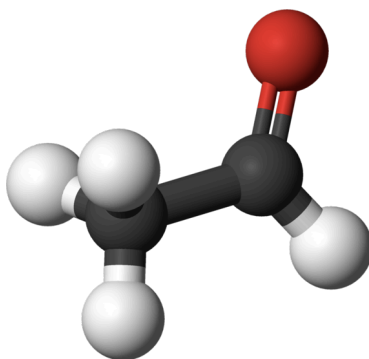
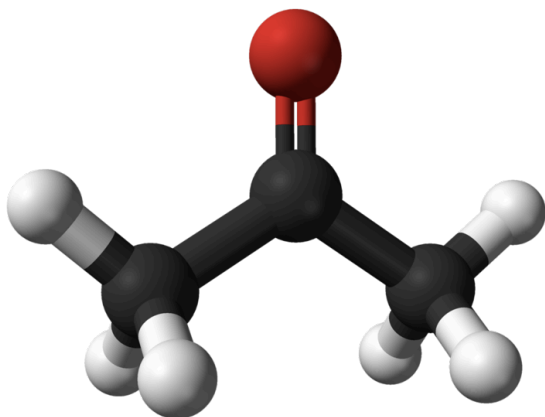
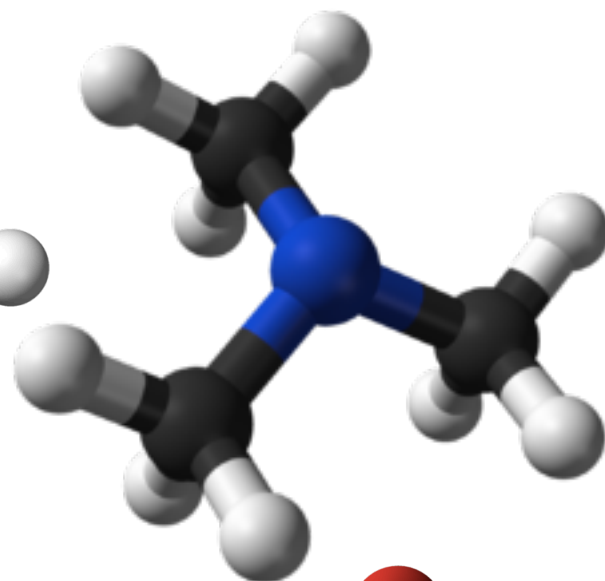
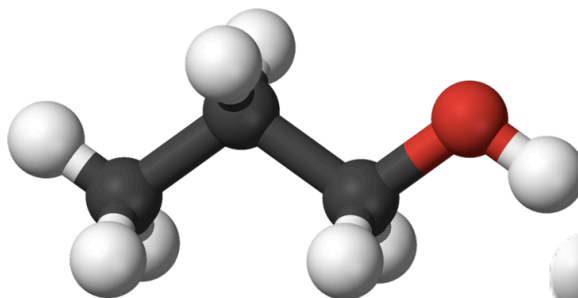
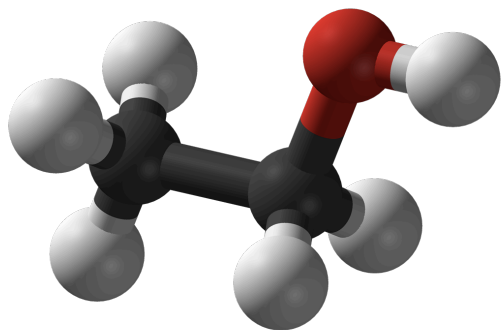
Las fórmulas químicas son la manera en que los químicos representan la composición de las moléculas y los compuestos iónicos, por medio de los símbolos químicos.

- ***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:

H₂O una molécula de agua constituida por dos átomos de hidrógeno unidos a un átomo de oxígeno.

Ejercicios: escriba la formula molecular a partir del modelo de esferas para los siguientes compuestos;



• ***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

H_2O_2 Peróxido de hidrógeno (2:2)
 N_2H_4 hidracina

Fórmula empírica

HO relación 2:2 o 1:1
 NH_2 relación 1:2

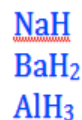
Ejercicios: escriba la formula empírica para los siguientes compuestos; acetileno (C_2H_2), glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) y óxido nitroso (NO_2).

Nomenclatura de los compuestos iónicos.

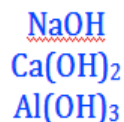
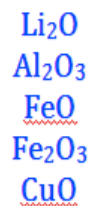
El término nomenclatura corresponde a la asignación de los nombres para los distintos compuestos que existen.

Clasificación de compuestos químicos

Hidruro



Hidrógeno
+



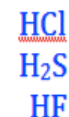
Metal
+
Oxígeno
↓
Óxido básico
+
Agua
↓
Hidróxido

+

No metal
+
Oxígeno

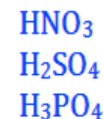
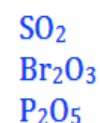
↓
Óxido ácido
(Anhídrido)
+
Agua
↓
Oxiácido

Hidrácido



Hidrógeno
+

→ Sal sencilla



□

- *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 indicaran la cantidad de entidades iónicas presentes en la fórmula química con el fin de balancear las cargas eléctricas

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 , $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ y CaHPO_4 .

Sales básicas: se forman a partir de las oxisales al formar un radical $(\text{OH})^-$, como por ejemplo,
 $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ y $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Nomenclatura para los Hidróxidos

Se coloca la palabra hidróxido seguido del nombre del catión.

Ejemplos:

$\text{Ca}(\text{OH})_2$, hidróxido de calcio

$\text{Hg}_2(\text{OH})_2$, hidróxido mercurioso; hidróxido de mercurio I

$\text{Hg}(\text{OH})_2$, hidróxido mercúrico, hidróxido de mercurio II

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 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

SiO_2 , Dióxido de silicio

P_2O_5 , Pentóxido de difósforo

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 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

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, 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

CuH₂, 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:

CuSO₄5H₂O, sulfato de cobre II pentahidratado

BaCl₂2H₂O, cloruro de bario dihidratado

Las moléculas de agua se pueden eliminar por calentamiento.

Cuando esto ocurre, se coloca la palabra ANHIDRO al final del nombre del compuesto.

Ejemplo: CuSO₄, sulfato de cobre anhidro.

Compuestos iónicos

Compuestos binarios: primero se nombra el anión no metálico seguido por el catión metálico. El anión se nombra con la primera parte del nombre del átomo y el sufijo “uro”, para aniones complejos (que contienen elementos diferentes) tambien se agrega el sufijo “uro”.

Ejemplo:

$\text{NaCl} \rightarrow$ cloruro de sodio

$(\text{CN}^-) \rightarrow$ Anion cianuro = $\text{KCN} \rightarrow$ cianuro de potasio

Metales de transición

Estos pueden formar mas de un tipo de catión, se asigna el sufijo “oso” menor carga positiva y el sufijo “ico” mayor carga positiva. Para aquellos elementos metálicos que tienen tres o mas cargas positivas se emplean números romanos.

Ejemplos:



Mn^{2+} : MnO Oxido de manganeso II

Mn^{3+} : Mn_2O_3 Oxido de manganeso III

Mn^{4+} : MnO_2 Oxido de manganeso IV

Compuestos moleculares

Estos compuestos por lo general están formados por no metales, para compuestos binarios en su nomenclatura primero se nombra el segundo elemento con el sufijo “uro” y despes snombra el segundo elemento.

Ejemplos:

HCl cloruro de hidrogeno

SiC carburo de silicio

Cuando un par de elementos forma diferentes compuestos se utilizan prefijos griegos que denotan el numero de átomos.

Ejemplos:

CO monóxido de carbono

CO₂ dióxido de carbono

Oxido básico	Metal + oxígeno	Primero la palabra oxido seguido del nombre del catión.
Hidróxidos	Ox. básico + agua	Primero la palabra hidróxido seguido del nombre del catión con terminación oso(↓valencia) e ico (↑valencia) si tiene mas de dos se usan números romanos.
Sal sencilla	Metal + no metal	Primero el nombre del no metal con la terminación “uro” seguido del nombre del catión.
Oxido ácido	No metal + oxígeno	Primero la palabra oxido anteponiendo los prefijos griegos para indicar el # de átomos seguido del nombre del no metal.
Oxiácidos	Ox. Acido + agua	Primero el nombre del no metal con terminación oso(↓e.o.) e ico (↑e.o.) si tiene mas de dos se usan prefijos “hipo” y “per”.
Oxisales	Metal +no metal+ox.	Primero el nombre del no metal con terminación con terminación ito(↓e.o.) y ato(↑e.o.) finalmente el nombre del catión.
Hidrácidos	No metal + hidrogeno	Se coloca la palabra acido seguido del nombre del no metal con terminación “hídrico”
Hidruros	Metal + hidrogeno	Primero palabra hidruro seguido del nombre del catión.
Hidratos	XX.#H ₂ O	Se utilizas los prefijos romanos seguido de la palabra hidratado para indicar el # de moléculas de agua unidas

Curso de Química general

Unidad III Reacciones químicas

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:

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

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 6.022×10^{23} entidades químicas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) y esta es la cantidad de átomo 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.

$$\begin{aligned}\text{Masa}_{1 \text{ átomo de C}} &= 1 \text{ átomo de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de C}} \cdot \frac{12 \text{ g de C}}{1 \text{ mol de C}} \\ &= 1.9927 \times 10^{-23} \text{ g de C}\end{aligned}$$

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:



Masa atómicas

$$\text{K: } 39 \text{ g/mol (2)} = 78 \text{ g/mol}$$

$$\text{S: } 32 \text{ g/mol (1)} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\text{O: } 16 \text{ g/mol (4)} = \underline{64 \text{ g/mol}}$$
$$174 \text{ g/mol}$$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; 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 una 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.

El método del factor unitario o análisis dimensional

Las **mediciones** cuidadosas y el uso apropiado de **cifras** significativas , junto con los **cálculos correctos** nos podrán dar **resultados numéricos correctos**. Sin embargo para que las **respuestas** tengan **sentido** deben ser expresadas en **unidades correctas**.

Análisis dimensional: procedimiento utilizado para resolver problemas que involucren conversión de unidades. Éste está basado en la **relación** que existe **entre** diferentes **unidades**.

Ejemplo: convertir 57.8m a cm.

$$1 \text{ cm} = 1 * 10^{-2} \text{ m} \rightarrow \frac{1 \text{ cm}}{1 * 10^{-2} \text{ m}} = 1 \rightarrow 57.8 \cancel{\text{ m}} * \frac{1 \text{ cm}}{1 * 10^{-2} \cancel{\text{ m}}} = 5780 \text{ cm} \text{ ______}$$

Composición porcentual de los compuestos

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

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

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

Ejemplo:

Composición porcentual de cada elemento en el H_2O_2

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

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

Composición porcentual de cada elemento en el NaHCO_3

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

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

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

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

Determinación experimental de la fórmula empírica

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 CO₂ y 13.5 g de H₂O. A partir de estos datos se calculan las masas del C y del H como sigue:

$$\text{Masa de C} = 22 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 6 \text{ g de C}$$

$$\text{Masa de H} = 13.5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 1.5 \text{ g de H}$$

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:

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

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

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

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

Por lo tanto, la fórmula del etanol es $\text{C}_{0.50}\text{H}_{1.50}\text{O}_{0.25}$ 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 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Determinación de fórmulas moleculares.

Para calcular la formula molecular o real, se debe conocer la masa molar del compuesto además de su formula empírica.

Ejemplo:

Una mezcla de una mezcla de nitrógeno (N) y oxígeno (O), contiene 1.52g de N y 3.47g de O. Se sabe que el masa molar esta entre 90-95g. Determine la formula molecular la masa molar del compuesto.

a) Determinar la formula empírica.

$$n_N = 1.52 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 0.108 \text{ mol N}$$

$$n_O = 3.74 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.0 \text{ g O}} = 0.2178 \text{ mol O}$$

La formula empírica es $\text{N}_{0.108} \text{O}_{0.217} = \text{NO}_2$

La formula molecular será la misma que la formula empírica por algún múltiplo entero de ella (2, 3 o 4 veces la formia empirica).

Masa molarempirica= 46.02g NO_2

b) Determinar el numero de unidades de NO_2 presentes en la formula molecular.

$$\frac{\text{masa molar}}{\text{masa molar empirica}} = \frac{95g}{46.02g} = 2.1 \approx 2$$

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:

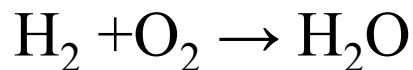
Quemar papel
Cocción de alimentos
Efervescencia
Fermentación
...

Una reacción química puede ser representar a través de los símbolos de los elementos químicos, o bien, a través de las fórmulas de los compuestos químicos mediante el siguiente tipo de ecuación:

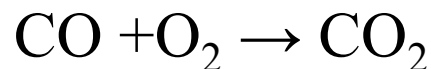
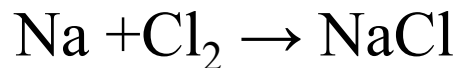


Reactivos: sustancia presentes antes de que inicie la reacción química.

Productos: nuevas sustancia formadas por la reacción química de los reactivos.

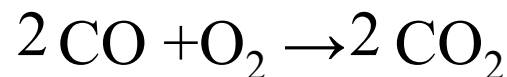
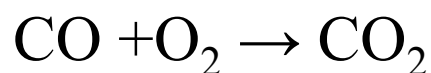
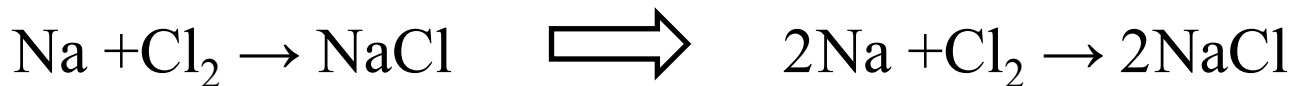
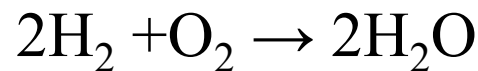
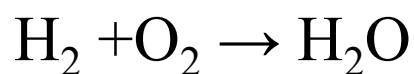


Ejemplos:

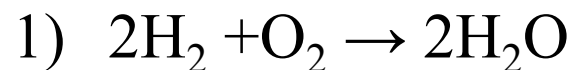


Para que una ecuación química este completa debe hacerse un balanceo entre la cantidad de reactivos y la cantidad de producto. Ya que de acuerdo la ley de la conservación de la materia de Lavoisier “La materia no crea ni se destruye, solo se transforma”. Entonces se deberán balancear las ecuaciones químicas por medio de la colocación de coeficientes estequiométricos, es decir, se colocara el número adecuado antes de la fórmula química de cada sustancia o elementos de reactivos y productos.

Ejemplos:



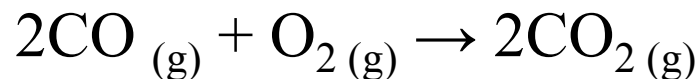
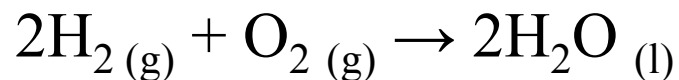
Estas ecuaciones se puede interpretar de las siguientes maneras:



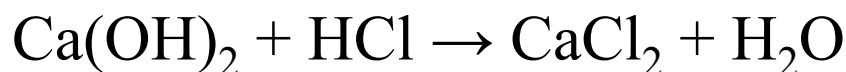
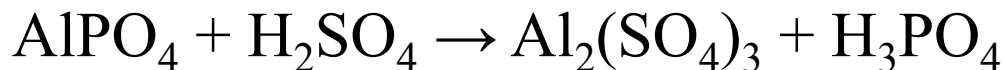
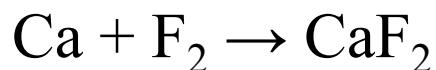
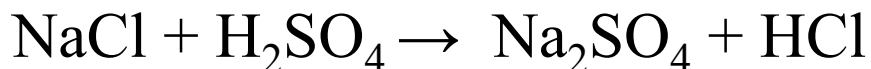
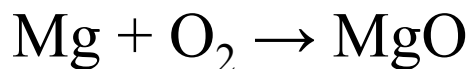
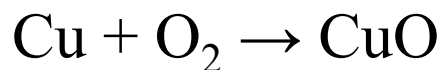
- Dos moléculas de hidrógeno reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua.
- Dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno para formar dos moles de agua.
- O al determinar las masas molares, 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para formar 36 g de agua.

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

Por ejemplo:



Ejercicios:



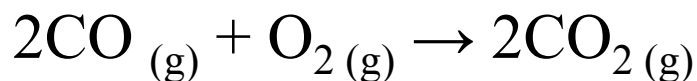
Tipos de reacciones químicas

La reacciones químicas se pueden clasificar en:

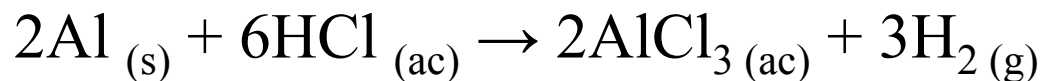
Reacciones de descomposición: Son aquellas en las que un reactivo genera dos mas productos diferentes. Ejemplo:



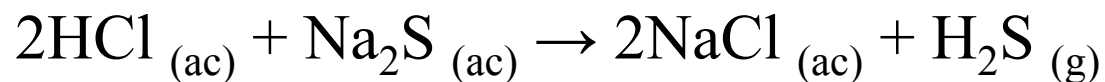
Reacciones de adición: Ocurre cuando dos más reactivos se combinan para formar un solo producto. Ejemplo:



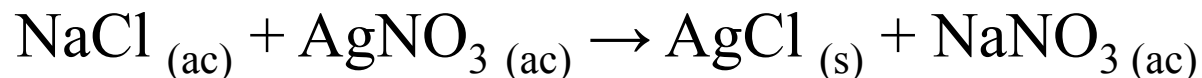
Reacciones de desplazamiento: Son aquellas reacciones donde un elemento desplaza a otro. Ejemplo:



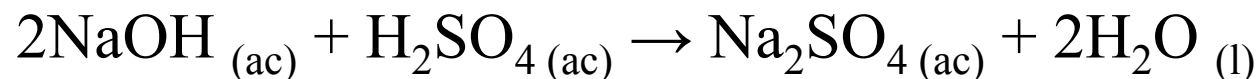
Reacciones de metátesis o doble desplazamiento: Son aquellas en las cuales hay un intercambio de elementos o de radicales entre los compuestos reaccionantes. Ejemplo:



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



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



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.

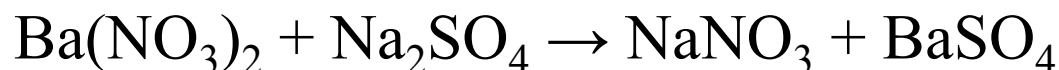
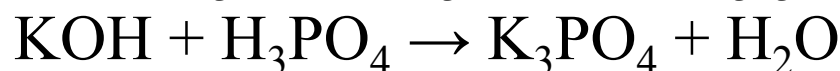
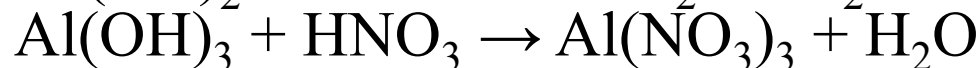
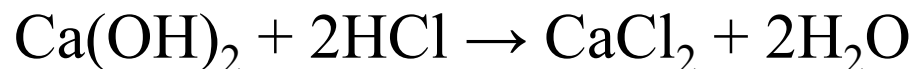
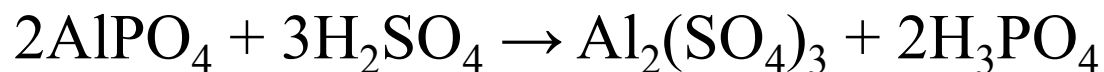
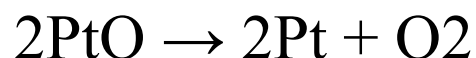
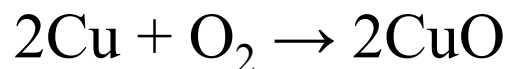
Ejemplo:



FeCl_2 : agente reductor

Cl_2 : agente oxidante

Ejercicios:



Reactivo limitante

Cuando se trata de efectuar una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada. El reactivo que se consume primero en la reacción recibe el nombre de *reactivo limitante*.

Ejercicio:

Todos los metales alcalinos reaccionan con agua para formar hidrogeno gaseoso y el hidróxido del metal correspondiente. Por ejemplo:

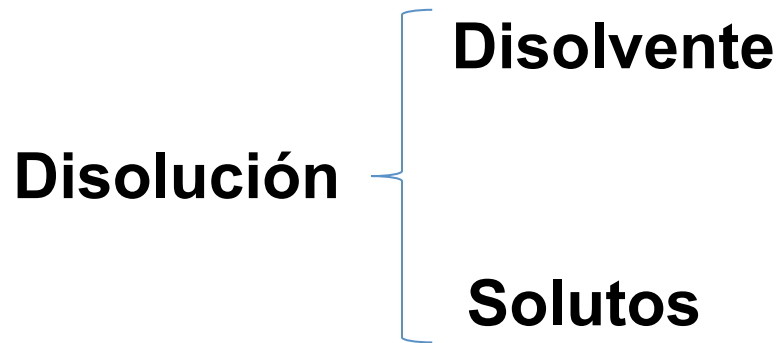


¿Cuántas moles de H_2 se formaran al completarse la reacción de 6.23 moles de Li con agua?. ¿cuántos gramos de H_2 se formaran de al completarse la reacción de 80.5 g de Li con agua?

Curso de Química general

Unidad IV Disoluciones y unidades de concentracion

LAS DISOLUCIONES



CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Según el estado
físico de los
componentes

Sólido en sólido (acero)
Líquido en sólido (amalgamas)
Gas en sólido (hidrogeno en un metal)

Sólido en líquido (agua de mar)
Líquido en líquido (alcohol y agua)
Gas en líquido (soda)

Sólido en gas (polvo en el aire)
Líquido en gas (aire húmedo)
Gas en gas (aire)

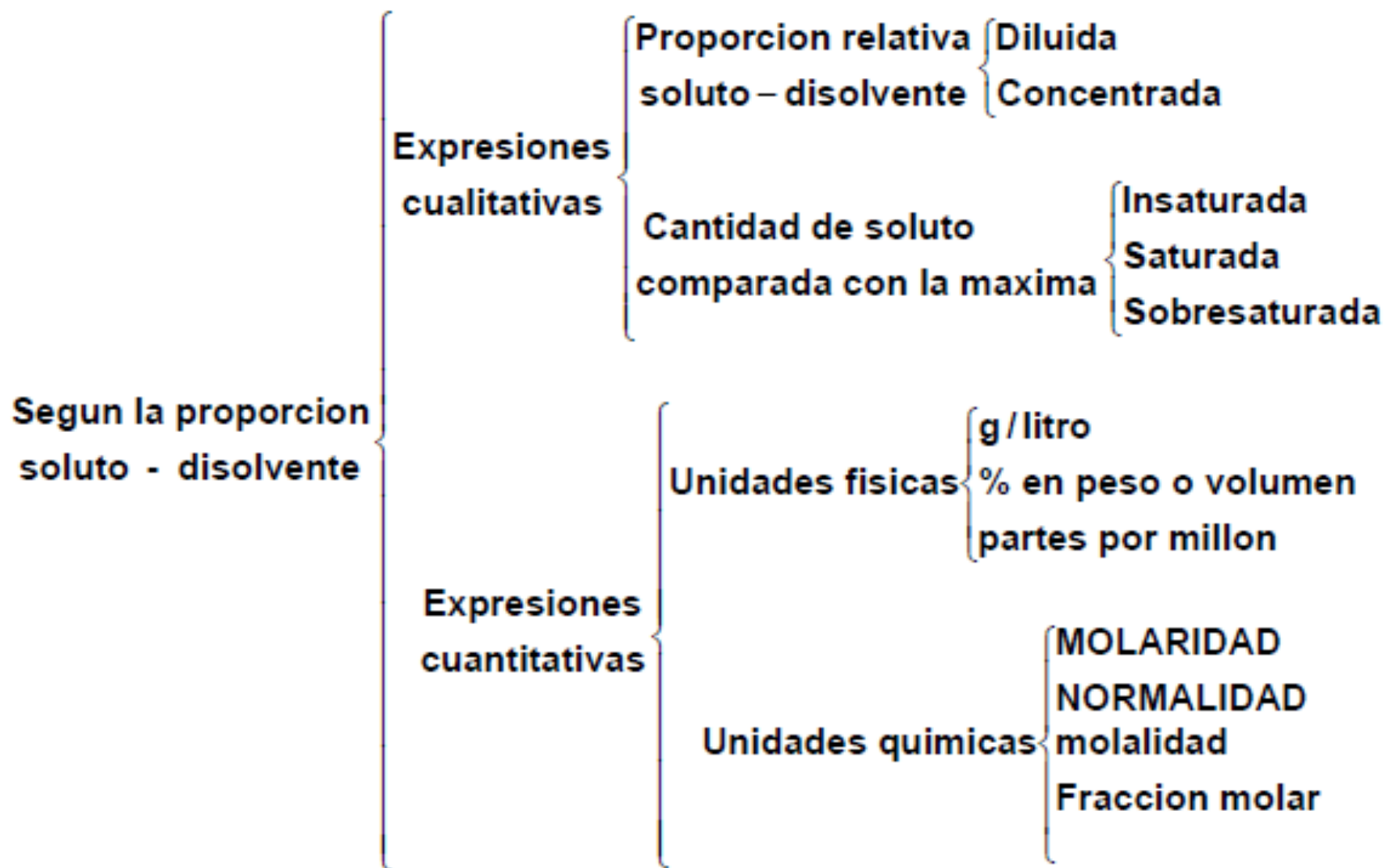
Según el tamaño
de las partículas
del soluto

Disoluciones groseras o suspensiones ($\phi > 100 \text{ m}\mu$)

Disoluciones coloidales ($100 \text{ m}\mu > \phi > 1 \text{ m}\mu$)

Disoluciones verdaderas ($1 \text{ m}\mu > \phi$)

Fase del coloide	Sustancia dispersante (Disolvente)	Sustancia dispersa (Solute)	Tipo de coloide	Ejemplo
Gaseosa	Gaseosa	Líquida	Aerosol	Niebla
Gaseosa	Gaseosa	Sólida	Aerosol	Humo
Líquida	Líquida	Gaseosa	Espuma	Crema batida
Líquida	Líquida	Líquida	Emulsión	Leche
Líquida	Líquida	Sólida	Sol	Pintura
Sólida	Sólida	Gaseosa	Espuma sólida	Malvavisco
Sólida	Sólida	Líquida	Emulsión sólida	Mantequilla
Sólida	Sólida	Sólida	sol sólido	Vidrio coloreado



CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

A) GRAMOS POR LITRO

$$\frac{\text{GRAMOS DE SOLUTO}}{\text{LITRO DE DISOLUCION}} \left(\frac{g_s}{l_{dsi}} \right)$$

B) % EN PESO DE SOLUTO

$$(\text{GRAMOS SOLUTO} / \text{GRAMOS DE SOLUTO} + \text{GRAMOS DE DISOLVENTE})(100)$$

C) PARTES POR MILLÓN (p.p.m.)

$$\frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{Kilogramo de disolución}} \quad (\text{p.p.m.})$$

D) MOLARIDAD

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

E) NORMALIDAD

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{Nº de equivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{Normalidad} = \frac{\text{Nº equivalentes soluto}}{\text{litros de disolución}} \\
 \text{Nº equiv. soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso equivalente del soluto}} \\
 \text{Peso equiv. del soluto} = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{valencia}}
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Normalidad} \\ \text{Nº equiv. soluto} \\ \text{Peso equiv. del soluto} \end{array}} \right\} N = \frac{g_{\text{soluto}} \cdot \text{valencia}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot l_{\text{disolución}}}$$

- **ÁCIDOS**, en los que su valencia es el número de H que tiene la molécula;
- **BASES**, que son los hidróxidos, en los que su valencia es el número de OH presentes en su molécula;
- **SALES**: en ellas, la valencia corresponde al número de H sustituidos (los que había en el ácido y que han sido sustituidos por metales para formar la sal)
- **REACCIONES REDOX**: en ellas la “valencia” corresponde al número de electrones intercambiados en dicha reacción.

F) MOLALIDAD

$$\text{molalidad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{Kilogramos de disolvente}}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{molalidad} = \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \\ \text{Nº moles soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{array} \right\} m = \frac{g_{\text{soluto}}}{Pm_{\text{soluto}} \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}}$$

G) FRACCIÓN MOLAR:

$$\text{FRACCIÓN MOLAR} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{Nº total de moles}} = \frac{\text{Nº moles}_{\text{soluto}}}{\text{Nº moles}_{\text{soluto}} + \text{Nº moles}_{\text{disolvente}}}$$

EJEMPLO DE CÁLCULO DE DISOLUCIONES:

1- *Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l*

- G/LITRO:
$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75218 \text{ l. de disolución}} = 19,57 \frac{\text{g}_{\text{soluto}}}{\text{lítros disolución}}$$

- % EN PESO:
$$\left. \begin{array}{ccc} 764,7 \text{ g de disolución} & \text{---} & 14,7 \text{ g de soluto} \\ 100 & & x \end{array} \right\} x = \frac{100 \cdot 14,7}{764,7} = 1,92 \% \text{ de soluto}$$

- P.P.M :
$$\frac{14700 \text{ mg de soluto}}{0,7647 \text{ Kg de disolución}} = 19223 \text{ p.p.m.}$$

- MOLARIDAD:
$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75218 \text{ l. disolución}} = 0,2 \text{ Molar}$$

$$M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,2 \text{ Molar}$$

- NORMALIDAD:

$$N = \frac{14,7 \text{ g}_s \cdot 2 \frac{\text{equiv}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = \mathbf{0,4 \text{ Normal}}$$

- MOLALIDAD:

$$m = \frac{14,7 \text{ g}_{\text{solute}}}{98 \text{ g/mol} \cdot 0,750 \text{ Kg}_{\text{disolv}}} = \mathbf{0,2 \text{ molal}}$$

- FRACCIÓN MOLAR:

$$X_{\text{solute}} = \frac{\frac{14,7}{98}}{\frac{14,7}{98} + \frac{750}{18}} = \frac{0,15}{0,15 + 41,66} = \mathbf{0,0036}$$

Valoración de disoluciones

- En el análisis volumétrico, la concentración se determina midiendo su capacidad de reaccionar con un reactivo patrón.
- Este reactivo patrón o la solución patrón es una solución o reactivo de una concentración .
- El volumen del reactivo patrón requerido para completar la reacción con la muestra se considera como parámetro analítico para determinar la concentración del analito, a esto se le conoce como valoración.

Se tiene que conocer con exactitud la concentración del reactivo patrón que se va a utilizar en un experimento, ya que la exactitud del análisis volumétrico dependerá de dicho parámetro. La concentración del reactivo patrón puede establecerse de dos formas diferentes.

- Forma directa – diluyendo una cantidad exactamente pesada de un reactivo de elevada pureza y estabilidad, conocido como patrón primario, hasta un volumen conocido.
- Forma indirecta por estandarización secundaria – valorando primero o titulando el reactivo de elevada pureza con otra solución patrón antes de utilizarlo a él como reactivo patrón.

Los análisis volumétricos son llevados a cabo utilizando métodos de titulación.

En los métodos de titulación, la titulación es realizada añadiendo el reactivo patrón a la muestra a estudiarse mediante el uso de una bureta hasta que la reacción se haya completado.

El volumen titulado necesario para completar la reacción es determinado mediante la diferencia del volumen final y el volumen inicial de la titulación.

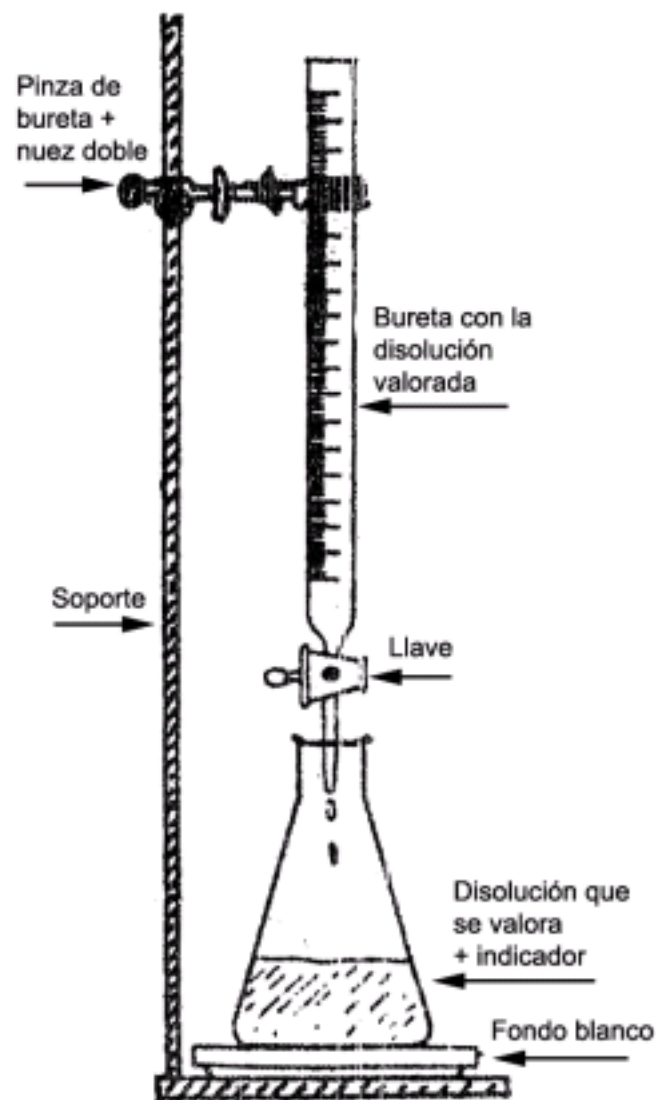


Figura 1

Las reacciones entre el reactivo patrón y la muestra a estudiarse proceden a un estado de equilibrio químico en el cual la razón de la concentración de los reactivos y los productos son iguales, es decir el reactivo patrón esta en una cantidad que sea químicamente equivalente a la muestra con la que esta reaccionando.

Esto se consigue en el punto de equivalencia de la reacción. Este es el punto de equivalencia y el punto final de la valoración deben ser pequeñas.

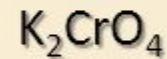


- La solución patrón o solución estándar es un reactivo de una concentración conocida que se utiliza para titulaciones.
- La titulación se hace añadiendo lentamente una solución estándar de la bureta a otra solución de analito líquido hasta que la reacción se complete.
- Un estándar primario es un compuesto que se utiliza como material de referencia en los métodos de titulación.

Indicadores

Los cambios físicos en una valoración son aparentes cuando se le añade a la reacción unas sustancias denominadas indicadores.

Los indicadores son sustancias que se añaden al sistema y que experimentan cambios en color como resultado de las variaciones de concentración que se producen en el punto de equivalencia.

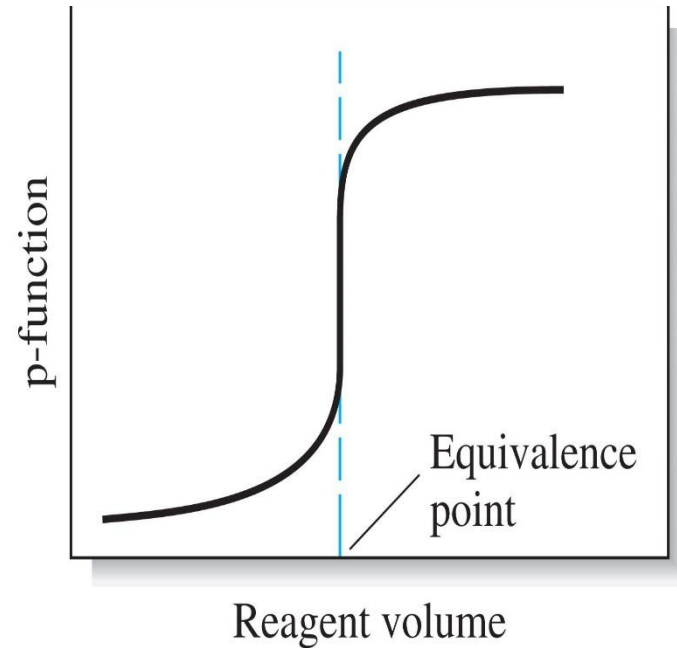


Antes

Punto Final

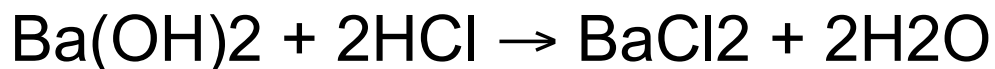
Punto de equivalencia

- El punto de equivalencia es el punto en donde en una titulación la cantidad de moles del titulante es químicamente equivalente a la cantidad de moles del analito de la muestra.
- El punto final es el cambio físico observado que se asocia con una condición de equivalencia química.



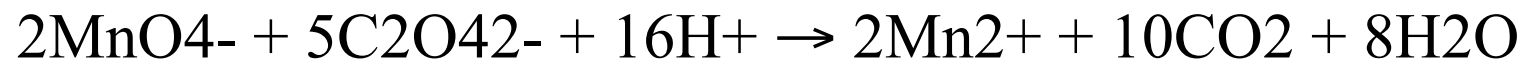
(a) Sigmoidal curve

- Describa la preparación de 5.00L de 0.100M Na_2CO_3 (105.99 g/mol) de una solución estándar primario.
- Una solución HCl 50.00mL requiere 29.71mL de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.01963M para llegar al punto de equivalencia con el indicador verde bromocresol. Calcular la molaridad de HCl.

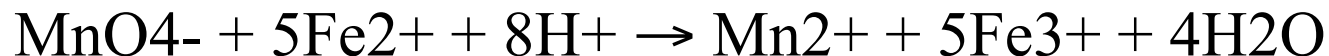


- Se titularon 0.2502g de KHP (204.14 g/mol) y requiere 34.78mL de NaOH para llegar al punto final utilizando fenolftaleína como indicador. Determine la concentración de NaOH.
- Determine la concentración de HCl al titular 25.0mL del ácido con 22.33mL de NaOH 0.150M.

Se titularon 0.2121g de Na₂C₂O₄ puro (134.00 g/mol) y requiere 43.31mL de KMnO₄ para llegar al punto final. Determine la molaridad de KMnO₄.



- Una muestra de Fe de 0.8040g se disolvió en ácido. El Fe se redujo a Fe²⁺ y se tituló con 47.22mL de 0.02242M KMnO₄. Calcule el % Fe (55.847 g/mol).



La definición de **Arrhenius** nos dice que, en disolución acuosa, los ácidos forman cationes H^+ mientras que las bases forman aniones OH^- .

La reacción ácido-base según Arrhenius es



La disociación en iones de los ácidos puede expresarse mediante ecuaciones químicas:



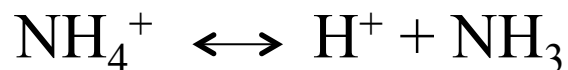
Las bases se disocian en iones positivos (cationes) y iones negativos (OH^- , hidróxido) según ecuaciones como:



En 1923 **Bronsted y Lowry** propusieron una nueva teoria de acidos y bases.

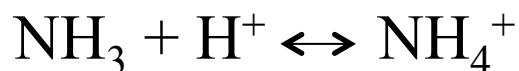
Ácidos: son las sustancias (moleculares o ionicas) que pueden ceder iones H^+ .

Ejemplo:



Bases: son las sustancias (moleculares o ionicas) que pueden aceptar iones H^+ .

Ejemplo:



Son ácidos de Bronsted-Lowry:

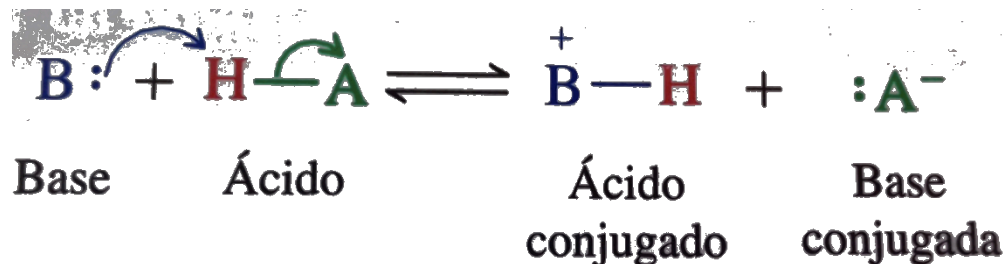
- moleculas como: HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, H₂O...
- * cationes como: NH₄⁺, H₃O⁺ ...
- aniones como: HSO₄⁻, H₂PO₄⁻...

Son bases de Bronsted-Lowry:

- * moléculas como: NH_3 , H_2O , CH_3NH_2 ...
- * aniones como: I^- , Cl^- , SO_4^{2-} , HPO_4^{2-} , OH^- ...

En la teoría de Bronsted y Lowry resulta fundamental el concepto de ácidos y bases conjugados. Cuando un ácido cede un protón se forma un anión negativo que tendrá la capacidad de capturar un protón para regenerar el ácido. El anión, en este caso, se comporta como una base.

Todos los ácidos al ceder un protón producen las bases conjugadas de dichos ácidos, y todas las bases que toman un protón producen ácidos conjugados de las bases.



	Ácido	Nombre	Base Conjugada	Nombre	
Aumento de la fuerza ácida	Ácidos fuertes	HClO ₄	ácido perclórico	ClO ₄ ⁻	ion perclorato
		HI	ácido yodhídrico	I ⁻	ion yoduro
		HBr	ácido bromhídrico	Br ⁻	ion bromuro
		HCl	ácido clorhídrico	Cl ⁻	ion cloruro
		H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	HSO ₄ ⁻	ion bisulfato
	Ácidos débiles	HNO ₃	ácido nítrico	NO ₃ ⁻	ion nitrato
		H ₃ O ⁺	ion hidronio	H ₂ O	agua
		HSO ₄ ⁻	ion bisulfato	SO ₄ ²⁻	ion sulfato
		HF	ácido fluorhídrico	F ⁻	ion fluoruro
		HNO ₂	ácido nitroso	NO ₂ ⁻	ion nitrito
		HCOOH	ácido fórmico	HCOO ⁻	ion formiato
		CH ₃ COOH	ácido acético	CH ₃ COO ⁻	ion acetato
		NH ₄ ⁺	ion amonio	NH ₃	amoniaco
		HCN	ácido cianhídrico	CN ⁻	ion cianuro
		H ₂ O	agua	OH ⁻	ion hidroxilo
		NH ₃	ámoniac	NH ₂ ⁻	ion amiduro
					Aumento de la fuerza básica

Cuadro comparativo de las teorías acido-base

TEORÍA	Arrhenius (teoría iones en agua)	Brönsted-Lowry (teoría protónica)	Lewis (teoría electrónica)
Definición de ácido	Da iones H^+ en agua.	Dador de protones.	Aceptor par de electrones.
Definición de base	Da iones OH^- en agua.	Aceptor de protones.	Dador par de electrones.
Reacciones ácido-base	Formación de agua	Transferencia protónica.	Formación de enlace covalente coordinado.
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$	$HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$	$A + :B \rightleftharpoons A:B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia protónica	Teoría general



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Como $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$
 “producto iónico del agua”

El valor de dicho producto iónico del agua es: $K_w (25^\circ\text{C}) = 10^{-14} \text{ M}^2$.

En el caso del agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14} \text{ M}^2)^{1/2} = 10^{-7}$

Dado que las concentraciones de los iones de H^+ y OH^- son numeros muy pequeños, Soren Sorensen (1909) propuso una medida mas practica denominada pH.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Ácidas: $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} < 7$

Básicas: $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} > 7$

Neutras: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7$

A veces se usa este otro concepto, casi idéntico al de pH:

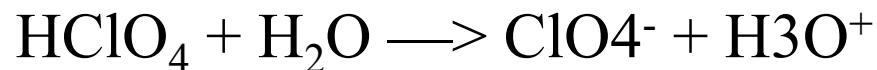
$$\mathbf{pOH = -\log[OH^-]}$$

Como $\mathbf{K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \text{ M}^2}$

Aplicando logaritmos y cambiando el signo:

$$\mathbf{pH + pOH = 14 \text{ (25}^\circ\text{C)}}$$

a) Calcule el pH de una disolución de HClO_4 0.03 M .



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,03 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(0,03)$$

$$\text{pH} = 1,5$$

b) Calcule el pH de una disolución 0.05 M de NaOH.



$$[\text{OH}^-] = 0,05 \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0,05 = 2 \cdot 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(2 \cdot 10^{-13})$$

$$\text{pH} = 12,7$$

