

# Promedio

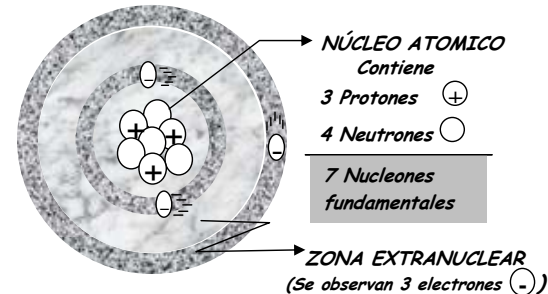


# FORMULARIO DE QUIMICA

## ESTRUCTURA ATÓMICA

**Átomo:** Es la parte más pequeña de un elemento químico, que conserva las propiedades químicas de éste. Es un sistema dinámico y energético en equilibrio.

Ejemplo: Ilustremos al átomo de litio  ${}^7_3\text{Li}_{n^{\circ}=4}$  ; donde se observa el núcleo la envoltura y las partículas subatómicas fundamentales



En el equilibrio eléctrico (átomo neutro)

$\#p^+ = \#e^- = \#Z$

Z: Numero atómico =Protones

### Partículas fundamentales

Partícula	Símbolo	Masa		Carga		Descubridor
		En g	En uma	Relativa	Absoluta	
Electrón	e <sup>-</sup>	9,11 · 10 <sup>-28</sup>	0,00055	-1	-1,6 · 10 <sup>-19</sup> C	Thompson
Protón	p <sup>+</sup>	1,672 · 10 <sup>-24</sup>	1,0073	+1	+1,6 · 10 <sup>-19</sup> C	Rutherford
Neutrón	n <sup>o</sup>	1,675 · 10 <sup>-24</sup>	1,0087	0	0	Chadwick

### Representación del Núcleo de un Átomo o Ión

Átomo Neutro (no tiene carga)	Ión (Tiene Carga)
${}^A_Z E_{n^{\circ}}$ A { Numero de masa Nucleones fundamentales Z { Numero Atómico = #p <sup>+</sup> Numero de protones n <sup>o</sup> { Numero de neutrones	${}^A_Z E^{\pm q} n^{\circ}$
Se cumple: #p <sup>+</sup> = #e <sup>-</sup> = #z	Se cumple: #p <sup>+</sup> = #z ≠ #e <sup>-</sup>
A = Z + n <sup>o</sup> n <sup>o</sup> = A - Z	A = Z + n <sup>o</sup> n <sup>o</sup> = A - Z    #e <sup>-</sup> = Z ± q

Z <> Carga nuclear

q	Denominación	Características	Representación	Nº electrones
0	Átomo neutro	#p <sup>+</sup> = #e <sup>-</sup>	${}^A_Z E_{n^{\circ}}$	#e <sup>-</sup> = #z
+	Catión (+)	Átomo que Pierde electrones	${}^A_Z E^{+q} n^{\circ}$	#e <sup>-</sup> = Z - q
-	Anión (-)	Átomo que Gana electrones	${}^A_Z E^{-q} n^{\circ}$	#e <sup>-</sup> = Z + q

TIPOS DE ESPECIE QUIMICA

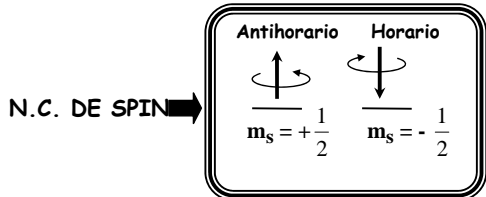
Especie	Características	Ejemplo	Representación
Isótopos o Hílidos	* Átomos iguales de un mismo elemento  * presentan igual #p* = #z	$^1_1H$ Protio $^2_1H$ Deuterio $^3_1H$ Tritio	$A_1 X_{n_1}$ $A_2 X_{n_2}$
Isóbaros	* átomos de diferentes elementos  * Presentan igual "A"	$^{55}_{24}Cr$ $^{55}_{25}Mn$	$A_{z_1} X_{n_1}$ $A_{z_2} Y_{n_2}$
Isotonos	* átomos de diferentes elementos  * Presentan igual "Nº"	$^{54}_{26}Fe$ $^{52}_{24}Cr$	$A_1 X_n$ $A_2 Y_n$
Isoelectrónica	* Presentan igual #e <sup>-</sup> * igual distribución electrónica	$^7N^{-3}$ $^{11}Na^{+1}$	$A_1 X_{\#e^-}$ $A_2 Y_{\#e^-}$

**Números cuánticos** Es un conjunto de valores (n, l, ml) introducidos para describir la distribución de los electrones en los átomos.

El N.C. "m<sub>s</sub>" de spin fue asociado al electrón en forma independiente por Goudsmit y Uhlenbeck., siendo obtenido en forma experimental por Stern y Gerlach.

Característica de los números cuánticos

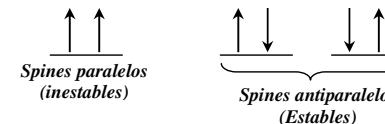
N.C. Característica	Principal	Secundario o azimutal	Magnético	De spin electrónico
Símbolo	n	l	ml	m <sub>s</sub>
Valores permitidos	1;2;3; 4; 5; 6; 7; ..	0; 1; 2; 3; .. (n-1) s p d f	-1; .....; 0; ... + 1	+1/2; -1/2
Nº de valores	infinito	n	2l + 1	2
Describe para el orbital	Tamaño	Forma	Orientación espacial	No esta asociado
Determina para el electrón	Nivel de energía	Subnivel de energía S, p, d, f	Orbital (REEMPE)	Sentido de giro alrededor de su eje propio



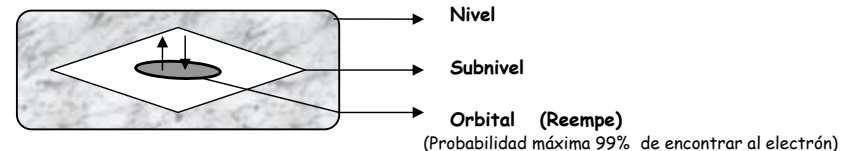
**n** → determina el nivel  
**n y l** → determinan el subnivel  
**n, l y ml** → determinan el orbital  
**n, l, ml y m<sub>s</sub>** → determinan al electrón

Principio de Exclusión de W. Pauli

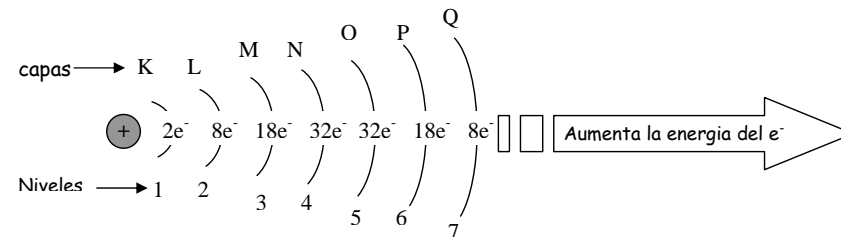
En un mismo átomo no puede existir dos o más electrones que presenten los cuatro números cuánticos iguales. Al menos se deben diferenciar en el número de rotación "m<sub>s</sub>" para compensar los campos magnéticos generados por el movimiento de giro.



**Estructura de la nube electrónica:** La estructura electrónica se encuentra dividida en:

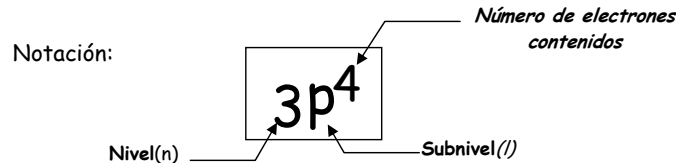


1. **Nivel de energía:** contiene a los electrones con semejante alejamiento máximo promedio respecto al núcleo.



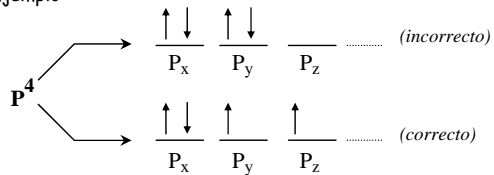
2. **Subnivel de energía:** Contiene a los electrones que tienen la misma energía. Se encuentra contenido en los niveles

Tipo de subnivel	l	Forma orbital	Representación
Sharp (s)	0	Esférica	
Principal (p)	1	Dilobular	
Difuso (d)	2	Tetralobular	
Fundamental (f)	3	Compleja	.....



**Principio de Máxima Multiplicidad (Regla de Hund)**

En un subnivel, primero se distribuye un electrón por cada orbital y luego se procede a aparearlos. Los orbitales son más estables en un subnivel si todos están llenos o si todos están semilenos. Ejemplo:



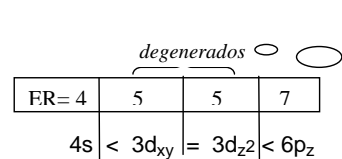
**Energía Relativa (E.R.)**

La energía asociada a las regiones orbitales depende de la suma de los números cuánticos principal y azimutal.

$E.R. = n + l$

**Propiedades:**

1. A menor energía relativa, mayor estabilidad de los orbitales atómicos
2. Los orbitales de un mismo subnivel son "degenerados" porque tienen la misma energía relativa
3. Si dos o más orbitales presentan igual suma "n + l", entonces su energía aumenta en el orden creciente de "n"



Los Orbitales degenerados pertenecen a un mismo subnivel y nivel por tal razón presentan igual ER

- Según su estabilidad:  $4s > 3d_{xy} = 3d_{z^2} > 6p_z$

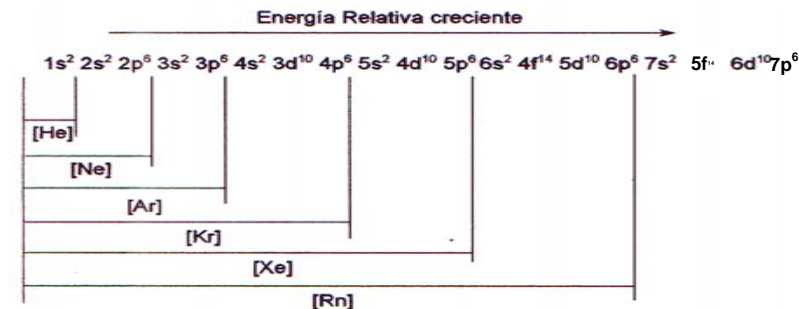
**Principio de formación AUFBAU:** (construcción progresiva)

Los electrones se distribuyen en la nube electrónica según el orden creciente de sus energías relativas, determinando una configuración electrónica.

**Regla de Moller ("Serrucho")**

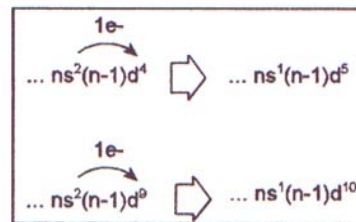
**Configuración electrónica**

Nivel(n)	K 1	L 2	M 3	N 4	O 5	P 6	Q 7
<b>SUBNIVEL</b>	$1s^2$	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
		$2p^6$	$3p^6$	$4p^6$	$5p^6$	$6p^6$	$7p^6$
			$3d^{10}$	$4d^{10}$	$5d^{10}$	$6d^{10}$	
				$4f^{14}$	$5f^{14}$		
Nº de e <sup>-</sup> /nivel( $2n^2$ )	2e <sup>-</sup>	8e <sup>-</sup>	18e <sup>-</sup>	32e <sup>-</sup>	32e <sup>-</sup>	18e <sup>-</sup>	8e <sup>-</sup>
Nº de Orbitales( $n^2$ )	1	4	9	16	25	36	49
					<b>Niveles incompletos</b>		



**Gases nobles:**

2	He	10	Ne	18	Ar	36	Kr	54	Xe	86	Rn
---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----



**Anomalías:**

Ejemplo:  
 ${}_{24}\text{Cr} = [\text{Ar}]4s^23d^4$  (inestable)

${}_{24}\text{Cr} = [\text{Ar}]4s^13d^5$  (estable)

**Para la configuración de Cationes  $X^{+q}$  debes seguir la regla**

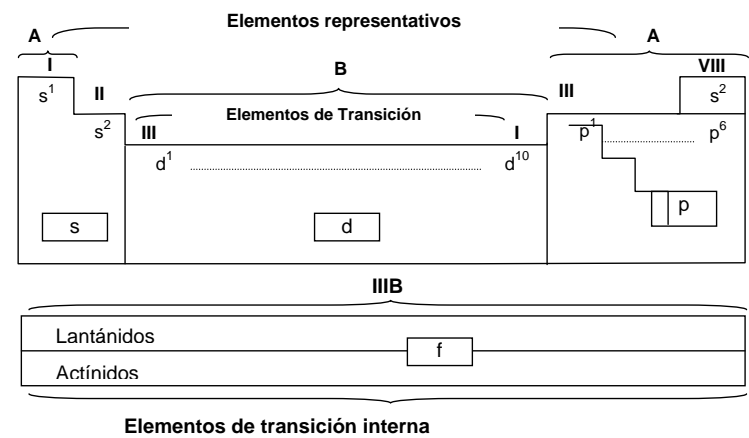
- 1º Se desarrolla la C.E. del átomo neutro (Según Z)
- 2º Se extrae la cantidad de electrones perdidos empezando por el último nivel y luego los niveles más externos

**TABLA PERIÓDICA ACTUAL**

Nº periodos=7  
Nº grupos =16  
8 grupos A  
8 grupos B  
80% metales

**Ley periódica (Henry Moseley)** "Las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos" Z

**Clasificación:**  
Forma larga de ordenamiento (Werner)



**Principales Familias**

<b>Grupo I A</b>	Alcalinos	ns <sup>1</sup>	Li; Na ;K; Rb; Cs; Fr
<b>Grupo II A</b>	Alcalinos térreos	ns <sup>2</sup>	Be ; Mg ;Ca; Sr; Ba; Ra
<b>Grupo III A</b>	Térreos o boroides	np <sup>1</sup>	B; Al; Ga; In;Ti
<b>Grupo IV A</b>	Carbonoides	np <sup>2</sup>	C;Si;Ge;Sn;Pb
<b>Grupo V A</b>	Nitrogenoides	np <sup>3</sup>	N; P; As; Sb;Bi
<b>Grupo VI A</b>	Calcógenos o anfígenos	np <sup>4</sup>	O; S; Se; Te; Po
<b>Grupo VII A</b>	Halógenos	np <sup>5</sup>	F; Cl; Br; I; At
<b>Grupo VIII A</b>	Gases nobles	np <sup>6</sup> (*)	He; Ne; Ar; Kr; Xe Rn
<b>Grupo I B</b>	Metales de acuñación	(n-1)s <sup>1</sup> nd <sup>10</sup>	Cu; Ag; Au
<b>Grupo II B</b>	Elementos de puente	(n-1) nd <sup>10</sup>	Zn; Cd; Hg

- El Helio termina su distribución electrónica en s<sup>2</sup>.

**Estado físico de los elementos**

A condiciones ambientales (25°C) 11 elementos gaseosos , 2 elementos líquidos, el resto sólidos.

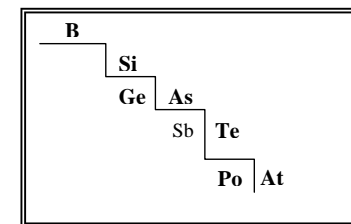
ESTADO NATURAL	METAL	NO METAL	GAS NOBLE
<i>GASEOSO</i>	ninguno	N <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , H <sub>2</sub>	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
<i>LIQUIDO</i>	Hg	Br <sub>2</sub>	ninguno
<i>SOLIDO</i>	Restantes	Restantes	Ninguno

**Abundancia de los elementos en la Naturaleza:**

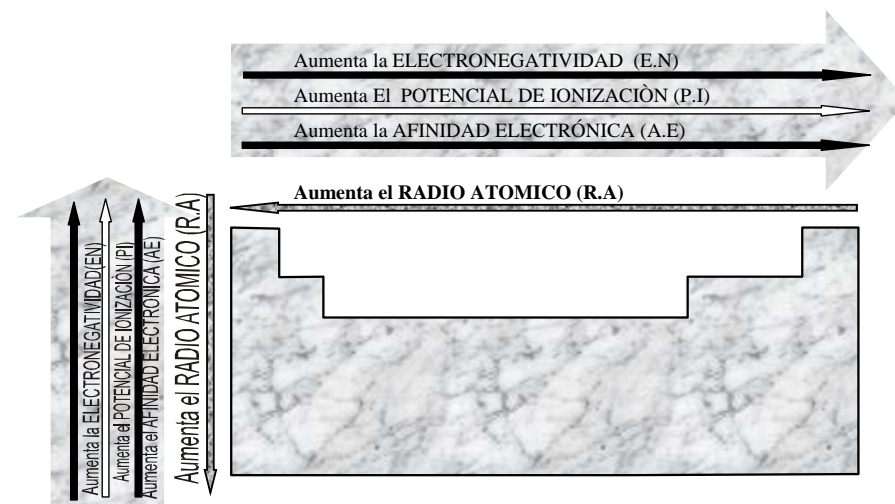
- El elemento más abundante en el universo: es el hidrógeno
- El elemento más abundante en la atmósfera: es el nitrógeno.
- El elemento más abundante de la corteza terrestre: es el oxígeno.
- El elemento metálico más abundante de la corteza terrestre: es el aluminio.
- El elemento no metálico más abundante de la corteza terrestre: es el silicio.

**Metaloides o semimetales:**

Son 8 elementos



**PROPIEDADES PERIÓDICAS**



**ENLACES QUÍMICOS**

Son fuerzas que mantienen unidos a los átomos (enlace interatómico) o iones para formar moléculas o sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y moléculas (enlace intermolecular) para formar compuestos. Cuando un átomo se enlaza con otro, este forma un sistema más estable con menor contenido energético



**ENLACE IONICO**

Transferencia de electrones

Metal ..... No Metal → M<sup>+q</sup> ..... NM<sup>-p</sup>  
 IAoIIA VIA o VIIA Catiòn -- Aniòn

Sus compuestos forman redes cristalinas:  
 Cloruro de sodio NaCl

Na<sup>+</sup> [Cl<sup>-</sup>]<sup>1-</sup>

**propiedades de los compuestos iónicos**

- A condiciones ambientales son sólidos cristalinos duros y quebradizos de elevado de fusión y Ebullición
- la atracción iónica es polidireccional
- son conductores eléctricos sólo estando fundidos o en disolución
- no forma moléculas; solo agregado ordenado de iones

en compuestos iónicos binarios, generalmente la diferencia de electronegatividades ( $\Delta E.N. \geq 1.7$ )

**ENLACE COVALENTE**

Se produce por lo general:

Compartición de electrones

Comparten e<sup>-</sup>

**Propiedades de las sustancias covalentes**

- A condiciones ambientales pueden ser sólidas, líquidas o gases
- Generalmente tienen bajo punto de fusión
- Son muchos más los compuestos covalentes que los iónicos
- Mayormente sus soluciones no son conductores de electricidad
- Constituyen moléculas que son agregados de un número definido de átomos iguales o diferentes (O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, ...)
- Generalmente  $0 \leq \Delta E.N. < 1.7$

El enlace iónico es más fuerte que el covalente

**\*POR LA POLARIDAD DEL ENLACE**

**Enlace Covalente Apolar**  
 (compartición equitativa de electrones)

Se produce entre átomos de igual E.N.

H - H     $\Delta E.N. = 0$

$\Delta E.N. = 2,1 - 2,1 = 0$

**Enlace Covalente Polar**  
 (compartición desigual de electrones)

Producido entre átomos de diferente E.N. los electrones compartidos se aproximan más al de mayor E.N

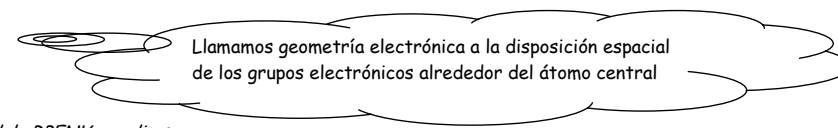
H - Cl     $E.N. = 2,1 \quad 3,0$

$\Delta E.N. < 1,7$

**Por el número de pares compartidos**

<b>Enlace Simple</b>	Un solo par de electrones compartidos (enlace sigma $\sigma$ )	$A \overset{\sigma}{-} B$
<b>Enlace Múltiple</b>	<b>Enlace doble.</b> Se comparte dos pares de electrones (1 sigma y 1 pi)	$A \overset{\sigma}{\underset{\pi}{-}} B$
	<b>Enlace triple.</b> Se comparte tres pares de electrones (1 sigma y 2 pi)	$A \overset{\pi}{\underset{\sigma}{\underset{\pi}{-}}} B$

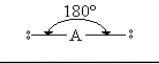
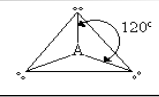
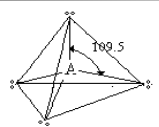
**Geometría Electrónica El Modelo RPENV**



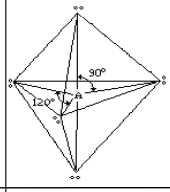
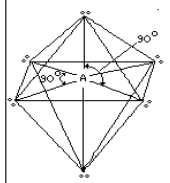
El modelo RPENV nos dice:

Los grupos electrónicos se disponen en el átomo de tal manera que estén lo más alejados posible entre sí, lo cual minimiza la repulsión entre los electrones (que existe pues tienen la misma carga)

Según el modelo RPENV, podemos observar las siguientes geometrías electrónicas posibles

Numero de grupos electronicos	Arreglo de los grupos electronicos	Tipo de geometria electronica
2		lineal
3		triangular plana
4		tetraedrica

5		bipiramidal trigonal
6		octaedrica

Como podrás observar, contando el número de grupos electrónicos alrededor del átomo central, podemos saber la geometría electrónica que le corresponderá a un compuesto dado.

**Geometría Molecular**

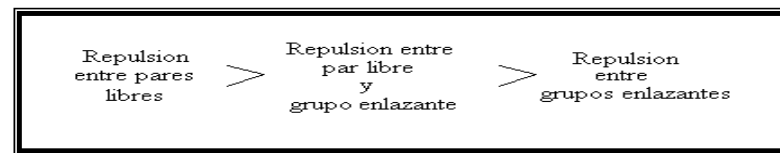
Llamamos geometría molecular a la disposición espacial de los grupos electrónicos ENLAZANTES ÚNICAMENTE alrededor del átomo central

El modelo RPENV permite también predecir la geometría molecular, los resultados los vemos en el siguiente cuadro

Molécula	Ejemplo	Numero total de grupos electronicos	Numero de grupos enlazantes	Numero de grupos no enlazantes	GEOMETRIA MOLECULAR	HIBRIDIZACIÓN:
AB <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	2	2	0	LINEAL	Combinación de Orbitales puros s,p,d,f: para formar orbitales híbridos. Obs: La hibridización se efectúa entre orbitales de los subniveles que pertenecen a un mismo nivel
AB <sub>3</sub>	BF <sub>3</sub>	3	3	0	TRIANGULAR PLANA	
AB <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	3	2	1	ANGULAR	
AB <sub>4</sub>	CH <sub>4</sub>	4	4	0	TETRAEDRICA	
AB <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>	4	3	1	PIRAMIDAL	
AB <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	4	2	2	ANGULAR	

**Efecto de los pares no enlazantes**

Se ha comprobado mediante métodos experimentales (cristalografía de Rayos X que *es distinta la repulsión entre grupos enlazantes que entre grupos libres*, más exactamente:



**NOMENCLATURA INORGÁNICA**

- VALENCIA.-** Es la capacidad de combinación de un elemento
- ESTADO DE OXIDACIÓN.-** Es la carga que adquiere un elemento cuando gana ó pierde e<sup>-</sup>. Al estado de oxidación también se le conoce como "número de oxidación".

Valencia = Estado de oxidación ( numéricamente)

**Los Estados de oxidación mas importantes que debes conocer**

H = +1 generalmente en Hidruros metalicos es (-1)  
O = -2 generalmente en peróxidos es (-1)

**(I) Metales:**

- Metales del IA → +1
- Metales del IIA → +2
- Fe, Co, Ni, Cr, Mr → +2, +3
- Hg, Cu → +1, +2
- Au → +1, +3
- Ag → +1
- Pb → +2, +4
- Zn → +2
- Al → +3

**No metales.**

- C, Si → 2, 4
- N, P As → 3, 5
- S, Se, Te → 2, 4, 6
- Cl, Br, I → 1, 3, 5, 7

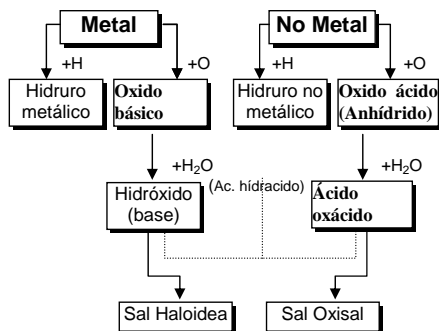
Obs: N=1,2,4 en óxidos neutros

- ANFOTEROS:** Elementos que se comportan como metal y no metal

Elementos	EO como metal	EO como no metal
Manganeso (Mn)	+2; +3	+4,+6,+7
Cromo (Cr)	+2,+3	+3,+6
Vanadio(V)	+2,+3	+4,+5



**FUNCIONES INORGANICAS**



**Reconociendo las Funciones Inorgánicas**

Función	Reconocimiento
Oxido básico	$M_2O_x$
Oxido Ácido (anhídrido)	$NM_2O_x$
Hidróxidos	$M(OH)_x$
Acidos oxacidos	$H_xNMO_y$
Ac. Hidracidos	$H_xNM$
Sal Oxisal	$M_x(NMO_y)_v$
Sal Haloidea	$M_x(NM)_v$

• Sistema comun de nomenclatura

Prefijo	Sufijo	1EO	2EO	3EO	4EO
Hipo	Oso			X	X
.....	Oso		x	x	X
.....	Ico	X (no es obligatorio)	x	x	X
Per	Ico				x

**Ácidos Polihidratados**

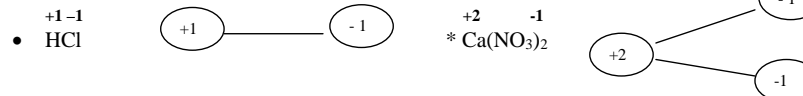
Se forman cuando los anhídridos reaccionan con cantidades variables de agua. Estos ácidos llevan en su nombre los prefijos "meta", "piro" y "orto".

prefijo	valencia par	Valencia impar
meta	1 anh. + 1H <sub>2</sub> O	1 anh. + 1H <sub>2</sub> O
piro	2 anh. + H <sub>2</sub> O	1 anh. + 2H <sub>2</sub> O
orto	1 anh. + 2H <sub>2</sub> O	1 anh. + 3H <sub>2</sub> O

**Los ácidos mas conocidos**

Ácido	Nombre del Ácido	Formación de Radicales al quitar "H" Oso x Ito Ico x Ato Hídrico x Uro	
HNO <sub>3</sub>	Acido Nitrico	NO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	Nitrato
HClO	Acido Hipocloroso	ClO <sup>-1</sup>	Hipoclorito
HClO <sub>4</sub>	Acido Perclorico	ClO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	Perclorato
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Acido Carbonico	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Carbonato
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido sulfurico	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	Sulfato
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Acido Fosforico	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	Fosfato
HCl	Acido clorhidrico	Cl <sup>-1</sup>	Cloruro
H <sub>2</sub> S	Acido Sulfhidrico	S <sup>-2</sup>	Sulfuro

**Simbolización de neutralidad de cargas**



**UNIDADES QUIMICA DE MASA (U.Q.M.)**

$1Uma = 1/12(\text{masa } ^{12}C) = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g (Unidad de masa atómica)}$

**Masa Atómica promedio ( m.A)/CALCULO EXPERIMENTAL**

ISOTOPO	Masa Isotópica(UMA)	Abundancia atómica (%)
<sup>z</sup> X	A1	a%
<sup>z</sup> X	A2	b%
<sup>z</sup> X	A3	c%

$m.A(x)_{\text{real}} = \frac{A_1x a + A_2x b + A_3x c}{100}$

Nota: Se sabe que en la tabla periódica encontramos la Masa atomica (m.A) de cada elemento

• **Masa Molecular ( M ) y Masa Fórmula ( MF)**

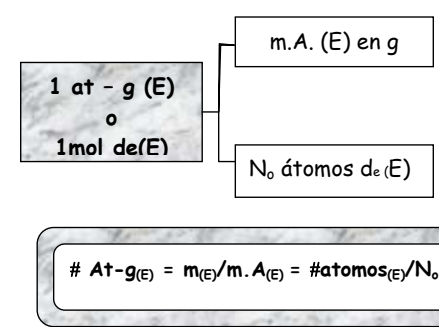
$M = \sum m.A.$

También resulta de la suma de las masas atómicas de los elementos que constituyen la unidad fórmula. Es se llama peso molecular promedio relativo.  
Ejemplo:  
M (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 2PA(H) + PA(S) + 4PA(O) = 98uma  
M(H<sub>2</sub>O) = 2(1) + 1(16) = 18uma

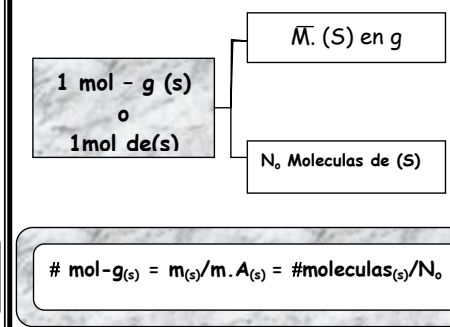
• **LA MOL (mol)**

Es una unidad del sistema internacional mide la cantidad de sustancia contenida en un material bajo la forma de número de átomos, moléculas, iones, etc.  
 $1 \text{ mol} = 6,023 \times 10^{23} = N_o$   
No= Numero de avogadro

**ÁTOMO GRAMO (at-g)**



**MOLECULA GRAMO (mol -g)**



**CONDICIONES NORMALES (C.N)**

condición Para sust. gaseosas ; esta referida a: Presión= 1atm=760mmHg= 101,3Kpa Temperatura = 0°C= 273K

1mol-g (gas) ocupa en C.N 22,4L

$$V_{(gas)}^{C.N} = n.(22,4L)$$

$$D_{(gas)}^{C.N} = \frac{M}{22,4L}$$

n= #mol-g =Masa/PM D = densidad del gas en C.N

**EL ESTADO GASEOSO**

• LEYES DE LOS GASES IDEALES

**ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES**

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Se Aplica para 2 o mas procesos donde la masa del gas permanece constante  
m =cte proceso isomastico

PROCESOS RESTRINGIDOS Son aquellos donde la masa es cte y una de las variables de estado(P,T o V)	VARIABLE DE ESTADO CTE	PARA DOS PROCESOS SE CUMPLE:
LEY DE BOYLE - MARIOTE Proceso isotérmico	T <sup>o</sup> =Cte	P <sub>1</sub> V <sub>1</sub> = P <sub>2</sub> V <sub>2</sub>
LEY DE J. CHARLES Proceso isobárico	P=Cte	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
GAY-LUSSAC Proceso isocórico o isometrico	V=Cte	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

**ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES**

$$PV = RTn$$

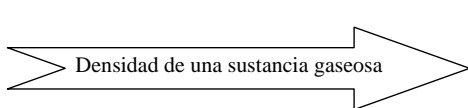
n= N<sup>o</sup> de moles No= Numero de avogadro

$$n = \frac{Masa}{M} = \frac{N^o \text{ de moléculas}}{No} = \frac{volmen}{Vm}$$

• CASOS PARTICULARES

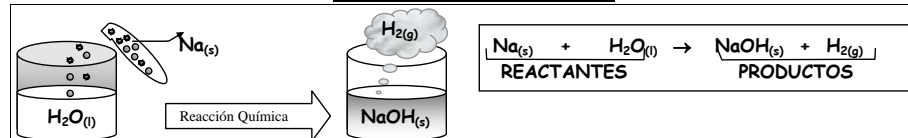
$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Valores de "R"	Depende de la presión
R= 0,082	P(atm)
R= 62,4	P(mmHg)
R= 8,31	P(Kpa)
T <sup>o</sup> absoluta= °C +273	Kelvin



$$D_{gas} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

**REACCIONES QUÍMICAS**



TIPO DE REACCIÓN	RECONOCIMIENTO	EJEMPLO
<b>Síntesis O Adición</b>	<b>A + B → AB</b>	H <sub>2</sub> + N <sub>2</sub> → NH <sub>3</sub>
<b>Descomposición</b>	<b>AB → A + B</b>	CaCO <sub>3</sub> → CaO + O <sub>2</sub>
<b>Simple Desplazamiento o sustitución</b>	<b>A + BC → AC + B</b>	HCl + Na → NaCl + H <sub>2</sub>
<b>Doble Desplazamiento</b>	<b>AB + CD → AD + CB</b>	NaCl + AgNO <sub>3</sub> → NaNO <sub>3</sub> + AgCl
<b>Combustión Completa</b>	<b>Sust + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O</b>	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> + O <sub>2</sub> → CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O
<b>Combustión Incompleta</b>	<b>Sust + O<sub>2</sub> → CO + H<sub>2</sub>O</b> <b>Sust + O<sub>2</sub> → C<sub>(s)</sub> + H<sub>2</sub>O</b>	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> + O <sub>2</sub> → CO + H <sub>2</sub> O
<b>Neutralización (Ácido-Base)</b>	<b>Ácido + base → sal + H<sub>2</sub>O</b>	HCl + NaOH → NaCl + H <sub>2</sub> O
<b>TEORIA ACIDO-BASE</b>	<b>Según Arrhenius:</b> Acido : en medio acuoso libera (H <sup>+</sup> ) Base: en medio acuoso libera (OH <sup>-</sup> )	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> + 2H <sup>+</sup> Ca(OH) <sub>2</sub> → Ca <sup>2+</sup> + 2(OH) <sup>-</sup>
	<b>Según Bronsted y Lowry:</b> Acido: sust. que cede protones (H <sup>+</sup> ) Base: sust. que acepta protones (H <sup>+</sup> )	H <sub>2</sub> O + NH <sub>3</sub> ↔ NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> + OH <sup>-</sup> Ácido Base Ácido Base Conjugado Conjugado
<b>Reacciones de Precipitación</b> 2 o mas iones en solución se juntan por atracción electrostática formando sólido iónico insoluble que precipita.	<b>X<sub>(ac)</sub><sup>+p</sup> + Y<sub>(ac)</sub><sup>-q</sup> = X<sub>q</sub>Y<sub>p(s)</sub></b> <b>cation anion Precipitado</b>	Ag <sub>(ac)</sub> <sup>+1</sup> + Cl <sub>(ac)</sub> <sup>-</sup> = AgCl <sub>(s)</sub> cation anion Precipitado
<b>Reacción de Formación de Complejos</b> Cede el par electrónico: LIGANDO Acepta el par electrónico: ION CENTRAL	<b>(Iòn Central)<sup>+x</sup> + n(Ligandos) → [(Iòn Central)(Ligandos)<sub>n</sub>]<sup>0</sup></b> <b>( Ion Complejo)</b> Donde: Q= Carga(Ion central) + Carga de los ligandos	Ejemplo: Co <sub>(ac)</sub> <sup>+2</sup> + 4Cl <sub>(ac)</sub> <sup>-1</sup> ↔ [CoCl <sub>4</sub> ] <sub>(ac)</sub> <sup>2-</sup> * Iòn Central : Co <sub>(ac)</sub> <sup>+2</sup> * ligando : 4Cl <sub>(ac)</sub> <sup>-1</sup> * Carga del Iòn Complejo Q = (+2) + (-4) = -2



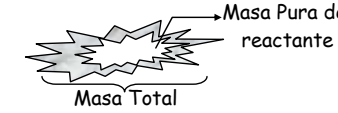
<p><b>Reacciones Redox</b></p> <p>Proceso de pérdida o ganancia de electrones implica variación en el E.O del elemento  <b>Red = Reducción</b>  <b>Oxi = Oxidación</b></p>	<p><b>Reducción.</b>- disminución del E.O debido a la ganancia de electrones.</p> <p><math>N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2} \dots\dots(\text{Red})</math>                  Agente oxidante (A.O.) forma reducida (F.R)</p> <p><b>Oxidación.</b>- aumento del E.O debido a la pérdida de electrones.</p> <p><math>S^{-2} - 2e^- \rightarrow S^0 \dots\dots(\text{oxi.})</math>                  Agente Reductor (A.R.) forma Oxidada (F.O.)</p>	<p>Oxidación (pierde e<sup>-</sup>)                  Reducción (gana e<sup>-</sup>)</p> <p><math>H_2\overset{-2}{S} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow \overset{+2}{N}O + \overset{0}{S} + H_2O</math></p> <p>Agente Reductor    Agente Oxidante    Forma Reducida    Forma Oxidada</p>
<p><b>Reacciones Reversibles</b></p> <p>Tienen 2 sentidos de reacción</p>	<p><math>A + B \leftrightarrow C + D</math></p> <p><b>LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO KC</b></p> <p>Para la siguiente ecuación reversible balanceada</p> <p><math>aA + bB \leftrightarrow cC + dD</math>                  1<sup>er</sup> Miembro    2<sup>do</sup> Miembro</p> <p>a,b,c,d coeficientes de la ecuación Balanceada</p> <p><math>KC = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a [B]^b}</math>                  2<sup>do</sup> Miembro    1<sup>er</sup> Miembro</p>	<p><math>N_2 + H_2 \leftrightarrow NH_3</math></p> <p><math>KC = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}</math></p> <p>2<sup>do</sup> Miembro    1<sup>er</sup> Miembro</p>

**ESTEQUIOMETRIA**

Relaciones cuantitativas , relacionado a la masa , moles , volumen , etc., de las sustancias que intervienen en una reacción química.

Relacion Cuantitativa	Aplicación en problemas a la ecuación balanceada mediante regla de tres simple	Ley ponderal
<b>Masa - Masa</b> *(Coef)(PM)gramos	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2 NH_3$ 28g    6g    2(17)g	Conservación de la Masa <b>(Lavoisier)</b>
<b>mol- mol</b> Coeficientes de la ecuación.	1mol    3mol    2mol	Proporciones definidas <b>(Proust)</b>
<b>Masa -mol</b> *Coef(PM) gr-----Coef.(ec.)	28g    2mol	Caso particular

<b>Volúmenes</b> *Coeficientes (L, ml ..) Sust. Gaseosas a las mismas condiciones de presión y temperatura	1L    3L    2L	Volumétrica <b>(Gay-Lussac)</b>
<b>Condiciones Normales</b> Para gases Coef(22,4)L	1(22,4L)    3(22,4L)    2(22,4L)	P=1atm =760mmhg=101,3Kpa T°= 0 °C = 273K
Para otras condiciones de los gases se aplicara:	PV = nRT	Caso particular

<p><b>Método para resolver Problemas RD3</b></p> <p>Se resolverá por regla de 3 simple RD3</p> <p><b>Nota:</b> La estequiometría se resuelve con un solo dato.</p>	<p>Aplique RD3</p> <p>R<sub>1</sub>(ecuc)..... R<sub>2</sub>(ecuc)</p> <p>Dato ..... Incógnita</p>
<p><b>Reactivo Limitante (R.L)</b></p> <p>Es el reactivo que se consume totalmente Se encuentra en menor proporción; con el se deben realizar los cálculos estequiométricos.</p> <p><b>Reactivo en exceso(R.E)</b></p> <p>No se consume totalmente en el proceso</p>	<p>En el problema se identifica con 2 datos en el lado de los reactantes siendo uno el limitante y otro el exceso:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> <p style="text-align: center;"><math>A + B \rightarrow C + D</math></p> <p>Del balance    R<sub>1</sub>    R<sub>2</sub>    R<sub>3</sub></p> <p>Datos    Dato1    Dato2    Incógnita</p> </div> <p><b>Calculo del Reactivo Limitante Relacionemos:</b></p> <p><math>\frac{Dato1}{R_1} \left[ \begin{matrix} \text{La Menor Relación} \\ \text{Sera el R.L} \end{matrix} \right] \frac{Dato2}{R_2}</math></p> <p>Entonces Todos nuestros cálculos se harán con el R.L</p>
<p>Pureza de un reactante (%P)</p> <p></p>	<p><math>\% P = \frac{Masa \text{ Pura}}{Masa \text{ total}} \cdot 100 \%</math></p> <p>¡Recuerde que en la estequiometria se utiliza sustancias puras!</p>
<p>Eficiencia o Rendimiento de una Reacción (%R)</p>	<p><b>En los problemas al resultado obtenido del calculo estequimetrico le sacas el (R%)</b></p> <p>Generalmente</p> <p><math>\% R = \frac{Cantidad \text{ Real}}{Cantidad \text{ Teorica}} \cdot 100 \%</math></p>

Masa Equivalente (Peq)  Para un compuesto Tambien:  $Peq_{(A_xB_y)} = Peq_{(A^y)} + Peq_{(B^x)}$  $Peq_{(HCl)} = Peq_{(H^{+1})} + Peq_{(Cl^{-1})}$ $Peq_{(HCl)} = 1 + 35,5 = 36,5$	Para un Elemento: $Peq = \frac{Masa\ at\omicron mica}{ E.O }$ Peq (Fe <sup>+2</sup> )=56/2=28 Peq (O <sup>-2</sup> ) =16/2 = 8
	Para un Compuesto $Peq = \frac{Masa\ Molecular}{\theta}$

Calculo de  $\theta$

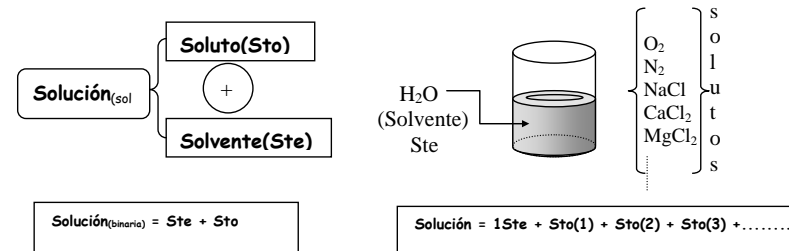
Compuesto	$\theta$	Ejemplo	PM	$\theta$	Peq
<b>Oxido</b> E <sub>2</sub> O <sub>x</sub>	Carga total del Oxigeno	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	102	6	102/6 =17
<b>Ácidos</b> H <sub>x</sub> NMO <sub>y</sub> H <sub>x</sub> NM	Nº de Hidrógenos	HNO <sub>3</sub>	63	1	63/1=63
<b>Hidróxidos o bases</b> M(OH) <sub>x</sub>	Nº de (OH)	Ca(OH) <sub>2</sub>	74	2	74/2=37
<b>Sales</b> M <sub>x</sub> (NMO <sub>y</sub> ) <sub>v</sub> M <sub>x</sub> (NM) <sub>v</sub>	Carga total del metal	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	310	6	310/6=51,67
<b>Agente Oxidante</b>	Nº electrones ganados	N <sup>+3</sup> → N <sup>+1</sup>	14	4	14/4=3,5
<b>Agente Reductor</b>	Nº electrones perdidos	F <sup>0</sup> → F <sup>+1</sup>	56	2	56/2=28
<b>Ión</b>	Carga Iónica	(CO <sub>3</sub> ) <sup>-2</sup>	60	2	60/2=30

El Equivalente Gramo (Eq-g)	1 Eq-g <sub>(sust)</sub> = Peq <sub>(sust)</sub> gramos
Numero de Equivalente Gramo #(Eq-g) También: $\#(Eq-g) = \theta \cdot n$	$\# Eq - g = \frac{masa(gramos)}{Peq}$
Ley de Combinación: $A + B \rightarrow C + D$ Se cumple..... $\#(Eq-g)_A = \#(Eq-g)_B = \#(Eq-g)_C = \#(Eq-g)_D$  Que es igual a..... $\frac{masa_{(A)}}{Peq_{(A)}} = \frac{masa_{(B)}}{Peq_{(B)}} = \frac{masa_{(C)}}{Peq_{(C)}} = \frac{masa_{(D)}}{Peq_{(D)}}$	

**SOLUCIONES**

Son Mezclas Homogéneas de dos o mas sustancias en proporción variable

Ejemplo: Solución - agua de mar

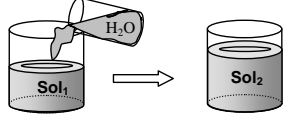
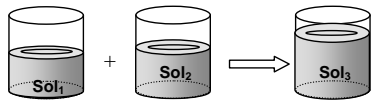


**CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN:**

Son formas de expresar la cantidad de soluto que esta presente en una cantidad de solución o solvente

	Porcentaje en masa (%m <sub>sto</sub> )	Porcentaje en volumen (%V <sub>sto</sub> )	Partes por millon (ppm)
Unidades Físicas de Concentración  $\% m_{(sto)} = \frac{m_{sto}}{m_{sol}} \cdot 100$ $m_{sol} = m_{sto} + m_{ste}$	$\% V_{(sto)} = \frac{V_{sto}}{V_{sol}} \cdot 100$ $V_{sol} = V_{sto} + V_{ste}$	$1 ppm = \frac{m_{sto}}{m_{sol}} \cdot 10^6$	
Unidades Químicas de Concentración  En función a la masa de soluto : sabemos n=m/M $M = \frac{m_{sto}}{MV_{(sol\ en\ Litros)}}$	Molaridad(M) $M = \frac{n_{sto}}{V_{(sol\ en\ Litros)}}$ n <sub>sto</sub> = #mol-g de sto	Normalidad (N) $N = \frac{\# Eq - g_{(sto)}}{V_{(sol\ en\ Litros)}}$	Molalidad(m) $m = \frac{n_{sto}}{m_{(ste\ en\ Kg)}}$
En función al %m <sub>sto</sub> y densidad de la solución(D <sub>sol</sub> ): $M = \frac{10(\%m_{sto})D_{sol}}{M_{sto}}$	En función a la Molaridad $N = \theta M$ $\theta$ : depende de la sustancia	En función al %m <sub>sto</sub> : $m = \frac{10^3 (\%m_{sto})}{(100 - \%m_{sto}) M_{sto}}$	Fraccion Molar(Fm) $fm = \frac{n_{(sto)}}{n_{(sol)}}$  $n_{sol} = n_{sto} + n_{ste}$

**PROCESOS DE SOLUCION**

<p><b>DILUCIÓN:</b>                  Consiste en Bajar la concentración de una solución hasta una concentración deseada agregando agua sin alterar la cantidad de soluto</p> 	<p>Se cumple:</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>M_1V_1 = M_2V_2</math></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>N_1V_1 = N_2V_2</math></div> </div> <p>Tambien:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-bottom: 5px;"><math>\%m_{sto(1)} \cdot m_{sol(1)} = \%m_{sto(2)} \cdot m_{sol(2)}</math></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\%V_{sto(1)} \cdot V_{sol(1)} = \%V_{sto(2)} \cdot V_{sol(2)}</math></div>
<p><b>MEZLA DE SOLUCIONES</b> de un mismo soluto pero diferente concentración</p> 	<p>Se cumple:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-bottom: 5px;"><math>M_1V_1 + M_2V_2 = M_3V_3</math></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>N_1V_1 + N_2V_2 = N_3V_3</math></div> <p>Tambien:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-bottom: 5px;"><math>\%m_{sto(1)} \cdot m_{sol(1)} + \%m_{sto(2)} \cdot m_{sol(2)} = \%m_{sto(3)} \cdot m_{sol(3)}</math></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"><math>\%V_{sto(1)} \cdot V_{sol(1)} + \%V_{sto(2)} \cdot V_{sol(2)} = \%V_{sto(3)} \cdot V_{sol(3)}</math></div>
<p><b>NEUTRALIZACIÓN (Ácido - Base)</b>                  ACIDO + BASE → SAL + AGUA</p> <p>Se cumple.....<math>\#(Eq-g)_{Acido} = \#(Eq-g)_{Base} = \#(Eq-g)_{Sal}</math></p> <p>Es igual a..... <math>(NV)_{Acido} = (NV)_{Base} = (NV)_{Sal}</math></p> <p>Tambien..... <math>(\theta.n)_{Acido} = (\theta.n)_{Base} = (\theta.n)_{Sal}</math></p>	