

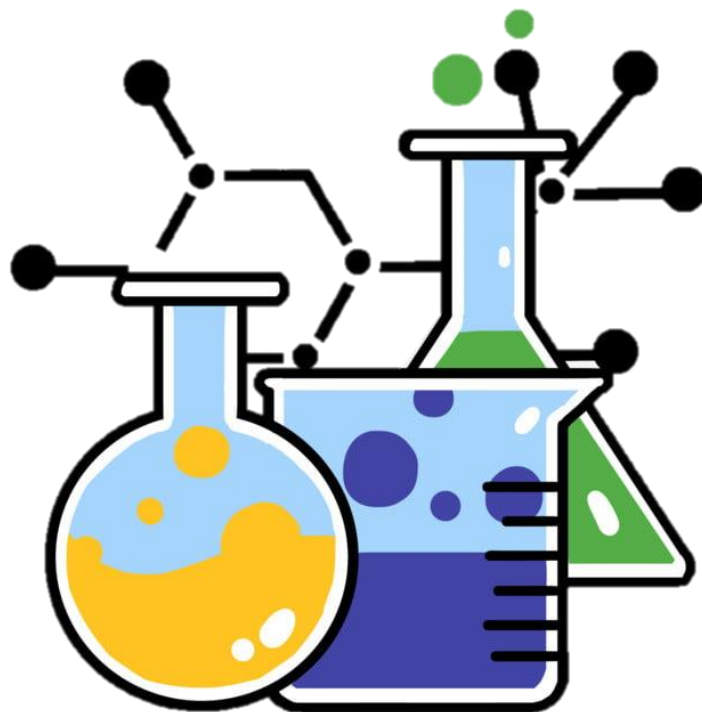


UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL
ESTADO DE MORELOS

Universidad Autónoma del Estado de Morelos

Academia Interescolar de Química

ANTOLOGÍA QUÍMICA III

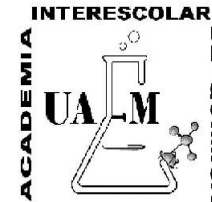


Elaborado por: Q.I García Alanís Elisa; M. en EC. Reyes Mena Julia; M.A Saucedo Isidoro Isabel



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Bloque 1 ESTEQUIOMETRÍA

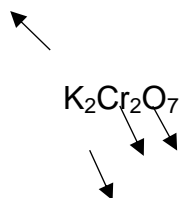
Tema 1: Peso Molecular

Peso Molecular: Es la suma de las masas atómicas de los elementos que componen a una fórmula química o compuesto. Se abrevia como PM. Su unidad es g/mol

Un compuesto químico se define como la unión de dos o más átomos. Los átomos en un compuesto pueden ser iguales, como la fórmula del cloro Cl_2 , la fórmula del oxígeno O_2 ,...etc. o pueden ser diferentes como la fórmula del agua H_2O , la fórmula del ácido nítrico HNO_3 ...etc.

Las fórmulas químicas están formadas por símbolos de los elementos y números. Los números que aparecen en una fórmula química se les conocen como coeficiente e índices. Para identificar en una fórmula química quien es el coeficiente o índice tomaremos como ejemplo la fórmula del dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Coeficiente (indica el número de moléculas), que en este caso es 1



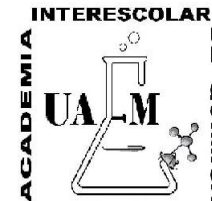
Índices (indica la cantidad de átomos que tiene un elemento en la fórmula)

Para calcular la cantidad de átomos de cada elemento en una fórmula, se multiplica el coeficiente por el índice de cada elemento, ejemplo en el dicromato de potasio contiene:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Coeficiente x índice = cantidad de átomos

$$1 \times 2 = 2 \text{ átomos de potasio K}$$

$$1 \times 2 = 2 \text{ átomos de cromo Cr}$$

$$1 \times 7 = 7 \text{ átomos de oxígeno O}$$

Para fórmulas químicas que tienen paréntesis, como por ejemplo la fórmula del sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ para determinar la cantidad de átomos de los elementos que se encuentran en paréntesis, que en esta fórmula son el azufre (S) y oxígeno (O), se multiplica el coeficiente (que es 1) por el número que está afuera del paréntesis (que es 3) y el resultado se multiplica por el índice de cada elemento, por lo tanto el sulfato de aluminio contiene:

Coeficiente x índice = cantidad de átomos

$$1 \times 2 = 2 \text{ átomos de aluminio Al}$$

Coeficiente x número fuera del paréntesis = resultado x índice = cantidad de átomos

$$1 \times 3 = 3 \times 1 = 3 \text{ átomos de azufre S}$$

$$1 \times 3 = 3 \times 4 = 12 \text{ átomos de oxígeno O}$$

En fórmulas químicas donde no se visualizan los índices, como por ejemplo la fórmula del cloruro de sodio NaCl la cantidad de átomos se determina como:

Coeficiente x índice = cantidad de átomos

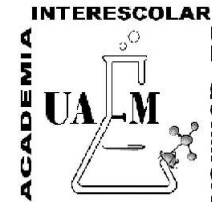
$$1 \times 1 = 1 \text{ átomo de sodio Na}$$

$$1 \times 1 = 1 \text{ átomo de cloro Cl}$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



¿Cuántos átomos de cada elemento hay en las siguientes fórmulas químicas?

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_4$ Nitrato de plomo IV
2. HClO_3 Ácido clórico
3. $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ Fosfato de zinc
4. P_2O_5 Pentóxido de difósforo
5. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Hidróxido de calcio

Determinación del PM de un compuesto

Para calcular el peso molecular de un compuesto se multiplica el número de átomos de cada elemento que componen la fórmula química por su masa atómica y posteriormente los resultados se suman.

Ejemplo 1. Determinar el PM del dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

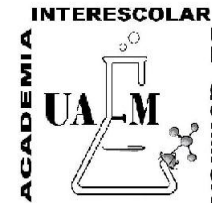
Símbolo	átomos	masa atómica		
K	2	x	39.09	= 78.18
Cr	2	x	51.99	= 103.98
O	7	x	15.99	= <u>111.93</u>

294.09 g/mol de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III

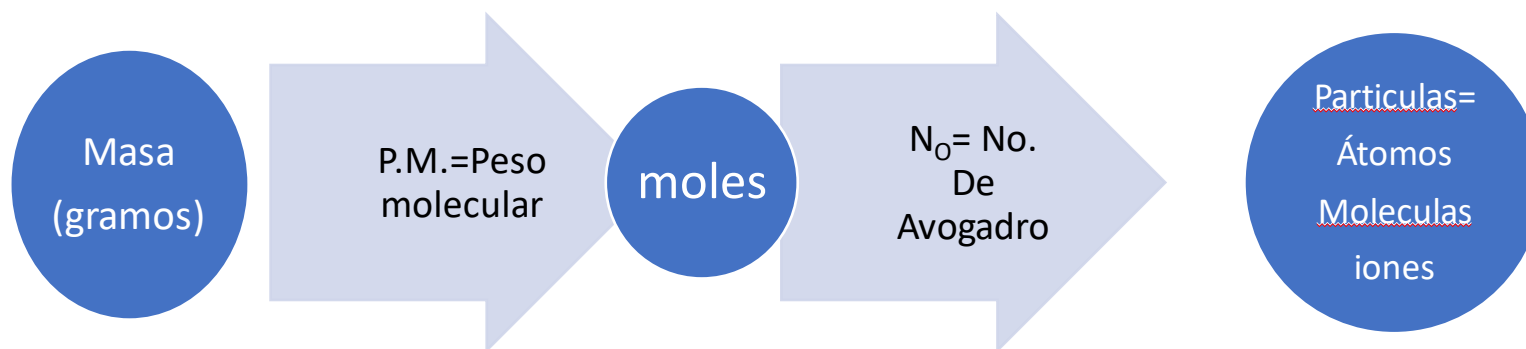


Ejemplo 2. Determinar el PM del sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Símbolo	átomos	masa atómica		
Al	2	x	26.98	= 53.96
S	3	x	32.06	= 96.18
O	12	x	15.99	= <u>191.88</u>

342.02 g/mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

2: Mol y número de Avogadro



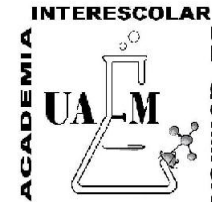
Mol se define como el peso molecular de un compuesto expresado en gramos.

Equivalencias de mol



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



1 mol = PM expresado en gramos

1 mol = tiene 6.023×10^{23} átomos, moléculas o iones (**número de Avogadro**)

1 mol de un elemento = masa atómica

1 mol de un gas = un volumen de 22.4 litros a CNPT (Condiciones Normales de Presión y Temperatura)

Fórmula para calcular número de moles

$$n = g/PM$$

n= número de moles

g = gramos

PM = Peso Molecular

Ejemplos de aplicación

1. A cuantos moles equivalen 235 gramos de carbonato de sodio Na_2CO_3

Datos

Fórmula

Sustitución

$n = ?$

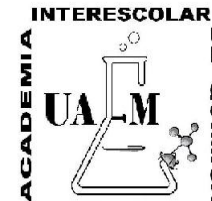
$n = g/PM$

$n = 235\text{ g}/105.94\text{ g/mol}$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$g = 235 \text{ gramos de Na}_2\text{CO}_3$$

$$n = 2.21 \text{ moles de Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{PM de Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{Na} = 2 \times 22.98 = 45.96$$

$$\text{C} = 1 \times 12.01 = 12.01$$

$$\text{O} = 3 \times 15.99 = \underline{47.97}$$

$$105.94 \text{ g/mol de Na}_2\text{CO}_3$$

2. A cuantos gramos equivalen 0.12 moles de hidróxido de magnesio Mg(OH)_2

Datos

Fórmula

Sustitución

$$g = ?$$

$$n = g/\text{PM}$$

$$g = (0.12 \text{ moles}) (58.28 \text{ g/mol})$$

$$n = 0.12 \text{ moles de Mg(OH)}_2$$

$$g = 6.99 \text{ gramos de Mg(OH)}_2$$

$$\text{PM de Mg(OH)}_2$$

Despeje

$$\text{Mg} = 1 \times 24.30 = 24.30$$

$$g = (n)(\text{PM})$$

$$\text{O} = 2 \times 15.99 = 31.98$$

$$\text{H} = 2 \times 1.00 = \underline{2.00}$$

$$58.28 \text{ g/mol de Mg(OH)}_2$$

3. Cuántas moléculas hay en 7.89 gramos de hidruro de hierro III FeH_3

Datos

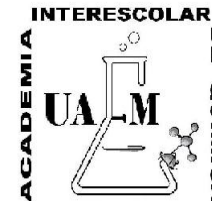
Fórmula

Sustitución



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Moléculas = ?

$n = g/PM$

$$n = 7.89 \text{ g} / 58.84 \text{ g/mol}$$

$g = 7.89$ gramos de FeH_3

$n = 0.13$ moles de FeH_3

$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23}$ moléculas

Utilizando la equivalencia

PM de FeH_3

$\text{Fe} = 1 \times 55.84 = 55.84$

$1 \text{ mol} \text{ --- } 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$

$\text{H} = 3 \times 1.00 = \underline{3.00}$

$0.13 \text{ moles} \text{ --- } x$

58.84 g/mol

FeH_3

$$x = \frac{(0.13 \text{ moles}) (6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas})}{1 \text{ mol}}$$

1 mol

$$X = 7.82 \times 10^{22} \text{ moléculas de } \text{FeH}_3$$

4. El gas nitrógeno N_2 que se encuentra a CNPT tiene un volumen de 136.78 litros. Que cantidad en gramos de nitrógeno hay en dicho volumen?

Datos

Utilizando la equivalencia

Fórmula

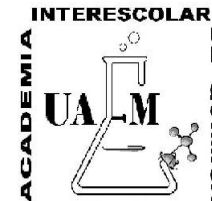
$g = ?$

$1 \text{ mol de un gas} = 22.4 \text{ litros}$

$n = g/PM$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$l = 136.78 \text{ litros de } N_2$$

$$1 \text{ mol gas} = 22.4 \text{ litros}$$

$$1 \text{ mol} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 22.4 \text{ litros}$$

Despeje

$$\text{PM de } N_2$$

x

$$\underline{\hspace{2cm}} \quad 136.78 \text{ litros}$$

$$g = (n)(\text{PM})$$

$$N = 2 \times 14.00 = 28.00 \text{ g/mol de } N_2$$

$$x = \frac{(1 \text{ mol}) (136.78 \text{ litros})}{22.4 \text{ litros}}$$

$$22.4 \text{ litros}$$

Sustitución

$$g = (6.10 \text{ moles}) (28.00 \text{ g/mol})$$

$$x = 6.10 \text{ moles de } N_2$$

$$\mathbf{g = 170.8 \text{ gramos de } N_2}$$

5. Que cantidad de litros del gas metano CH_4 hay en 7×10^{22} moléculas, si se sabe que dicho gas se encuentra a CNPT?

Datos

Utilizando la equivalencia

Utilizando la equivalencia

$$l = ?$$

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol} = 22.4 \text{ litros}$$

$$\text{moléculas} = 7 \times 10^{22} \text{ moléculas de } CH_4$$

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 22.4 \text{ litros}$$

$$1 \text{ mol gas a CNPT} = 22.4 \text{ litros}$$

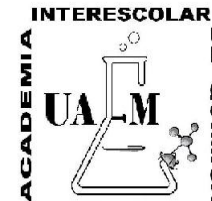
$$x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 7 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$0.11 \text{ moles} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times \frac{(1 \text{ mol}) (7 \times 10^{22} \text{ moléculas})}{1 \text{ mol}}$$

$$1 \text{ mol} \times \frac{(0.11 \text{ moles}) (22.4 \text{ litros})}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 0.11 \text{ moles de CH}_4$$

Tema 3: Composición porcentual

COMPOSICION PORCENTUAL

Determinar los pesos atómicos de cada elemento

Dividir la masa total de cada elemento ÷ el peso molecular X 100 %

La **composición porcentual** de un compuesto, es el porcentaje de la masa que corresponde a cada elemento presente en un compuesto. El cálculo de la composición porcentual es sencillo si se conoce la fórmula química. Dicho cálculo depende del peso molecular del compuesto, el peso atómico de los elementos y el número de átomos de cada elemento que hay en el compuesto. De manera matemática, la composición porcentual de un elemento en un compuesto se expresa como:

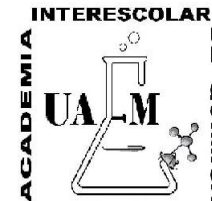
$$\% \text{ del elemento} = \frac{(\text{átomos del elemento}) (\text{masa atómica del elemento})}{\text{peso molecular del compuesto}} \times 100\%$$

Ejemplos



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



1. Calcule la composición porcentual del ácido fosfórico H_3PO_4

Primero se calcula el PM del H_3PO_4 $\% \text{H} = \frac{(3)(1.00)}{97.93} \times 100\% = 3.06\%$

97.93

$$\text{H } 3 \times 1.00 = 3.00$$

$$\text{P } 1 \times 30.97 = 30.97 \quad \% \text{P} = \frac{(1)(30.97)}{97.93} \times 100\% = 31.62\%$$

$$\text{O } 4 \times 15.99 = 63.96 \quad 97.93$$

97.93 g/mol de H_3PO_4

$$\% \text{O} = \frac{(4)(15.99)}{97.93} \times 100\% = 65.31\%$$

97.93 99.99%

2. Calcule la composición porcentual del nitrato de bario $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

Primero se calcula el PM del $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ $\% \text{Ba} = \frac{(1)(137.32)}{261.26} \times 100\% = 52.56\%$

261.26

$$\text{Ba } 1 \times 137.32 = 137.32$$

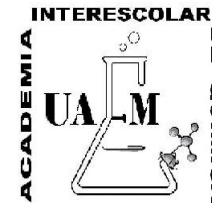
$$\text{N } 2 \times 14.00 = 28.00 \quad \% \text{N} = \frac{(2)(14.00)}{261.26} \times 100\% = 10.71\%$$

$$\text{O } 6 \times 15.99 = 95.94 \quad 261.26$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



261.26 g/mol de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

$$\% \text{O} = \frac{(6)(15.99)}{261.26} \times 100\% = \underline{\underline{36.72\%}}$$

261.26

99.99%

3. Calcule la composición porcentual del sulfato de aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Primero se calcula el PM $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$\% \text{Al} = \frac{(2)(26.98)}{342.02} \times 100\% = \underline{\underline{15.77\%}}$$

342.02

$$\text{Al } 2 \times 26.98 = 53.96$$

$$\% \text{S} = \frac{(3)(32.06)}{342.02} \times 100\% = \underline{\underline{28.12\%}}$$

$$\text{S } 3 \times 32.06 = 96.18$$

342.02

$$\text{O } 12 \times 15.99 = \underline{\underline{191.88}}$$

342.02 g/mol

$$\% \text{O} = \frac{(12)(15.99)}{342.02} \times 100\% = \underline{\underline{56.10\%}}$$

342.02

99.99%

4. Que elemento tiene la menor composición porcentual en el fluoruro de níquel II NiF_2

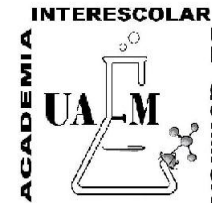
Primero se calcula el PM del NiF_2

$$\% \text{Ni} = \frac{(1)(58.69)}{96.69} \times 100\% = 60.71\%$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



96.67

$$\text{Ni } 1 \times 58.69 = 58.69$$

$$\text{F } 2 \times 18.99 = \underline{37.98}$$

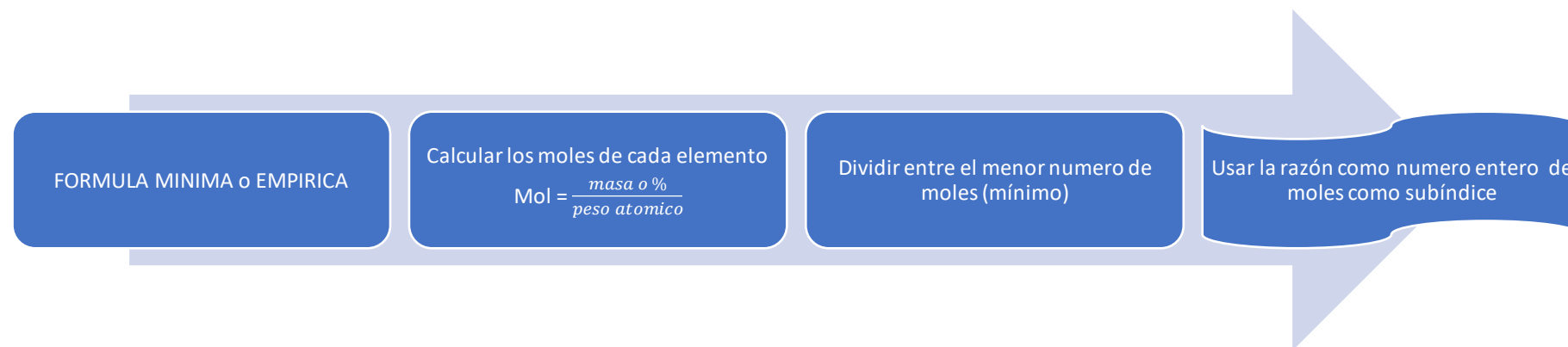
96.67 g/mol NiF_2

$$\% \text{F} = \frac{(2)(18.99)}{96.67} \times 100\% = \underline{\underline{39.28\%}}$$

96.67

99.99%

Tema 4: Fórmula mínima o empírica y fórmula molecular



Fórmula empírica. Es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Conocida también como fórmula mínima.

Determinación de la fórmula empírica de un compuesto:

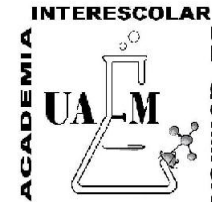
Paso 1: La composición porcentual o gramos de cada elemento se divide en su masa atómica.

Paso 2: Los resultados obtenidos en el paso 1 se dividen en el valor más pequeño de los valores obtenidos. Los



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



resultados de esta operación, nos indica la cantidad de átomos de cada elemento que componen la fórmula química del compuesto.

Ejemplos de aplicación

1. Encontrar la fórmula empírica de un hidrocarburo que contiene: 85.6% de carbono C y 14.4% de hidrógeno H.

Paso 1

$$C = 85.6/12.01 = 7.12$$

$$H = 14.4/1.00 = 14.4$$

Paso 2
↓

$$C = 7.12/7.12 = 1$$

$$H = 14.4/7.12 = 2.02$$

Átomos

Fórmula empírica



Nota. La fórmula empírica es CH₂. La fórmula molecular puede ser la fórmula empírica o un múltiplo de esta: CH₂, C₂H₄, C₃H₆, C₄H₈...etc. ya que todas tendrán la misma composición porcentual.

2. Por análisis de un compuesto inorgánico se encontró que tenía la siguiente composición porcentual: 21.6% de sodio Na, 33.3% de cloro Cl y 45.1% de oxígeno O. Determine su fórmula empírica.

Paso 1

Paso 2

Átomos

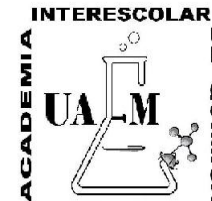
Fórmula empírica





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$\text{Na} = 21.6/22.98 = 0.93$$

$$\text{Na} = 0.93/0.93 = 1$$



$$\text{Cl} = 33.3/35.45 = 0.93$$

$$\text{Cl} = 0.93/0.93 = 1$$

$$\text{O} = 45.1/15.99 = 2.82$$

$$\text{O} = 2.82/0.93 = 3.03$$

3. Encontrar la fórmula empírica de un compuesto que contiene: 2.04 gramos de vanadio V y 1.93 gramos de azufre.

Paso 1

Paso 2

Átomos

Fórmula empírica

$$\text{V} = 2.04/50.94 = 0.04$$

$$\text{V} = 0.04/0.04 = 1 \quad \times 2 = 2$$

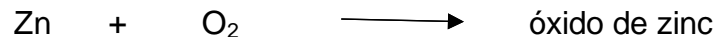


$$\text{S} = 1.93/32.06 = 0.06$$

$$\text{S} = 0.06/0.04 = 1.5 \times 2 = 3$$

4. Cuando se quemaron en el aire 2.02 gramos de zinc Zn, se obtuvieron 2.514 gramos de óxido de zinc. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido de zinc?

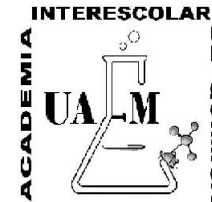
El proceso de oxidación se presenta cuando un metal o no metal se combina con el oxígeno.





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



2.02 g + ?

2.514 g

Cantidad de oxígeno = 2.514 g de óxido de zinc - 2.02 g de zinc = 0.494 g de O₂

Paso 1

$$\text{Zn} = 2.02/65.38 = 0.03$$

$$\text{O} = 0.494/15.99 = 0.03$$

Paso 2

$$\text{Zn} = 0.03/0.03 = 1$$

$$\text{O} = 0.03/0.03 = 1$$

Átomos

Fórmula empírica

ZnO

Fórmula molecular o real. Es un múltiplo de la formula mínima y expresa la relación real entre los átomos de una molécula de un compuesto

FORMULA MOLECULAR

Calcular el peso de la formula mínima,
pfm

$$\text{Factor} = \frac{PM}{pfm}$$

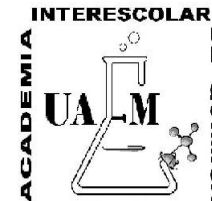
Formula molecular= factor X formula mínima;
 $FM = f \times f_m$

Determinación de la fórmula molecular de un compuesto:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



1. Determinar la fórmula empírica o mínima **fm**
2. Calcular el peso molecular de la fórmula empírica **pfm**
3. Dividir el dato del peso molecular del problema con el peso molecular **PM** entre el de la fórmula empírica o mínima **pfm**. El resultado

Obtenido será un factor que multiplicara a la formula mínima que nos determina la fórmula molecular **FM**.

Ejemplos

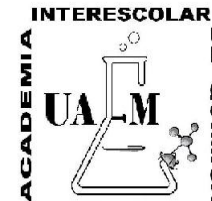
1. Del análisis de un compuesto orgánico se encontró que contenía la siguiente composición porcentual: C 72%, H 12% y O 16%. ¿Cuál es su fórmula molecular si se sabe que su PM es igual a 300.15 g/mol?

Paso 1	Paso 2	Átomos	Fórmula empírica	Fórmula molecular
$C = 72/12.01 = 5.99$	$C = 5.99/1.00 = 5.99$		C₆H₁₂O	$\cancel{300.15 \text{ g/mol}} / 100.05 \text{ g/mol} = 3$
$H = 12/1.00 = 12.00$	$H = 12.00/1.00 = 12$	PM C ₆ H ₁₂ O		$3(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}) = \text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_3$
		$C = 6 \times 12.01 = 72.06$		
$O = 16/15.99 = 1.00$	$O = 1.00/1.00 = 1$	$H = 12 \times 1.00 = 12.00$		
		$O = 1 \times 15.99 = \underline{15.99}$		
		100.05 g/mol		



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



2. Del análisis de un compuesto inorgánico se encontró que contenía la siguiente composición porcentual: Cu 37.04%, Cr 30.28% y O = 32.67%. ¿Cuál es su fórmula molecular si se sabe que su PM es igual a 343 g/mol?

Paso 1	Paso 2	Átomos	Fórmula empírica	Fórmula molecular
$\text{Cu} = 37.04/63.54 = 0.58$	$\text{Cu} = 0.58/0.58 = 1$	$\times 2 = 2$	$\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$343 \text{ g/mol}/342.99 \text{ g/mol} = 1$
$\text{Cr} = 30.28/51.99 = 0.58$	$\text{Cr} = 0.58/0.58 = 1$	$\times 2 = 2$	PM $\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$1(\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
$\text{O} = 32.67/15.99 = 2.04$	$\text{O} = 2.04/0.58 = 3.51$	$\times 2 = 7.02$	$\text{Cr} = 2 \times 51.99 = 103.98$	
			$\text{O} = 7 \times 15.99 = \underline{111.93}$	
			342.99 g/mol	

3. En un análisis de un compuesto orgánico se encontró que contenía la siguiente composición porcentual:

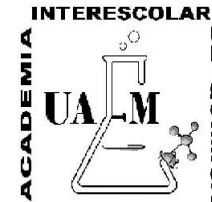
C 64.86%, H 16.21% y N 18.91%. ¿Cuál es su fórmula molecular si se sabe que su PM es igual a 296 g/mol?

Paso 1	Paso 2	Átomos	Fórmula empírica	Fórmula molecular
$\text{C} = 64.86/12.01 = 5.40$	$\text{C} = 5.40/1.35 = 4$		$\text{C}_4\text{H}_{12}\text{N}$	$296 \text{ g/mol}/74.04 \text{ g/mol} = 3.99 = 4$



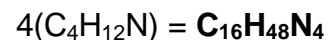
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$H = 16.21/1.00 = 16.21$$

$$H = 16.21/1.35 = 12 \quad \text{PM } C_4H_{12}N$$



$$C = 4 \times 12.01 = 48.04$$

$$N = 18.91/14.00 = 1.35$$

$$N = 1.35/1.35 = 1$$

$$H = 12 \times 1.00 = 12.00$$

$$N = 1 \times 14.00 = \underline{14.00}$$

$$74.04 \text{ g/mol}$$

Tema 5: TIPOS DE ECUACIONES Y REACCIONES QUÍMICAS (SIMBOLOGÍA)

REACCIONES QUÍMICAS

La ecuación química balanceada es una ecuación algebraica con todos los reaccionantes en el primer miembro y todos los productos en el segundo miembro por esta razón el signo igual algunas veces se remplaza por una flecha que muestra el sentido hacia la derecha de la ecuación, si tiene lugar también la reacción inversa, se utiliza la doble flecha de las ecuaciones en equilibrio.

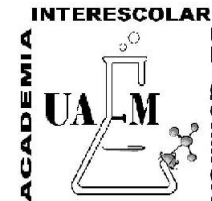
- **REACCIONES QUÍMICAS**

Una reacción química es el proceso por el cual unas sustancias se transforman en otras. **EJEMPLO:** El H_2 y el O_2 reaccionan para formar un nuevo compuesto H_2O .



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

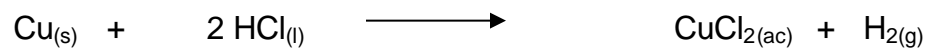
ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Las sustancias iniciales se llaman reactivos o reactantes y las que resultan se llaman productos.

• LA ECUACIÓN QUÍMICA

Es una representación taquigráfica de una reacción química, la cual se escribe con símbolos y números que indican los elemento o compuestos y la cantidad de moléculas(coeficientes) y átomos (subíndices)

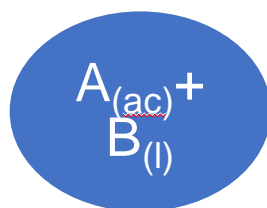


Reactivos o reactantes

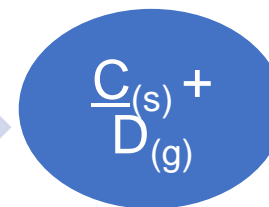
Productos

Características de la ecuación:

Abajo o arriba de la flecha podemos encontrar las **condiciones** en las que debe llevar a cabo la **reacción**:



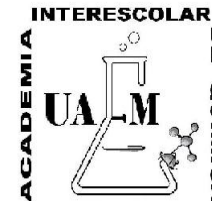
- $T^{\circ}\text{C}$, Δ , ∇
- Disolvente: H_2O , EtOH , MeOH
- catalizador: Ni , Pd , Pt
- Atm inerte= He , N_2 , anhidra
- Presion= atm, al vacío
- Luz= $h\nu$, $h\nu$
- c.e., c.d.,





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III

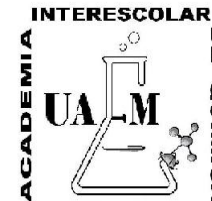


Termino o símbolo	Descripción
+	En los reactivos y productos significa que se combinan
(g)	Estado gaseoso
↑	Significa desprendimiento. Aplica cuando se producen gases
(s)	Estado sólido
↓	Significa precipitado. Aplica cuando se forman productos en forma de sólidos pesados
(ac)	Estado acuoso (que es soluble en agua)
(l)	Estado líquido
E	Significa energía: eléctrica, térmica, luminosa, mecánica(agitación)
↔	EQUILIBRIO
⇐	Se favorece el reactivo
⇒	se favorece el producto
↔	NO ES EQUILIBRIO, ES RESONANCIA: deslocalización de dobles enlaces 



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



• TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

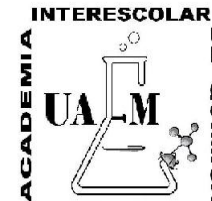
Las ecuaciones químicas son expresiones abreviadas de los cambios o reacciones químicas en términos de los elementos y compuestos que forman los reactivos y los productos se clasifican en:

NOMBRE	EXPLICACIÓN	EJEMPLO
<u>Composición o síntesis</u>	Es aquella donde dos o más sustancias se unen para formar un solo producto	$2\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(ac)}$
<u>Descomposición o análisis</u>	Cuando un compuesto se separa en sus elementos	$2\text{HgO}_{(s)} \rightarrow 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
<u>Desplazamiento simple</u>	Un átomo sustituye a otro en una molécula	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
	Se realiza por intercambio de átomos entre las	$\text{K}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgS}$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



<u>Doble desplazamiento o metátesis</u>	sustancias que se relacionan	
<u>Neutralización</u>	En ella un ácido reacciona con una base para formar una sal y desprender agua.	$\text{H}_2\text{SO}_4_{(ac)} + 2\text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Tema 6: BALANCEO DE ECUACIONES

Balancear una ecuación significa igualar la cantidad de átomos de cada elemento de los reactivos y productos que participan en la reacción química.

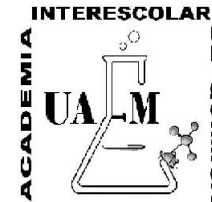
Los métodos para balancear las ecuaciones químicas son:

1. Método de tanteo
2. Método óxido-reducción (redox)
3. Método ion electrón
4. Método algebraico



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III

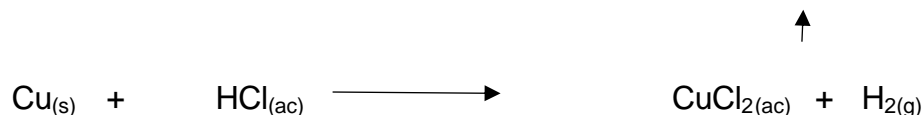


1. MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN

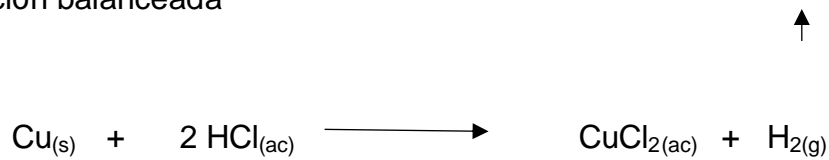
El método de tanteo se basa simplemente en modificar los coeficientes de uno y otro lado de la ecuación hasta que se cumplan las condiciones de balance de masa. No es un método rígido, aunque tiene una serie de delineamientos principales que pueden facilitar el encontrar rápidamente la condición de igualdad.

1. Se comienza igualando los elementos Metálicos.
2. Se continúa ordenadamente por los elementos No metálicos.
3. Si la ecuación contiene Oxígeno, conviene balancear el oxígeno
4. Si la ecuación contiene Hidrógeno, conviene balancear el hidrógeno en última instancia.

Ecuación sin balancear



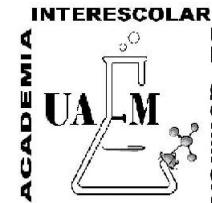
Ecuación balanceada





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Reactivos

Productos

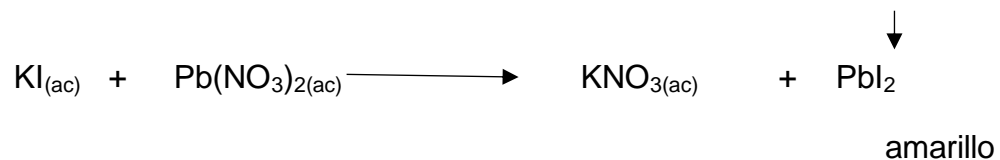
1 x 1 = 1 átomo **Cu** 1 x 1 = 1 átomo

2 x 1 = 2 átomos **Cl** 1 x 2 = 2 átomos

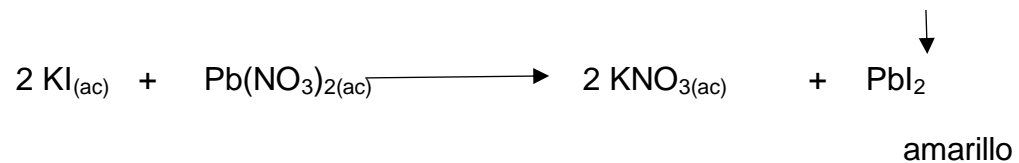
2 x 1 = 2 átomos **H** 1 x 2 = 2 átomos

Ejemplo 2

Ecuación sin balancear



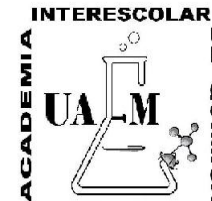
Ecuación balanceada





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Reactivos	Productos
$2 \times 1 = 2$ átomos K	$2 \times 1 = 2$ átomos
$1 \times 1 = 1$ átomo Pb	$1 \times 1 = 1$ átomo
$2 \times 1 = 2$ átomos I	$1 \times 2 = 2$ átomos
$1 \times 2 \times 1 = 2$ átomos N	$2 \times 1 = 2$ átomos
$1 \times 2 \times 3 = 6$ átomos O	$2 \times 3 = 6$ átomos

2. MÉTODO DE OXIDO REDUCCIÓN

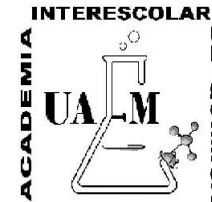
Para utilizar éste método es necesario tener en cuenta que sustancia gana electrones y cual los pierde, además se requiere manejar los términos que aparecen en la siguiente tabla:

PROCESO	CAMBIO EN ELECTRONES	CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN	TIPO DE AGENTE
Oxidación	Perdida	Aumento	Agente reductor (sustancia que se oxida)



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Reducción	Ganancia	Disminución	Agente oxidante (sustancia que se reduce)
-----------	----------	-------------	--

Como los procesos de oxido-reducción son de intercambio de electrones, las ecuaciones químicas estarán igualadas cuando el número de electrones cedidos por el agente oxidante sea igual al recibido por el agente reductor. El número de electrones intercambiados se calcula fácilmente, teniendo en cuenta la variación de los números de oxidación de los elementos.

Reglas para la determinación del número de oxidación:

1. Todos los elementos libres que no formen compuesto, tendrán número de oxidación cero
2. El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1 excepto en hidruros con -1
3. El oxígeno tendrá número de oxidación de -2 excepto en los peróxidos con -1
4. Los metales alcalinos tienen en sus compuestos número de oxidación +1
5. Los metales alcalinotérreos tienen en sus compuestos números de oxidación +2
6. Los halógenos tienen en sus compuestos como haluros número de oxidación -1
7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual a 0, cuando no está neutro es un ión
8. Si algún átomo se oxida, su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye

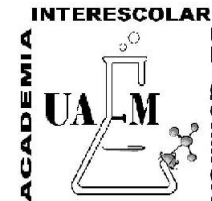
Reglas de balanceo:

- 1.- asignar a cada elemento por inspección el no. de oxidación
- 2.- determine el número de electrones que pierde o gana cada elemento
- 3.- identifica que elemento que se oxida y reduce, escribiendo las semirreacciones del proceso
- 4.- balancee el número de electrones que se pierden y que se ganan intercambiando los electrones transferidos (mínimo común múltiplo o valores cruzados).



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



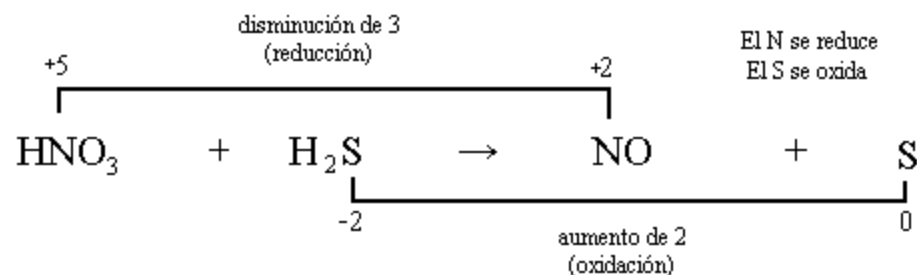
5.- intercambie los números de los elementos que participan en el intercambio, con coeficientes en la reacción total

6.- los elementos que no cambian su no. de oxidación balancearlos por tanteo. [metal, no metal, oxígeno e hidrógeno]

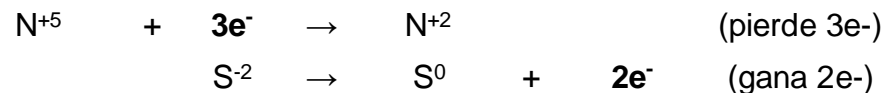
EJEMPLO:

Balancear la ecuación de oxidación-reducción siguiente por el método de la variación del número de oxidación

(1) El N sufre una variación en el estado de oxidación de +5 en el NO_3 a +2 en el NO. El S sufre un cambio en el número de oxidación de -2 en H_2S a 0 en S.



(2) Las semi-reacciones como sigue:



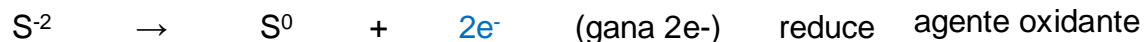
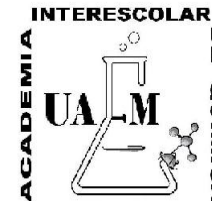
(3) los elementos de transferencia son:



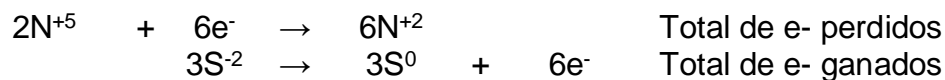


ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

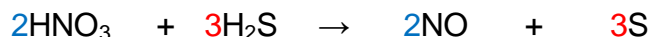
ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



(4) Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la ecuación de oxidación por **2**, y la ecuación de reducción por **3**



(5) Por tanto, el coeficiente del HNO_3 y del NO es 2, y el del H_2S y S es 3. en forma parcial, la ecuación esquemática es la siguiente;



(6) Ajuste de O y finalmente H. Los átomos de O de los reactivos en la reacción total son $2(3)=6$ y en los productos $2 + 1$, por lo tanto se coloca un coeficiente en el agua para ajustar a **4** y tener un total de 6; al final se contabilizan los H entre reactivos y productos, en este caso al balancear el O automáticamente se igualan los H.



BLOQUE II. APLICA LAS RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS EN ACTIVIDADES COTIDIANAS E INDUSTRIALES

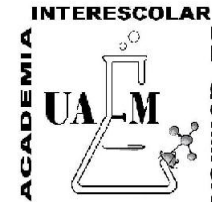
Es la **relación matemática** que tienen los **moles** de cada componente de la reacción, reactivos o productos.

Pueden expresarse en ***moles, gramos (masa) o litros(volumen).***



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Para determinar los moles los puedo hacer por reglas de 3 o con la fórmula de:

$$\text{Numero de mol} = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}} \quad n = \frac{m}{PM}$$

Para el volumen hay que considerar la constante para los gases ideales que es un valor de Avogadro en condiciones normales, estándar o ideales, éstas son:

Temperatura = 0°C (273°k)

Presión = 1 atm (760 mmHg)

Número de Avogadro $N_o = 22.4$ litros

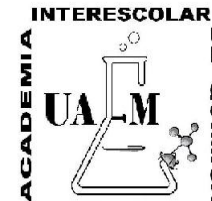
Hay 6 tipos de RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS estas relaciones son la clave para solucionar problemas:

- 1.- **MOL-MOL** (mol-mol)
- 2.- **MOL-MASA** (mol-gramos)
- 3.- **MOL-VOLUMEN** (mol-litros o litros-mol)
- 4.- **MASA-MASA** (gramos-gramos, moles-gramos o gramos-moles)
- 5.- **VOLUMEN-VOLUMEN** (litros-litros)
- 6.- **MASA-VOLUMEN O VOLUMEN-MASA** (gramos-litros o litros-gramos)



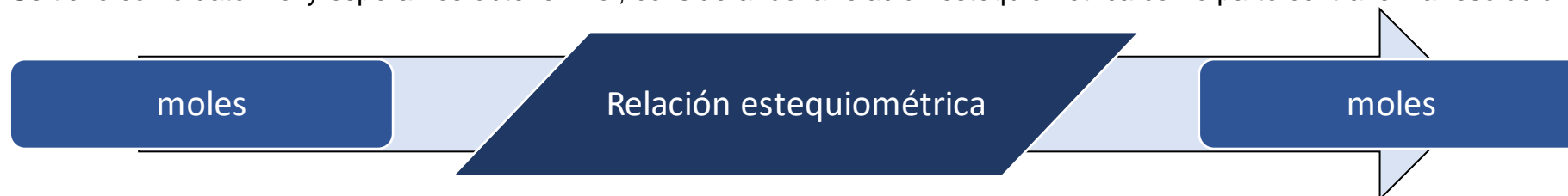
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



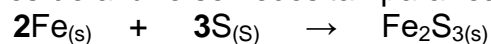
1.- MOL-MOL

Se tiene como dato mol y esperamos obtener mol, considerando la relación estequiométrica como parte central en la resolución:



EJEMPLO 1

En la reacción de hierro y azufre, ¿cuántos moles de azufre se necesitan para reaccionar con 1.42 moles de hierro?



Análisis dimensional:

	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol
X= mol S	1.42 mol Fe	$\frac{3 \text{ mol S}}{2 \text{ mol Fe}}$	= 2.13 mol S

Regla de 3:

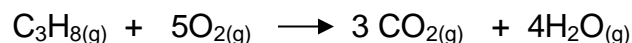
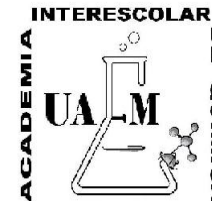
2 mol Fe	3 mol S
1.42 mol Fe	X= 2.13 mol S

EJEMPLO 2

El gas propano (C_3H_8) se combustiona con oxígeno, ¿Cuántos moles de CO_2 se produce cuando reaccionan 2.25 moles de propano?



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Análisis dimensional:

	Mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol
X= mol CO ₂	2.25 mol C ₃ H ₈	$\frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}$	X= 6.75 mol CO ₂

Regla de 3

1 mol C ₃ H ₈	3 mol CO ₂
2.25 mol C ₃ H ₈	X= 6.75 mol CO ₂

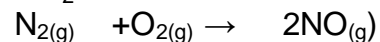
2.- MOL-MASA

El dato inicial es masa o mol y se obtienen masa o mol:



EJEMPLO 1

En la formación de esmog, el nitrógeno reacciona con oxígeno para producir monóxido de mono nitrógeno. Calcula los gramos de NO producidos cuando reaccionan 2.15 moles de O₂.

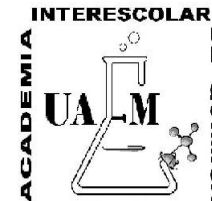


Análisis dimensional



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



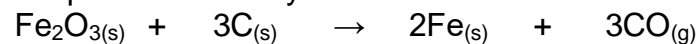
	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol	g
X= g NO	2.15 mol O ₂	$\frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2}$	$\frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}}$	129 g NO

Regla de 3

1 mol O ₂	2 mol NO (30 g/mol NO)
2.15 mol O ₂	X= 129 g NO

EJEMPLO 2

El óxido de hierro III reacciona con carbono para dar hierro y monóxido de carbono



¿Cuántos gramos de C se requieren para reaccionar con 2.5 mol de Fe₂O₃?

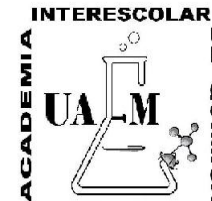
Análisis dimensional

	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol	g
X= g C	2.5 mol Fe ₂ O ₃	$\frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$	$\frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}$	90 g C

1 mol Fe ₂ O ₃	3 mol C (12 g/mol C)
2.5 mol Fe ₂ O ₃	X= 90 g C



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



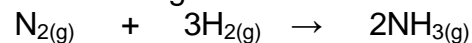
3.- MOL-VOLUMEN

El dato inicial es mol o litro y las unidades serán mol o litro:



EJEMPLO 1

Se requieren 4 mol amoníaco NH₃, ¿Cuántos litros de nitrógeno se necesitan?



Análisis dimensional

	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	N _o	litros
X = l N ₂	4 mol NH ₃	$\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$	$\frac{22.4 \text{ l N}_2}{1 \text{ mol N}}$	= 44.8 l N ₂

Regla de 3

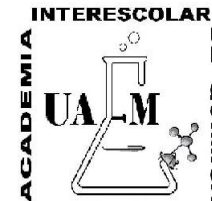
2 mol NH ₃	1 mol N ₂ (22.4 l N ₂)
4 mol NH ₃	X = 44.8 l N ₂

EJEMPLO 2

Del ejemplo anterior, ¿Cuántos litros de hidrogeno se requieren?



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Análisis dimensional

	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	No	litros
$X = 1 \text{ H}_2$	4 mol NH_3	$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$	$\frac{22.4 \text{ l H}_2}{1 \text{ mol H}_2}$	$= 134.4 \text{ l H}_2$

Regla de 3

2 mol NH_3	3 mol H_2 (22.4 l H_2)
4 mol NH_3	$X = 134.4 \text{ l H}_2$

4.-MASA-MASA: En los problemas masa-masa. Las cantidades que se conocen y las que se desconocen están expresadas en unidades de masa (gramos).



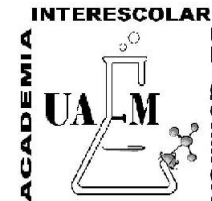
EJEMPLO 1:

Calcular los gramos de oxígeno que se producen al calentar 1.65 gr de clorato de potasio de acuerdo a la siguiente ecuación:





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Con análisis dimensional:

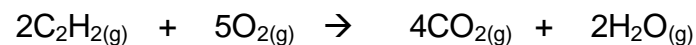
	m= gramos	PM	RELACION ESTEQUIOMETRICA	PM	m=gramos
X=g O ₂	1.65 g KClO ₃	$\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122.5 \text{ g KClO}_3}$	$\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3}$	$\frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$	=0.64 g de O ₂

Regla de 3:

[2 mol KClO ₃ (122.5 g/mol KClO ₃) =245 g]	[3 mol O ₂ (32 g/mol O ₂) =96 g]
1.65 g de KClO ₃	X= 0.64 g O ₂

EJEMPLO 2:

En una reacción de combustión. El acetileno (C₂H₂) se quema con oxígeno.



¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se producen cuando se queman 54.6 g de acetileno?

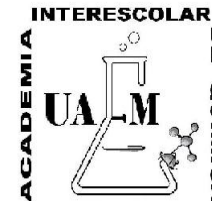
Con análisis dimensional:

	m= gramos	PM	RELACION ESTEQUIOMETRICA	PM	m=gramos



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



X=g CO ₂	54.6 g de C ₂ H ₂	$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}$	$\frac{4 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2}$	$\frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$	=184.8 g de CO ₂
---------------------	---	--	--	---	-----------------------------

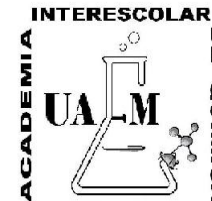
Con regla de 3:

[2 mol C₂H₂ (26 g/mol C₂H₂)] = 52 g	[4 mol CO₂ (44 g/mol CO₂)] = 176 g
54.6 g C ₂ H ₂	X= 184 g CO ₂



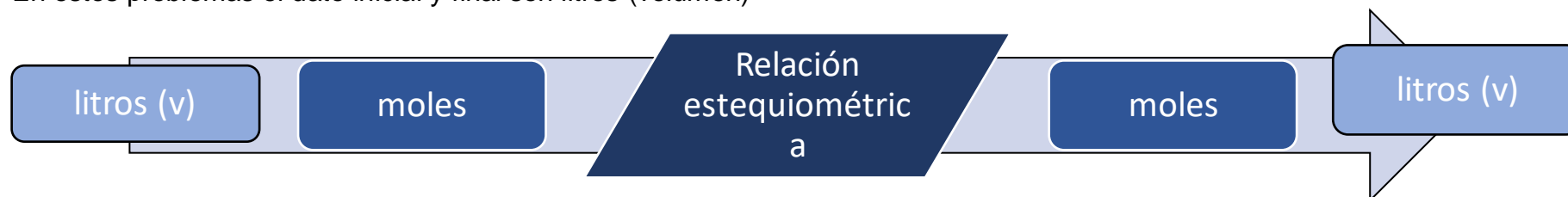
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



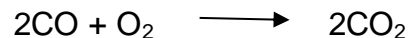
5.- VOLUMEN-VOLUMEN

En estos problemas el dato inicial y final son litros (volumen)



EJEMPLO 1:

Calcule el volumen en litros de CO_2 que se pueden producir a partir de 4.85 L de Oxígeno, cuando ambos gases se miden a la misma temperatura y presión, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Análisis dimensional:

	v= litros	N _o	RELACION ESTEQUIOMETRICA	N _o	l=litros
X= l O ₂	4.85 l de O ₂	$\frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \text{ l O}_2}$	$\frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol O}_2}$	$\frac{22.4 \text{ l de CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$	=9.7 l de CO ₂

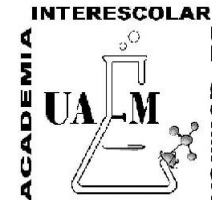
Regla de 3:

$$[1 \text{ mol de O}_2 (22.4 \text{ l/mol})]=22.4 \text{ l}$$

$$[2 \text{ mol CO}_2 (22.4 \text{ l/mol})]=44.8 \text{ l}$$



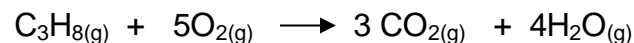
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



4.85 l de O ₂	X=9.7 l de CO ₂
--------------------------	----------------------------

EJEMPLO 2:

El gas propano, (C₃H₈) un combustible para estufas portátiles y algunos automóviles especialmente equipados, reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono CO₂ y agua H₂O, ¿Cuántos litro de oxigeno se requieren para reaccionar con 1 l de propano?



Análisis dimensional:

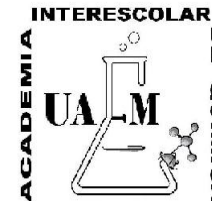
	v= litros	N _o	RELACION ESTEQUIOMETRICA	N _o	l=litros
X= l O ₂	1 l de C ₃ H ₈	$\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{22.4 \text{ l C}_3\text{H}_8}$	$\frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}$	$\frac{22.4 \text{ l de O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$	=5 l de O ₂

Regla de 3:

[1 mol de C ₃ H ₈ (22.4 l /mol)]=22.4 l	[5 mol O ₂ (22.4 l /mol)]=112 l
1 l de O ₂	X=5 l de O ₂



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



6.- MASA-VOLUMEN O VOLUMEN-MASA

Aquí los datos iniciales son en unidades de gramo(m) o litro(v) y al final son gramo(m) o litro(v):

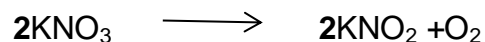


EJEMPLO 1:

Calcular el volumen en litros del gas oxígeno medido a 0°C y 760 mm de Hg (TPN) que se podría obtener al calentar 28 gr de nitrato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación:

Nota: TPN significa a temperatura y presión normal 0°C y 760 mm de Hg

De acuerdo a la reacción balanceada



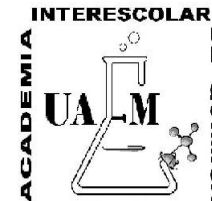
El peso molecular de KNO_3 es 101 g/mol y el del O_2 que es 32 g/mol

Análisis dimensional:

	m= gramos	PM	RELACION ESTEQUIOMETRICA	No	l=litros
--	-----------	----	--------------------------	----	----------



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



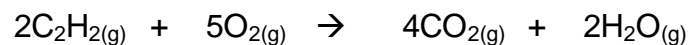
X= l O₂	28 g de KNO₃	$\frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101 \text{ g KNO}_3}$	$\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KNO}_3}$	$\frac{22.4 \text{ l de O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$	=3.10 l de O₂
---------------------------	--------------------------------	---	---	---	---------------------------------

Regla de 3:

[2 mol KNO₃ (101 g/mol KNO₃)]=202 g	[1 mol O₂ (22.4 l O₂)]= 22.4 l O₂
28 g C₂H₂	X= 3.10 l O₂

EJEMPLO 2:

En la reacción de combustión. El acetileno (C₂H₂) se quema con oxígeno.

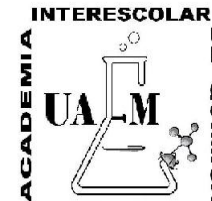


Análisis dimensional:

	v= litros	No	RELACION ESTEQUIOMETRICA	PM	m=gramos
X= g O₂	10 l de C₂H₂	$\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{22.4 \text{ l C}_2\text{H}_2}$	$\frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2}$	$\frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$	=35.71 g de O₂



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Regla de 3:

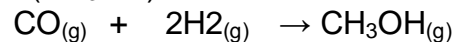
$[2 \text{ mol C}_2\text{H}_2 (22.4 \text{ l/mol})]=44.8 \text{ l}$	$[5 \text{ mol O}_2 (32 \text{ g/mol})]=160 \text{ g}$
10 l de C_2H_2	X= 35.71 l de O_2

7.- REACTIVO LIMITANTE

Es el reactivo que se acaba por completo en la reacción, y determina la cantidad de producto que se formará.

EJEMPLO 1

Considera la reacción para la síntesis de metanol (CH_3OH).



En el laboratorio se combinan 3 moles de CO y 5 moles de H_2 . calcula el número de moles de CH_3OH que se forman e identifica al reactivo limitante.

Se consideran los moles de los 2 reactivos por separado, y se calcula con cuanto reactivo se tiene:

Análisis dimensional

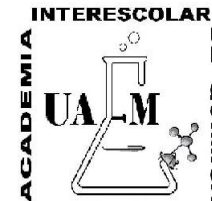
Considerando 3 mol de CO			
	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol
X= mol CH_3OH	3 mol CO	$\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CO}}$	X=3 mol CH_3OH con esta cantidad de CO es suficiente para producir la cantidad de metanol, es el reactivo excedente

Considerando 5 mol de H_2



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



	mol	RELACION ESTEQUIOMETRICA	mol
X= mol CH₃OH	5 mol H₂	$\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol H}_2}$	X = 2.5 mol CH₃OH con esta cantidad de H ₂ no se alcanza a producir la cantidad de metanol, el H₂ es el limitante

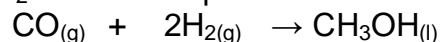
Regla de 3

1 mol CO	1 mol CH ₃ OH
3 mol CO	X=3 mol CH₃OH ,excedente

2 mol H ₂	1 mol CH ₃ OH
5 mol H ₂	X = 2.5 mol CH₃OH , limitante

EJEMPLO 2:

El monóxido de carbono CO y el gas hidrogeno H₂ reaccionan para formar metanol CH₃OH.



Si reaccionan 48 g de CO y 10 g de H₂. ¿Cuántos gramos de CH₃OH se producirían?

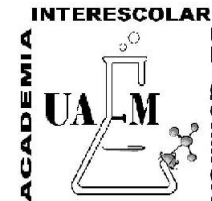
Análisis dimensional

Considerando 48 g de CO					
	m=gramos	PM	RELACION ESTEQUIOMETRICA	PM	m=gramos
X g CH₃OH	48 g de CO	$\frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}}$	$\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CO}}$	$\frac{32 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}$	54.8 g CH₃OH , al ser éste el que se produce en menor cantidad usando todo el CO, el CO es el limitante



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Considerando 10 g de H ₂					
	m=gramos	PM	RELACION ESTEQUIOMETRICA	PM	m=gramos
X g CH ₃ OH	10 g de H ₂	$\frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2}$	$\frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{2 \text{ mol H}_2}$	$\frac{32 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}$	80 g CH₃OH , al consumir todo el H ₂ se produce el CH ₃ OH en mayor cantidad indicando que se excede en la producción de CH ₃ OH, el H₂ es el excedente

Regla de 3

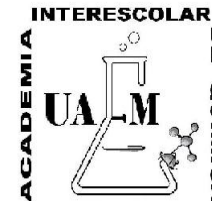
1 mol CO (28 g/mol CO) = 28 g	1 mol CH ₃ OH (32 g/mol CH ₃ OH) = 32 g
48 g de CO	54.8 g CH₃OH , al ser éste el que se produce en menor cantidad usando todo el CO, el CO es el limitante

2 mol H ₂ (2 g/mol de H ₂)=4 g	1 mol CH ₃ OH (32 g/mol CH ₃ OH) = 32 g
10 g de H ₂	80 g CH₃OH , al consumir todo el H ₂ se produce el CH ₃ OH en mayor cantidad indicando que se excede en la producción de CH ₃ OH, el H₂ es el excedente

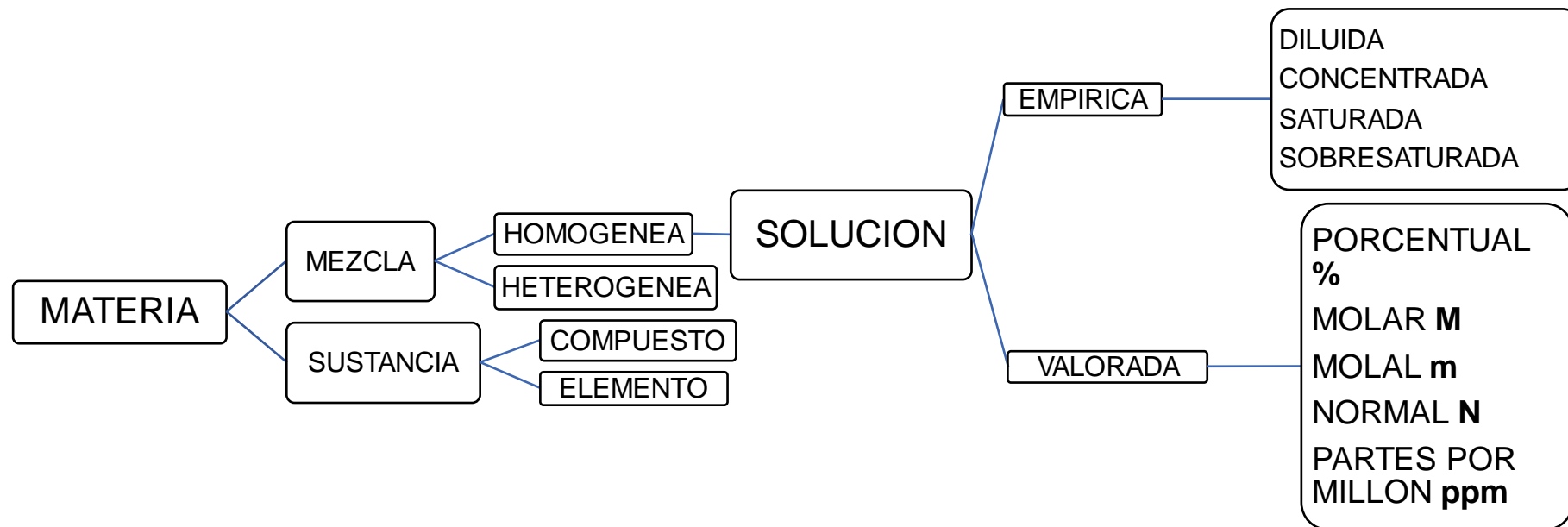


ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



BLOQUE III. CALCULA LOS DIFERENTES TIPOS DE CONCENTRACIÓN DE DISOLUCIONES



SOLUCIÓN es una **mezcla homogénea** (aquella que presenta una sola fase) de dos o más **sustancias**, en proporciones variables.

Los componentes de una solución son dos:

$$\text{SOLUTO} / \text{DISOLVENTE} = \text{SOLUCIÓN}$$

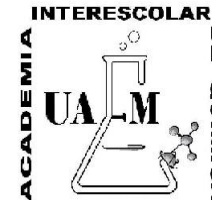
Soluto: Es la fase a dispersar(sustancia) y se encuentra generalmente en menor proporción

Disolvente: Es la fase dispersora(disolvente) que se encuentra generalmente en mayor proporción.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Los componentes de la solución se pueden presentar en los tres estados de agregación y se mezclan para formar diversos tipos de soluciones.

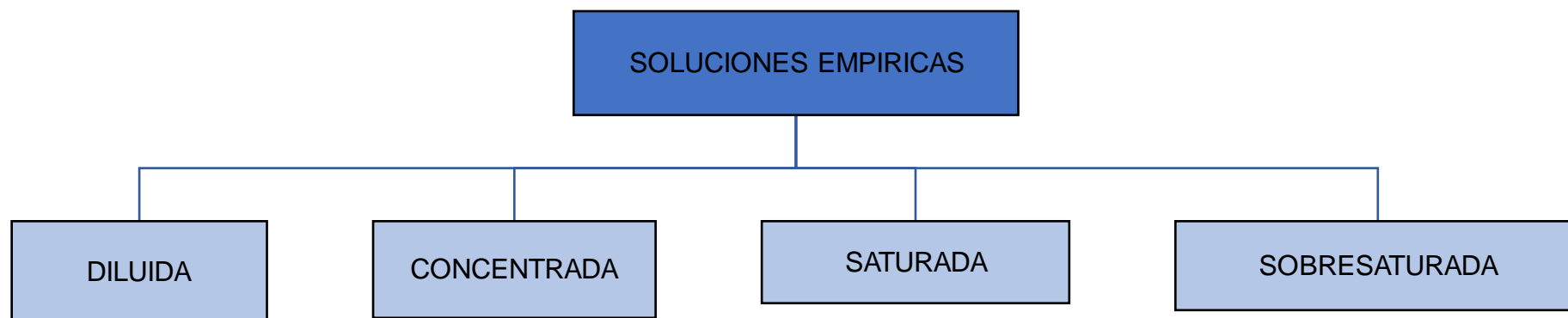
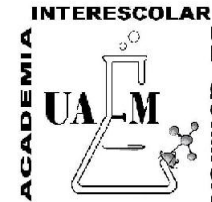
SOLUTO/DISOLVENTE	EJEMPLO	COMPONENTES
g/g	AIRE	Oxígeno disuelto en nitrógeno
l/g	BRISA	Agua micronizada en el aire
s/g	SMOG	Partículas sólidas al tamaño molecular en el aire
g/l	SODA O BEBIDA CARBONATADA	Gas dióxido de carbono en agua
l/l	ANTICONGELANTE	etilenglicol en agua
s/l	AGUA DE MAR	sal en agua
g/s	REACCIÓN DE HIDROGENACION	Hidrógeno en esponja de paladio
l/s	AMALGAMA	Benceno en yodo sólido. Amalgamas dentales (mercurio-plata)
s/s	ALEACION	Latón (Zinc en cobre) Bronce (Cobre-estaño) Oro de 14 K (plata y cobre en oro)

Las soluciones pueden clasificarse en empíricas y valoradas.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



CONCENTRACIÓN.

La relación que existe entre la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente, se llama **CONCENTRACIÓN**.

Luego entonces, la concentración de una solución depende de la cantidad de soluto presente en el solvente.

La concentración de las soluciones se puede medir en 2 formas:

1.-MEDIANTE CONCENTRACIONES EMPÍRICAS.

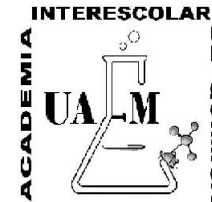
2.- MEDIANTE CONCENTRACIONES VALORADAS, ES DECIR AQUELLAS EN LAS QUE SE CONOCE LA CANTIDAD EXACTA DE SOLUTO EN LA SOLUCIÓN.

CONCENTRACIONES EMPÍRICAS (SOLUCIONES EMPÍRICAS).



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Esta forma de expresar la concentración es cualitativa, ya que no indica exactamente la cantidad de soluto presente en la solución. Por experiencia sabemos que podemos tener:

A) SOLUCIÓN DILUÍDA. Es aquella cuyo contenido de soluto disuelto es muy pequeño.

B) SOLUCIÓN CONCENTRADA O NO SATURADA. Es aquella que contiene una cantidad relativamente grande de soluto disuelto.

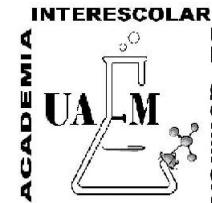
C) SATURADAS. – Aquellas soluciones que en a determinada temperatura, ya no admiten mayor cantidad de soluto en solución, es decir, contiene soluto disuelto en equilibrio con soluto no disuelto.

E) SOBRESATURADAS: Son soluciones saturadas en las que, al variar la temperatura, el solvente admite una mayor cantidad de soluto del que tenía, permaneciendo el exceso de soluto en solución. Sin embargo, ésta es inestable, pues si se frota las paredes del recipiente o si se agrega un cristal de soluto, se provoca la cristalización del exceso de éste y la solución pasa a ser simplemente saturada.

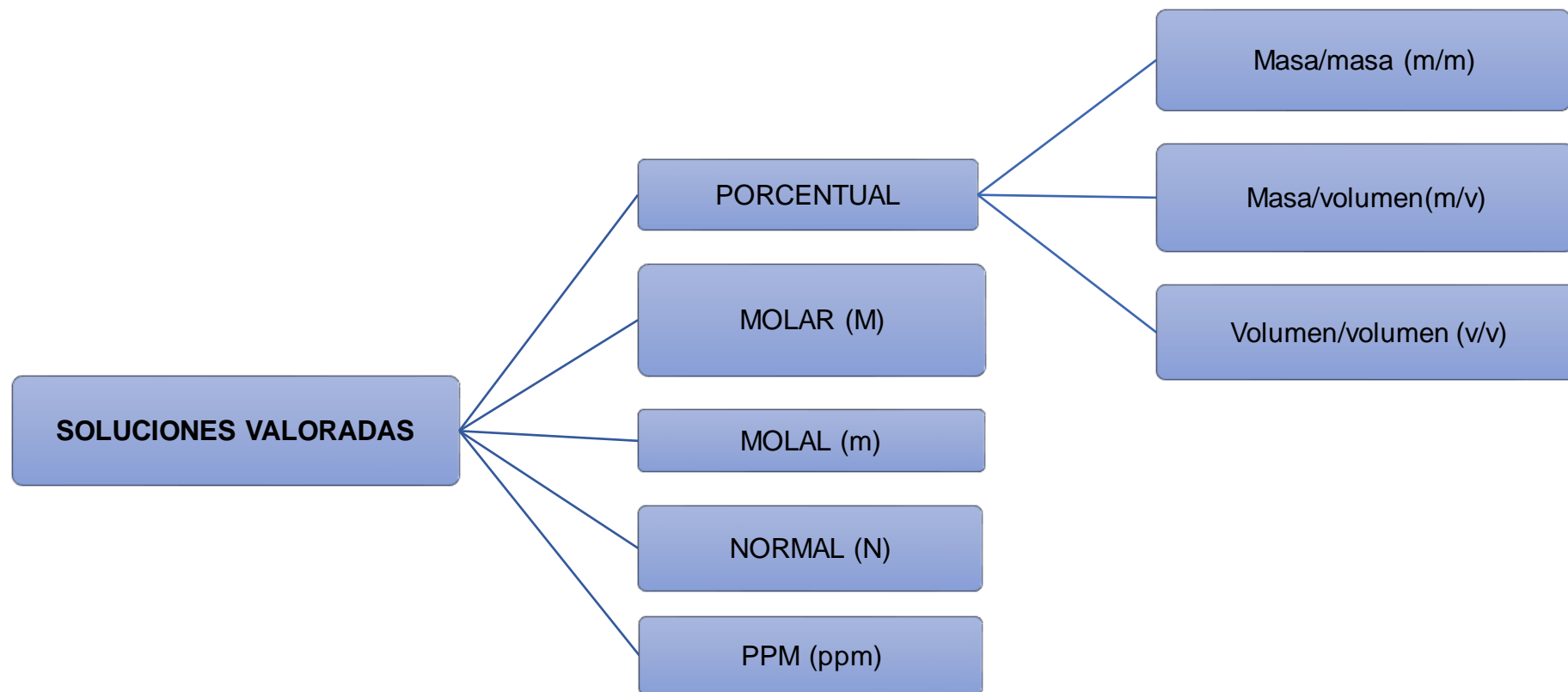


ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



SOLUCIONES VALORADAS.



CONCENTRACIONES EN UNIDADES PORCENTUALES

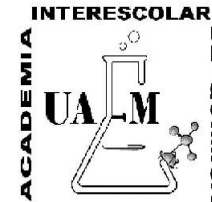
% DE MASA: Se expresan en masa de soluto, referidos a 100 partes en masa de solución.

Tiene al soluto y solvente expresados en gramos.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$\%m/m = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de solucion (g)}} \times 100$$

El soluto en gramos y la disolución en ml

$$\%m/v = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de solucion (ml)}} \times 100$$

El soluto y disolución se expresa en mililitros

$$\%v/v = \frac{\text{volumen del soluto (ml)}}{\text{volumen de solucion (ml)}} \times 100$$

Ejemplos:

m/m

- 1.- Una solución al 5% en masa de NaCl tendrá 5 g de NaCl y 95g de H₂O si pesamos esto tendremos 100g de solución.
- 2.- La presentación del vaporub de 60 g, contiene 3.156 g de alcanfor, ¿Cuál es el % m/m de soluto presente?

$$\%m/m = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{masa de solucion (g)}} \times 100 = \frac{\text{masa } 3.156 \text{ g}}{60 \text{ g de vaporub}} \times 100 = 5.26\%$$

m/v

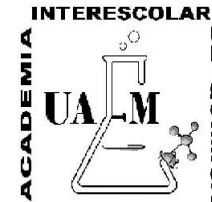
- 1.- La presentación de jugo boing de 340 ml contiene 20 g de azúcar, ¿Cuál es el % de soluto?

$$\%m/v = \frac{\text{masa del soluto (g)}}{\text{volumen de solucion (ml)}} \times 100 = \frac{20 \text{ g azucar}}{340 \text{ ml jugo}} \times 100 = 5.88\%$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



2.- Una leche saborizada contiene 5% de azúcar, si la presentación es de 135 ml. Calcula la masa de azúcar presente en este volumen.

$$\text{Masa del soluto} = \frac{\% m/v}{100} \times \text{volumen de solución} = \frac{5 \% m/v}{100} \times 135 \text{ ml leche saborizada} = 6.75 \text{ g azúcar}$$

v/v

1.- Si se quiere preparar una solución al 35% de formol en agua se adicionarían 35 ml de formol y 65 ml de H₂O El volumen total sería de 100 ml de solución.

2.- Una cerveza de 1.2 litros contiene 54 ml de etanol, ¿Qué % de etanol tiene?

$$\%v/v = \frac{\text{volumen del soluto (ml)}}{\text{volumen de solución (ml)}} \times 100 = \%v/v = \frac{54 \text{ ml etanol}}{1200 \text{ ml de cerveza}} \times 100 = 4.5 \%$$

ACTIVIDAD:

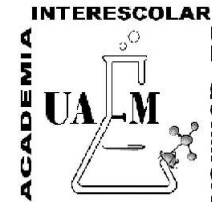
Calcula las cantidades necesarias de soluto y solvente para preparar 100 ml o 100 g de las siguientes soluciones, según corresponda al % en volumen o en masa.

- 1) 3% en volumen de CH₃-CH₂-OH en H₂O.
- 2) 13% en masa de CaSO₄ EN H₂O.
- 3) 14% en masa de K₂Cr₂O₇ EN H₂O
- 4) 2.5% en volumen de CH₃-CO-CH₃ en H₂O



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



5) ¿Cuántos gramos de una solución al 7% de KNO_3 se necesitan evaporar para tener 3.2 g de la sal?

CONCENTRACIONES DE SOLUCIONES VALORADAS.

MOLARIDAD (M)

MOLALIDAD (m)

NORMALIDAD (N)

PARTES POR MILLÓN (ppm)

MOLARIDAD: la concentración molar se refiere al número de moles de soluto contenidos en un litro de solución. Se representa con una **M**.

El soluto puede estar en cualquiera de los 3 estados de agregación de la materia. Para prepararlas se necesitan matraces especiales denominados volumétricos.

La siguiente expresión sirve para determinar dicha concentración:

$$M = \frac{n}{l} = \frac{\text{numero de moles}}{\text{litro de solucion}}$$

donde

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}}$$

entonces

$$M = \frac{\frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}}}{\text{litro de solucion}}$$

$$M = \frac{n}{l}$$

sustituyendo n

$$M = \frac{\left(\frac{m}{PM}\right)}{l}$$

resumiendo

$$M = \frac{m}{lPM};$$

despejando $m = M(l)(PM)$

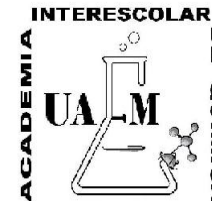
$$l = \frac{m}{M(PM)}$$

Ejemplo:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



¿Qué cantidad de masa se requieren para preparar 250 ml de carbonato de sodio 0.3 M?

$$M = 0.3 \text{ mol/l}$$

$$l = 0.25 \text{ l}$$

$$PM_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \text{ g/mol}$$

Formula: $M = \frac{m}{l \cdot PM}$;

$$m = M(l)(PM) = (0.3 \text{ mol/l})(0.25 \text{ l})(106 \text{ g/mol}) = \mathbf{7.95 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}$$

Análisis dimensional: $X \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 0.25 \text{ l solución} \left(\frac{0.3 \text{ mol}}{1 \text{ l sol'n}} \right) \left(\frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol}} \right) = \mathbf{7.95 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}$

¿Qué volumen de solución se alcanzan a preparar con 25 g de NaCl de una solución 1.5 M?

$$M = 1.5 \text{ mol/l}$$

$$m = 25 \text{ g NaCl}$$

$$PM = 58.5 \text{ g/mol}$$

Por formula: $l = ? \quad l = \frac{m}{M(PM)}$

$$l = \frac{25 \text{ g NaCl} / 1}{(1.5 \frac{\text{mol}}{\text{l}})(58.5 \frac{\text{g}}{\text{mol}})} = \text{g} \cdot \text{l} \cdot \text{mol} / 1 \cdot \text{mol} \cdot \text{g} = 0.284 \text{ l sol'n}$$

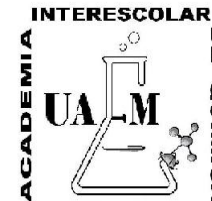
Análisis dimensional: $X \text{ l solución} = 25 \text{ g NaCl} \left(\frac{1 \text{ mol}}{58.5 \text{ g NaCl}} \right) \left(\frac{1 \text{ l sol'n}}{1.5 \text{ mol}} \right) = 0.284 \text{ l solución}$

¿Qué molaridad se tiene al disolver 6.3 gr de HNO₃ en 250 ml? El HNO₃ se encuentra al 68%



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$m = 6.3 \text{ g HNO}_3 \text{ comercial}$

$l = 0.250 \text{ l soln}$

$PM = 63 \text{ g/mol}$

$$M = \frac{m}{lPM} = \frac{6.3 \text{ g HNO}_3 \text{ falta la concentracion}}{(0.25 \text{ l sol'n}) \left(63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)^*} = 0.4 \text{ mol/l} \quad \text{no es este resultado ya que no esta puro, esta al 68\%, entonces}$$

Pureza:

6.3 g acido comercial	100 g de ácido comercial
6.3	X=

(----- 100%) pureza

4.2 g conc. $\text{HNO}_3 = X$ ----- 6.3 g HNO_3 conc

- $M = \frac{m}{lPM} = \frac{4.2 \text{ g HNO}_3 \text{ real}}{(0.25 \text{ l soln}) \left(63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)^*} = 0.26 \text{ mol/l} \text{ este valor es real}$
- $d = \frac{m}{v} \quad v = \frac{m}{d} = \frac{6.3 \text{ g}}{1.4 \text{ g/ml}} = 4.5 \text{ ml de HNO}_3 \text{ al 68\% y densidad 1.4}$

MOLALIDAD. – Se define como el número de moles de soluto por kg de solvente. Se representa por una m

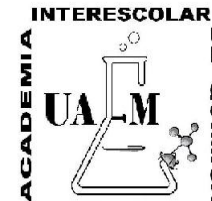
$$m = \frac{n}{l} = \frac{\text{numero de moles}}{\text{kg de solución}}$$

donde $n = \frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}}$ entonces $m = \frac{\frac{\text{masa}}{\text{peso molecular}}}{\text{kilogramo de solucion}}$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$m = \frac{n}{l} \quad \text{sustituyendo } n \quad m = \frac{\left(\frac{g}{PM}\right)}{kg} \quad \text{resumiendo} \quad m = \frac{g}{kg \times PM}; \quad \text{despejando } g = m(kg)(PM) \quad kg = \frac{g}{m(PM)}$$

Ejemplos:

1.- ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 20 g del azúcar (sacarosa) $C_{12}H_{22}O_{11}$ disueltas en 125 g de H_2O ?

Datos:

$m = ?$

Azúcar = 20 g

Agua = 125 g

PM sacarosa = 342 g/mol

$$m = \frac{g}{kg \times PM} = \frac{20 \text{ g}}{0.125 \text{ kg} \times 342} = 0.46 \text{ m}$$

2.- Una disolución de alcohol etílico (CH_3CH_2OH) en agua es de 1.54 m, ¿Cuántos gramos de alcohol están disueltos en 2 500g de agua?

Datos:

g de alcohol = ?

$m = 1.54$

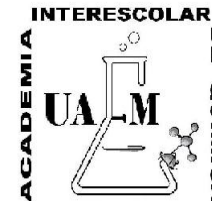
agua = 2500 g = 2.5 kg

PM alcohol = 46 g/mol



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$g=m(kg)(PM)=1.54(2.5\text{ kg})(46\text{ g/mol})= 177.1\text{ g de alcohol}$$

NORMALIDAD. – Se designa por N, es el número de equivalentes-gramo del soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{n.e.q.}{l} = \frac{\text{numero de equivalentes químico}}{\text{litro de solucion}}$$

$$\text{donde } n.e.q. = \frac{\text{masa}}{\text{peso equivalente}}$$

$$\text{peso equivalente} = \frac{PM}{no.}$$

$$\text{entonces } N = \frac{\frac{\text{masa}}{\text{peso equivalente}}}{\text{litro de solucion}} = \frac{\frac{\text{masa}/1}{\frac{PM}{no.}}}{\text{litro de solucion}/1} = \frac{\frac{\text{masa}(no.)}{PM}}{\text{litro de solucion}/1} = \text{despejando } N = \frac{\text{masa}(no.)}{PML}; \quad \text{masa} = \frac{NPML}{no.}; \quad l = \frac{\text{masa}(no.)}{PMN}$$

El **peso equivalente** se obtiene de la siguiente manera:

1).-El peso equivalente de un ÁCIDO es el peso molecular del ácido dividido entre el número de hidrógenos contenidos en la molécula. $PE = \frac{PM}{no.H^+}$

2).-El peso equivalente de una BASE es el peso molecular de la base, dividido entre el número de radicales (OH) contenidos en la molécula. $PE = \frac{PM}{no.OH^-}$

3).-El peso equivalente de una SAL es el peso molecular de la sal dividida entre el no. de oxidación del metal multiplicado por el número de átomos de dicho metal. $PE = \frac{PM}{no.M^+}$

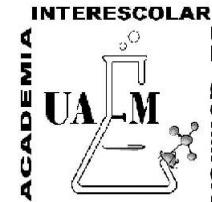
ACTIVIDAD:

Determina el equivalente químico de:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



- a) $\text{FeCl}_2 = 127/2 = 63.5$
- b) $\text{HCl} = 36.5/1 = 36.5$
- c) $\text{NaOH} = 40/1 = 40$
- d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342/6 = 57$

EJERCICIOS:

1.- ¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar 375 ml de una solución 1.5 N de LiOH?

$$\text{masa} = \frac{\text{NPMI}}{\text{no.}} = \frac{(1.5 \text{ mol.eq/l}) \left(24 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) (0.375 \text{ l})}{1 \text{ eq. OH}^-} = 13.5 \text{ g LiOH}$$

2.- Se disuelven 20 g de cloruro de calcio en 1000 ml ¿Qué normalidad se obtiene? $\text{Ca}^{+2} \text{Cl}_2$;

$$\text{N} = \frac{\text{m(no.)}}{\text{PMI}} = \frac{(20 \text{ g})(2 \text{ eq})}{\left(\frac{111 \text{ g}}{\text{mol}}\right)(1 \text{ l})} = 0.36 \text{ mol.eq/l} = 0.36 \text{ N}$$

3.- ¿Qué normalidad N se obtendrá al disolver 10.29 g de ácido sulfúrico disuelto en 600 ml?

$$\text{N} = \frac{\text{masa(no.)}}{\text{PMI}} = \frac{10.29 \text{ g}(2 \text{ eq H}^+)}{\left(98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)(0.6 \text{ l})} = 0.35 \text{ mol.eq/l} = 0.35 \text{ N}$$

ACTIVIDAD:

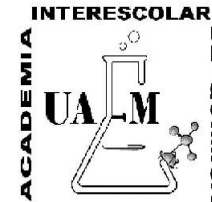
Calcula la normalidad de cada una de las soluciones siguientes:

- a) 7.88 g de HNO_3 disueltos para formar 1l. de solución.
- b) 26.5 g de Na_2CO_3 en 1 de solución.
- c) ¿Qué peso de tiosulfato de sodio penta-hidratado se necesita para preparar una solución 2 normal?.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



- d) Determina el peso de permanganato de potasio, KMnO_4 que se necesita para preparar una solución 0.8 N teniendo en cuenta que el soluto actúa como oxidante de la siguiente manera:
- e) El ácido de una batería ordinaria para automóvil es 5 molar ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 hay en 500ml de esa solución?
- f) Determina el peso de KMnO_4 necesario para preparar 80 ml de una solución 1.8 N teniendo en cuenta que el KMnO_4 actúa como oxidante según la semi-reacción:

PARTES POR MILLÓN

Este tipo de concentración se simboliza como ppm y en el caso de soluciones se refiere a las partes de la masa de soluto por 1 000 000 de partes de masa o volumen de solución, (miligramos de soluto por kg o l de solución. Este tipo de concentraciones se utiliza en soluciones muy diluidas

$$\text{partes por millon (ppm)} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa o volumen de solucion (kg o l)}}$$

1.-Una muestra de 825 ml de agua contiene 3.5 mg de iones fluoruro (F^-). Calcula las partes por millón de ion fluoruro en la muestra.

$$\text{ppm de ión F}^- = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa o volumen de solucion (kg o l)}} = \frac{3.5 \text{ mg F}^-}{0.825 \text{ l solucion}} = 4.2 \text{ ppm}$$

2.-Calcula la concentración, en ppm de una disolución que contiene 2.5 mg de iones de calcio en 400 ml de solución.

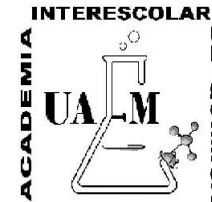
$$\text{ppm de ión Ca}^{+2} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa o volumen de solucion (kg o l)}} = \frac{2.5 \text{ mg Ca}^{+2}}{0.4 \text{ l solucion}} = 6.25 \text{ ppm de Ca}^{+2}$$

3.-Calcula los miligramos de ión cloruro (Cl^-) en 1.25 litros de una muestra de agua que tiene 4 ppm de ese ión.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto (mg)}}{\text{masa o volumen de solución (kg o l)}} ; \text{masa de soluto} = (\text{ppm})(\text{volumen de solución}) = (4 \text{ ppm})(1.25 \text{ l}) = 5 \text{ mg de Cl}^-$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Algunas propiedades físicas de las disoluciones presentan diferencias importantes respecto a las del disolvente o solvente.

El término coligativo significa “que depende de la colección”, en otras palabras, las propiedades coligativas dependen del efecto colectivo del número de partículas del soluto (es decir de la cantidad disuelta).

Las propiedades coligativas son:

1. Reducción de la presión de vapor
2. Elevación del punto de ebullición (ebulloscopia)
3. Reducción o abatimiento del punto de congelación (crioscopia)
4. Reducción de la presión osmótica

Las propiedades coligativas son aquellas que dependen solo de la cantidad de partículas de soluto que están presentes en la solución y no de la identidad real de esas partículas.

Los tipos de solutos referidos son solutos no iónicos y no volátiles que se encuentren en la solución.

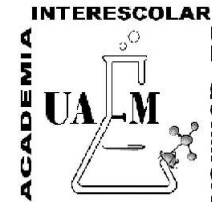
1. Reducción de la presión de vapor

De acuerdo a la teoría cinética molecular, las partículas de un líquido están en constante movimiento y la evaporación de los líquidos se efectúa por el escape de las partículas de la superficie del líquido. El gas que se forma por la evaporación de un líquido se llama vapor y el vapor como cualquier gas, ejerce una presión debida al movimiento de las partículas. La presión de vapor depende de la naturaleza del líquido y aumenta al aumentar la temperatura, por el aumento de agitación de las partículas.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



La presión de vapor del agua a 25 °C es de 23.8 mm de Hg, pero si al agua se le agrega un soluto no volátil, como el azúcar, se observa que disminuye la presión de vapor. Cuando mayor sea la concentración del azúcar, mayor es la disminución de la presión de vapor de la solución. Se ha observado que los solutos no volátiles producen este efecto sobre la presión de vapor de todos los disolventes.

Estas observaciones se han generalizado en la ley de Raoult que se puede expresar así:

“El descenso de la presión de vapor de un disolvente, producido por un soluto no volátil en una solución diluida, es proporcional a la cantidad del soluto en la solución”.

La teoría de la estructura de los líquidos proporciona una interpretación razonable: para que las moléculas del disolvente ejerzan presión, deben escapar de la superficie del líquido, pero la presencia de un soluto reduce la concentración de las moléculas del disolvente y en consecuencia disminuye la presión de vapor. Por esa misma razón es de esperarse que el efecto sea más notable al aumentar la concentración de la sustancia y de hecho así se ha observado experimentalmente.

La disminución de la presión de vapor ocasionada por un soluto no volátil, en la solución diluida, es proporcional a la concentración molal del soluto, cualquiera que sea la naturaleza de éste.

Así por ejemplo una concentración 0.1 molal de glicerina tiene el mismo efecto que una concentración 0.1 molal de azúcar. El efecto depende de la concentración de las partículas y no de la naturaleza de éstas.

Hay otras propiedades similares a lo que ocurre con la presión de vapor, o sea que su monto (cantidad) no depende de la sustancia, sino de su concentración molal; esas propiedades se llaman propiedades coligativas.

2.- EBULLOSCOPIA.-Es la propiedad coligativa que consiste en el aumento del punto de ebullición de una solución, respecto al punto de ebullición del disolvente puro.

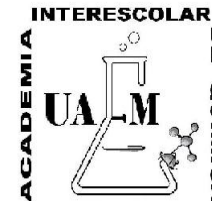
La **temperatura de ebullición** de un líquido es aquélla a la cual su presión de vapor iguala a la atmosférica (Figura).

Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición (ver tabla). La elevación de la temperatura de ebullición es proporcional a la fracción molar del soluto. Este aumento en la temperatura de ebullición (ΔT_e) es proporcional a la concentración molal del soluto:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

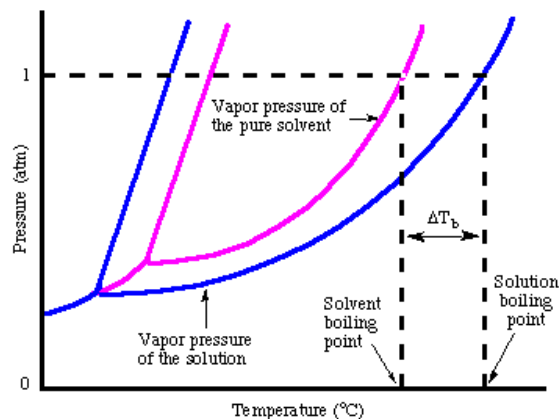
ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$$\Delta T_e = K_e m$$

La **constante ebulloscópica** (K_e) es característica de cada disolvente (no depende de la naturaleza del soluto) y para el agua su valor es $0,52\text{ }^{\circ}\text{C/mol/Kg}$. Esto significa que una disolución molar de cualquier soluto no volátil en agua manifiesta una elevación ebulloscópica de $0,52\text{ }^{\circ}\text{C}$

Substance	K_e [$(^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg})/\text{mol}$]
Benzene	2.53
Camphor	5.95
Chloroform	3.63
Diethyl ether	2.02
Ethyl alcohol	1.22
Water	0.52



Ejemplo

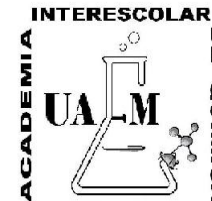
1. El anticongelante para automóviles consiste en etilenglicol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ un electrólito no volátil. Calcule el punto de ebullición de una solución al **20%** en masa de etilenglicol en agua.

Datos



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



p.e. de la solución = ?

Kg de solución = 800 g de H₂O = 0.800 Kg de H₂O

g de etilenglicol = 200 g de C₂H₆O₂

$$m = \frac{\text{gramos}}{(\text{PM})(\text{kg solución})} = \frac{200 \text{ g}}{(62 \text{ g/mol})(0.800 \text{ kg solución})} = 4.03 \text{ molal}$$

K_e H₂O = 0.51 °C/m

PM C₂H₆O₂ = 62 g/mol

$$\Delta T_e = K_e m$$

$$\Delta T_e = (0.51 \text{ °C/m})(4.03m) = 2.05 \text{ °C}$$

$$\text{Punto de ebullición de la solución} = \text{p.e. del disolvente} + \Delta T_e = 100\text{°C} + 2.05\text{°C} = 102.05 \text{ °C}$$

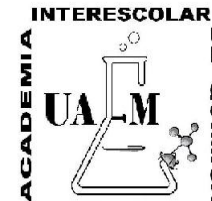
3.- CRIOSCOPIA.-La **temperatura de congelación de las disoluciones** es más baja que la temperatura de congelación del disolvente puro (Ver tabla). La congelación se produce cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión de vapor del sólido. Llamando **T_c** al descenso crioscópico y **m** a la concentración molal del soluto, se cumple que:

$$\Delta T_c = K_c m$$

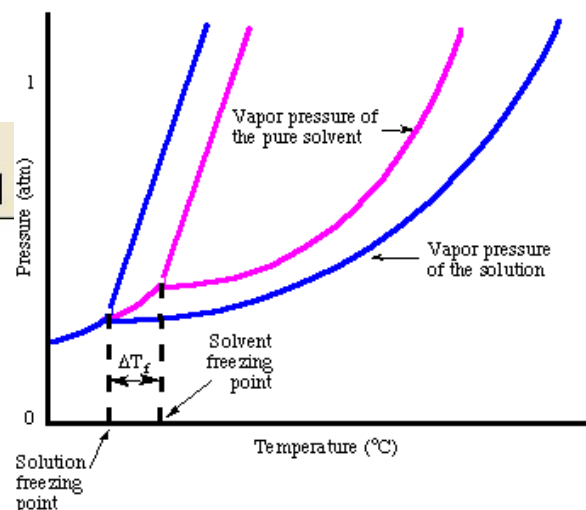
siendo K_c la **constante crioscópica del disolvente**. Para el agua, este valor es 1,86 °C/mol/Kg. Esto significa que las disoluciones molales (m=1) de cualquier soluto en agua congelan a -1,86 °C.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Substance	K_c [$^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg}/\text{mol}$]
Benzene	5.12
Camphor	37.7
Chloroform	4.70
Diethyl ether	1.79
Ethyl alcohol	1.99
Water	1.86



Ejemplos

1. Calcule el punto de congelamiento de una disolución que contiene 0.600 Kg de cloroformo CHCl_3 y 42 gramos de eucaliptol $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$

Datos

p.c. de la disolución = ?

$$m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{PM Kg}} = \frac{42 \text{ g}}{(154 \frac{\text{g}}{\text{mol}})(0.6 \text{ Kg de solución})} = 0.45 \text{ molal}$$

Kg de solución = 0.600 Kg de CHCl_3

g de eucaliptol = 42 g de $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$

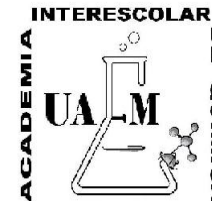
$K_c \text{CHCl}_3 = 4.68 ^{\circ}\text{C}/\text{m}$

PM $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O} = 154 \text{ g/mol}$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



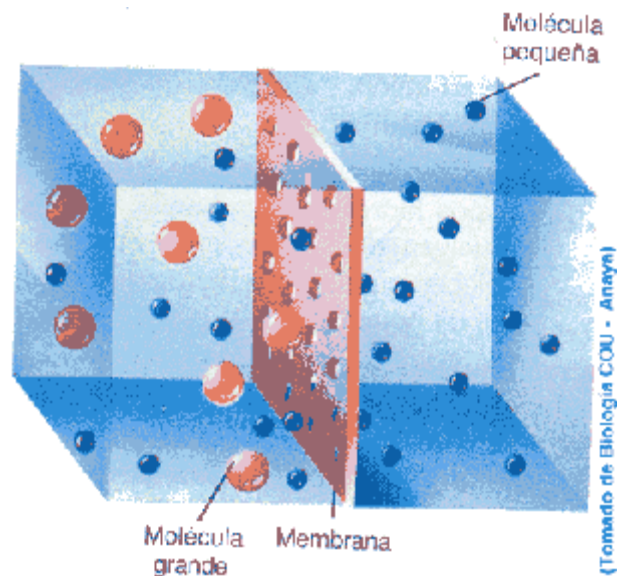
$$\Delta T_c = K_f m$$

$$\Delta T_c = (4.68 \text{ }^{\circ}\text{C/m})(0.45m) = 2.10 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

$$\text{Punto de congelamiento de la solución} = \text{p.c. del disolvente} - \Delta T_c = -63.5^{\circ}\text{C} - (2.10^{\circ}\text{C}) = -65.6 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

4.- PRESIÓN OSMÓTICA.

Una membrana como el celofán o el pergamino que permiten a algunas moléculas o iones (pero no a todos), pasar a través de ellas, se les llama **membranas semipermeables**.

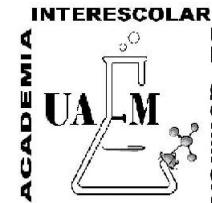


La figura muestra una membrana semipermeable al agua, pero no a la sacarosa (azúcar de caña) cuando se coloca entre agua pura y una solución de azúcar. Las moléculas de agua, pero no las de azúcar pueden atravesar la membrana en cualquier



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

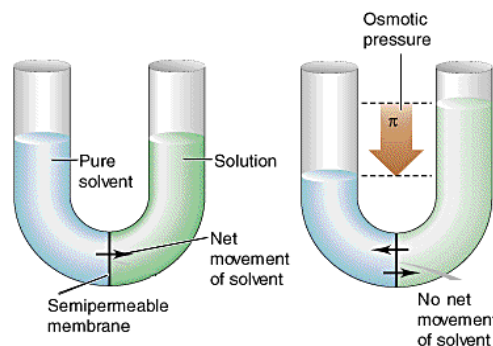
ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



dirección, pero existen más moléculas de agua por unidad de volumen en el lado izquierdo (el lado que contiene agua pura) que en el derecho. Por consiguiente la velocidad de paso a través de la membrana de izquierda a derecha excede la velocidad en la dirección opuesta. Este proceso se llama **ósmosis**.

La presión osmótica es la propiedad coligativa más importante por sus aplicaciones biológicas.

Se define la presión osmótica como la tendencia a diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable (Figura). Un soluto ejerce presión osmótica al enfrentarse con el disolvente sólo cuando no es capaz de atravesar la membrana que los separa. La presión osmótica de una disolución equivale a la presión mecánica necesaria para evitar la entrada de agua cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable



Las leyes que regulan los valores de la presión osmótica para disoluciones muy diluidas (como las que se manejan en Biología) son análogas a las leyes de los gases. Se conocen con el nombre de su descubridor Jacobus H. Van t'Hoff , premio Nobel de Química en 1901, y se expresan mediante la siguiente fórmula:

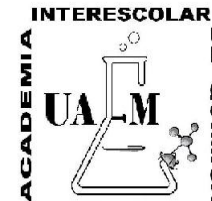
$$p = m R T$$

donde p representa la presión osmótica, m es la molalidad de la disolución, R es la constante universal de los gases y T es la temperatura absoluta.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



EQUILIBRIO QUÍMICO

Velocidad de Reacción y Factores que la Afectan

La velocidad de reacción es la rapidez con que se modifica la concentración de un producto o un reactivo al transcurrir el tiempo. La velocidad de reacción depende de varios factores, entre los cuales están:

1.- Estado físico de los reactivos (naturaleza de los reactivos)

La naturaleza de los reactivos involucrados en una reacción química determina la velocidad de esta.

Las reacciones son más rápidas si los reactivos son gaseosos o están en disolución.

En las reacciones heterogéneas la velocidad dependerá de la superficie de contacto entre ambas fases, siendo mayor cuanto mayor es el estado de división.

2.- Concentración de los reactivos

La velocidad de la reacción se incrementa al aumentar la concentración de los reactivos, ya que aumenta el número de choques entre ellos.

3.- Temperatura

Un incremento de la temperatura provoca un incremento en la energía cinética de las moléculas, lo que hace que sea mayor el número de moléculas que alcanza la energía de activación.

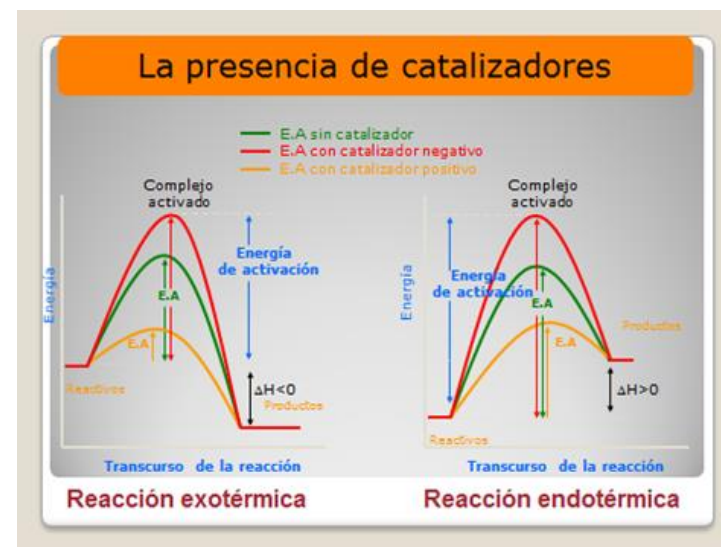
4.- Catalizadores

Los catalizadores cambian la energía de activación de una determinada reacción, y por lo tanto varían la velocidad de reacción.

Los catalizadores negativos o inhibidores aumentan este límite de energía mínima. Es decir aumentan el requerimiento de energía. Al aumentar este límite de energía necesario, será más dificultoso llegar a la energía requerida, por lo tanto, se retarda.

Los catalizadores positivos o aceleradores disminuyen este límite de energía mínima. O sea, disminuyen el requerimiento de energía. Al disminuir este límite de energía necesario, será más fácil llegar a la energía requerida, por lo tanto, la reacción se acelera.

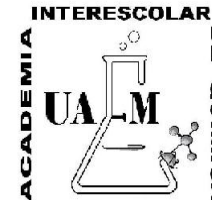
Cinética Química





ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



La **cinética química** es el estudio de las velocidades de las reacciones químicas y de los mecanismos mediante los que tienen lugar. La cinética química introduce el variable “tiempo” en el estudio de las reacciones químicas y estudia el camino que siguen los reactivos para convertirse en productos.

Energía de Activación

Se llama energía de activación a la energía mínima que se requiere para iniciar una reacción química.

De acuerdo con la teoría de las colisiones, esta energía proviene de la energía cinética de las moléculas en colisión. Cuando chocan, la energía cinética de las moléculas se puede usar para alargar, doblar y finalmente romper los enlaces químicos, lo que conduce a reacciones químicas. Si las moléculas se mueven con demasiada lentitud, con excesivamente poca energía cinética, tan solo rebotan entre sí sin cambiar.

Para que reaccionen, las moléculas en colisión deben tener una energía cinética total de magnitud igual o mayor que un cierto valor mínimo.

La llama del cerillo o piloto, facilita que se rompan los enlaces de las moléculas de los reactivos, podemos pensar que los enlaces en frío del gas combustible son tan duros que difícilmente se rompen. La energía de la flama los ablanda de tal manera que, ante las moléculas, también blandas del oxígeno, terminan de romperse para unirse a otros átomos y formar nuevas moléculas (productos CO_2 y H_2O).

Primera Ley de la Termodinámica

Esta ley establece que:

“La energía total de un sistema aislado es constante, es decir, la suma de las energías cinética y potencial permanece constante, aun cuando una de las dos puede aumentar o disminuir a expensas de la otra”.

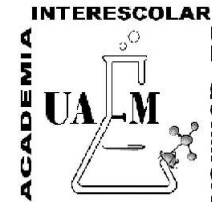
En otras palabras, este enunciado conocido como la ley de la conservación de la energía dice que la energía no puede ser creada ni destruida, sino solo es susceptible de ser transformada.

Reacciones Exotérmicas y Endotérmicas (Reacciones Térmicas)



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Reacciones exotérmicas, son las reacciones que liberan energía calorífica, y su calor de reacción es negativo por ser su contenido energético mayor en los reactantes que en los productos. Se observa un aumento en la temperatura que se percibe al tocar el recipiente y sentir un calentamiento.

En la vida cotidiana las reacciones exotérmicas son muy comunes, ejemplo, la reacción de combustión entre el gas y el oxígeno en el boiler para calentar el agua para bañarse o en la estufa para cocinar.

Reacciones endotérmicas, son aquellas que para verificarse deben adsorber energía calorífica y su calor de reacción es positivo, ya que los productos tienen mayor contenido energético que los reactantes.

La fotosíntesis es un ejemplo claro de un proceso que requiere energía. Una planta colocada en la oscuridad no convierte el CO_2 del medio en O_2 . En cuanto la planta recibe luz reinicia el proceso. En un amplio sentido podemos considerar la fotosíntesis como una reacción endotérmica.

A temperatura ambiente algunas reacciones endotérmicas toman calor del medio, suficiente para producir una disminución de temperatura observable, la reacción se siente fría al tacto.

Energía Libre de Gibbs

Es aquella energía útil del sistema a presión constante, que puede transformarse en trabajo

Por definición: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Esta es la ecuación de Gibbs, que nos proporciona un criterio de espontaneidad o no espontaneidad de los procesos.

Los procesos espontáneos son aquellos que suceden sin tener que realizar un trabajo.

Los procesos no espontáneos, son aquellos que para que sucedan, es necesario realizar un trabajo.

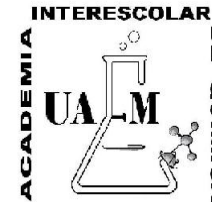
Si ΔG es negativo, la reacción es espontánea en el sentido directo.

Si ΔG es cero, la reacción está en equilibrio.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Si ΔG es positivo, la reacción en el sentido directo no es espontánea; se debe aplicar trabajo desde los alrededores para hacer que ocurra, un cambio, la reacción inversa es espontánea

Entalpía y Entropía

Entalpía (H).- Cuando interesa medir el calor que se libera o absorbe durante un proceso, ello acostumbra hacerse a presión constante, dado que es la situación ordinaria en el laboratorio. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, el calor que entra a un sistema o sale de él a presión constante, debe cumplir con la igualdad

$$Q_p = (U_{\text{final}} - U_{\text{inicial}}) - W$$

Podemos observar que el calor que entra o sale durante un proceso no solo produce un cambio en la energía interna, sino que también se emplea para realizar trabajo. Por esta razón, se acostumbra definir una nueva cantidad termodinámica, La **entalpía, H**, que toma en cuenta que en el proceso hay otro destino para el calor: La realización de trabajo.

Por lo que podemos interpretar la entalpía como el calor que se absorbe o se libera cuando los reactivos se convierten en productos.

Entropía (S).- Se denomina así al desorden de un sistema. Considerando el grado de ordenamiento de las moléculas, resulta entonces evidente que, a una temperatura dada, los sólidos tienen relativamente poca entropía, pues son sistemas bastante ordenados. Los líquidos presentan una entropía mayor que los sólidos, pero menor que los gases, los cuales representan el estado más desordenado de la materia.

Ley de Hess

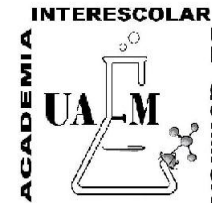
Esta ley establece que “El calor liberado o absorbido en cualquier cambio químico es igual si se realiza en un solo paso que si se realiza en varios y solo depende de los estados inicial y final”

Equilibrio Químico y Factores que lo afectan



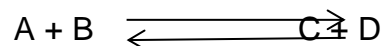
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Hasta ahora hemos considerado principalmente reacciones irreversibles. Una reacción irreversible es una reacción química en la cual uno o más reactivos forman uno o más productos, pero los productos no pueden reaccionar para formar los reactivos. Una reacción irreversible se detiene cuando uno de los reactivos se usa por completo. Por ejemplo, cuando un huevo crudo es cocido y se ha convertido en huevo duro, o cuando los ingredientes se mezclan y se hornean para hacer un pastel, ha ocurrido una reacción irreversible. No es posible deshervir el huevo o deshornear el pastel.

Pero muchas reacciones son reversibles. Una reacción reversible, es una reacción química en la cual los productos, una vez que están formados, pueden reaccionar para producir los reactivos originales. Se puede representar el caso general de una reacción reversible de la siguiente manera:



Donde A y B son los reactivos originales, y C y D son los productos formados y la doble flecha nos indica que la reacción es reversible. La reacción no llega a la terminación, ya que los productos C y D reaccionan para formar los reactivos A y B al mismo tiempo que A y B reaccionan para formar C y D.

Sin embargo, el sistema obtiene a la larga una condición de equilibrio.

Algunos procesos químicos reversibles alcanzan un estado de equilibrio cuando se efectúan en un sistema cerrado a temperatura constante.

Se conoce como sistema cerrado a aquel que no intercambia masa con sus alrededores, aunque pueda liberar energía, generalmente en forma de calor o de trabajo. Por ejemplo, el agua líquida está en equilibrio con su vapor cuando la velocidad a la que se evapora es igual a la velocidad de condensación del vapor al estado líquido.

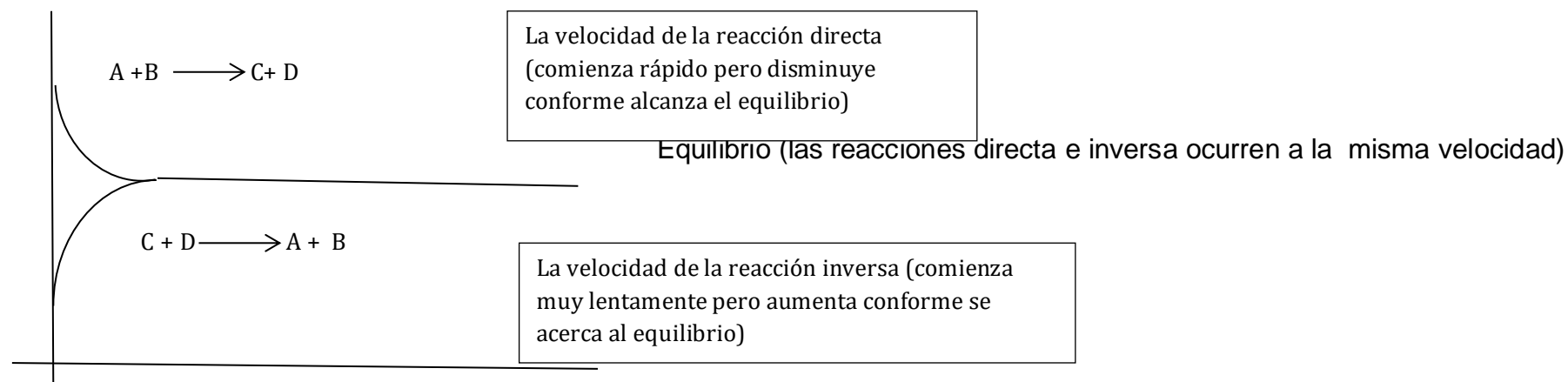
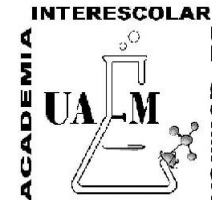
En un equilibrio químico, se forman productos y reactivos, así que un equilibrio químico es un equilibrio dinámico. Sin embargo, equilibrio no significa que estén presentes cantidades iguales de productos y reactivos, únicamente que se están formando a velocidades iguales.

Un estado de equilibrio se define como la condición de un sistema donde la velocidad de los procesos opuestos es igual. El equilibrio químico de un sistema determinado puede representarse mediante la siguiente gráfica:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

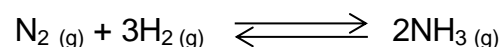
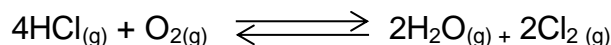
ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO QUÍMICO

Experimentalmente se ha observado que los principales factores que afectan el equilibrio químico son; la presión, la temperatura y la concentración.

La presión.- Si se aumenta la presión sobre un sistema compuesto por moléculas de gas, el equilibrio se desplaza en la dirección que produce el número más pequeño de moléculas de gas. Por el contrario si se disminuye la presión sobre un sistema compuesto por moléculas de gas, el equilibrio se desplaza en la dirección que produce el mayor número de moléculas de gas.



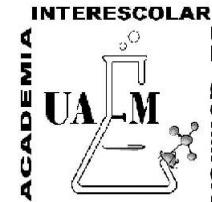
La temperatura. Cuando la temperatura de un sistema en equilibrio se eleva, se agrega calor al sistema. El equilibrio se desplaza entonces en la dirección que absorbe el calor agregado, a fin de aliviar el esfuerzo causado por el calor.

Para las reacciones endotérmicas, un aumento en la temperatura (calor) favorece la reacción directa. Para las reacciones exotérmicas, un aumento en la temperatura favorece la reacción inversa



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



La concentración. De acuerdo con el principio de Le Chatelier, al aumentar la concentración de uno de los productos, el equilibrio se desplaza a la izquierda. Es decir, el sistema actúa para aliviar el exceso de producto al consumirlo para formar más reactivo. En el nuevo punto de equilibrio, las concentraciones de los reactivos son más altas y las concentraciones de los productos son más bajas que al comienzo de la reacción. Y si la concentración de los reactivos se aumenta se desplaza ría el equilibrio hacia la derecha.

Ley de acción de masas

Establece que *“A temperatura constante, la velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos”*.

Principio de “LE CHATELIER”

“Cuando una reacción en equilibrio sufre un cambio de condiciones, las proporciones de los productos y los reactivos se ajustan de tal forma que el efecto del cambio se minimiza”

Constante de Equilibrio

Es la relación que se establece entre la constante de la velocidad de reacción a la derecha y la constante de la velocidad de reacción a la izquierda, para un sistema determinado en equilibrio.

La constante de equilibrio de una reacción química, indica **en qué grado los reactivos se transforman en productos**, una vez alcanzado el equilibrio.

Si consideramos una reacción general en la que **a** moles del compuesto A, reaccionan en forma estequiométrica con **b** moles de B para dar **c** moles de C y **d** moles de D.



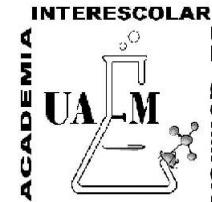
La constante de equilibrio de esta reacción se define:

Cuando:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$K_e \gg 1$ En el equilibrio, los productos son más abundantes que los reactivos

$K_e \ll 1$ En el equilibrio, los reactivos son más abundantes que los productos.

Si $K_e \approx 1$ En el equilibrio, las concentraciones de reactivos y productos son similares.

Ejercicios:

Determina la expresión de equilibrio para las siguientes reacciones:

1° Para la reacción: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$$K_e = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^2 [H_2]^3}$$

2° Para la reacción: $SO_2 + NO_2 \rightleftharpoons SO_3 + NO$

$$K_e = \frac{[SO_3]^1 [NO]^1}{[SO_2]^1 [NO_2]^1}$$

3° Para la reacción $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

$$K_e = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]^1}$$

Ejemplo:

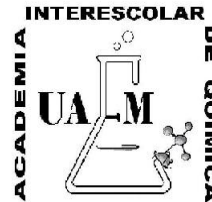
1. Se hizo reaccionar una mezcla de hidrógeno y yodo a 445°C. cuando se estableció el equilibrio se encontraron las siguientes concentraciones de las sustancias participantes:

$$H_2 = 0.20 \text{ mol/litro} \quad I_2 = 0.20 \text{ mol/litro} \quad HI = 1.6 \text{ mol/litro}$$



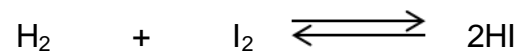
ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Calcular el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura

1º La reacción



2º establecer la constante de equilibrio

$$K_e = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2]^1 [\text{I}_2]^1}$$

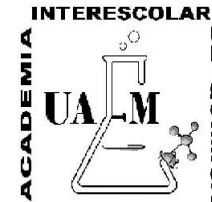
3º realizar los cálculos

$$K_e = \frac{[1.6]^2}{[0.2]^1 [0.2]^1} = \frac{2.56}{0.04} = 64$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



BLOQUE IV: APLICA EL EQUILIBRIO IONICO

Una de las propiedades del agua es su capacidad para ionizarse, esto según el equilibrio químico en la disociación del agua



La concentración de los iones H^+ y OH^- es para cada uno es $[1 \times 10^{-7}]$

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

$$= (-1) \times \log [\text{H}^+]$$

De la constante de equilibrio se sustituye

$$K = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{1}$$

$$K = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = [1 \times 10^{-7}] [1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\log [[\text{H}^+] [\text{OH}^-]] = \log (1 \times 10^{-14})$$

$$\log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-] = -14$$

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

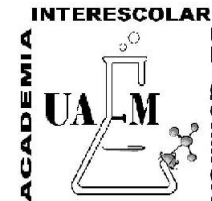
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$= (-1) \times \log [\text{OH}^-]$$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



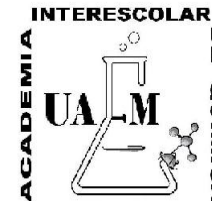
Que nos indica la constante de ionización				
Fórmula	Parámetros	Ejemplos		
<p>La constante del producto iónico del agua (a 25 °C) se expresa como:</p> $K_w = [H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$	<p>La constante es aplicable además del agua pura, a cualquier disolución acuosa, teniendo los siguientes parámetros:</p> <p>1. Una disolución es neutra cuando: $[H^+] = [OH^-]$</p> <p>2. Una disolución es ácida cuando: $[H^+] > [OH^-]$</p> <p>3. Una disolución es básica cuando: $[OH^-] > [H^+]$</p>	<p>Ejemplo de una disolución neutra.</p> <p>Calcule los valores de $[H^+]$ y $[OH^-]$ en una disolución neutra a 25 °C</p> $[H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ $(x) (x) = 1.0 \times 10^{-14}$ $x^2 = 1.0 \times 10^{-14}$ $x = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-7}$ <p>La disolución es neutra porque $[H^+] = [OH^-]$</p>	<p>Ejemplo de una disolución ácida.</p> <p>Calcule la concentración de H^+ en una disolución donde $[OH^-]$ es $1.8 \times 10^{-9} \text{ M}$ a 25 °C</p> $[H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-14} / [OH^-]$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-14} / 1.8 \times 10^{-9} \text{ M}$ $[H^+] = 5.0 \times 10^{-6} \text{ M}$ <p>Esta disolución es ácida porque $[H^+] > [OH^-]$</p>	<p>Ejemplo de una disolución básica</p> <p>Calcule la concentración de H^+ en una disolución donde $[OH^-]$ es 0.010 M a 25 °C</p> $[H^+] [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-14} / [OH^-]$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-14} / 0.010 \text{ M}$ $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ M}$ <p>Esta disolución es básica porque $[OH^-] > [H^+]$</p>

ACIDOS Y BASES: existen 3 teorías que presentan diferentes características de acuerdo al autor.			
	ACIDO	BASE	EJEMPLO
Svante August Arrhenius	Sustancia que contiene hidrógeno, y en solución acuosa, es capaz de liberar iones hidrogeno (H^+)	Sustancia que contiene el grupo $-OH$ y en solución acuosa libera iones hidróxido (OH^-)	$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



			$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{CaSO}_{4(\text{ac})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Johannes Bronsted-Thomas Lowry	Sustancia capaz de donar un protón (H^+) a cualquier otra sustancia	Sustancia capaz de aceptar un protón (H^+) de otra sustancia	$\text{HNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{NO}_{3(\text{ac})}$ $\text{NH}_{3(\text{g})} + \text{H}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{NH}_{4(\text{ac})}$
Lewis	Sustancia o especie química capaz de aceptar un par de electrones	Sustancia o especie química capaz de donar un par de electrones	$\text{BF}_3, \text{AlCl}_3, \text{SnCl}_4, \text{Cu}^{+2}$ $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})} + \text{:NH}_{3(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ $\text{H}:\text{NH}_3^+_{(\text{ac})}$

ESCALA DE pH

La neutralización de **Arrhenius** tiene como productos de formación SAL más AGUA y se lleva a cabo en medio acuoso.

Escala ideada por Arrhenius para indicar la concentración molar de iones hidrógeno $[\text{H}^+]$, sus valores van de 0 a 14, por ser una escala logarítmica, los valores pequeños (menores de 7) indican una mayor cantidad de iones H^+ que de OH^- , por lo tanto, el medio es ácido, en cambio una pequeña cantidad de iones H^+ , resultan con un valor de pH mayor de 7, en este caso el medio es alcalino ya que la cantidad de iones OH^- será mayor. Cuando el pH es igual a 7 las concentraciones de iones H^+ y de OH^- , son igual, entonces el medio es neutro ($\text{pH}=7$ y $\text{pOH}=7$).

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

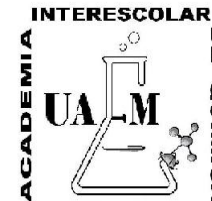
Ejemplos:

1.- ¿Cuál es el pH de una solución 0.5 molar de HCl? Como el HCl es un ácido fuerte la $[\text{H}^+]$ es 0.5 M, de modo que utilizando la fórmula quedaría:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ sustituye $\text{pH} = -\log [0.5] = 0.3$ **pH= 0.3**

2.- Determina la concentración de iones hidrógeno ($[\text{H}^+]$) de una solución que tiene un $\text{pH} = 7.3$. De la fórmula de pH debemos despejar $[\text{H}^+]$, quedando:

$[\text{H}^+] = \text{antilog } -\text{pH}$ $[\text{H}^+] = \text{antilog } -7.3 = 5 \times 10^{-8}$ **$[\text{H}^+] = 5 \times 10^{-8} \text{ M}$**

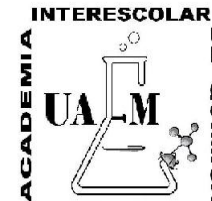
3.- Calcula el **pOH** de una solución, cuya $[\text{H}^+]$ es $1 \times 10^{-3} \text{ M}$. Si $([\text{H}^+])([\text{OH}^-]) = 1 \times 10^{-14}$ $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}/[\text{H}^+]$

$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}/1 \times 10^{-3}$ $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-11}$ **pOH= -log [OH⁻]** **pOH= -log [1x10⁻¹¹]** **pOH= 11**

De acuerdo al valor de pH				
[OH ⁻]	pOH	[H ⁺]	pH	
1×10^{-14}	14	1×10^0	0	Ácidos fuertes
1×10^{-13}	13	1×10^{-1}	1	
1×10^{-12}	12	1×10^{-2}	2	
1×10^{-11}	11	1×10^{-3}	3	
1×10^{-10}	10	1×10^{-4}	4	Ácidos débiles
1×10^{-9}	9	1×10^{-5}	5	
1×10^{-8}	8	1×10^{-6}	6	
1×10^{-7}	7	1×10^{-7}	7	Solución neutra
1×10^{-6}	6	1×10^{-8}	8	
1×10^{-5}	5	1×10^{-9}	9	Bases débiles
1×10^{-4}	4	1×10^{-10}	10	
1×10^{-3}	3	1×10^{-11}	11	
1×10^{-2}	2	1×10^{-12}	12	Bases fuertes
1×10^{-1}	1	1×10^{-13}	13	
1×10^0	0	1×10^{-14}	14	



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



EJERCICIOS: complete el siguiente cuadro.

[OH ⁻]	pOH	[H ⁺]	pH	Medio ácido o básico
3.9 X 10 ⁻⁸ M				
	4.67			
			6.59	
		6.45 X 10 ⁻¹¹ M		
			3.85	
		9.36 X 10 ⁻⁵ M		
	12.05			
7.21 X 10 ⁻² M				

<div style="text-align: center;"> \rightleftharpoons Acido-base conjugado </div>				
HCl	H ₂ O	→	Cl ⁻	H ₃ O ⁺
ácido	base (anfoterismo del agua)	←	Base conjugada	Acido conjugado (ion hidronio)

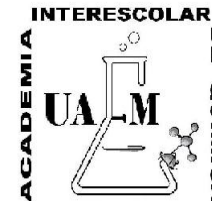
Brönsted-Lowry propone que el agua presenta anfoterismo: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$ el agua es acido y base. Además, la neutralización forma **pares conjugados**, no hay formación de agua y no se realiza necesariamente en medio acuoso.

Además, propone que los ácidos y bases tiene pares conjugados:



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Acido-base conjugado				
NH_3	H_2O	\rightarrow	NH_4^+	OH^-
base	ácido (anfoterismo del agua)	\leftarrow	Acido conjugado	Base conjugado

Y tiene en cuenta la disociación de las especies como fuertes y débiles:

Fuerte: disociación total	Débil: disociación parcial
$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ se favorece el disociado	$\text{CH}_3\text{CO.O:H} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO.O}^- + \text{H}^+$ $\text{Al (OH)}_3 \rightleftharpoons \text{Al}^{+3} + 3\text{OH}^-$ Se favorece el asociado

ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

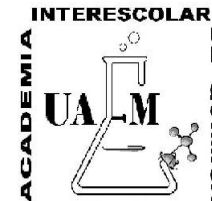
Se denomina electrolito a la sustancia que en disolución conduce la corriente eléctrica

Para clasificar una sustancia como electrolito fuerte o electrolito débil, simplemente se revisa si la sustancia es iónica y el grado de disociación que presenta



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



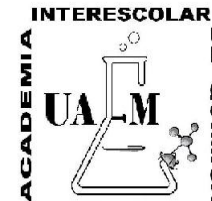
Electrolitos fuertes: Sustancias iónicas que se ionizan completamente en solución			Electrolitos débiles: No se ionizan completamente en solución		
Ácidos	Bases	Sales	Ácidos	Bases	Otros
Clorhídrico HCl Bromhídrico HBr Yodhídrico HI Clórico HClO ₃ Perclórico HClO ₄ Nítrico HNO ₃ Sulfúrico H ₂ SO ₄	Hidróxidos del grupo IA de Litio LiOH de Sodio NaOH de Potasio KOH de Rubidio RbOH de Cesio CsOH Hidróxidos de metales pesados del grupo IIA de Calcio Ca(OH) ₂ de Estroncio Sr(OH) ₂ de Bario (Ba(OH) ₂	Sales haluras como el Cloruro de sodio NaCl Nitratos Sulfatos	Fluorhídrico HF Nitroso HNO ₂ Hipocloroso HClO Cianhídrico HCN Fórmico HCOOH Acético CH ₃ -COOH Cítrico Sulfuroso H ₂ SO ₃ Fosforoso H ₃ PO ₃	Amoniac NH ₃ Aminas R-NH ₂	Fenol H ₂ O pura

GILBERT LEWIS: ésta teoría se realiza en cualquier medio, y se lleva a cabo entre compuestos neutros, los cuales tienen pares de electrones sin compartir (libres) siendo base de Lewis y otros que no tienen el octeto completo siendo ácidos de Lewis. Se unen para formar compuestos de adición o complejos.



ACADEMIA INTERESCOLAR DE QUÍMICA

ANTOLOGIA DE ESTUDIO PARA QUÍMICA III



Lewis Acids and Bases

