

# Química

2º Bachillerato. Tema 0. Ideas básicas de la  
Química.

## Índice

1. CONTENIDOS	2
2. Conceptos básicos de Química	27
3. ¿Qué hay que saberse?	31
4. Formulario	32

# 1. CONTENIDOS

QUÍMICA. 2º BACHILLERATO.

## REVISIÓN DE CONCEPTOS BÁSICOS

Contenidos:

- 1) Sistemas materiales. Clasificación
- 2) Formulación química inorgánica
- 3) Masas atómicas y moleculares. Nº de Avogadro. Mol. Determinación de la fórmula de un compuesto.
- 4) Ecuación de estado de los gases ideales. Volumen molar de gases.
- 5) Masas equivalentes. Equivalente químico.
- 6) Disoluciones. Formas de expresar la concentración.
- 7) Reacciones químicas. Cálculos estequiométricos.

### 1.- SISTEMAS MATERIALES. CLASIFICACIÓN.

Los intentos de conocer el origen y la naturaleza de la materia aparecen ya en los albores de nuestra civilización. Los babilonios proponían que el agua era el origen de todo, idea recogida también en la época de los griegos por Tales de Mileto. Empédocles (s. V a. C.) sugirió por primera vez la existencia de cuatro elementos: fuego, agua, aire y tierra, constituidos por partículas muy pequeñas que no se pueden transformar unas en otras. Esta primera concepción atomista de la materia encuentra su desarrollo posterior en Leucipo y Demócrito (s. V-IV a. C.) quienes asignan tamaño y forma a los átomos constituyentes de los cuatro elementos.

Aristóteles (s. IV a. C.) el más influyente de los filósofos griegos aceptó también la existencia de cuatro elementos, a los que añadió un quinto: el éter, como constituyente de la materia celeste.

La época alquimista aportó poco desde el punto de vista conceptual, no produciéndose un salto cualitativo hasta 1661 con la publicación de la obra *El químico escéptico* por Robert Boyle (1627-1691), en la cual exponía que los elementos eran:

*Ciertos cuerpos primitivos y simples que no están formados de otros cuerpos, y que son los ingredientes de todos los cuerpos mixtos.*

A finales del siglo XVIII, A. L. Lavoisier (1743-1794) aceptó el concepto de elemento de Boyle, y en su libro *Tratado elemental de Química*, publicó una lista de 33 sustancias que él consideraba elementos, de acuerdo con el criterio de Boyle. De entre ellos, dos, la luz y el calórico no eran sustancias sino formas de energía (el calórico se pensaba por entonces era la sustancia que se intercambiaba entre los cuerpos calientes y los cuerpos fríos). De los 31 elementos restantes, 8 sabemos hoy no son realmente elementos sino compuestos (como la cal y la magnesia).

A comienzos del siglo XIX, la evidencia experimental a favor de una materia constituida por partículas fue en aumento, lo cual acabó desembocando en la hipótesis atómica de Dalton. Las evidencias



*Retrato de Lavoisier y de su esposa Marie Anne Perrette Lavoisier (1788)*  
*autor: Jacques-Louis David*

experimentales mencionadas son las conocidas hoy como leyes ponderables de la química: ley de la conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, ley de las proporciones múltiples, ley de las proporciones recíprocas y ley de los volúmenes de combinación.

Hoy día se interpreta nuestro mundo físico en términos de materia y energía, cada una de las cuales puede presentarse en diversidad de formas y en multitud de transformaciones, pero en todo cambio de la materia interviene la energía, bien sea porque sea necesaria para que el cambio tenga lugar, bien porque se desprende a raíz de dicho cambio. La materia es algo que ocupa espacio y posee masa (e inercia).

La materia se clasifica atendiendo a diferentes criterios, por ejemplo, atendiendo a su estado de agregación, la materia se clasifica en sólida, líquida y gaseosa. Desde el punto de vista químico nos interesa clasificar la materia atendiendo a su composición, tal como se ve en la tabla siguiente.

CLASIFICACIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES		
<b>MATERIA</b>	<b>SUSTANCIA PURA</b> Formada por un único componente, es un sistema homogéneo, es decir, tiene unas propiedades intensivas definidas (punto de fusión, de ebullición, densidad, etc.).	<b>SUSTANCIA ELEMENTAL (ELEMENTO QUÍMICO)</b>  Definición 1: Son sustancias que no pueden ser descompuestas en otras más sencillas mediante cambios químicos (corresponde con la definición de Boyle).  Definición 2: Porción de materia constituida por una clase particular de átomos (definición establecida a partir de la segunda década del siglo XX).  Ejemplos: hidrógeno, oxígeno, carbono, etc.
		<b>SUSTANCIA COMPUESTA (COMPUESTOS QUÍMICOS)</b>  Son sustancias puras que están formadas por dos o más clases diferentes de átomos (corresponden a las sustancias mixtas de la definición de Boyle).  Ejemplos: dióxido de carbono, ácido sulfúrico, agua, etc.
	<b>MEZCLA</b>  Compuesta por dos o más sustancias puras, cada una de las cuales conserva su identidad y propiedades específicas.	<b>MEZCLAS HETEROGÉNEAS</b>  Sus componentes son fáciles de reconocer (a simple vista), como una mezcla de aceite y agua, o el granito (mezcla de cuarzo, feldespato y mica).
		<b>MEZCLAS HOMOGÉNEAS (DISOLUCIONES)</b>  Son mezclas de dos o más sustancias en las que las partículas que se mezclan tienen tamaños del orden molecular, que no sedimentan ni mediante fuerzas centrífugas enormes. Por ejemplo: una disolución de sal común en agua.

Aclaraciones:

**Elementos químicos**

En la actualidad se conocen alrededor de 118 elementos químicos, pero no todos se encuentran en la naturaleza. Concretamente en la naturaleza podemos encontrar alrededor de 90 elementos químicos.

Respecto de la segunda definición de elemento químico, es necesario aclarar qué se entiende por “una clase particular de átomos”. Con esta expresión se indica un átomo cuyo núcleo tiene una carga eléctrica determinada. Lo que diferencia las diferentes clases de átomos (elementos) es el número de protones de su núcleo (Z). No fue hasta 1913 cuando se supo asignar correctamente el número de protones a

un elemento gracias a los trabajos de Moseley que obtuvo los espectros de emisión de rayos X de los diferentes elementos.

### **Compuestos químicos**

Los compuestos químicos se representan por fórmulas constituidas por los símbolos de los elementos contenidos en ellos; por ejemplo, NaCl es la fórmula del cloruro sódico, que está formada por igual número de átomos de sodio y cloro.

La cantidad de compuestos químicos conocidos es ingente. El número CAS (Chemical Abstract Service) es un número único que se asigna a cada compuesto químico que haya sido catalogado en la literatura científica. Actualmente (2008) hay más de 23 millones de compuestos químicos diferentes y su número aumenta diariamente en unos 4000 (fuente: wikipedia).

Ante tal cantidad de compuestos químicos, se hace necesaria una clasificación de los mismos y el establecimiento de unas reglas de formulación y nomenclatura adecuadas. En una primera división, los compuestos químicos se dividen en:

- Compuestos inorgánicos
- Compuestos orgánicos

Los compuestos orgánicos son sustancias químicas que contienen carbono formando enlaces covalentes C-C, C=C y C≡C. En un principio se denominaron así porque se creía que era necesaria una “fuerza vital” para su síntesis, fuerza vital que estaba presente en los seres vivos (ácido acético, alcohol etílico, urea, etc.). Hoy día esta definición no es válida pues se sintetizan con normalidad en los laboratorios todo tipo de compuestos orgánicos. Son con diferencia el grupo más numeroso de compuestos químicos. El resto de compuestos se denominan inorgánicos.

### **Disoluciones**

Las disoluciones pueden ser clasificadas atendiendo a muy diversos criterios: proporción relativa de soluto y disolvente (diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas), número de componentes (binarias, ternarias, etc.). Lo más importante en este curso respecto de las mismas es establecer la concentración de una disolución, es decir, la proporción en la que se encuentra el soluto respecto del disolvente o de la disolución (punto 6 del tema).

## **2.- FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA**

La IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) se fundó en 1919 cuando los químicos de los sectores industrial y universitario reconocieron la necesidad de estandarizar la simbología química para que no hubiera confusión alguna. Actualmente la IUPAC tiene como miembros las Sociedades Nacionales de Química.

Una de las funciones más reconocibles de la IUPAC es la de establecer reglas para nombrar los compuestos orgánicos e inorgánicos. Estas reglas están contenidas en dos publicaciones conocidas como Libro Azul y Libro Rojo respectivamente. Pero la función anterior no es la única de este organismo, así, también edita el llamado Libro Verde, donde se describen las recomendaciones para el uso de símbolos de las diferentes magnitudes físicas y químicas, y el Libro Dorado, que contiene las definiciones de un gran número de términos técnicos utilizados en química.

La función primaria de la nomenclatura es asegurar que la persona que oiga un nombre químico no albergue ninguna duda sobre el compuesto químico en cuestión, es decir, cada nombre se debe referir a una única sustancia, aunque una sustancia puede tener varios nombres. También es preferible que el nombre lleve alguna información básica sobre la estructura del compuesto.

El primer intento serio de establecer un sistema de nomenclatura para los compuestos inorgánicos se dio a finales del siglo XVIII de la mano del químico francés Guyton de Morveau. Su sistema fue refinado por otros químicos franceses como Berthollet y Lavoisier, quien promovió la aparición de dicho sistema de nomenclatura en los libros de texto. Hoy día llamamos a esta nomenclatura como sistema tradicional y, aunque no está recomendado por la IUPAC, está fuertemente arraigado entre los químicos, motivo por el cual se acepta en algunos compuestos como también se aceptan algunos nombres tradicionales de los compuestos (amoníaco, fosfina, estibina, etc.).

La IUPAC recomienda el uso de la nomenclatura sistemática (la propia de la IUPAC) y la de Stock (Alfred Stock, 1876-1946, químico alemán que propuso su sistema en 1919).

(Ver apuntes básicos sobre formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos)

### 3.- MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES. N° DE AVOGADRO. MOL. DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UN COMPUESTO.

#### 3.1.- Masa atómica

La masa atómica es la masa de un átomo en reposo, la unidad SI en la que se suele expresar es la unidad de masa atómica unificada. La masa atómica puede ser considerada como la masa total de los protones y neutrones en un átomo único en estado de reposo.

La masa atómica, también se ha denominado peso atómico, aunque esta denominación es incorrecta, ya que la masa es propiedad del cuerpo y el peso depende de la gravedad.

Una unidad de masa atómica, cuyo símbolo es u (antiguamente era u.m.a), equivale a una duodécima (1/12) parte de la masa de un átomo de carbono-12.

Las masas atómicas de los elementos químicos se suelen calcular con la media ponderada de las masas de los distintos isótopos de cada elemento teniendo en cuenta la abundancia relativa de cada uno de ellos, lo que explica la no correspondencia entre la masa atómica en u.m.a, de un elemento, y el número de nucleones que alberga el núcleo de su isótopo más común.

En cambio, la masa atómica de un isótopo sí coincide aproximadamente con la masa de sus nucleones. Esta diferencia es debida a que los elementos no están formados por un solo isótopo si no por una mezcla con unas ciertas abundancias para cada uno de ellos. Mientras que cuando medimos la masa de un isótopo en concreto no tenemos en cuenta las abundancias. De todas formas ni siquiera la masa atómica de los isótopos equivale a la suma de las masas de los nucleones. Esto es debido al defecto de masa.

#### Problema resuelto.

El litio consta de dos isótopos estables: el Li-6 (7,59%) y el Li-7 (92,41%). Con estos datos, calcula la masa atómica del litio.

Resolución:

Multiplicando la masa de cada isótopo (6,015 y 7,016 respectivamente) con su abundancia (en %), los cálculos serían:

$$M = \frac{7,59 \cdot 6,015 + 92,41 \cdot 7,016}{100} = 6,94$$

El valor resultante, como era de esperar, está entre los dos anteriores aunque más cerca del Li-7, más abundante.

#### 3.2.- Masa molecular

La masa molecular relativa es un número que indica cuántas veces mayor es la *masa* de una molécula de una sustancia con respecto a la unidad de masa atómica. Se determina sumando las masas atómicas relativas de los elementos cuyos átomos constituyen una molécula de dicha sustancia.

La masa molecular se calcula sumando las masas atómicas de los elementos que componen la molécula. Por ejemplo:

Masa molecular del agua, H<sub>2</sub>O = 18 u.

Masa molecular del ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 u.

Masa molecular del ácido acético, CH<sub>3</sub>COOH = 60 u.

Masa molecular del sulfato amónico, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 132 u.

### 3.3.- Mol y número de Avogadro

El mol (símbolo *mol*) es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

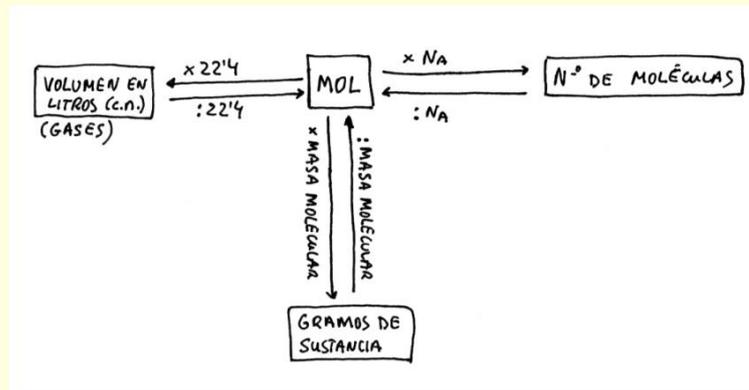
Dada cualquier sustancia (elemento químico, compuesto o material) y considerando a la vez un cierto tipo de entidades elementales que la componen, se define como un mol a la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado como átomos de  $C^{12}$  hay en 12 gramos de  $C^{12}$ .

El número de unidades elementales –átomos, moléculas, iones, electrones, u otras partículas o grupos específicos de éstas– existentes en un mol de sustancia es, por definición, una constante que no depende del material ni del tipo de partícula considerado. Esta cantidad es llamada número de Avogadro ( $N_A$ ) y equivale a  $6,02214179 \times 10^{23}$  unidades elementales por mol.

Si la masa molecular de una sustancia en u.m.a la cambiamos por gramos, obtenemos la masa de 1 mol de dicha sustancia. Por tanto, la masa molecular también se puede expresar en g/mol.

Si la masa atómica de un elemento en u.m.a las cambiamos por gramos, obtenemos la masa de un mol de dicho elemento (también llamado átomo-gramo). Por tanto la masa atómica también se puede expresar en g/mol ó g/átomo-gramo.

#### Equivalencias



#### Aclaraciones:

1) Al multiplicar por el número de Avogadro se obtiene el número de moléculas si la sustancia es un compuesto; si la sustancia es un elemento se obtienen átomos.

2) Al multiplicar por el número de Avogadro debemos escribir:

$$N^{\circ} \text{ moles} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \text{moléculas}$$

3) Al multiplicar por la masa molecular (M) debemos escribir:

$$N^{\circ} \text{ moles} \times M \text{ gramos/mol} = \text{gramos}$$

4) Al multiplicar por 22,4 debemos escribir:

$$N^{\circ} \text{ moles} \times 22,4 \text{ litros/mol} = \text{litros}$$

5) c.n. significa "condiciones normales", es decir,  $0^{\circ} C$  y 1 atm.

### 3.4.- Determinación de la fórmula de un compuesto.

Veremos el procedimiento con dos ejemplos concretos.

#### Problema resuelto.

Determinar la composición centesimal del sulfato cúprico pentahidratado.

Resolución.

- La fórmula del sulfato cúprico pentahidratado es  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Si partimos (arbitrariamente) de 100 gramos de sustancia, entonces la composición que hallemos ya es la composición centesimal.
- La masa molecular del sulfato de cobre pentahidratado es,  $M_m = 249,5 \text{ g/mol}$
- El número de moles de sulfato de cobre contenidos en los 100 g de producto son:

$$n_{\text{sulfato}} = 100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{249,5 \text{ g}} = 0,40 \text{ moles}$$

- Según la estequiometría de la fórmula, por cada mol de sulfato hay un mol de cobre, un mol de azufre, 4 moles de oxígeno y 5 moles de agua (consideraremos en estas sales hidratadas el agua de hidratación como un todo). En nuestro caso tenemos 0,40 moles de sulfato, en los que habrá:
  - o  $0,40 \text{ moles de Cu} = 0,40 \text{ moles} \cdot \frac{63,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 25,4 \text{ g}$
  - o  $0,40 \text{ moles de S} = 0,40 \text{ moles} \cdot \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 12,8 \text{ g}$
  - o  $4 \cdot 0,40 = 1,60 \text{ moles de O} = 1,60 \text{ moles} \cdot \frac{16 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 25,6 \text{ g}$
  - o  $5 \cdot 0,40 = 2,00 \text{ moles de agua de hidratación} = 2,00 \text{ moles} \cdot \frac{18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 36 \text{ g}$
- El porcentaje de cada elemento en el sulfato será: 25,4% de Cu; 12,8% de S; 25,6% de O; 36% de agua de hidratación.

#### Problema resuelto.

Al realizar el análisis de un determinado compuesto químico, se ha encontrado la siguiente composición: Ag: 69,98%, As: 16,22% y O: 13,80%. Calcula la fórmula más sencilla que corresponde a este compuesto. Las masas atómicas de Ag, As y O son respectivamente 107,87 g/mol, 74,92 g/mol y 16 g/mol.

Resolución:

- Primero vemos que la suma de los porcentajes es 100.
- Convertimos los porcentajes en gramos y los pasamos a moles:
  - 69,98 g de Ag son  $69,98 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{107,87 \text{ g}} = 0,6477 \text{ moles}$
  - 16,22 g de As son:  $16,22 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{74,92 \text{ g}} = 0,2165 \text{ moles}$
  - 13,80 g de O son:  $13,80 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 0,8625 \text{ moles}$
- Dividimos cada cantidad obtenida en moles entre la más pequeña de ellas:
  - Ag:  $0,6477/0,2165 = 2,99 \approx 3$
  - As:  $0,2165/0,2165 = 1$
  - O:  $0,8625/0,2165 = 3,98 \approx 4$
- El compuesto debe ser el arseniato de plata:  $\text{Ag}_3\text{AsO}_4$

### 4.- ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES. VOLUMEN MOLAR DE GASES.

La ley de los gases ideales es la ecuación de estado del gas ideal, un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y energía cinética). Los gases reales que más se aproximan al comportamiento del gas ideal son los gases monoatómicos en condiciones de baja presión y alta temperatura.

Empíricamente, se observan una serie de relaciones entre la temperatura, la presión y el volumen, son las leyes de Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac. Estas leyes empíricas dan lugar, como veremos a la ley de los gases ideales, deducida por primera vez por Émile Clapeyron en 1834. Estas relaciones

La **Ley de Boyle-Mariotte** (o Ley de Boyle, como se la conoce a veces), formulada por Robert Boyle y Edme Mariotte, es una de las leyes de los gases ideales que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas mantenida a temperatura constante, y dice que el volumen es inversamente proporcional a la presión:

$$PV = k$$

donde k es constante si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes.

Cuando aumenta la presión, el volumen disminuye, mientras que si la presión disminuye el volumen aumenta. El valor exacto de la constante k no es necesario conocerlo para poder hacer uso de la Ley; si consideramos las dos situaciones, manteniendo constante la cantidad de gas y la temperatura, deberá cumplirse la relación:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

La **ley de Charles y Gay-Lussac**, frecuentemente llamada ley de Charles o ley de Gay-Lussac, relaciona el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas ideal, mantenido a una presión constante, mediante una constante de proporcionalidad directa. En esta ley, Charles dice que a una presión constante, al aumentar la temperatura, el volumen del gas aumenta y al disminuir la temperatura el volumen del gas disminuye. Esto se debe a que "temperatura" significa movimiento de las partículas. Así que, a mayor movimiento de las partículas (temperatura), mayor volumen del gas.

La ley fue publicada primero por Louis Joseph Gay-Lussac en 1802, pero hacía referencia al trabajo no publicado de Jacques Charles, de alrededor de 1787, lo que condujo a que la ley sea usualmente atribuida a Charles. La relación había sido anticipada anteriormente en los trabajos de Guillaume Amontons en 1702.

La ley de Charles es una de las más importantes leyes acerca del comportamiento de los gases, y ha sido usada de muchas formas diferentes, desde globos de aire caliente hasta acuarios. Se expresa por la fórmula:

$$\frac{V}{T} = k$$

Además puede expresarse como:

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

Por otra parte, se considera como **ley de Gay-Lussac** la siguiente: A volumen constante, la presión varía en relación directa a la temperatura, expresada en kelvin:

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

Estas tres leyes se pueden globalizar en una sola ecuación, conocida como **Ecuación de estado de los gases ideales.**

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} \quad \frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Fue precisamente Gay-Lussac quien unificó las tres leyes. Se puede observar que para un mol de cualquier gas a 1 atm y 273 K, que, como sabemos, ocupa un volumen de 22'4 litros:

$$\frac{PV}{T} = \text{constante} = \frac{1 \cdot 22'4}{273} = 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

A esta constante la llamaremos  $R$  o *constante de los gases ideales*. Utilizando  $R$ , la ecuación de estado de los gases para 1 mol de sustancia quedará:

$$\frac{PV}{T} = R \rightarrow PV = RT$$

y para  $n$  moles nos quedará:

$$PV = nRT$$

Esta es la ecuación conocida como **Ecuación de Clapeyron o Ecuación de los gases ideales.**

Otros valores de la constante  $R$ , cuando se mide en otras unidades, son:

$$R = 8'31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 1'98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

### **Ley de Avogadro. Volumen molar**

Avogadro estableció que igual número de moléculas de diferentes gases ocupan el mismo volumen siempre que las condiciones de presión y temperatura sean idénticas para dichos gases. Por otra parte, un mol de cualquier sustancia, ya sea sólida, líquida o gaseosa, contiene el mismo número de moléculas, número que se llamó en su honor número de Avogadro ( $N_A$ ). Si unimos estos dos postulados, podremos decir:

*Un mol de cualquier gas ocupará siempre el mismo volumen, sea cual sea el gas, si las condiciones de presión y temperatura son las mismas.*

Experimentalmente se ha comprobado que el volumen de un mol de cualquier gas, medido a 1 atm de presión y 273 K (condiciones normales), es de 22'4 litros.

### **Problema resuelto.**

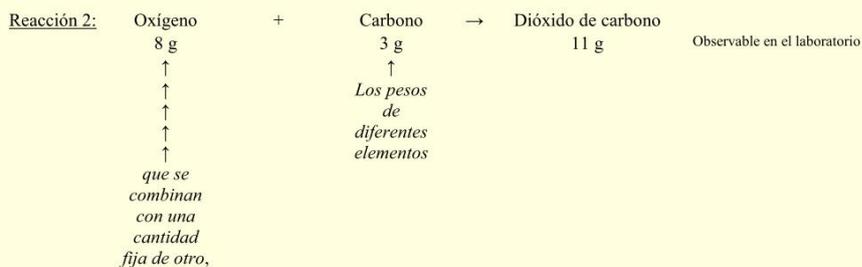
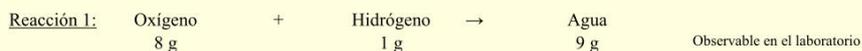
Calcular la masa molecular del nitrógeno a partir de los siguientes datos: a 720 mmHg y 25 °C, un litro del gas tiene una masa de 1'084 g.

Resolución:

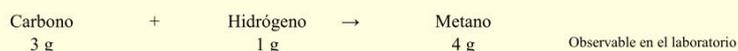
- La densidad del gas, según los datos aportados es  $d = 1'084 \text{ g/L}$ .
- La temperatura en kelvín es de  $25 + 273 = 298 \text{ K}$
- La presión en atmósferas es



Para que se cumpla el enunciado de la ley debemos dejar las cantidades de oxígeno iguales. Para ello podemos dividir todas las cantidades de la primera reacción entre dos y todas las cantidades de la segunda reacción entre cuatro:



son los pesos relativos de dichos elementos cuando se combinan entre sí, ↓



o bien múltiplos o submúltiplos de dichos pesos ↓



Esta ley permite hacer el siguiente razonamiento: si un elemento se combina fácilmente con otros muchos elementos, podemos hacer una tabla de masas de combinación de esos elementos con una cantidad fija de este elemento que tan fácilmente se combina. Esta tabla nos dará la razón de combinación de los elementos entre sí. Por ejemplo, podemos hacer una tabla como la siguiente:

Oxígeno 8 g	+	Hidrógeno 1 g	→	Agua
Oxígeno 8 g	+	Carbono 3 g	→	Dióxido de carbono
Oxígeno 8 g	+	Carbono 6 g	→	Monóxido de carbono
Oxígeno 8 g	+	Cloro 35'5 g	→	Monóxido de dicloro
Oxígeno 8 g	+	Cloro 11'8	→	Trióxido de dicloro
Oxígeno 8 g	+	Silicio 7 g	→	Dióxido de silicio
Etc ...				

Esta tabla, en el siglo XIX era importante pues la teoría atómica que permitiera conocer perfectamente la composición de las sustancias (nº de átomos en sus moléculas) no se desarrolló completamente hasta el siglo XX. Por tanto, se utilizaban tablas como la anterior ya que según la ley de Richter, las masas que aparecen en la columna de los elementos que se combinan con 8 g de oxígeno (hidrógeno, carbono, cloro, silicio, etc...) son las masas de combinación de estos elementos entre sí (o múltiplos o submúltiplos de las mismas). Hemos visto ya un ejemplo de combinación (el metano). Veamos otros:

Hidrógeno	+	Silicio	→	Silano
1 g	+	7 g	→	8 g
Hidrógeno	+	Cloro	→	Ac. Clorhídrico
1 g	+	3 x 11'8 = = 35'5 g	→	36'5 g
		↑		
		En este caso se trata de un múltiplo del número que aparece en la tabla		

Como el elemento que mejor se combina con todos los demás es el oxígeno, se tomó a este como referencia para definir los pesos de combinación:

*Peso equivalente de un elemento es la masa del mismo que se combina con 8 g de oxígeno*

Se fijó la cantidad de 8 g de oxígeno por ser la cantidad de oxígeno que reacciona con 1 g de hidrógeno para dar agua (el hidrógeno fue el primer elemento que originalmente se tomó para realizar las tablas de pesos equivalentes). Por tanto, según lo mencionado:

$$P_{eq}(\text{O}) = 8 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq}(\text{C}) = 3 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq}(\text{C}) = 6 \text{ g/eq} \text{ etc...}$$

Se puede observar que:

$$\text{Peso equivalente, } P_{eq} = \frac{\text{Masa atómica}}{\text{Valencia}}$$

luego, el peso equivalente de un elemento se calcula dividiendo su masa atómica entre la valencia de dicho elemento en el compuesto que se esté considerando. Así, por ejemplo, en el silano, el silicio tiene valencia 4 y su peso equivalente es  $28/4 = 7$ ; en el dióxido de carbono, el carbono tiene valencia 4 y su peso equivalente será  $12/4 = 3$ ; en el monóxido de carbono, el carbono tiene valencia 2 y su peso equivalente será  $12/2 = 6$ ; etc.

El concepto de peso equivalente, además de a los elementos, se puede extender a los compuestos químicos. En este caso:

$$\text{Peso equivalente, } P_{eq} = \frac{\text{Masa molecular}}{n}$$

donde  $n$  es un número que dependerá del tipo de compuesto. Se le suele llamar "valencia del compuesto". Concretamente nos interesa saber que:

- En un ácido,  $n$  es el número de hidrógenos que dicho ácido puede liberar. Ejemplos:

$$P_{eq}(HCl) = \frac{36'6}{1} = 36'5 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq}(H_2SO_4) = \frac{98}{2} = 49 \text{ g/eq}$$

- En los hidróxidos,  $n$  es el número de grupos hidroxilo que el hidróxido puede liberar. Por ejemplo:

$$P_{eq}(NaOH) = \frac{40}{1} = 40 \text{ g/eq}$$

$$P_{eq}(Ca(OH)_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ g/eq}$$

- En las sales,  $n$  es el producto de las cargas del anión y catión que forman la sal. Por ejemplo:

$$P_{eq}(CaCl_2) = \frac{111}{2} = 55'5 \text{ g/eq}$$

pues la carga del catión calcio es 2+ y la del cloruro es 1-

$$P_{eq}[Fe_2(SO_4)_3] = \frac{400}{6} = 66'7 \text{ g/eq}$$

pues la carga del catión férrico es 3+ y la del sulfato es 2-

## **6.- DISOLUCIONES. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN**

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias químicas diferentes. El término "homogénea" indica que la mezcla es uniforme a la observación visual directa o al microscopio; las partículas de la mezcla tienen tamaños del orden molecular (inferior al nanómetro); y la distribución de las partículas no tiene orden alguno.

En una disolución podemos distinguir como componentes el disolvente, que es el que se encuentra en mayor cantidad o proporción, y el o los solutos, que son los componentes que se encuentran en menor proporción (se dice del soluto que es la sustancia que se disuelve o se dispersa en el disolvente).

Nos interesan especialmente las disoluciones en las que el disolvente es agua. Estas disoluciones, según la proporción de sus componentes se pueden clasificar (cualitativamente) en:

- *Diluidas*: la proporción de soluto es pequeña respecto a la de disolvente.

- *Concentradas*: la proporción de soluto es grande respecto a la de disolvente.

- *Saturadas*: la disolución, a la temperatura a la que se encuentra, ya no admite más cantidad de soluto, es decir, la proporción de soluto respecto a la cantidad de disolvente es la máxima. Se define la **solubilidad** de un soluto en un disolvente como la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura determinada. Referida al agua, la solubilidad se suele expresar en gramos de soluto disueltos en 100 mililitros de agua a una temperatura de 20 °C.

Tal como se ha definido una disolución saturada, la cantidad de soluto disuelta en dicha disolución es su solubilidad a la temperatura a la que se encuentre. Cualquier adición posterior de soluto a una disolución saturada hace que éste no se disuelva, estableciéndose un equilibrio entre el soluto no disuelto y el que sí se encuentra disuelto.

En general (no siempre), al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad. Esta circunstancia permite conseguir disoluciones sobresaturadas, es decir, que contienen más soluto disuelto que el que viene establecido por su solubilidad a la temperatura considerada. Para ello sólo hay que disolver el soluto hasta saturación en agua muy caliente; si se deja enfriar lentamente, la disolución resultante contendrá cada vez más soluto del que debería contener según su solubilidad a la temperatura considerada, la disolución estará sobresaturada. Las disoluciones sobresaturadas son inestables pues con facilidad suele aparecer en el seno de la disolución (precipita) la cantidad de soluto que haya en exceso.

#### **Cuantificación de la cantidad de soluto en una disolución: formas de expresar la concentración**

Se verán las siguientes formas:

- Tanto por ciento en masa
- Tanto por ciento masa-volumen
- Tanto por ciento volumen-volumen
- Gramos por litro
- Molaridad
- Fracción molar
- Normalidad
- Molalidad

#### **Tanto por ciento en masa (% m/m ó % masa)**

Es el número de gramos de soluto disueltos en 100 g de disolución,

$$\% (masa) = \frac{g (soluto)}{g (disolución)} \cdot 100$$

$$\% (masa) = \frac{g (soluto)}{100 g (disolución)}$$

donde,  $g (disolución) = g (soluto) + g (disolvente)$

#### **Tanto por ciento masa-volumen (% m/V)**

Es el número de gramos de soluto disueltos en 100 cm<sup>3</sup> de disolución.

$$\% (m/V) = \frac{g (soluto)}{cm^3 (disolución)} \cdot 100$$

$$\% (m/V) = \frac{g (soluto)}{100 cm^3 (disolución)}$$

#### **Tanto por ciento volumen-volumen (% V/V)**

Es el número de mililitros de soluto disueltos en 100 ml de disolución (100 cm<sup>3</sup>).

$$\% (V/V) = \frac{ml (soluto)}{ml (disolución)} \cdot 100$$

$$\% (V/V) = \frac{ml (soluto)}{100 ml (disolución)}$$

donde,  $ml (disolución) = ml (soluto) + ml (disolvente)$

### **Gramos por litro (g/L)**

Es el número de gramos de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$\frac{g}{L} = \frac{g \text{ (soluto)}}{L \text{ (disolución)}} = \frac{m_s}{V}$$

donde  $m_s$  representa la masa de soluto en gramos; y  $V$ , el volumen de disolución en litros.

Esta forma de expresar la concentración se puede confundir, por sus unidades, con una densidad.

### **Molaridad (M, o también, moles/L)**

Es el número de moles de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles (soluto)}}{L \text{ (disolución)}} = \frac{n_s}{V} = \frac{\frac{m_s}{M_m}}{V}$$

donde  $n_s$  representa el número de moles de soluto;  $V$ , el volumen de disolución en litros;  $m_s$ , la masa de soluto en gramos; y  $M_m$ , la masa molecular del soluto en gramos/mol.

### **Fración molar (X)**

La fracción molar de soluto ( $X_s$ ) representa la razón entre el número de moles de soluto y el número de moles totales (de soluto y disolvente). La fracción molar de disolvente ( $X_d$ ) representa la razón entre el número de moles de disolvente y el número de moles totales.

$$X_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$X_d = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}} = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

es evidente que

$$X_s + X_d = 1$$

### **Normalidad (N, o también eq/L)**

Es el número de equivalentes de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{equivalentes (soluto)}}{L \text{ (disolución)}} = \frac{eq}{V} = \frac{\frac{m_s}{P_{eq}}}{V}$$

donde  $eq$  es el número de equivalentes de soluto;  $V$ , es el volumen de disolución en litros;  $m_s$ , es la masa de soluto en gramos; y  $P_{eq}$ , es el peso equivalente del soluto en gramos/equivalente.

También podemos poner

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot n$$

donde  $n$  es un número que depende del tipo de compuesto al que pertenece el soluto. En la página 16 de estos apuntes se explica cómo determinar el valor de  $n$ .

### **Molalidad (m)**

Es el número de moles de soluto por cada kilogramo de disolvente.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles (soluto)}}{\text{kg (disolvente)}}$$

### **Problema resuelto.**

Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico cuya riqueza es del 35% y  $1'18 \text{ g/cm}^3$  de densidad. Determina la molaridad, normalidad, fracción molar de soluto y disolvente, % m/v y molalidad de la disolución.

Resolución:

- Un litro de disolución, de acuerdo con los datos del problema, tiene una masa de 1180 gramos (ver dato de densidad).

- Con el dato del porcentaje en masa podemos saber cuánto soluto (HCl) hay en un litro:

$$\text{masa de soluto, } m_s = 1180 \times 0'35 = 413 \text{ g}$$

- Podemos averiguar ya el porcentaje masa-volumen:

$$\% (m/V) = \frac{m_s}{V (\text{disolución, en mL})} \cdot 100 = \frac{413}{1000} \cdot 100 = 41'3 \% (m/V)$$

- Calcularemos ahora los moles de soluto presentes en la disolución ( $M_m(\text{HCl}) = 36'5 \text{ g/mol}$ )

$$n_s = \frac{m_s}{M_m} = \frac{413}{36'5} = 11'32 \text{ moles}$$

- La molaridad de la disolución es, por tanto

$$\text{Molaridad} = \frac{n_s}{V} = \frac{11'32}{1} = 11'32 \text{ moles/litro} = 11'32 \text{ M}$$

- Para calcular la normalidad lo más rápido es (el ácido clorhídrico tiene un hidrógeno que ceder como ácido)

$$\text{Normalidad} = M \cdot n = 11'32 \cdot 1 = 11'32 \text{ eq/L} = 11'32 \text{ N}$$

- También podemos calcular la molalidad pues sabemos que 1 litro de disolución tiene una masa de  $1'180 \text{ kg}$  y que contiene  $11'32$  moles de soluto:

$$\text{Molalidad} = \frac{11'32}{1'180} = 9'59 \text{ moles/kg} = 9'59 \text{ m}$$

- Para calcular la fracción molar de soluto y disolvente necesitamos conocer el número de moles de disolvente (agua,  $M_m = 18 \text{ g/mol}$ ). Si la disolución, un litro, pesa  $1180 \text{ g}$  y de ellos  $413 \text{ g}$  son de ácido clorhídrico, el resto es disolvente, es decir:

$$m_{\text{disolvente}} = 1180 - 413 = 767 \text{ g}$$

$$n_d = 767 \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 42'61 \text{ moles}$$

- Ya podemos calcular las fracciones molares

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{11'32}{11'32 + 42'61} = 0'21$$

$$X_d = 1 - X_s = 1 - 0'21 = 0'79$$

**Problema resuelto. Preparación de una disolución: soluto sólido y disolvente líquido.**

Prepara una disolución 0'15 M de hidróxido sódico en agua, disponiendo para ello de un matraz de 100 ml e hidróxido sódico comercial en forma de lentejas de una riqueza del 95%.

Resolución:

En primer lugar hay que calcular la cantidad de hidróxido sódico en gramos que se necesita para obtener la disolución de concentración deseada. Puesto que la masa molecular del NaOH es 40 g/mol,

$$\text{Molaridad} = \frac{m_s / M_m}{V}$$

$$m_s = 0'15 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0'1 \text{L} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'60 \text{ g de NaOH}$$

Pero el hidróxido sódico comercial está impurificado, y, como lo que necesitamos es una cantidad de 0'60 g de NaOH puro, entonces se precisa una cantidad mayor, de forma que:

$$\text{masa NaOH impuro} = 0'60 \cdot \frac{100}{95} = 0'63 \text{ g}$$

Para preparar la disolución se pesa en una balanza de precisión 0'63 g de NaOH comercial, depositándolo en un vidrio de reloj, que previamente habremos tarado. A continuación, se vierte el NaOH con un embudo en el matraz aforado, lavándolo después con agua destilada, para arrastrar los restos de NaOH dentro del matraz. Posteriormente, se añade agua destilada en el matraz y se agita para favorecer el proceso de disolución. Una vez disuelto el hidróxido sódico, se llena el matraz aforado con agua destilada hasta el enrase que indica los 100 ml y, de esta manera, se obtienen 100 ml de una disolución de NaOH 0'15 M.

Alternativamente: se pesa en una balanza de precisión 0'63 g de NaOH comercial, depositándolo en un vaso de precipitados de 100 ml, que previamente habremos tarado. A continuación se añade al vaso un poco de agua destilada (siempre menos de la que teóricamente debe contener el matraz de 100 ml) y se disuelve el NaOH. Una vez disuelto se pasa la mezcla al matraz aforado, se lava el vaso de precipitados varias veces con un poco de agua destilada y se recogen todas estas aguas de lavado en el matraz aforado. Finalmente, se llena el matraz aforado con agua destilada hasta el enrase que indica los 100 ml. En este procedimiento hay que tener cuidado en que la cantidad de agua utilizada en la disolución y en los lavados no exceda de la necesaria para enrasar el matraz.

**Problema resuelto. Preparación de una disolución: soluto y disolvente líquidos.**

Prepara 250 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido clorhídrico 0'3 M, sabiendo que el frasco del laboratorio del HCl tiene las siguientes indicaciones: densidad 1'18 g/cm<sup>3</sup> y riqueza del 35%.

Resolución:

En un problema resuelto anterior (página 17) hemos determinado que el frasco de HCl del laboratorio con las especificaciones que da el enunciado tiene una molaridad de 11'32 M.

En realidad, lo que se va a hacer es diluir la disolución del laboratorio hasta conseguir 250 cm<sup>3</sup> de HCl 0'3 M. Podemos utilizar la siguiente expresión:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

donde  $M_1$  y  $V_1$  son, respectivamente, la molaridad de la disolución y el volumen de la disolución de partida (la disolución concentrada).  $M_2$  y  $V_2$  son, por tanto, la molaridad y el volumen de la disolución diluida. En nuestro caso:

$$11'32 \cdot V_1 = 0'3 \cdot 250$$

de donde,  $V_1 = 6'6 \text{ cm}^3$ .

De esta forma, se miden con una pipeta graduada, perfectamente limpia y seca, 6'6 cm<sup>3</sup> del ácido clorhídrico del frasco, se vierten luego en el matraz aforado y se completa el volumen con agua destilada hasta enrasar a 250 cm<sup>3</sup>, para obtener así 250 cm<sup>3</sup> de una disolución HCl 0'3 M.

Es conveniente que al verter el ácido en el matraz aforado ya hubiera en este una buena cantidad de agua destilada con objeto de verter el ácido sobre el agua (si se vierte primero el ácido en el matraz, luego el agua caerá sobre el ácido). Esta operación es importante con algunos ácidos como el sulfúrico pues la reacción de este ácido con el agua es muy exotérmica y se pueden producir proyecciones de ácido y fuertes calentamientos del matraz al caer las primeras gotas de agua.

## 7.- REACCIONES QUÍMICAS. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Una reacción química es una transformación, mediante una readaptación de sus enlaces, de una o unas sustancias de partida (reactivos) en una o varias sustancias finales (productos).

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. En general



donde  $A$  y  $B$  son las sustancias de partida o reactivos,  $C$  y  $D$  las sustancias finales o productos y  $x$ ,  $y$ ,  $m$  y  $n$  son los coeficientes estequiométricos.

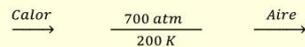
La flecha que separa reactivos de productos puede variar, siendo la simbología más utilizada la siguiente:

→ Una flecha sola indica que la reacción química transcurre completamente de izquierda a derecha, es decir, la reacción transcurre hasta que uno de los reactivos (reactivo en defecto) se agote.

⇌ Una doble flecha indica que la reacción es reversible, es decir transcurre tanto si se lee de izquierda a derecha como de derecha a izquierda. Estas reacciones son equilibrios químicos cuando las velocidades de reacción directa (hacia la izquierda) e inversa (hacia la derecha) se igualan.

= Una igualdad equivale también a un equilibrio químico.

Tanto encima como debajo de los símbolos anteriores se pueden indicar las condiciones de reacción, Por ejemplo:



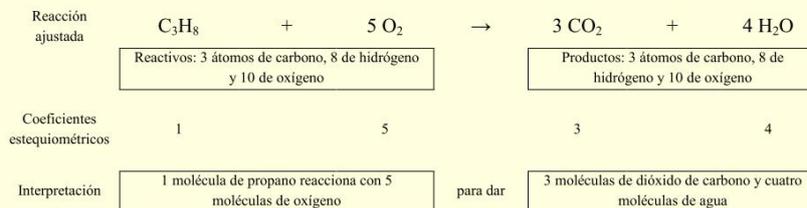
### Ley de conservación de la masa

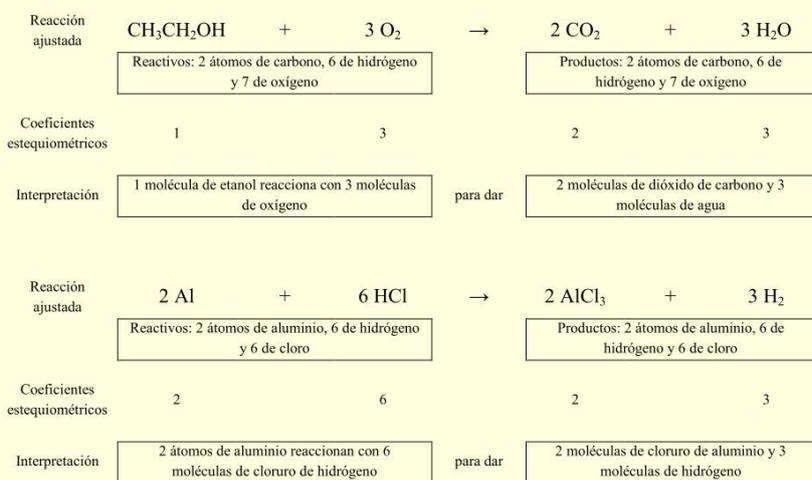
Esta ley se cumple en todas las reacciones químicas:

$$\sum m(\text{reactivos}) = \sum m(\text{productos})$$

### Coefficientes estequiométricos (análisis "microscópico")

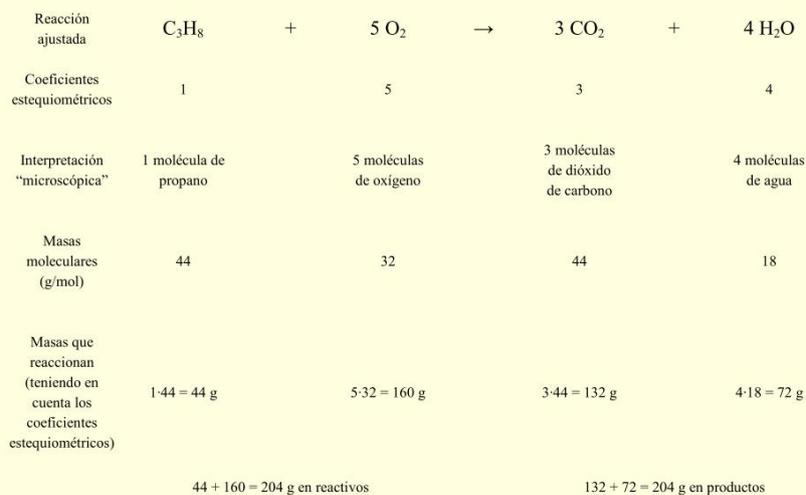
Desde el punto de vista de la teoría atómica (análisis "microscópico") los coeficientes estequiométricos representan el número de moléculas (o de átomos si el coeficiente está delante de un elemento simple) que intervienen en la reacción. Sus valores son tales que el número de átomos de un elemento químico en reactivos coincide con el número de átomos de dicho elemento en productos. Hallar estos números se llama "ajuste de la reacción química". Veamos unos ejemplos (ya ajustados) y su interpretación.





#### Coefficientes estequiométricos (análisis “macroscópico”)

Vamos a comprobar cómo la teoría atómica puede explicar perfectamente la ley de conservación de la masa, de Lavoisier. Lo haremos para el primero de los ejemplos anteriores.



Por tanto, desde un punto de vista “macroscópico” los coeficientes estequiométricos equivalen al número de moles de cada sustancia que intervienen en la reacción. Así, las reacciones ajustadas se interpretan en términos macroscópicos de la siguiente manera:

Reacción ajustada	$C_3H_8$	+	$5 O_2$	→	$3 CO_2$	+	$4 H_2O$
Interpretación	1 mol de propano reacciona con 5 moles de oxígeno			para dar	3 moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua		
Reacción ajustada	$CH_3CH_2OH$	+	$3 O_2$	→	$2 CO_2$	+	$3 H_2O$
Interpretación	1 mol de etanol reacciona con 3 moles de oxígeno			para dar	2 moles de dióxido de carbono y 3 moles de agua		
Reacción ajustada	$2 Al$	+	$6 HCl$	→	$2 AlCl_3$	+	$3 H_2$
Interpretación	2 moles de aluminio reaccionan con 6 moles de cloruro de hidrógeno			para dar	2 moles de cloruro de aluminio y 3 moles de hidrógeno		

Veremos a continuación algunos problemas tipo en los que se realizan cálculos estequiométricos. Con objeto de dar claridad, se tratarán problemas que se pueden clasificar de la siguiente manera:

- Cálculos masa-masa
- Cálculos masa-volumen
- Cálculos volumen-volumen
- Reactivo limitante
- Reacciones con disoluciones

**Problema resuelto. Cálculos masa-masa (concepto de rendimiento de reacción)**

El sulfato de bario se obtiene tratando sulfuro de bario con sulfato sódico. Calcula los gramos de sulfato de bario y sulfuro de sodio que se pueden obtener a partir de 500 g de sulfato de sodio si el rendimiento de la reacción es del 75%.

Resolución:

Reacción ajustada	$BaS$	+	$Na_2SO_4$	→	$BaSO_4$	+	$Na_2S$
Coefficientes estequiométricos	1		1		1		1
Masas moleculares (g/mol)	169'4		142'0		233'4		78
Cantidades de partida			500 g				
Cantidades demandadas					¿? masa		¿? masa

Calculamos en primer lugar el número de moles de reactivo disponibles:

$$n_{Na_2SO_4} = 500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{142 \text{ g}} = 3'52 \text{ moles}$$

Como podemos ver en la fila de coeficientes estequiométricos, por cada mol de sulfato de sodio que reacciona, se obtiene un mol de sulfato de bario y otro mol de sulfuro de sodio. Por tanto, para el número de moles de reactivo disponibles se producirán

$$n_{BaSO_4} = 3'52 \text{ moles de } Na_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } BaSO_4}{1 \text{ mol de } Na_2SO_4} = 3'52 \text{ moles}$$

$$n_{Na_2S} = 3'52 \text{ moles de } Na_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Na_2S}{1 \text{ mol de } Na_2SO_4} = 3'52 \text{ moles}$$

Conocidos los moles de productos obtenidos en reacción, podemos conocer la cantidad de gramos de cada uno:

$$m_{BaSO_4} = 3'52 \text{ moles} \cdot \frac{233'4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 821'6 \text{ g}$$

$$m_{Na_2S} = 3'52 \text{ moles} \cdot \frac{78 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 274'6 \text{ g}$$

Las cantidades determinadas corresponden a un rendimiento de reacción del 100%. Dado que el rendimiento es del 75%, las cantidades que realmente se obtendrán son:

$$m_{BaSO_4} = 821'6 \cdot 0'75 = 616'2 \text{ g}$$

$$m_{Na_2S} = 274'6 \cdot 0'75 = 206 \text{ g}$$

#### Problema resuelto. Cálculos masa-volumen

El ácido clorhídrico reacciona con el mármol (carbonato cálcico) formando cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

a) Determina, a 25°C y 700 mmHg, el volumen de dióxido de carbono desprendido si de la reacción se han obtenido 25'0 g de cloruro de calcio.

b) ¿De cuántos gramos de CaCO<sub>3</sub> y HCl deberemos partir para que la reacción se lleve en su totalidad?

Resolución:

En este problema los cálculos masa-volumen corresponden al primer apartado. El apartado b) demanda de cálculos masa-masa.

Reacción ajustada	CaCO <sub>3</sub>	+	2 HCl	→	CaCl <sub>2</sub>	+	CO <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub> O
Coefficientes estequiométricos	1		2		1		1		1
Masas moleculares (g/mol)	100		36'5		111		44		18
Cantidades de partida					25'0 g				
Cantidades demandadas	¿? masa		¿? masa				¿? volumen (25°C, 700mmHg)		

Calculamos en primer lugar el número de moles de CaCl<sub>2</sub> que se han obtenido:

$$n_{CaCl_2} = 25'0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{111 \text{ g}} = 0'225 \text{ moles}$$

Como podemos ver en la fila de coeficientes estequiométricos, es decir, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{CO_2}(\text{obtenidos}) = 0'225 \text{ moles } CaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCl_2} = 0'225 \text{ moles}$$

$$n_{CaCO_3}(\text{necesarios}) = 0'225 \text{ moles } CaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCl_2} = 0'225 \text{ moles}$$

$$n_{HCl}(\text{necesarios}) = 0'225 \text{ moles } CaCl_2 \cdot \frac{2 \text{ moles } HCl}{1 \text{ mol } CaCl_2} = 0'45 \text{ moles}$$

En el caso del  $\text{CO}_2$  se pide el volumen que ocupan los 0'225 moles. Para conocerlo utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

Previamente debemos pasar las unidades de las condiciones establecidas a otras más adecuadas:

$$P = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0'92 \text{ atm}$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

Por tanto:

$$0'92 \text{ atm} \cdot V = 0'225 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$V = 5'98 \text{ L de } \text{CO}_2$$

En cuanto a los gramos de  $\text{CaCO}_3$  y  $\text{HCl}$  necesarios:

$$m_{\text{CaCO}_3} = 0'225 \text{ moles} \cdot \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 22'5 \text{ g}$$

$$m_{\text{HCl}} = 0'45 \text{ moles} \cdot \frac{36'6 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 16'4 \text{ g}$$

#### Problema resuelto. Cálculos volumen-volumen

En la reacción de combustión del metano,

- ¿Qué volumen de oxígeno necesitamos para quemar completamente 150 L de metano medidos en condiciones normales?
- ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se obtienen?
- ¿Cuántos litros de aire nos harían falta si éste tiene un 21 % de oxígeno?

Resolución:

Reacción ajustada	$\text{CH}_4$	+	$2 \text{ O}_2$	$\rightarrow$	$\text{CO}_2$	+	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Coefficientes estequiométricos	1		2		1		2
Masas moleculares (g/mol)	16		32		44		18
Cantidades de partida	150 L (c.n.)						
Cantidades demandadas			¿? volumen		¿? volumen		

Calculamos en primer lugar el número de moles de metano de que partimos. Estamos en condiciones normales:

$$n_{\text{CH}_4} = 150 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22'4 \text{ L}} = 6'70 \text{ moles}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{CO}_2}(\text{obtenidos}) = 6'70 \text{ moles } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} = 6'70 \text{ moles}$$

$$n_{\text{O}_2}(\text{necesarios}) = 6'70 \text{ moles } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} = 13'4 \text{ moles}$$

Empecemos por el dióxido de carbono. El volumen que ocupan 6'70 moles de este gas en condiciones normales es, evidentemente, el mismo que el volumen que ocupaban el mismo número de moles de metano, es decir,

$$V(\text{CO}_2) 150 \text{ L}$$

En cuanto al oxígeno, el volumen que ocupan los 13'4 moles necesarios es, en condiciones normales:

$$V(\text{O}_2) = 2 \cdot 150 = 300 \text{ L}$$

pues el número de moles de oxígeno es doble que el número de moles de metano.

Si se trata de aire, al ser el porcentaje de oxígeno del 21%, el volumen de aire necesario será:

$$V_{\text{aire}} = 300 \cdot \frac{100}{21} \cong 1429 \text{ L}$$

#### Problema resuelto. Reactivo limitante

Hacemos reaccionar 20 g de cloro con 20 g de sodio en las condiciones adecuadas para obtener cloruro sódico.

- a) ¿Cuántos gramos de NaCl se obtienen?  
b) ¿Qué cantidad de reactivo excedente queda sin reaccionar?

Resolución:

Reacción ajustada	$\text{Cl}_2$	+	$2 \text{ Na}$	→	$2 \text{ NaCl}$
Coefficientes estequiométricos	1		2		2
Masas moleculares (g/mol)	71		23		58'5
Cantidades de partida	20 g		20 g		
Cantidades demandadas					¿? masa

Como podemos ver tenemos dos cantidades de partida, uno de los reactivos es limitante (se consumirá todo) mientras que el otro será reactivo excedente. Primero determinaremos el número de moles de cada reactivo disponibles:

$$n_{\text{Cl}_2} = 20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g}} = 0'28 \text{ moles}$$

$$n_{\text{Na}} = 20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{23 \text{ g}} = 0'87 \text{ moles}$$

Según la estequiometría de la reacción, el número de moles de Na necesarios para que reaccionen 0'28 moles de cloro es:

$$n_{\text{Na}}(\text{necesarios}) = 0'28 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles Na}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0'56 \text{ moles}$$

Es decir, necesitamos 0'56 moles de Na y tenemos 0'87 moles. El Na es el reactivo sobrante y el  $\text{Cl}_2$  es el reactivo limitante. Los cálculos en una reacción se deben hacer con las cantidades del reactivo limitante, así, según la estequiometría de la reacción, la cantidad de NaCl que se obtiene es de:

$$n_{\text{NaCl}} = 0'28 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0'56 \text{ moles}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 0'56 \text{ moles} \cdot \frac{58'5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 32'8 \text{ g}$$

En cuanto a la cantidad de Na que sobra:

$$n_{\text{Na}}(\text{sobrantes}) = 0'87 - 0'56 = 0'31 \text{ moles}$$

**Problema resuelto. Reacciones con disoluciones.**

Se hacen reaccionar 500 g de un mármol (cuya riqueza es del 85% en  $\text{CaCO}_3$ ) con una disolución 1 M de HCl. Los productos de la reacción son dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.

- ¿Cuántos gramos de  $\text{CaCl}_2$  se obtienen?
- ¿Qué volumen de  $\text{CO}_2$  se desprende si las condiciones del laboratorio son  $20^\circ\text{C}$  y 700 mmHg?
- ¿Qué volumen de la disolución de ácido debemos utilizar?

Reacción ajustada	$\text{CaCO}_3$	+	2 HCl	→	$\text{CaCl}_2$	+	$\text{CO}_2$	+	$\text{H}_2\text{O}$
Coefficientes estequiométricos	1		2		1		1		1
Masas moleculares (g/mol)	100		36'5		111		44		18
Cantidades de partida	500 g (85 % pureza)								
Cantidades demandadas			¿? volumen (disolución 1 M)		¿? masa		¿? volumen ( $20^\circ\text{C}$ , 700mmHg)		

Empezamos por calcular el número de moles de  $\text{CaCO}_3$  que tenemos:

$$m_{\text{CaCO}_3} = 500 \cdot \frac{85}{100} = 425 \text{ g}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = 425 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{100 \text{ g}} = 4'25 \text{ moles}$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$n_{\text{CaCl}_2}(\text{obtenidos}) = 4'25 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 4'25 \text{ moles}$$

$$n_{\text{CO}_2}(\text{obtenidos}) = 4'25 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 4'25 \text{ moles}$$

$$n_{\text{HCl}}(\text{necesarios}) = 4'25 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 8'50 \text{ moles}$$

La masa de  $\text{CaCl}_2$  que se obtiene es:

$$m_{\text{CaCl}_2} = 4'25 \text{ moles} \cdot \frac{111 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cong 472 \text{ g}$$

Las condiciones del laboratorio son:

$$P = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0'92 \text{ atm}$$

$$T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

En estas condiciones, el volumen que ocupa el  $\text{CO}_2$  obtenido es:

$$PV = nRT$$

$$0'92 \text{ atm} \cdot V = 4'25 \text{ mol} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 290 \text{ K}$$

$$V = 110 \text{ L}$$

Finalmente, el volumen de la disolución de HCl que se consume en la reacción es:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles (soluto)}}{\text{L (disolución)}} = \frac{n_s}{V}$$

$$1 M = \frac{8'50 \text{ moles}}{V}$$

$$V = 8'50 L$$



## 2. Conceptos básicos de Química

Se llama mol a la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades elementales como átomos hay en 12 gramos de  $^{12}\text{C}$ . Es una unidad fundamental de cantidad de sustancia en el S.I. de unidades. En 12 gramos de carbono-12 hay exactamente una cantidad igual al número de Avogadro de átomos de dicho átomo. Matemáticamente, pues:

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}$$

Más generalmente, la relación entre el número de partículas y los moles puede establecerse con dos ecuaciones fundamentales:

$$n = \text{número de moles} = \frac{\text{masa en gramos}}{\text{masa atómica o molecular}} = \frac{m(g)}{MM}$$

$$n = \text{número de moles} = \frac{\text{número de partículas}}{\text{Número de Avogadro}} = \frac{N}{N_A}$$

Las leyes de los gases ideales o perfectos que hay que conocer son las siguientes:

- **Ley de Boyle-Mariotte.** Si la temperatura de un gas ideal es constante, el producto de la presión por el volumen es constante (P y V son inversamente proporcionales):

$$PV = cte$$

o bien

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

- **Ley de Charles.** Si la presión de un gas ideal es constante, el cociente de volumen y temperatura es constante (V y T son directamente proporcionales):

$$\frac{V}{T} = cte$$

o bien

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

- **Ley de Gay-Lussac.** Si el volumen de un gas ideal permanece constante, el cociente de presión y temperatura es constante (P y T son directamente proporcionales):

$$\frac{P}{T} = cte$$

o bien

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

- **Ley (o hipótesis) de Avogadro.** Si la presión y la temperatura de un gas ideal permanecen constantes, el cociente del volumen y el número de moles permanece constante (volumen y cantidad de sustancia son directamente proporcionales). Además, se deduce que volúmenes iguales de gases DIFERENTES, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moles y por tanto el mismo número de moléculas (o átomos, para el gas ideal monoatómico). Matemáticamente:

$$\frac{V}{n} = cte$$

o bien

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Un mol de gas ideal en condiciones normales de presión y temperatura ( $P=1\text{atm}$ ,  $T=0^\circ\text{C}=273\text{ K}$ ) ocupa aproximadamente 22.4 L.

- **Ley combinada, general o de Clapeyron.** Una determinada cantidad de sustancia, en moles, constante, si dicha sustancia es un gas ideal,

verifica que el cociente de presión y temperatura multiplicado por el volumen que ocupa permanece constante:

$$\frac{PV}{T} = cte$$

o bien

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

- **Ecuación de estado del gas ideal.** Para un gas ideal, se verifica la siguiente ecuación de estado:

$$PV = nRT$$

o bien

$$PV = Nk_B T$$

en donde  $nR = Nk_B$ , y  $R = 0.082 \text{ atmL/Kmol} = 8,3145 \text{ J/Kmol}$  es la constante de los gases ideales,  $N$  es el número de partículas o moléculas y  $k_B$  es la constante de Boltzmann. Para  $n=1$  mol se cumple que  $R/N_A = k_B = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ .

La densidad de una sustancia es la magnitud que mide el volumen que ocupa una determinada masa de dicha sustancia:

$$d = \frac{m}{V}$$

Para las disoluciones, hay que conocer las diferentes formas de medir las concentraciones de soluto (la componente de menor cantidad) en las mismas:

- **Tanto por ciento en masa y en volumen.**

$$C(\%, m) = \frac{m(g)\text{soluto}}{m(g)\text{disolución}} \cdot 100$$

$$C(\%, V) = \frac{V(L)\text{soluto}}{V(L)\text{disolución}} \cdot 100$$

En algunos casos, en disoluciones muy diluidas, se puede considerar que el volumen total de la disolución es esencialmente el volumen de disolvente, pero esto no es cierto en general, en especial si la disolución está concentrada.

- g/L.

$$C(g/L) = \frac{m(g)\text{solute}}{V(L)\text{disolución}}$$

- Molaridad.

$$M = \frac{n_s}{V(L)dis} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$$

- Molalidad.

$$m = \frac{n_s}{m(kg)\text{disolvente}} = \frac{n_s}{kg(diste)}$$

- Fracción molar.

$$\chi_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{n_s}{n_t}$$

$$\chi_{diste} = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles totales}} = \frac{n_{diste}}{n_t}$$

$$\chi_s + \chi_{diste} = 1$$

La **presión osmótica**  $\Pi$  es la presión necesario para evitar el flujo hacia el interior de agua en una membrana semi-impermeable. Matemáticamente se calcula como sigue (ecuación de Morse):

$$\Pi = iMRT$$

en donde  $i$  es el factor de Van 't Hooft, que para muchos casos es igual a la unidad (1),  $M$  es la molaridad,  $R$  la constante de los gases y  $T$  la temperatura.

La **ley del aumento ebulloscópico** afirma que el punto de ebullición de un disolvente puro aumenta por la adición de un soluto no volátil. La ebulloscopia mide tal ascenso mediante la ecuación:

$$\Delta T_b = T_b(\text{disolución}) - T_b(\text{disolvente puro}) = iK_b m$$

en donde de nuevo  $i$  es un factor (generalmente de orden unidad),  $K_b$  es la constante ebulloscópica y  $m$  es la molalidad de la disolución.

La **ley del descenso crioscópico** afirma que el punto de fusión (o congelación) de un disolvente puro desciende por la adición de un soluto insoluble en el disolvente cuando éste se encuentra en estado sólido. Por crioscopia se mide que la variación es igual a:

$$\Delta T_f = T_f(\text{disolución}) - T_c(\text{disolvente puro}) = -iK_f m$$

y donde  $K_f$  es la constante crioscópica,  $i$  un factor adimensional generalmente de orden uno y  $m$  la molalidad.

La ley de Dalton afirma que en un gas de varias componentes la presión total es la suma de presiones parciales, que se obtiene sumando la fracción molar de cada componente por la presión total:

$$P_T = \sum_i^N P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_N = \chi_1 P_T + \chi_2 P_T + \dots + \chi_N P_T = (\chi_1 + \chi_2 + \dots + \chi_N) P_T$$

$$P_i = \chi_i P_T$$

La ley de Lavoisier señala que la masa total de reactivos debe ser igual a la masa total de los productos (nótese que esta ley se viola en procesos radioactivos donde interviene la equivalencia relativista de masa y energía, que ocurre en ciertos fenómenos nucleares naturales y en otros a alta energía artificiales):

$$\sum_{\text{reactivos}} m_r = \sum_{\text{productos}} m_p$$

### 3. ¿Qué hay que saberse?

- Leyes de los gases: Boyle-Mariotte, Charles, Gay-Lussac, Avogadro, Clapeyron, ecuación del gas ideal o perfecto.
- Formas de medir concentraciones de disoluciones. Tanto por ciento en masa, volumen, g/L, molaridad, molalidad, fracción molar.
- Propiedades coligativas: ley del ascenso ebulloscópico, descenso crioscópico, presión osmótica.
- Leyes de Dalton y de Lavoisier.
- Si procede, concepto de normalidad y de equivalente gramo.
- Concepto y definición de mol, y su relación con el número de Avogadro, la constante de los gases ideales y la constante de Boltzmann.
- Estequiometría y cálculos estequiométricos. Cálculos con disoluciones y propiedades coligativas de disolventes y solutos. Ajuste de reacciones químicas por tanteo y, si fuera requerido, por coeficientes indeterminados.

## 4. Formulario

- Ecuación de estado del gas ideal o perfecto

$$PV = nRT$$

- Densidad

$$d = \frac{m}{V}$$

- Concentraciones en tanto por ciento en masa y volumen

$$C(\%, m) = \frac{m(g)\text{soluto}}{m(g)\text{disolución}} \cdot 100$$

$$C(\%, V) = \frac{V(L)\text{soluto}}{V(L)\text{disolución}} \cdot 100$$

- g/L.

$$C(g/L) = \frac{m(g)\text{soluto}}{V(L)\text{disolución}}$$

- Molaridad.

$$M = \frac{n_s}{V(L)dis} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen en litros de disolución}}$$

- Molalidad.

$$m = \frac{n_s}{m(kg)\text{disolvente}} = \frac{n_s}{kg(diste)}$$

- Fracción molar.

$$\chi_s = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}} = \frac{n_s}{n_t}$$

$$\chi_{diste} = \frac{\text{moles de disolvente}}{\text{moles totales}} = \frac{n_{diste}}{n_t}$$

$$\chi_s + \chi_{diste} = 1$$

- Propiedades coligativas:

$$\Pi = iMRT$$

$$\Delta T_b = T_b(\text{disolución}) - T_b(\text{disolvente puro}) = iK_b m$$

$$\Delta T_f = T_f(\text{disolución}) - T_c(\text{disolvente puro}) = -iK_f m$$

- Ley de Dalton:

$$P_T = \sum_i^N P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_N = \chi_1 P_T + \chi_2 P_T + \dots + \chi_N P_T = (\chi_1 + \chi_2 + \dots + \chi_N) P_T$$

$$P_i = \chi_i P_T$$

- Ley de Lavoisier:

$$\sum_{\text{reactivos}} m_r = \sum_{\text{productos}} m_p$$

- Nexo mol- $N_A$

$$1 \text{ mol} = N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de carbono-12}$$

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ partículas/mol}$$