



Universidad de Cantabria
Departamento CITIMAC



Reacciones Químicas.

Estequiometria. Disoluciones

Dr. Imanol de Pedro del Valle



CONCEPTOS FUNDAMENTALES DE LA CLASE

Hipótesis de Avogadro. Concepto de mol. Ley de los gases Ideales. Estequiometria. Modos de Expresar una reacción

Conceptos previos

SUSTANCIAS PURAS

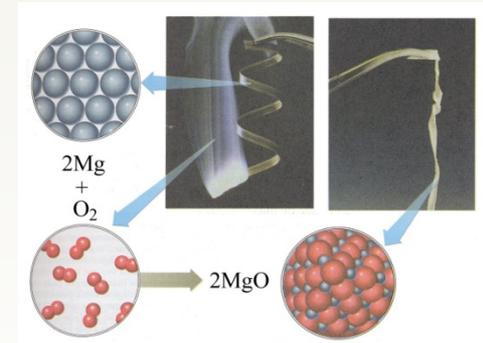
Cambios físicos

No implican cambio de composición

Ej Cambio de fase

Cambios Químicos

TRANSFORMACIÓN



REACCIONES QUÍMICAS

Para llegar a establecer la forma de medir la materia y las relaciones que existen entre reactivos y productos, se aplicó de manera intuitiva el método científico.

Conceptos previos

Hasta finales del XVIII y principios del XIX

no se sabía casi nada acerca de la composición de la materia y lo que sucedía cuando reaccionaban.

Precisamente en esta época se empiezan a enunciar algunas leyes básicas sobre las transformaciones de la materia que culminan con la Teoría Atómica de Dalton

Conceptos previos

1. LEYES PONDERALES.

1789.

Ley de Lavoisier de la conservación de la masa.

Lavoisier comprobó que en cualquier reacción química,

la suma de las masas de los productos que reaccionan

=

la suma de las masas de los productos obtenidos

Esto significa que:



Antoine Lavoisier: 1734-1794

En una reacción química, la materia no se crea ni se destruye, tan sólo se transforma.

Por ejemplo,
si 10 gramos de A se combinan con 20 gramos de B,
se obtienen 30 gramos de A B.

Conceptos previos

1799. Ley de Proust de las proporciones definidas.

Afirma que:

Cuando dos elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en proporciones de peso fijas y definidas.



Joseph Louis Proust,
(1754-1826)

Ley de Proust

Así, por ejemplo,

el amoníaco siempre tendrá  un 82.25 % de nitrógeno
y un 17,25 % de hidrógeno

sea cual sea el método empleado para obtenerlo.

La ley de las proporciones definidas constituyó una poderosa arma para los químicos en la búsqueda de la composición.

Proust vino a nuestro país a impartir clases de química, en Segovia y Madrid.

Importante

La ley de Proust
no impide que
dos o más elementos
se unan
en varias proporciones
para formar varios compuestos

Ejemplo: Oxido de Hierro pueden ser FeO y Fe_2O_3

1805. Ley de Dalton de las proporciones múltiples.



Dalton 1766-1844

Cuando dos elementos se combinan para dar más de un compuesto, los pesos de un elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre si una relación numérica sencilla.

1805. Ley de Dalton de las proporciones múltiples.

agua y peróxido de hidrógeno

ambas formadas por los elementos hidrógeno y oxígeno

al formar agua:

8.0 g de oxígeno reaccionan
con 1.0 g de hidrógeno

en el peróxido de hidrógeno,
hay 16.0 g de oxígeno por cada
1.0 g de hidrógeno

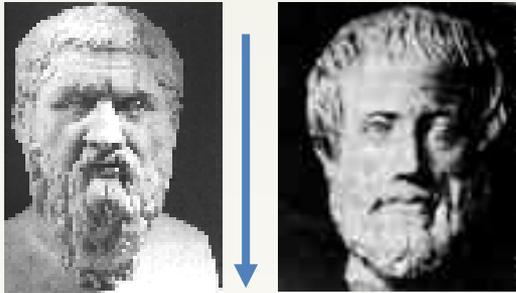
la proporción de la masa de oxígeno por gramo de hidrógeno entre los dos compuestos es de 2:1

Usando la teoría atómica, podemos llegar a la conclusión de que el peróxido de hidrógeno contiene dos veces más átomos de oxígeno por átomo de hidrógeno que el agua.

LOS FILÓSOFOS GRIEGOS SE PREGUNTABAN:

¿Es posible dividir la materia en pedazos cada vez más pequeños, o hay un punto en el que no se puede dividir más?

Platón y Aristóteles



“La materia es infinitamente divisible”

FALSO

Demócrito



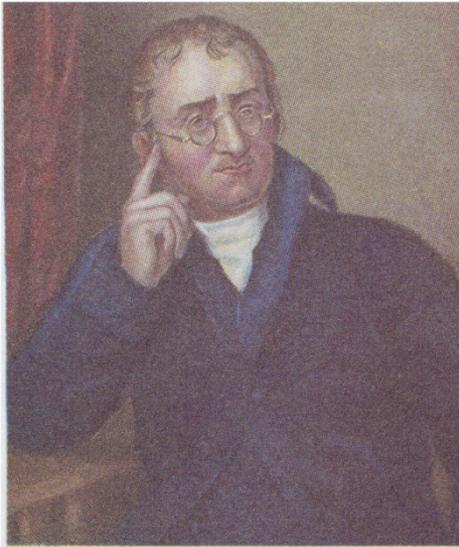
“La materia se compone de pequeñas partículas indivisibles”

A esas partículas las llamé
ATOMOS

Cierto:

Dalton 2000 años después

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON 1808



Dalton
1766-1844

John Dalton enunció en su famosa teoría atómica basada en las relaciones ponderales antes mencionadas y puede resumirse en los siguientes puntos:

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON 1808

- 1.- La materia está compuesta por partículas indivisibles, extremadamente pequeñas, denominadas **átomos**.
- 2.- Hay diferentes clases de átomos. Cada clase posee su tamaño y propiedades características.
- 3.- Cada clase de átomos corresponde a un elemento distinto.
Todos los átomos de un elemento dado son idénticos.

TEORÍA ATÓMICA DE DALTON 1808

4.- Los compuestos químicos puros están constituidos por átomos de distintos elementos combinados entre sí, mediante relaciones sencillas.

5.- Las reacciones químicas consisten en la combinación, separación o reordenación de los átomos. Los átomos permanecen inalterados en cualquier transformación.

Símbolos y fórmulas.

A cada una de las clases de átomos de la teoría de Dalton se le asignó un símbolo, con diferentes orígenes:

nitrógeno	N
hidrógeno	H
carbono	C
ferrum, hierro	Fe
aurum, oro	Au
natrium sodio	Na
kalium, potasio	K
francio	Fr
germanio	Ge
polonio	Po

proceden del latín

símbolos relacionados con el nombre de un país

Molécula es la cantidad más pequeña que puede existir de un compuesto que conserva las propiedades de dicho compuesto.

imaginémonos 1 cm³ de agua (H₂O) que se va dividiendo sucesivamente en mitades

Si esto pudiera hacerse indefinidamente

**una sola molécula de agua
la mínima cantidad de agua posible**

La molécula de agua podría aún dividirse en átomos de hidrógeno y oxígeno, pero entonces dejaría de ser agua para convertirse, precisamente, en sus elementos (hidrógeno y oxígeno).

LAS MOLÉCULAS DE LOS COMPUESTOS SE REPRESENTAN POR FÓRMULAS.

LEYES VOLUMÉTRICAS.

HIPÓTESIS

DE AVOGADRO.

El problema de la asignación de fórmulas fue una cuestión que mantuvo a los científicos preocupados durante largo tiempo

El siglo pasado se podían determinar,
por análisis químico,
el porcentaje en peso de los elementos presentes en un compuesto



pero esto no es suficiente para asignar una fórmula, si no se conoce el peso de los átomos de los elementos

siglo XIX

los experimentos
con gases en el
laboratorio
empezaban a ser
frecuentes



Humphry Davy (1778-1829) inició la electroquímica. Su fama comenzó cuando experimentó con el gas de la risa cuando trabajaba en Bristol N_2O

se conocían más de
diez sustancias
gaseosas

y se disponía de técnicas para
realizar medidas de gases con
alguna precisión



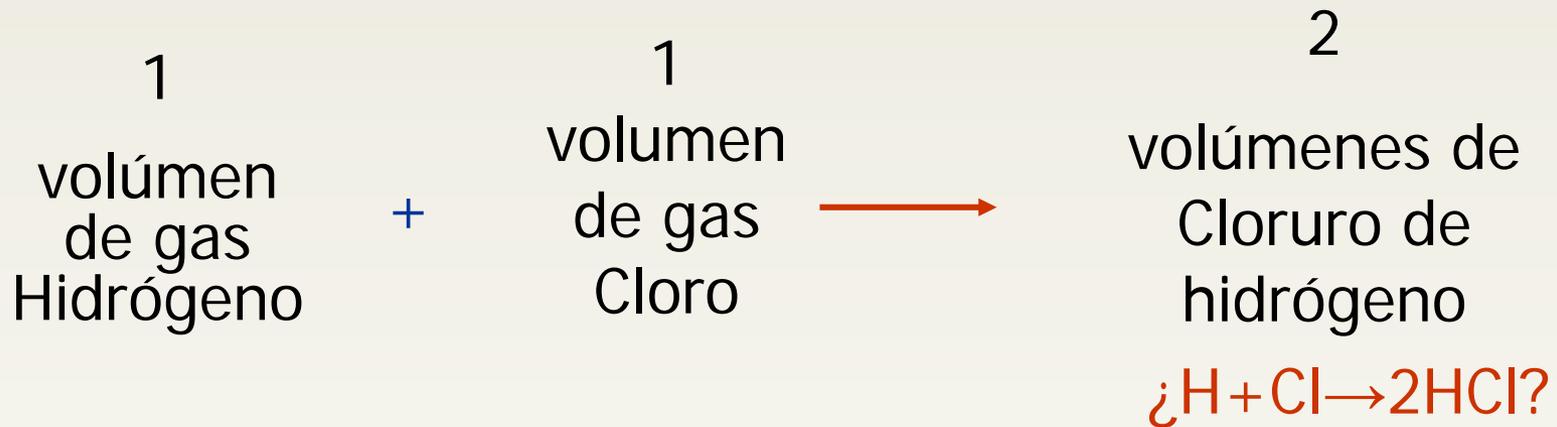
Gay-Lussac tras
muchos
experimentos llegó a
la conclusión de que:



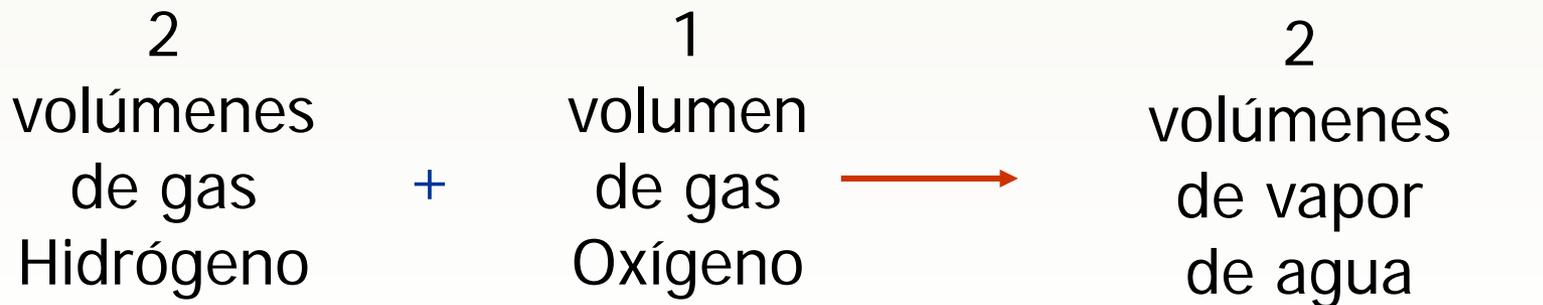
Joseph Louis Gay-Lussac,
(1778-1850)

”los volúmenes de los gases que reaccionan o se forman en una reacción química, guardan entre si una relación numérica sencilla, siempre que todos los gases se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura” (Ley de Gay-Lussac).

Es decir, mediante fórmulas puede escribirse



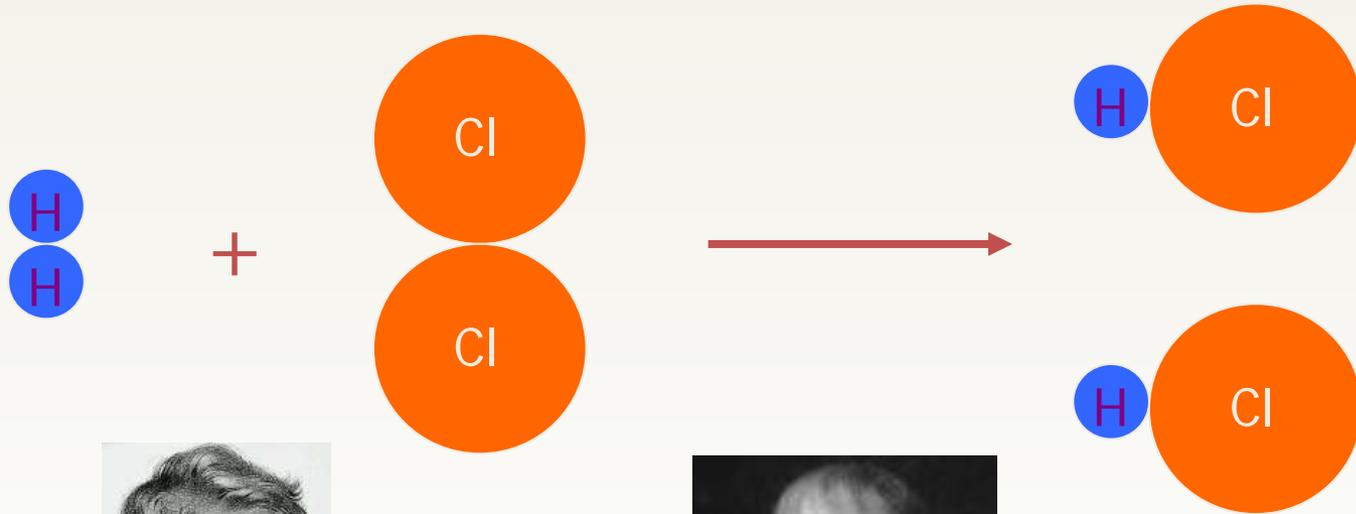
Y también...



Es decir, mediante fórmulas puede escribirse



O lo que es lo mismo:



Y también...

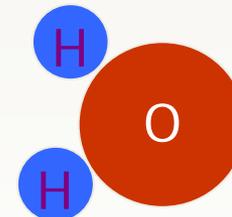
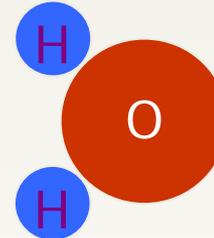
2 volúmenes de gas Hidrógeno + 1 volumen de gas Oxígeno → 2 volúmenes de vapor de agua



+



→



La teoría atómica no podía explicar la ley de Gay Lussac de los volúmenes de combinación

Ni ClH , ni H_2O

según Dalton la combinación de un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno daba lugar a una partícula de agua de fórmula HO

Esta idea que llevó a Dalton a rechazar las conclusiones de Gay Lussac, por inexactas

Se debe a Amadeus Avogadro la reconciliación de estos dos hechos



Amadeo Avogadro,
(1776-1856)

El italiano Amadeo Avogadro (1811), analizando la ley de Gay-Lussac, buscó una explicación lógica a los resultados de este científico.

Según Avogadro: "Volúmenes iguales de gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, debían contener el mismo número de moléculas".

Este enunciado constituye la famosa
Hipótesis de Avogadro.

también sugiere que los gases elementales estaban formados por moléculas diatómicas

Sabemos que: casi todas las sustancias gaseosas en las condiciones normales del laboratorio son diatómicas.



Con ello, quedan probadas experimentalmente las teorías del célebre químico italiano.

Excepto en los gases nobles: las moléculas de los elementos simples están formadas por dos o más átomos del elemento.

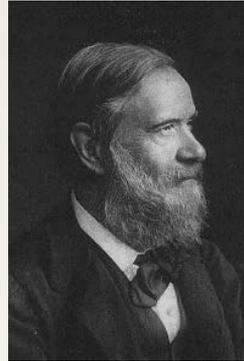
AVOGADRO (1811)



- ¿Molécula?
- No era conocido
- No tenía datos experimentales para apoyar su hipótesis
- Era un teórico

↓
- No ayudó a su credibilidad

CANNIZZARO (1861)



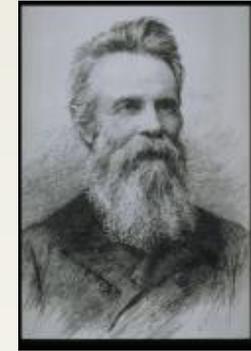
-1860 Congreso de Karlsruhe prueba experimentalmente la Ley de Avogadro

Determina pesos moleculares exactos

-Diferencia entre los átomos y las moléculas

-Base de cálculos químicos: los pesos atómicos y moleculares.

LOSCHMIDT (1875)



-Calcula el valor del número de Avogadro por primera vez

-Inicialmente llamado número de Loschmidt.

-Estimaciones no demasiado exactas.

-Siglo XIX otros científicos mejoraron en la exactitud del valor del número de Avogadro.

Peso atómico, ecuación química estequiometría y Concepto de masa atómica

CONCEPTO DE MOL.

Número de Avogadro.

El término *mol* proviene del latín *moles*, que significa
"una masa"

El término *molécula* es la forma diminutiva y significa
"una masa pequeña"

ACTUALMENTE LOS PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES SE DEFINEN DE LA SIGUIENTE MANERA:

Peso atómico:

Es el número que indica las veces que un átomo de un elemento es más pesado que un doceavo del átomo del isótopo de C^{12} .

Peso molecular:

Es el número que indica cuántas veces una molécula es más pesada que un doceavo del átomo del isótopo de C^{12} .

EL MOL

En principio se define mol, como la cantidad de materia (átomos, moléculas o iones) que contienen 12g de ^{12}C .

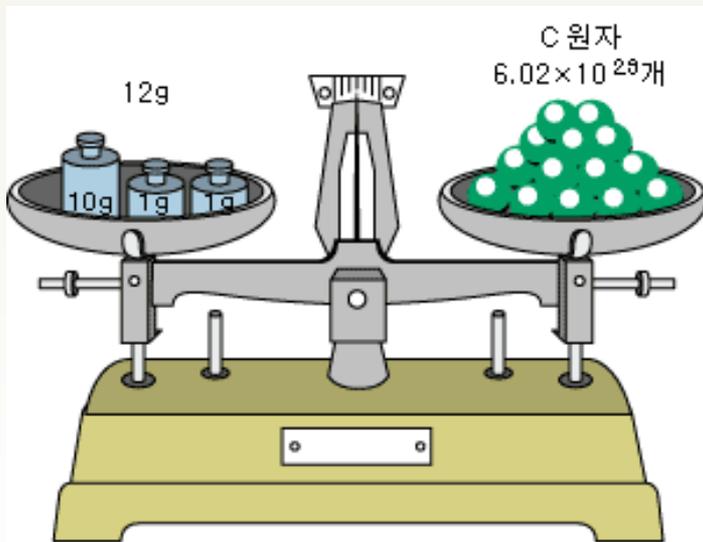
Si se toma el carbono como patrón y se le asigna al átomo de carbono un valor de 12,0000 unidades de masa atómica (uma), resulta que:

el hidrógeno tiene una masa atómica de 1,0079 uma, el helio de 4,0026, el flúor de 18,9984 y el sodio de 22,9898.

En ocasiones se habla de “**peso atómico**” aunque lo correcto es “**masa atómica**”.

EL MOL

Mediante diversos experimentos científicos se ha determinado que el número de átomos que hay en 12g de ^{12}C es $6.0221367 \cdot 10^{23}$



Este número recibe el nombre de **número de Avogadro**



Avogadro contando el número de moléculas en un mol

En definitiva:

un mol contiene
el número de Avogadro ($6.02 \cdot 10^{23}$)
de unidades de materia físicas
reales (átomos, moléculas o iones)

El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginarlo.

Si esparciéramos $6.02 \cdot 10^{23}$ canicas sobre toda la superficie terrestre,

¡formaríamos una capa de casi 5Km de espesor!

El número de Avogadro
tiene un valor de

$$6.022 \cdot 10^{23}$$

Para asignar las masas atómicas
se define la **uma** que es la
doceava parte del peso del ^{12}C .

$$1\text{uma} = 1.6605 \cdot 10^{-24}\text{g}$$

$$1\text{g} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ uma}$$

MASA ATÓMICA

EN GRAMOS

$$1\text{uma} = 1.6605 \cdot 10^{-24}\text{g/at}$$

MOLES EN GRAMOS

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

Hidrógeno	1,0079 uma	$1.6736 \cdot 10^{-24} \text{ g/at}$	1.0078 g/mol
Helio	4,0026 uma	$6.6463 \cdot 10^{-24} \text{ g/at}$	4.0024 g/mol
Flúor	18,9984 uma	$31.632 \cdot 10^{-24} \text{ g/at}$	19.048 g/mol
Sodio	22,9898 uma	$38.1746 \cdot 10^{-24} \text{ g/at}$	22.9887g/mol

Leyes de los Gases

LEY DE BOYLE

Fue descubierta por Robert Boyle en 1662.

Edme Mariotte también llegó a la misma conclusión que Boyle, pero no publicó sus trabajos hasta 1676.

Esta es la razón por la que en muchos libros encontramos esta ley con el nombre de Ley de Boyle y Mariotte.

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.

El volumen es inversamente proporcional a la presión:

Si la presión aumenta, el volumen disminuye.

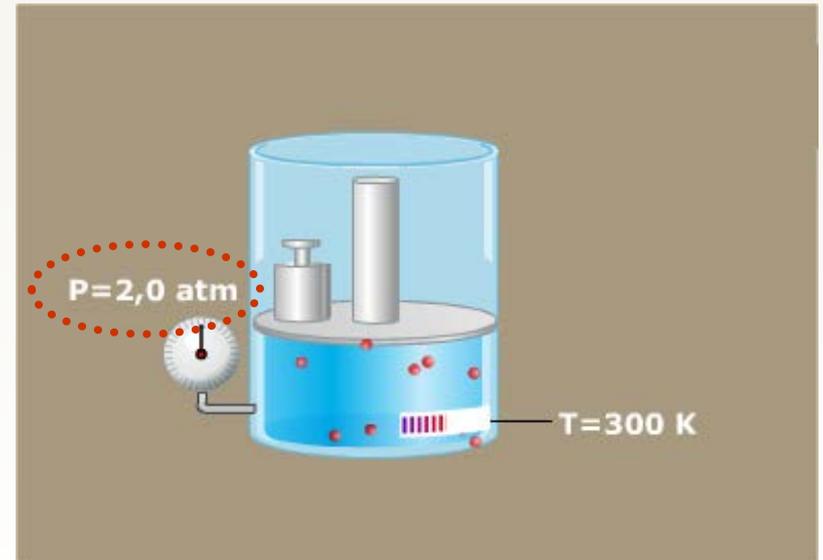
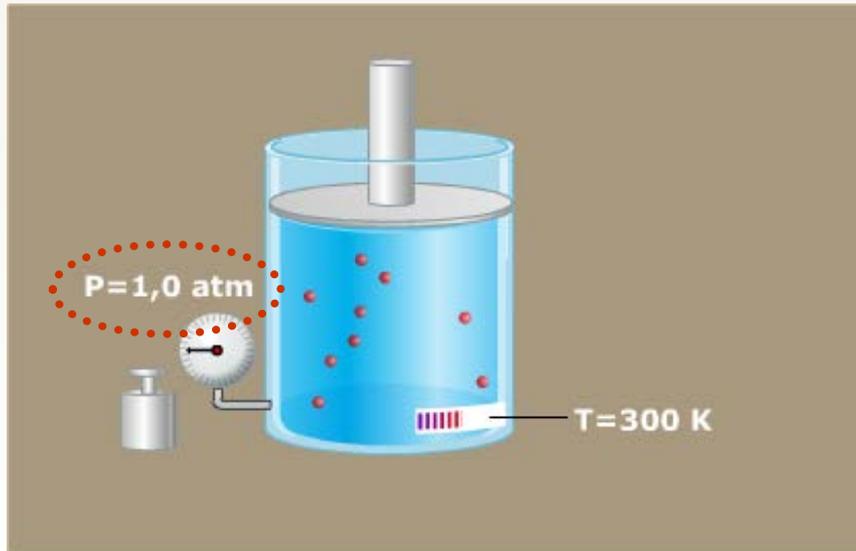
Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

Lo que Boyle descubrió es que si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor.

La expresión matemática de esta ley es:

$$P V = k$$

(el producto de la presión por el volumen es constante)



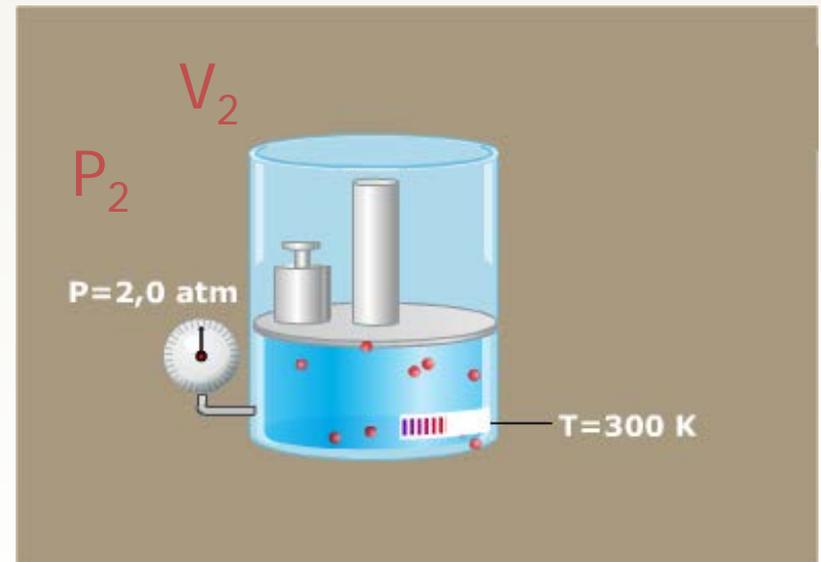
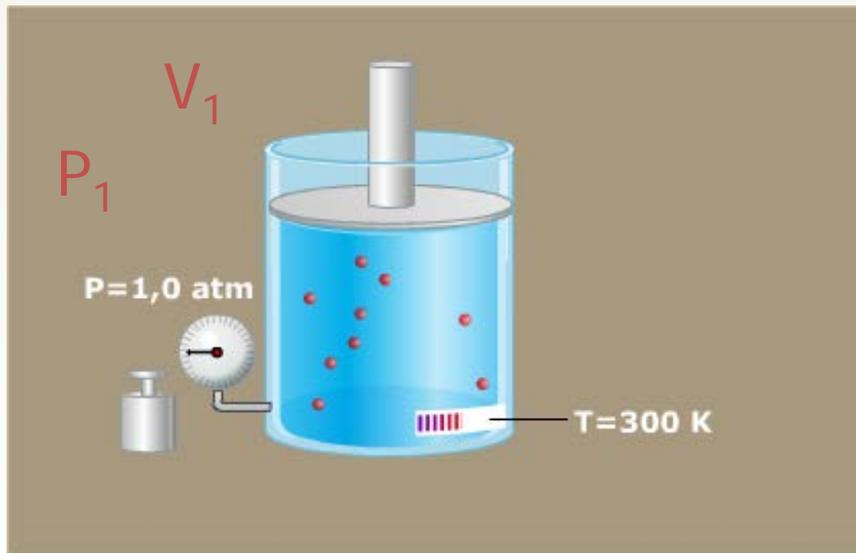
Otra manera de expresar la ley de Boyle

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento.

Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2

se cumplirá:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



LEY DE GAY-LUSSAC

Relación entre la presión y la temperatura de un gas cuando el volumen es constante

Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800. Establece la relación entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen es constante.

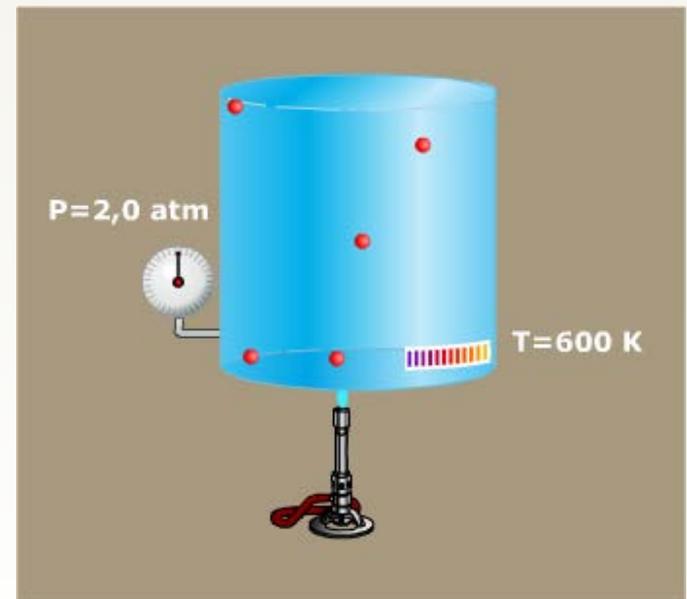
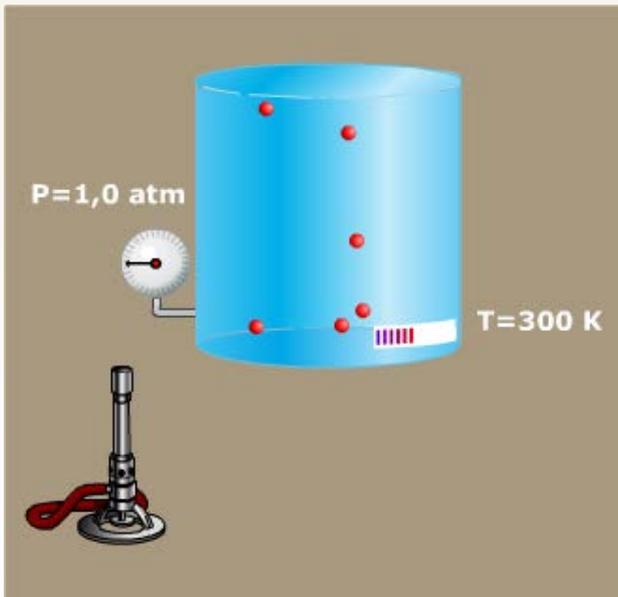
La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura:

**Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.
Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.**

Gay-Lussac descubrió que al aumentar la temperatura las moléculas del gas, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor:

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

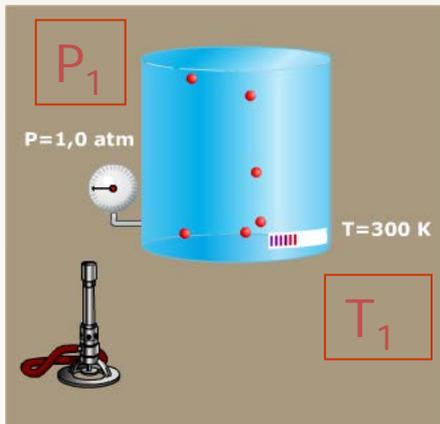
(el cociente entre la presión y la temperatura es constante)



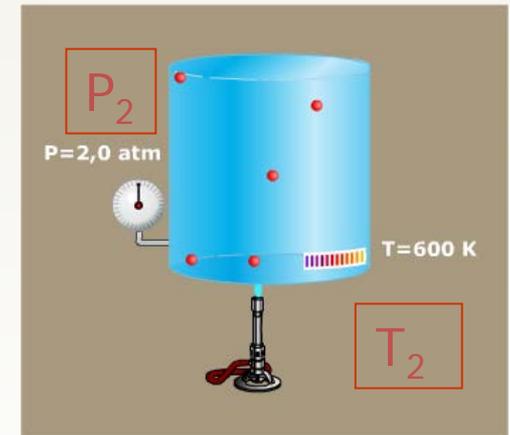
Otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento.

Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:



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



Esta ley está expresada en función de la temperatura absoluta.
Las temperaturas han de expresarse en Kelvin.

LEY DE LOS GASES IDEALES

Leyes empíricas de los gases

Ley	Ecuación	Se mantiene constante
Ley de Boyle	$V = k_1 \frac{1}{P}$	T, n
Ley de Charles	$V = k_2 T$	P, n
Ley de Avogadro	$V = k_3 n$	T, P

LEY DE LOS GASES IDEALES

$$V = k_3 n \quad k_2 T \quad k_1 1/P$$

$$P V = k_3 n \quad k_2 T \quad k_1 1/P \quad P$$

$$P V = k_3 n \quad k_2 T \quad k_1 \quad P V = n \quad k_1 k_2 k_3 T$$

Leyes empíricas de los gases		
Ley	Ecuación	Se mantiene constante
Ley de Boyle	$V = k_1 \frac{1}{P}$	T, n
Ley de Charles	$V = k_2 T$	P, n
Ley de Avogadro	$V = k_3 n$	T, P

$$P V = n k_1 k_2 k_3 T$$

$$P V = n R T$$

LEY DE LOS GASES IDEALES

CÁLCULO DE LA CONSTANTE R

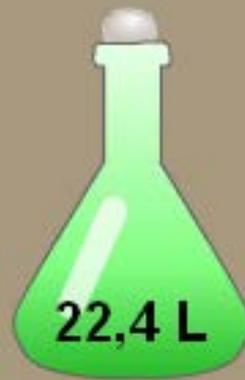
$$PV = nRT$$



1 mol H₂



1 mol N₂



1 mol Cl₂



1 mol I₂

CÁLCULO DE LA CONSTANTE R

$$PV = nRT$$



$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$$

$$V = 22.4 \text{ L}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273.15 \text{ K}} = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Cálculos Estequiométricos

Estequiometría

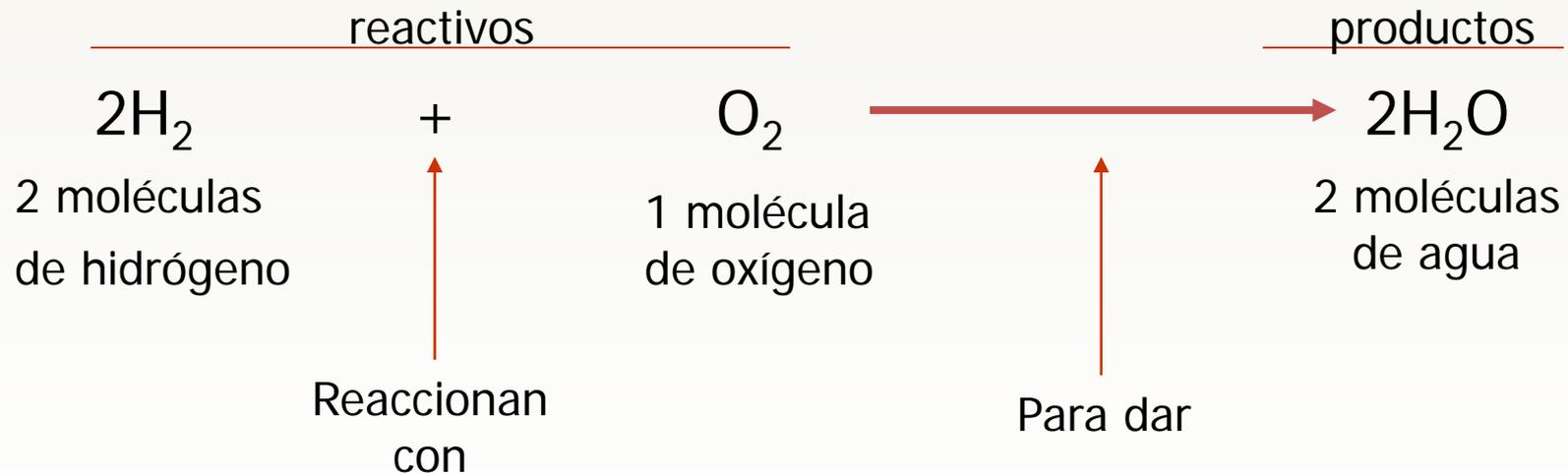
Stoecheion
Elemento

Metron
Medida

Cálculos
estequiométricos

cantidades de sustancia que reaccionan
cantidades de sustancia que se producen

Los símbolos y las fórmulas sirven al químico para poder esquematizar una reacción química.



AJUSTE, IGUALACIÓN O "BALANCEO" DE REACCIONES.

En una reacción ni se crean ni se destruyen átomos:

números de cada elemento a cada lado de la "flecha" tienen que ser iguales.

Si se satisface esta condición se dice que la ecuación está AJUSTADA.

Nunca deben modificarse los subíndices al ajustar una reacción.

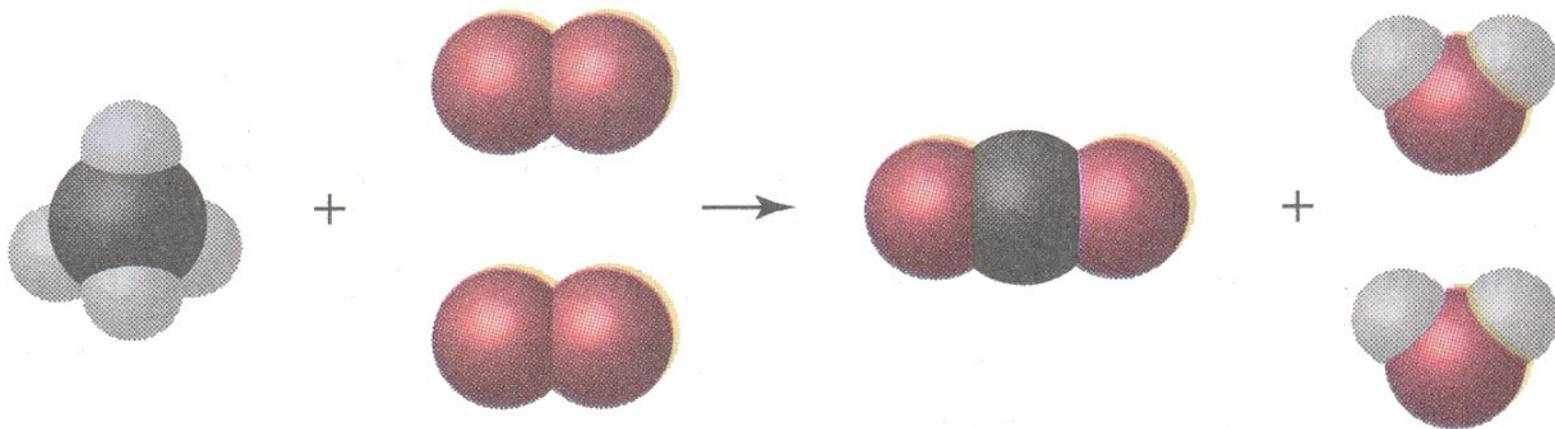


1°.- se ajustan los elementos que están en una sola molécula en cada miembro de la reacción.

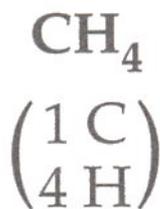
C H

2°.- Para completar el ajuste, necesitamos poner un 2 delante del O_2

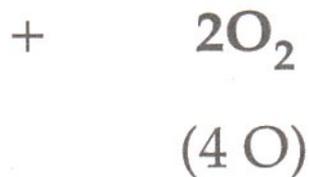
Usamos los símbolos (g), (l), (s) y (ac) Para gas, líquido, sólido y disolución acuosa. Cuando se forma un sólido como producto se usa una flecha hacia abajo ↓ , para indicar que precipita.



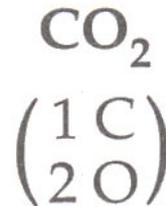
Una molécula
de metano



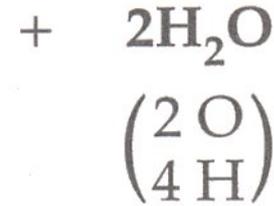
+ Dos moléculas
de oxígeno



Una molécula de
dióxido de carbono



+ Dos moléculas
de agua

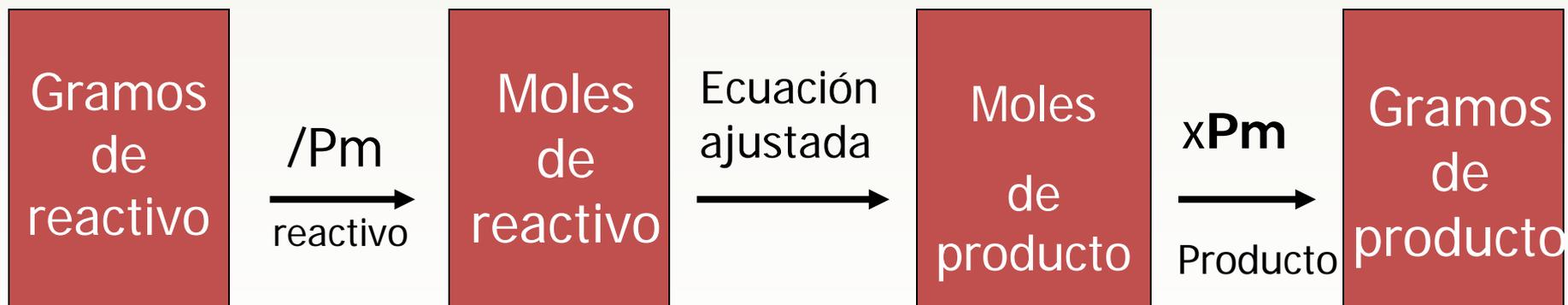


CÁLCULOS CON FÓRMULAS Y ECUACIONES QUÍMICAS

El concepto de **mol** nos permite aprovechar a nivel macroscópico práctico la información cuantitativa contenida en una reacción química ajustada.

Normalmente no tendremos los datos de las cantidades de reactivos en moles.

Si por ejemplo tenemos los datos en gramos:



Rendimiento

RENDIMIENTO TEÓRICO: Cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante

RENDIMIENTO REAL: Cantidad de producto que realmente se forma en la reacción.

¿Porqué difieren?

- 
- No reacciona todo el reactivo
 - El reactivo está hidratado
 - Se den reacciones secundarias no deseadas

$$\frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100 = \% \text{ RENDIMIENTO Rendimiento porcentual}$$

Disoluciones: modos de expresar la concentración

Composición de las disoluciones

- Disolvente (mayor cantidad)
 - Solute (menor cantidad)
- Pueden ser uno o varios

CONCENTRACIÓN:

es la cantidad de soluto disuelta en un disolvente.

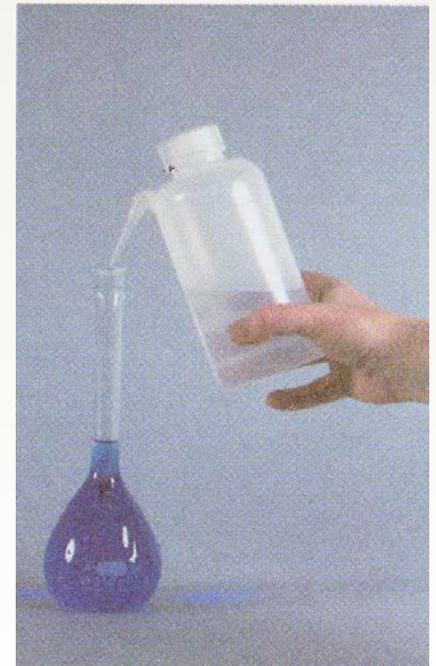
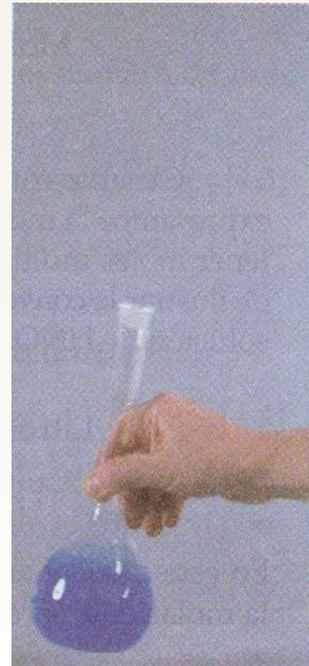
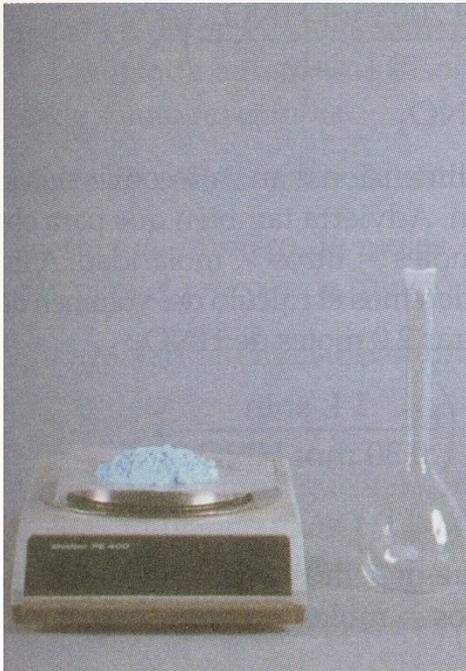
Unidades de concentración

- Molaridad.
 - molalidad.
 - Fracción molar.
- Químicas
- Porcentaje en peso.
 - Gramos por litro.
- Físicas

1.-

$$\text{Molaridad} \longrightarrow M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de disolvente (en litros)}} \quad (\text{moles/l})$$

$$\text{Moles} \times P_m = g$$



2.-Molalidad $\longrightarrow m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramo de disolvente}}$ (moles/Kg)

Moles x Pm = g Densidad = $\frac{\text{gramos}}{\text{cm}^3(\text{ml})}$

3.-Fracción molar $\longrightarrow x = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles totales}}$

4.-Tanto por ciento en peso $\longrightarrow \% = \frac{\text{Gramos de soluto}}{100 \text{ gramos de disolución}}$

5.-Gramos por litro $\longrightarrow \text{g/l} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{1 \text{ litro de disolución}}$

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Volumen de disolución (en litros)}}$$

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramo de disolvente}}$$

$$x = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Moles totales}}$$

Químicas

Físicas

$$\% = \frac{\text{Gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} \times 100$$

$$\text{g/l} = \frac{\text{Gramos de soluto}}{1 \text{ litro de disolución}}$$

Dilución

Partiendo de disoluciones concentradas, se pueden obtener otras menos concentradas por dilución.

Para ello se toma una parte de la disolución concentrada y se le añade disolvente. El número de moles de soluto no cambia.

$$\text{Número de moles} = M \times V(\text{ litros}) \quad M_{\text{inicial}} V_{\text{inicial}} = M_{\text{final}} V_{\text{final}}$$

Ejemplo:

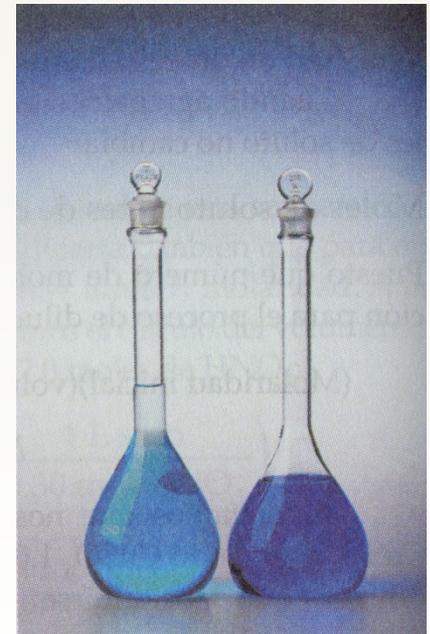
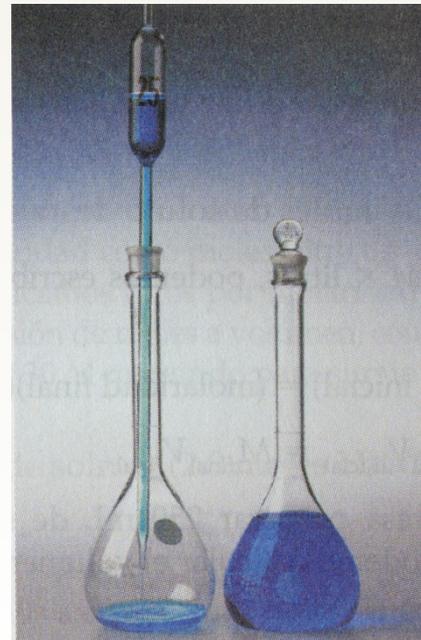
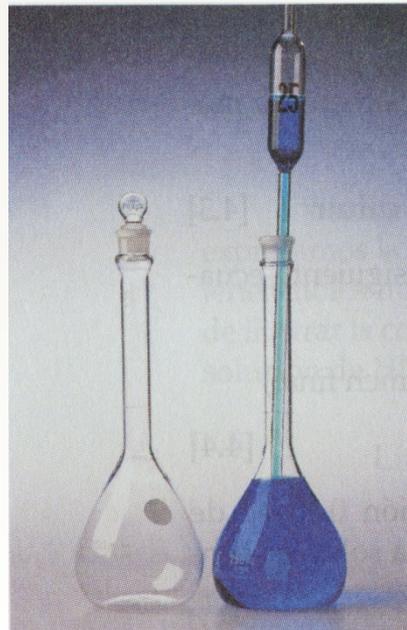
Queremos preparar

250ml 0.10M de CuSO_4

Tenemos CuSO_4 1.0M

$$V_{\text{inicial}} = \frac{(0.1\text{M})(250\text{ml})}{1.0\text{M}}$$

$$V_{\text{inicial}} = 25\text{ml}$$



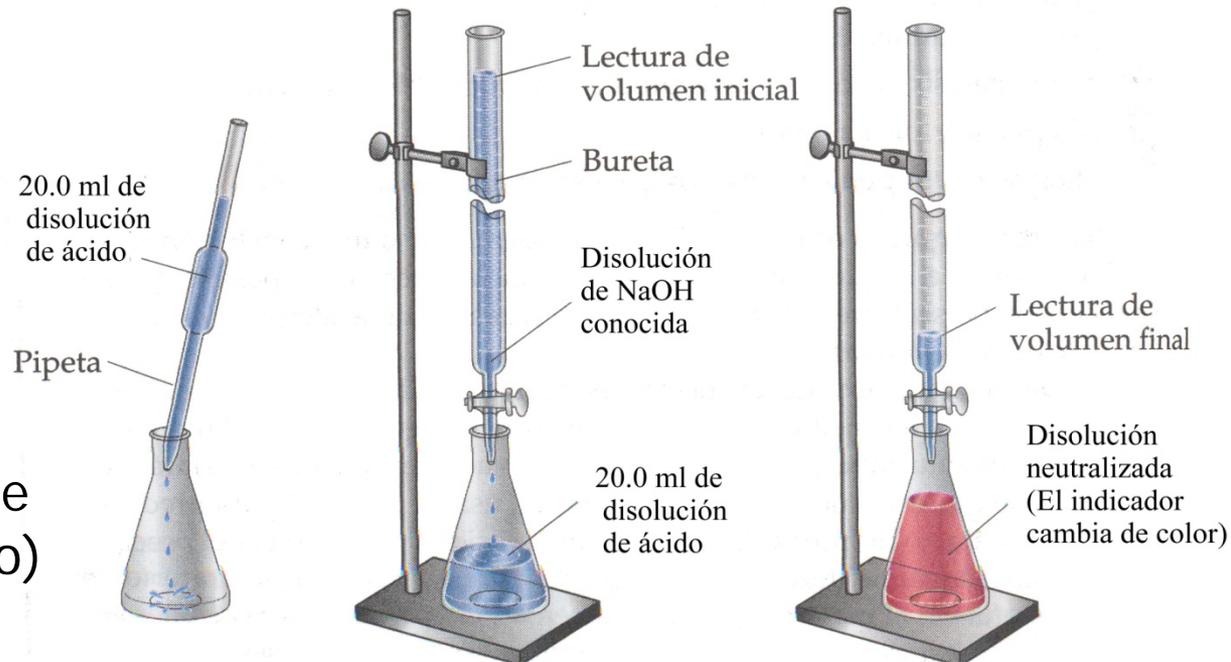
VALORACIONES

-Método para determinar la concentración de una disolución, utilizando otra disolución de concentración conocida

-Entre las especies presentes en estas dos disoluciones debe tener lugar una reacción química de estequiometría conocida.

-La valoración finaliza cuando cuando se añade la cantidad estequiométrica del valorante. Para ello se hace uso de los indicadores. (sustancia: que cambian de color)

-El caso más típico (y que veremos en el laboratorio) es el ácido-base.



Noticias y curiosidades científicas

- **Un juego para conseguir que los niños se interesen por la ciencia**

<http://one.elpais.com/juego-conseguir-los-ninos-se-interesen-la-ciencia/>

- **ondas gravitacionales como el hallazgo más relevante de 2016**

http://elpais.com/elpais/2016/12/21/ciencia/1482325843_074143.html?id_externo_rsoc=FB_CC

- **La revolución de la ‘carne cultivada’**

http://elpaissemanal.elpais.com/documentos/la-revolucion-la-carne-cultivada/?id_externo_rsoc=FB_CC

- **Chemistry, la app para transformar las clases de química en Secundaria**

http://www.educaciontrespuntocero.com/recursos/chemistry-la-app-para-transformar-las-clases-de-quimica-en-secundaria/24728.html?utm_content=buffera2764&utm_medium=social&utm_source=facebook.com&utm_campaign=buffer

- **Descubiertas las células que inician la metástasis del cáncer**

http://elpais.com/elpais/2016/12/07/ciencia/1481109831_113259.html?id_externo_rsoc=FB_CC

- **Metalentes, la óptica del futuro que revolucionará las cámaras**

<http://one.eldiariomontanes.es/metalentes-la-optica-del-futuro-que-revolucionara-las-camaras/>