MATERIA, GASES Y DISOLUCIONES

MASAS ATÓMICAS Y MOLECULARES

En 1808 Dalton, tras años de investigación deduce y publica en su "Teoría Atómica" que cada átomo tiene su masa propia y distinta de la de cualquier otro átomo de otro elemento.

Por ello, cuando se combina el azufre con el hierro para dar sulfuro ferroso (S + Fe --> FeS), lo hace siempre en la proporción de 1g de S por 1,74 de Fe y eso significa que el átomo de hierro es 1,74 veces más pesado que el azufre puesto que se combinan igual número de átomos de S que de Fe. De igual forma cuando el azufre se combina con el calcio (S + Ca --> CaS), lo hace en la proporción de 1 g de S por 1,25 de Ca, lo que indica que el átomo de calcio es 1,25 veces más pesado que el átomo de azufre y estas dos proporciones a su vez nos indican que el átomo de hierro es 1,4 veces más pesado que el átomo de calcio. Con esta y muchas más relaciones se puede obtener una escala de masas relativas. Si en esa tabla de masas relativas se asigna el valor "1" a una de ellos (por ejemplo al más ligero) y recalculamos los restantes obtendremos una escala relativa de masas atómicas. (Esto es solo un ejemplo, en la web del curso hay una amplia explicación de cómo se determinaron las masas atómicas).

En un principio fue el hidrógeno el que se tomó como unidad de base, pero como el hidrógeno no se combinaba fácilmente con todos los elementos había que realizar cálculos indirectos que podrían acarrear errores. Por ello se tomó como unidad 1/16 de la masa del oxígeno (se dio este valor ya cuando se asignó 1 al hidrógeno se obtenía para el oxígeno un valor aproximado de 16). Actualmente se toma como base la doceava parte del átomo del isótopo carbono 12 (la masa atómica de un elemento, la que figura en la tabla periódica, es la media ponderada de las masas atómicas de todos sus isótopos). Las masas atómicas se expresan en **uma** (unidad de mása atómica o simplemente **u** incluso no se le ponen unidades pues nos estamos refiriendo a masas atómicas relativas.

La masa molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la molécula.

Ej. Las masas atómicas de Al, S y O son respectivamente 27, 32 y 16 , por tan el $Al_2(SO_4)_3$ tendrá una masa molecular de: 27*2 + 32*1*3 + 16*4*3 = <u>342</u> u

CONCEPTO DE MOL

<u>Si definimos mol como la masa atómica o molecular expresada en gramos</u> (a veces se emplea el término átomo-gramo o molécula-gramo, según corresponda) tenemos que en el ejemplo anterior un mol de Al son 27 g y un mol de $Al_2(SO_4)_3$ son 342 g.

El número de moles **n** que hay en una determinada masa desustancia será por tanto

n = m / Mm

Donde m es la masa de esa sustancia en gramos y Mm es la masa molecular (o atómica según corresponda)

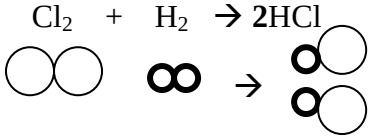
Veamos su utilidad en una reacción:

S + Fe → FeS

Masa atómicas: 32g + 56g → 88g

Y en moles: 1mol 1mol → 1mol

Y para la reacción: Cl_2 + H_2 → **2**HCl



Masa atómicas: 71g + 2g → 73g (2x36,5)

Y en moles: 1mol 1mol → **2** moles

En definitiva, podemos trabajar las cantidades estequiométricas tanto en gramos como en moles,

siendo este último caso más simple pues emplea números enteros y sencillos.

Por otra parte podemos ver que en la primera reacción un mol de S reacciona con un mol de Fe para dar un mol de FeS y como también según la reacción la cantidad de átomos de azufre que reaccionan con el hierro deben ser iguales y darán lugar a igual cantidad de moléculas de FeS se puede concluir que ***en un mol de sustancia existe siempre un número igual de partículas (átomos o moléculas en nuestro caso).*** La misma conclusión se obtiene si usamos la segunda ecuación pues 1 mol de Cl_2 reacciona con un mol de H_2 para dar dos moles de HCl, y también el número de moléculas de Cl_2 que reaccionan con H_2 deben ser iguales y darán lugar al doble de moléculas de HCl.

En general en una reacción aA + bB == cC + dD tenemos que: a moles de A reaccionan con b moles de B para dar c moles de C y d moles de d (a+b no tiene por qué ser igual que c+d, puede ser mayor igual o menor)

El número de partículas (átomos o existentes en un mol de sustancia se demuestra experimentalmente que es $6{,}022 * 10^{23}$. Este valor se conoce como número de Avogadro (N_A).

Por tanto si hay n moles tendremos: nº partículas = $n * N_A$

¿Cuántas moléculas hay en 15 g de $Al_2(SO_4)_3$:

Veamos primero cuántos moles hay n=m/Mm = 15/342 = 0,044 moles

El número de moléculas será: nº moléculas = $n * N_A = 0{,}044 * 6{,}022*10^{23}$= <u>$2{,}65*10^{22}$ moléculas</u>

¿Y cuántos átomos de oxígeno hay?

Si en una molécula de $Al_2(SO_4)_3$ hay 12 átomos de O (4*3) tendremos

$2{,}65*10^{22}$ moléculas * 12 = <u>$3{,}18*10^{23}$ átomos de oxígeno</u>

LEYES DE LOS GASES

- <u>Ley de Boyle-Mariotte</u>: Si se mantiene constante la temperatura y la masa de un gas, se obtiene que el volumen que ocupa el gas está en función de la presión, de forma que:

$$PV = P'V' \quad \text{o} \quad PV = \text{cte.}$$

- <u>Charles:</u> Si se mantiene constante la presión y la masa de un gas, se obtiene que el volumen que ocupa el gas está en función de la temperatura (grados Kelvin), de forma que:

$$V/T = V'/T' \quad \text{o} \quad V/T = \text{cte.}$$

- <u>Gay-Lussac</u>: Si se mantiene constante el volumen y la masa de un gas, se obtiene que la presión del gas está en función de la temperatura (grados Kelvin), de forma que:

$$P/T = P'/T' \quad \text{o} \quad P/T = \text{cte.}$$

- <u>Ecuación general de los gases ideales</u>:

Al combinar las tres leyes anteriores (o dos de ellas) se obtiene que para una masa constante:

$$\frac{P\,V}{T} = \text{cte.}$$

experimentalmente se comprueba que el valor de la constante varía con la masa, más concretamente con el número de moles, de forma que:

$$\frac{P\,V}{T} = n * 0{,}082 = nR \Longrightarrow \qquad \boxed{PV = nRT}$$

donde n es el número de moles y R se conoce como cte. de los gases y cuyo valor es 0,082 si P, V y T se expresan en atm, l y ºK respectivamente.

R = 0,082 atm l / mol K

VOLUMEN MOLAR DE UN GAS: Podemos comprobar (aplicando PV = nRT) ***que un mol de cualquier gas en condiciones normales (1 atm y 273 K) ocupa siempre un volumen de 22,4 litroS.***

DISOLUCIONES

CARACTERISTICAS GENERALES.

La diferencia fundamental entre disolución y mezcla es que mientras esta última es un sistema químico heterogéneo, la disolución es un sistema homogéneo.

Hay que señalar que tanto en la mezcla como en la disolución las sustancias que lo forman mantienen sus propiedades, sin embargo las propiedades de la disolución pueden ser diferentes, en algunos casos, a las que corresponderían a la media ponderada de las sustancias que la forman; así por ejemplo una disolución de alcohol y agua tiene una densidad superior a la que en principio pudiera suponerse, debido a una contracción del volumen que se produce al formar la disolución.

En una disolución se denomina disolvente a la sustancia que entra en mayor proporción y soluto a la que está en menor proporción. Sin embargo en el caso de las disoluciones de sólidos en líquidos se suele denominar siempre soluto al sólido y disolvente al liquido.

Las disoluciones pueden estar formadas por cualquier combinación de los tres estados físicos de la materia:

Atendiendo a la proporción relativa de soluto y disolvente, las disoluciones se pueden clasificar en:

SOLUTO	DISOLVENTE	EJEMPLO
Solido	Sólido	Aleaciones (Bronce = cobre y estaño)
Líquido	Sólido	Amalgamas (mercurio en oro)
Gas	Sólido	Hidrógeno en platino
Solido	Líquido	Sal en agua
Líquido	Líquido	Alcohol en agua
Gas	Líquido	Agua con gas o refresco gasificado
Solido	Gas	Calima *
Líquido	Gas	Niebla *
Gas	Gas	Aire

-Diluidas:

Cuando la cantidad de soluto es pequeña respecto a la de disolvente.

- Concentrada:

Cuando la cantidad de soluto contenida en la disolución es bastante notable.

- Saturada:

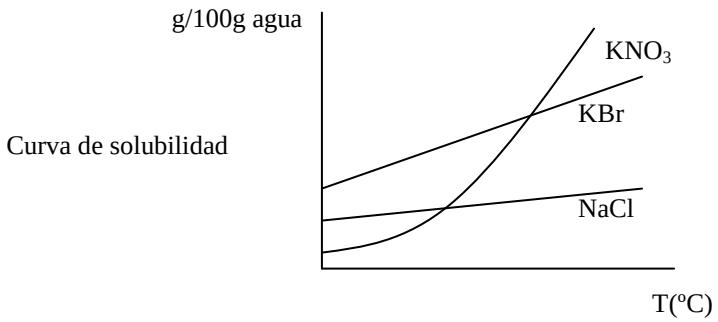
Cuando, a cierta temperatura, contiene la máxima cantidad posible de soluto disuelto a esa temperatura.

- Sobresaturada:

Cuando contiene más cantidad de soluto de la que realmente admite el disolvente a la temperatura en que se encuentra; es por tanto una disolución inestable.

Se denomina solubilidad de una sustancia a los gramos de soluto que pueden disolverse en 100 g de disolvente hasta formar una disolución saturada a una temperatura dada.

En general la solubilidad aumenta con la temperatura.



MEDIDA DE LA CONCENTRACION DE LAS DISOLUCIONES

Indicar la concentración de una disolución es indicar la cantidad de soluto que hay en una determinada cantidad de disolvente o de disolución.

Entre las diversas formas de expresar la concentración se estudian a continuación las siguientes:

- Concentración en g/l:

Indica la cantidad de gramos de soluto que se encuentran en un litro de disolución.

$$\frac{\textbf{g soluto}}{\textbf{L de disolución}}$$

- Concentración en %:

Es la cantidad de gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución.

$$\textbf{\% soluto} = \frac{\textbf{g soluto}}{\textbf{g soluto + g disolvente}} \times 100 = \frac{\textbf{g soluto}}{\textbf{g disolución}} \times 100$$

- Molaridad:

Es la forma más utilizada químicamente. Se define como:

$$\textbf{Molaridad} = \textbf{M} = \frac{\textbf{Moles de soluto}}{\textbf{Litros de disolución}} = \frac{\textbf{g soluto / Mm}}{\textbf{Litros de disolución}}$$