

ESTOS SON CONCEPTOS QUE YA TIENES QUE TENER MUY CLAROS, PERO POR SI ACASO TE LOS RECUERDO.

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA.

- Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier).

“La masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción”

- Ley de las proporciones definidas (o de Proust).

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masas constante”

- Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

“Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la relación de números enteros sencillos”

Masas atómicas y moleculares

En 1808 Dalton, teniendo en cuenta las leyes ponderales 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 ($S + Fe \rightarrow FeS$), 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 ($S + Ca \rightarrow CaS$), 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 pesos o masas relativas (sin confundir los términos masa y peso). Si en esa tabla de masas relativas se asigna el valor “1” a una de ellos (por ejemplo al más ligero) y recalculamos según ese valor las restantes masas obtendremos una escala relativa de masas atómicas.

Esto es sólo una forma de explicar cómo se pudieron obtener las masas atómicas, pero la investigación, que duró 50 años, empleó diversos métodos (ver artículo “EL LARGO CAMINO PARA LA DETERMINACIÓN DE LAS MASAS ATÓMICAS” en la página de inicio de la Web)

En un principio fue el hidrógeno el que se tomó como unidad de masa atómica, 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 molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la molécula.

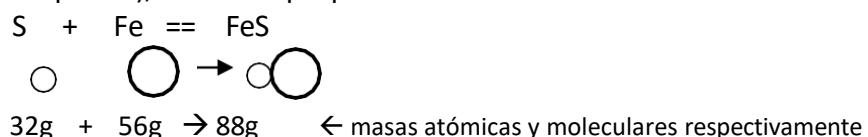
Las masas atómicas o moleculares se expresan en una o u (unidades de masa atómica. También se usa g/mol), aunque es posible que aparezca sin unidad ya que entonces el valor está representando una cantidad relativa (equis veces la doceava parte de la masa del isótopo C-12).

(*) 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.

ISÓTOPOS: Son átomos de un mismo elemento (y por tanto igual valor de Z) que se diferencian en el valor del número masico A, es decir, tienen igual número de p+ (o e- al ser neutros) pero distinto número de neutrones, y dado que las propiedades químicas se deben al número de electrones resulta que estos átomos son iguales químicamente y solo se diferencian en algunas propiedades físicas (principalmente densidad y estabilidad nuclear).

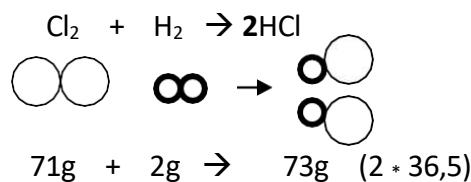
Concepto de mol

Si definimos mol como la masa atómica expresada en gramos (a veces se emplea el término átomo-gramo o molécula-gramo, según corresponda), tenemos que para la reacción:



O lo que es lo mismo: $1\text{mol} + 1\text{mol} \rightarrow 1\text{mol}$

Y para la reacción:



Y por tanto: $1\text{mol} + 1\text{mol} \rightarrow 2\text{ moles}$

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 hay siempre un número igual de partículas (átomos o moléculas según corresponda).

La misma conclusión se obtiene si usamos la segunda ecuación pues 1 mol de Cl₂ reacciona con un mol de H₂ para dar dos moles de HCl, y también el número de moléculas de Cl₂ que reaccionan con H₂ deben ser iguales y darán lugar al doble de moléculas de HCl.

En general en una reacción $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ 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 existentes en un mol de sustancia se demuestra con datos experimentales que es $6,022 * 10^{23}$. Este valor se conoce como número de Avogadro (N_A).

DISOLUCIONES

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias y cuya composición puede variar en cualquier cantidad pero con un cierto límite, la solubilidad (o saturación).

Para cualquier disolución entre dos medios iguales o distintos, se denomina disolvente a la sustancia que entra en mayor proporción y soluto a la menor. En ocasiones en las disoluciones de sólidos en líquidos se suele llamar disolvente al líquido y soluto al sólido aunque éste entre en mayor proporción, sin embargo lo correcto es que el soluto es el que está en menor proporción.

El término concentración se refiere a la proporción existente entre soluto y disolvente, empleándose los términos diluida cuando hay poco soluto respecto a la cantidad de disolvente y concentrada cuando hay una cantidad notoria de soluto.

Una disolución se dice saturada a una temperatura dada, cuando el disolvente no admite (no disuelve) más soluto a esa temperatura. La indicación "a esa temperatura" es muy importante ya que si elevamos la temperatura de una disolución ésta admitirá más soluto.

La concentración en términos cuantitativos se puede expresar como:

- g/l = gramos de soluto/litros de disolución.

$$- \% \text{ (tanto por ciento)} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de disolución}} * 100$$

$$- X_i \text{ (fracción molar de } i) = \frac{\text{moles de } i}{\text{moles totales}}$$

$$- M \text{ (molaridad)} = \frac{\text{moles de soluto (g/PM)}}{\text{litros de disolución}}$$

$$- \text{molalidad} = \frac{\text{moles de soluto (g/PM)}}{\text{Kg de disolvente}}$$

HAY QUE TENER EN CUENTA QUE EN UNA DISOLUCIÓN PUEDE HABER VARIOS SOLUTOS. Y, EN CONSECUENCIA, CUALQUIERA DE LAS CONCENTRACIONES PUEDE PEDIRSE PARA CADA UNO DE SUS SOLUTOS, INCLUSO REFERIRSE AL DISOLVENTE.

LEYES DE LOS GASES

- Ley de Boyle-Mariotte:

A temperatura (T) y masa constante $\Rightarrow PV = P'V'$ o $PV = \text{cte.}$

- Ley de Charles:

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

A presión (P) y masa constante $\Rightarrow \frac{V}{T} = \frac{V'}{T'} \text{ o } V/T = \text{cte.}$

- Ecuación general de los gases ideales:

Al combinar las dos leyes anteriores se obtiene que para una masa constante:

$$\frac{PV}{T} = n \cdot \text{cte.} \Rightarrow PV = nRT$$

Experimentalmente se comprueba que esa constante es proporcional a la masa, más concretamente al número de moles, de forma que:

$$\frac{PV}{T} = n \cdot \text{cte.} \Rightarrow PV = nRT$$

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, litros y grados Kelvin respectivamente.

"Volumen molar de un gas"-.

Como en un mol de cualquier sustancia siempre hay el mismo número de átomos (o moléculas) y como según la ley de Avogadro, el mismo número de átomos (o moléculas) de un gas, en igualdad de condiciones, ocupa el mismo volumen, se concluye que:

"Un mol de cualquier gas ocupa, en igualdad de condiciones, el mismo volumen, demostrándose experimentalmente que el volumen de un mol de gas a 0°C y 1 atm de presión, ocupa siempre 22,4 l". Esto puede obtenerse igualmente aplicando la ecuación $PV = nRT$ con $P=1\text{atm}$, $n=1\text{mol}$ y $T=273\text{K}$

- Ley de las presiones parciales (ley de Dalton):

En una mezcla de gases se denomina presión parcial de un gas (P_i) a la presión que ejercería ese gas si el sólo ocupara todo el volumen.

La presión total (P_t) de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente en esas condiciones, es decir, suma de las presiones parciales.

$$P_t = \sum P_i$$

Como $P_i V = n_i RT$ y $P_t V = n_t RT$ tenemos que dividiendo la primera ecuación por la segunda:

$$\frac{P_i}{P_t} = \frac{n_i}{n_t} \text{ es decir: } P_i = X_i P_t$$

- Densidad de un gas.

De $PV = nRT$ obtenemos $PV = (m/M_m)RT$ y de aquí $P \cdot M_m = (m/V)RT$ y como la densidad es por definición: $d = m/V$ tenemos que:

$$PM_m = dRT$$

ecuación que nos permite determinar la densidad de un gas conocido o conocer su masa molecular si conocemos su densidad.

- Masa molecular aparente de una mezcla de gases:

En una mezcla de gases se dice masa molecular aparente a la masa molecular que representa a ese mezcla como si fuera un gas único. Así el aire contiene aproximadamente un 78% de moléculas de N_2 y un 22 % de O_2 ; si fuera sólo N_2 su masa molecular sería 28 una y si fuera sólo O_2 sería 32. Pero en una mezcla influye tanto el porcentaje de cada gas como la masa molecular de cada uno según la ecuación siguiente:

$$Mm_a = \sum x_i \cdot Mm_i$$

Mm_a = masa molecular aparente. Mm_i = masa molecular de la sustancia i. x_i = fracción molar de i

- Relaciones en la composición de una mezcla de gases:

En una mezcla de gases se cumple que el % de la composición en volumen de los gases es igual al % de las presiones parciales de cada gas y es igual al % en la composición en moles y por tanto a $x_i \cdot 100$, pero es distinto al % de las masas de cada gas en la mezcla. Esto se debe a que la proporción del volumen de un gas en una mezcla se debe a la proporción de moles (más moles más volumen) y que cuantos más moles de un determinado gas hay más serán los choques de éste contra las paredes del recipiente y por tanto su presión sobre la misma. Sin embargo no está relacionado directamente con la composición en masa ya que las moléculas de por ejemplo el N_2 tienen menos masa que las del O_2 .

$$\% v_i = \% P_i = \% n_i = x_i \cdot 100 \neq \% m_i$$

PUREZA DE UN REACTIVO.

No todas las sustancias que se emplean en las reacciones químicas son puras, en muchos casos contienen otras sustancias con las que se ha encontrado en su formación natural o que han aparecido durante el proceso de fabricación y que en cualquiera de los casos no se han eliminado por el costo económico del proceso de purificación.

La pureza de un reactivo es la relación en la que se encuentra ese reactivo dentro de una muestra impura

$$\text{Pureza (\%)} = \frac{\text{cantidad de sustancia}}{\text{cantidad total de muestra}} \cdot 100$$

REACTIVO LIMITANTE

Generalmente en una reacción química los reactivos no se encuentran en las proporciones estequiométricas y en consecuencia algún reactivo se consumirá por completo y otro (u otros) se quedará sin reaccionar puesto que ya no tiene con quien reaccionar.

Al reactivo que se consume por completo se denomina "reactivo limitante" precisamente porque es el que limita la reacción. Al otro se le denomina "reactivo en exceso" puesto que al final sobra.

El reactivo limitante es por tanto el que está en menor proporción estequiométrica, lo cual no significa en

menor cantidad, así el hidrógeno cuando reacciona con el oxígeno deben estar en proporción de 1 a 8 y por tanto si ponemos 2g de hidrógeno con 8 g de oxígeno tenemos que el hidrógeno está en exceso y el oxígeno aún estando con mayor cantidad en masa se encuentra en defecto con respecto a la estequiometría de la reacción, es decir es el reactivo limitante.

Los cálculos en las reacciones químicas deben realizarse con el reactivo limitante.

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN.

En la industria química generalmente se obtiene menos cantidad de producto que la teóricamente calculada estequimétricamente. Esto es debido a diversos factores como perdida de reactivos o productos, impurezas en reactivos no controladas, reacciones paralelas o reversibilidad de reacciones, etc..

Se define rendimiento de reacción como la relación porcentual existente entre la cantidad real de producto obtenido y la cantidad teórica que se debía obtener:

$$\text{Rendimiento (r)} = \frac{\text{Cantidad real obtenida}}{\text{Cantidad teórica (calculada)}} \cdot 100$$