

Guía 3 Cantidades Químicas

En este capítulo conoceremos las relaciones que se pueden establecer entre los componentes de una reacción química, lo que se conoce con el nombre de “Estequiometria”, que en griego significa textualmente medir elementos, es decir hacer cálculos a partir de información presente en la representación de una ecuación química.

¿Qué cálculos?, cualquiera que sea medible, es decir masas, volúmenes, moles, etcétera. Para realizar cálculos a partir de una ecuación química requerimos conocer algunas cantidades químicas, estas son:

Un mol es la “cantidad de sustancias” que equivale a la cantidad de átomos que hay en 0,012 kilogramos de carbono-12. Estas “sustancias” pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, protones, etc. El valor aceptado en la actualidad es $6,02 \cdot 10^{23}$. Este número se denomina número de Avogadro.

Así, por ejemplo:

Fe \rightarrow tengo un mol de hierro, mejor dicho, un mol de átomos de hierro, es decir $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro.

2C \rightarrow tengo 2 moles de carbono, mejor dicho 2 moles de átomos de carbono, es decir $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.

CO₂ \rightarrow tengo un mol de dióxido de carbono, mejor dicho, un mol de moléculas de dióxido de carbono, es decir $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono. Pero en este caso podría decir también que (y debido a que el CO₂ contiene C + 2O) hay un mol de átomos de carbono y dos moles de átomos de Oxígeno.

Nótese que la frase “mol de”, equivale al número de Avogadro de lo que corresponda.

Al pensar en el término masa atómica tendemos a pensar en el peso en gramos de un átomo, pero evidentemente es muy poco, ya que hasta la partícula de polvo más pequeña contiene millones de átomos. No se puede pesar un solo átomo, pero experimentalmente se puede determinar la masa de un átomo utilizando como referencia el carbono-12, que contiene 6 protones y 6 neutrones, por lo que se indicó que el carbono-12 tiene una masa atómica de 12 uma. Por ejemplo, se ha determinado que un átomo de hidrógeno pesa 0,084 veces lo que pesa el carbono, entonces un átomo de hidrógeno pesa $0,084 \times 12 \text{ uma} = 1,008 \text{ uma}$. Se puede decir de manera simplificada que la masa atómica es lo que pesan protones más neutrones.

Un mol de átomos de carbono-12 tiene exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, y pesa exactamente 12 gramos. Esta masa de carbono-12 es su masa molar, que se define como la masa (en gramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas). Los valores de la masa atómica y de la masa molar son iguales, pero notemos que las unidades de la masa molar se expresan en gramos/mol. Son estos los valores que encontramos en la tabla periódica. Ejemplo: El Cromo (Cr) tiene un peso atómico (masa atómica) de 52 uma, lo que equivale a 52 gramos/mol, lo que quiere decir que $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de cromo pesan 52 gramos.

Es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas de los átomos que las forman. La masa molecular (peso molecular) es la suma de las masas atómicas en una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del H_2O es:

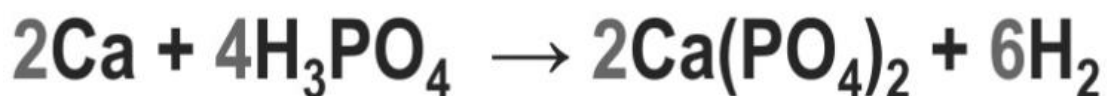
$$\begin{aligned} &2 \text{ veces la masa atómica del hidrógeno} + \text{una vez la masa atómica del oxígeno} \\ &2(1,008 \text{ uma}) + 16 \text{ uma} \\ &18,02 \text{ uma} \end{aligned}$$

lo que equivale a 18,02 gramos / mol

Entonces en 18,02 gramos de agua tenemos un mol de moléculas, es decir $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

Leyes Fundamentales en estequiometría

Establece que, en toda reacción, la masa total de un sistema no cambia, es decir, la masa consumida de reactivos es igual a la generada en productos. Dicho, en otros términos, en una reacción, el número de átomos de reactivos serán igual al número de átomos en los productos.



Establece que los elementos participantes en una reacción se combinan siempre en la misma proporción de masas. En una fórmula molecular veremos que siempre se van a poder asignar subíndices fijos a cada compuesto

En un ejemplo bien sencillo, veremos que la molécula de agua siempre será H₂O, en donde dos átomos de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno. No importa la cantidad de átomos participantes, la molécula de agua siempre será la misma.

Consideremos la siguiente situación experimental: Se observa que 6,48 g de sodio reaccionan completamente con 10 g de cloro. En otra experiencia se observa que 4,93 g de sodio reaccionan con 7,61 g de cloro. Podemos comprobar que se cumple la ley de las proporciones definidas de la siguiente manera:

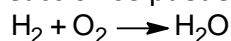
Experiencia	masa de sodio (g)	masa de cloro(g)	Relación $\frac{\text{masa sodio}}{\text{masa cloro}}$
A	6,48	10	$\frac{6,48}{10} = 0,648$
B	4,93	7,61	$\frac{4,93}{7,61} = 0,648$

En ambas experiencias la relación entre masas es la misma.

Establece que cuando se combinan elementos para originar un compuesto, una masa variable de uno de ellos se combina con una masa fija del otro. Esta ley recoge una observación no captada por Proust, pues existen algunos elementos que pueden relacionarse entre sí en distintas proporciones para formar distintos compuestos, como el caso de diferentes óxidos de cobre: CuO y el Cu₂O, que tienen un 79,89 % y un 88,82 % de cobre, respectivamente, y que equivalen a 3,974 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el primer caso y 7,945 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el segundo.

NITRÓGENO	+	OXÍGENO	=	ÓXIDO DE DINITRÓGENO
1,00 g		0,57 g		
NITRÓGENO	+	OXÍGENO	=	ÓXIDO DE NITRÓGENO
1,00 g		1,14 g		
NITRÓGENO	+	OXÍGENO	=	TRIÓXIDO DE DINITRÓGENO
1,00 g		1,71 g		
NITRÓGENO	+	OXÍGENO	=	TETRAÓXIDO DE DINITRÓGENO
1,00 g		2,29 g		
NITRÓGENO	+	OXÍGENO	=	PENTAÓXIDO DE DINITRÓGENO
1,00 g		2,86 g		

Una vez que se ha estudiado la masa de los átomos y las moléculas es importante saber que les sucede en una reacción química, un proceso en el cual una sustancia cambia para formar una o más sustancias nuevas. Con tal propósito, se ha desarrollado una manera estándar de representar una reacción, utilizando ecuaciones químicas. Considere lo que sucede con el hidrógeno que se quema en el aire para formar agua. Esta reacción se puede representar así:



Sin embargo, la ecuación no está completa porque del lado izquierdo hay el doble de átomos de oxígeno que los que hay a la derecha. Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la masa, debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación, por lo tanto, debemos balancear la ecuación para igualar la cantidad de átomos a los dos lados de la expresión.

MÉTODO ALGEBRAICO

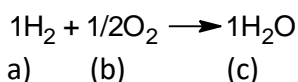
Sea la ecuación: $a \text{H}_2 + b \text{O}_2 \rightarrow c \text{H}_2\text{O}$. En donde no conocemos los factores a , b y c . Para determinarlos seguiremos los siguientes pasos.

1º. Toda ecuación es una igualdad, por lo tanto, en la ecuación química debe haber igual cantidad de átomos de Hidrógeno y de oxígeno en reactante y productos. Entonces:

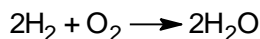


2º. Se elige uno de los coeficientes y se le da un valor pequeño (valor; 1,2, 3) en este caso se elige el uno (1) y elegimos a la letra c para este valor, entonces se tiene: que $c = 1$ y por tanto se obtiene que $b = 1/2$ y $a = 1$.

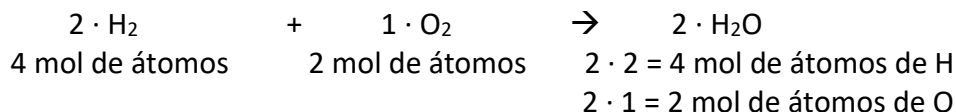
3º. Los valores obtenidos se ubican en la ecuación como coeficientes estequiométricos.



Normalmente las ecuaciones tienen sus coeficientes en números enteros, para esto sólo se debe multiplicar toda la ecuación por 2.

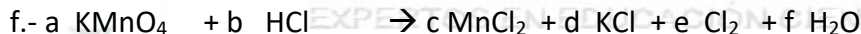
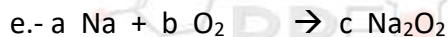
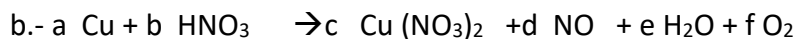
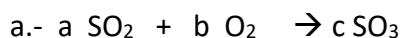


La comprobación se realiza determinando los moles de átomos de cada especie en reactivos y productos, en los cuales debe existir el mismo número.



Observa que tanto en reactivos como en el producto el número de átomos de cada especie es el mismo.

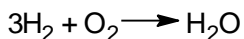
EQUILIBRA LAS SIGUIENTES ECUACIONES



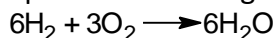
Como hemos visto, en una ecuación química, la cantidad de átomos presentes en los reactivos deben ser iguales a la cantidad de átomos presentes en los productos. Por otra parte, la masa de reactivos debe ser igual a la masa de productos. Por tanto:

$$\begin{array}{l} \text{Masa de Reactantes} = \text{Masa de Productos} \\ \text{Átomos de Reactantes} = \text{Átomos de Productos} \end{array}$$

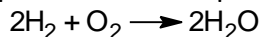
Supongamos la reacción



si la equilibramos posiblemente lleguemos a



que es lo mismo que



Esto quiere decir que átomos o moléculas que reaccionan para formar una molécula distinta, siempre lo hacen en la misma proporción. Esta es una proporción estequiométrica, que está regida por la ecuación química equilibrada.

De esta ecuación podemos decir entonces:

- a) En moles: dos moles de H_2 reaccionan con un mol de oxígeno, para formar 2 moles de agua.
 - b) En masa: 4 gramos de H_2 , reaccionan con 32 gramos de oxígeno, para formar 36 gramos de agua.
 - c) En n° de moléculas: $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 , reaccionan con $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno, para formar $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.
- Etc, etc, etc

Ejercicios

01.- Según la ecuación: $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$, cuando reaccionan 5 moles de O_2 :

- A) Se producen 5 moles de NO_2
- B) Se producen 10 moles de NO_2
- C) Reaccionan 5 moles de N_2
- D) Reaccionan 10 moles de N_2
- E) Se producen 2,5 moles de NO_2 .

02.- En la ecuación: $a N_2O_3 + b H_2O \rightarrow c HNO_2$, ¿qué valor toma c en la ecuación equilibrada?

- A) 5
- B) 4
- C) 3
- D) 2
- E) 1

03.- En un mol de agua (H_2O) hay: (PM $H_2O = 18$ g/ mol):

- I. 18 gramos de agua.
- II. 3 átomos totales.
- III. $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

- A) Sólo I
- B) Sólo II
- C) Sólo III
- D) I y III
- E) I, II y III

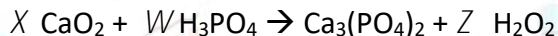
04.- ¿Cuántos moles de cobre (PA Cu = 63,5 g/mol) están contenidos en 95,4g de este metal?

- A) 1,50 mol
- B) 6,35 mol
- C) 9,54 mol
- D) 63,50 mol
- E) 95,40 mol

05.- ¿Cuántos moles existen en 106 g de K₃PO₄? (PM K₃PO₄ = 212 g/mol)

- A) 0,5 moles
- B) 0,8 moles
- C) 1 mol
- D) 1,75 moles
- E) 2 moles

06.- El peróxido de calcio reacciona con un ácido dando una sal, según la ecuación:



¿Cuáles son los valores de X, W y Z para que la ecuación quede equilibrada estequiométricamente?

- A) 3, 2, 3
- B) 3, 1, 2
- C) 3, 2, 1
- D) 3, 1, 1
- E) 1, 2, 1

1.	E
2.	D
3.	D
4.	A
5.	A
6.	A