

SESIÓN 2

ESTUDIO DE LA ESTEQUIOMETRIA

I. CONTENIDOS:

1. Ley de las proporciones definidas.
2. Ley de las proporciones múltiples.
3. Fórmulas mínimas.
4. Ecuación química.
5. Balanceo de ecuaciones químicas.

II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Analizará los porcentajes de un compuesto químico.
- Comprenderá el por qué de los átomos que integran una molécula.
- Distinguirá una ecuación química.
- Analizará y explicará los diferentes métodos para balancear ecuaciones.

III. PROBLEMATIZACIÓN:

Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.

- ¿Es posible que mediante un análisis químico, conociendo el porcentaje de elementos presentes, se determine su fórmula?
- ¿Cuál es la importancia de una ecuación balanceada?

IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

1.1. Ley de las proporciones definidas

“Establece que dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, en una proporción de masas definidas”.

Un compuesto esta constituido siempre en la misma proporción, el porcentaje en el que se encuentra cada elemento es constante. Ejemplos:

a) NaCl combina siempre 35.5 g de cloro con 23 g de sodio, o bien:

$$\% \text{ de cloro} = \frac{35.5 \text{ g cloro}}{58.5 \text{ g cloruro de sodio}} \times 100 = 60.7 \%$$

$$\% \text{ de sodio} = \frac{23 \text{ g sodio}}{58.5 \text{ g cloruro de sodio}} \times 100 = \frac{39.3 \%}{100}$$

b) H₂SO₄ combina siempre 2 g de hidrógeno, 32 g de azufre y 64 g de oxígeno.

$$\% \text{ de hidrógeno: } \frac{2 \text{ g hidrógeno}}{98 \text{ g de ácido sulfúrico}} \times 100 = 2 \%$$

$$\% \text{ de azufre: } \frac{32 \text{ g de azufre}}{98 \text{ g de ácido sulfúrico}} \times 100 = 33 \%$$

$$\% \text{ de oxígeno: } \frac{64 \text{ g de oxígeno}}{98 \text{ g de ácido sulfúrico}} \times 100 = \frac{65 \%}{100 \%}$$

c) AgCl combina siempre 108 g de plata con 35.5 g de cloro.

$$\% \text{ de plata} = \frac{108 \text{ g plata}}{143.5 \text{ g cloruro de plata}} \times 100 = 75.3 \%$$

$$\% \text{ de cloro} = \frac{35.5 \text{ g cloro}}{143.5 \text{ g cloruro de plata}} \times 100 = \frac{24.7 \%}{100 \%}$$

2.1. Ley de las proporciones múltiples

La combinación de dos o más elementos en diferentes proporciones produce más de un compuesto. Las cantidades de un primer compuesto que se combinan con una cantidad fija del segundo compuesto, se encuentran en relación de número enteros sencillos.

3.1. Fórmulas mínimas

También llamadas fórmulas empíricas, es la forma más sencilla de representar los átomos que conforman un compuesto químico. Procedimiento para la determinación de fórmulas mínimas:

Paso 1. Realizar el análisis porcentual de cada elemento.

Paso 2. Determinar los átomos gramo de cada elemento:

$$\text{Átomo gramo de A: } \frac{\% \text{ de A}}{\text{Masa atómica de A}}$$

Paso 3. Elegir el cociente más pequeño obtenido en el paso anterior y nombrarlo como común denominador.

Paso 4. Dividir cada cociente entre el común denominador obtenido. En caso de que el número que se obtenga sea fraccionario mayor de 0.5 se tomará el número inmediato superior, y por el contrario si el número obtenido es fraccionario menor de 0.5 se tomara el número inmediato inferior. En el caso de que algún número tenga una fracción igual a 0.5 todos los números se **multiplicarán por 2**.

Paso 5. El resultado obtenido corresponde a los subíndices de cada elemento de la fórmula mínima.

Ejemplos:

a) Determinar la fórmula mínima para el análisis del siguiente compuesto: 53.8 % de C, 2.2 % de H y 44 % de O.

Paso 1.

$$\text{Átomo gramo de C} = \frac{53.8\%}{12} = 4.48$$

$$\text{Átomo gramo de H} = \frac{2.2\%}{1} = 2.2$$

$$\text{Átomo gramo de O} = \frac{44\%}{16} = 2.75$$

Paso 2. Se toma el 2 como común denominador.

Paso 3.

$$\text{Subíndice de C} = 5/2 = 2.5 \quad \times 2 = 5$$

$$\text{Subíndice de H} = 2/2 = 1 \quad \times 2 = 2$$

$$\text{Subíndice de O} = 3/2 = 1.5 \quad \times 2 = 3$$

Paso 4.

Fórmula empírica: $\text{C}_5\text{H}_2\text{O}_3$

b) determinar la fórmula empírica para el compuesto constituido por 17% de Na, 47.4% de S y el resto de O.

Paso 1.

$$\text{Átomo gramo de Na} = \frac{17\%}{23} = 0.75$$

$$\text{Átomo gramo de S} = \frac{47.4\%}{32} = 1.5$$

$$\text{Átomo gramo de O} = \frac{35.6\%}{16} = 2.2$$

Paso 2. Se toma el 1 como común denominador

Paso 3.

Subíndice de Na: $1/1 = 1$ $\times 2 = 2$

Subíndice de S: $1.5/1 = 1.5$ $\times 2 = 3$

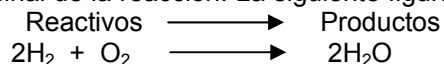
Subíndice de O: $2/1 = 2$ $\times 2 = 4$

Paso 4.

Formula empírica: $\text{Na}_2\text{S}_3\text{O}_4$

4.1. Ecuación química

A través de las ecuaciones químicas se representan las reacciones químicas, describen lo que sucede en los estados inicial y final de la reacción. La siguiente figura muestra la estructura de una ecuación química:



TÉRMINO O SIMBOLO	SIGNIFICADO
Reactivos	Toda sustancia que se combina con otra para dar lugar a una sustancia distinta
Productos	Sustancia que se produce al llevarse a cabo una reacción química
Flecha \longrightarrow	Indica que se origina o se producen los productos de la reacción
Letra minúscula entre paréntesis	Especifica el estado de agregación de las sustancias, se anota como subíndice al lado derecho del elemento o de la fórmula
Coefficientes	Números que están al lado izquierdo del elemento o fórmula
\rightleftharpoons	Indican que la reacción es reversible
\uparrow	Indica que se desprende gas
\downarrow	Indica que un sólido se precipita
\triangle	Calor
Luz solar, clorofila, enzima, etc.	Elementos necesarios para que la reacción se efectúe

5.1. Balanceo de ecuaciones químicas

El balanceo de ecuaciones químicas representa tener el mismo número de átomos de cada elemento de los reactivos y de los productos. Por lo tanto la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Los métodos empleados para balancear ecuaciones son: el método de tanteo, de oxido-reducción

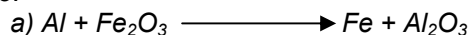
5.1.1. Método de tanteo

Paso 1. Escribir la ecuación con palabras.

Paso 2. Escribir la fórmula de los reactivos y de los productos: Reactivos \longrightarrow Productos

Paso 3. Realizar el balanceo de la ecuación química, comparando la cantidad de átomos de cada elemento de la izquierda con la cantidad de átomos de los elementos de la derecha.

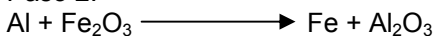
Ejemplo:



Paso 1.

Aluminio + Óxido de Hierro (III) \longrightarrow Hierro + Óxido de aluminio

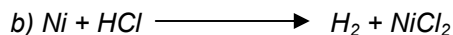
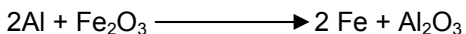
Paso 2.



Paso 3.

ELEMENTO	NÚMERO DE ÁTOMOS EN REACTIVOS	NÚMERO DE ÁTOMOS EN PRODUCTOS	BALANCEO
Al	1	2	Necesita balancearse, colocar como coeficiente el número 2 en el Al de los reactivos
Fe	2	1	Necesita balancearse, colocar el coeficiente 2 en el Fe de los productos
O	3	3	No necesita balancearse, hay 3 en los reactivos y 3 en los productos

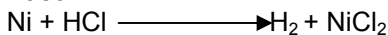
Ecuación balanceada:



Paso 1.

Níquel + Ácido clorhídrico \longrightarrow hidrógeno gaseoso + cloruro de níquel

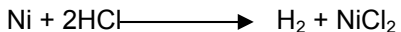
Paso 2.



Paso 3.

ELEMENTO	NÚMERO DE ÁTOMOS EN REACTIVOS	NÚMERO DE ÁTOMOS EN PRODUCTOS	BALANCEO
Ni	1	1	No necesita balancearse, hay 1 en los reactivos y 1 en los productos
H	1	2	Necesita balancearse, colocar como coeficiente el número 2 en el H de los reactivos
Cl	1	2	Necesita balancearse colocar el número 2 en el Cl de los reactivos

Ecuación balanceada:



5.1.2. Método de oxidación-reducción

Consiste en el intercambio de electrones entre los elementos que intervienen en la reacción. El número de oxidación o estado de oxidación es la carga eléctrica que tendrá un átomo en una molécula o compuesto si los electrones se transfieren completamente.

Oxidación: cuando un elemento pierde electrones y aumenta su número de oxidación en una reacción. Por ejemplo: $\text{Fe}_0 - 3e^- \longrightarrow \text{Fe}^{+3}$

Reducción: cuando un elemento añade o gana electrones y disminuye su número de oxidación en una reacción. Por ejemplo: $\text{Na}^{+1} \text{Cl} + 1e^- \longrightarrow \text{Na}^0$

Procedimiento:

Paso 1. Escribir la fórmula de los reactivos y de los productos.

Paso 2. Determinar el número de oxidación de cada elemento.

Paso 3. Identificar cada uno de los elementos que cambian su número de oxidación.

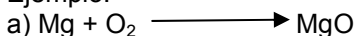
Paso 4. Escribir las semirreacciones del agente oxidante y el agente reductor, y también el número de electrones que se ganan o se pierden en cada semirreacción.

Paso 5. Multiplicar de forma cruzada los coeficientes de cada átomo por el número de electrones que se transfieren para igualar el número de electrones ganados y perdidos.

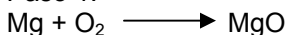
Paso 6. Sustituir los coeficientes obtenidos en la semirreacción en la ecuación original, cuidando colocarlos en el átomo correcto.

Paso 7. Balancear la ecuación química por el método de tanteo.

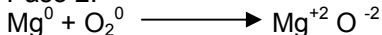
Ejemplo:



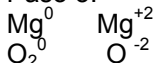
Paso 1.



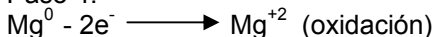
Paso 2.



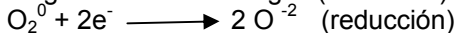
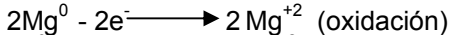
Paso 3.



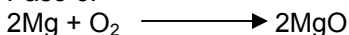
Paso 4.



Paso 5.



Paso 6.



Paso 7.

Elemento	Numero de átomos en reactivos	Numero de átomos en productos	Balanceo
Mg	2	2	No necesita balanceo
O	2	2	No necesita balanceo

Ecuación balanceada:

