

### SESIÓN 3

## REACCIONES QUÍMICAS

### I. CONTENIDOS:

1. Tipos de reacciones químicas.
2. Reactantes y productos.
3. Relaciones estequiométricas.
4. Ley de la conservación de la materia.
5. Material limitante.

### II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Distinguirá los tipos de reacciones químicas.
- Analizará la relación que existe entre reactante-reactante, reactante-producto y producto-producto.
- Comprenderá que es una relación entre los moles.
- Resolverá problemas relacionados con reacciones químicas.
- Conocerá el material limitante.

### III. PROBLEMATIZACIÓN:

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

- ¿Es posible formar agua a partir de los gases Hidrogeno y oxígeno?
- ¿Qué tan importante es conocer la masa molecular de un compuesto en una reacción química?
- ¿Qué ocurre cuando agregamos cantidades iguales de reactantes en una reacción química?
- ¿Todas las reacciones químicas son reversibles?

### IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

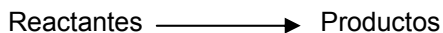
#### 1.1. Tipos de reacciones químicas

Proceso químico donde dos o más sustancias (reactivos), interactúan para formar nuevas sustancias (productos). Las reacciones químicas se clasifican:

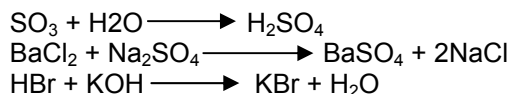
TIPO DE REACCIÓN	DESCRIPCIÓN	FORMA GENERAL	EJEMPLOS
Reacción de síntesis o adición.	Combinación de dos o más elementos o compuestos para formar un solo compuesto.	$A + B \longrightarrow AB$	$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$ $2SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$
Reacción de descomposición	Un solo compuesto se descompone en dos o más sustancias distintas.	$AB \longrightarrow A + B$	$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$ $2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$ $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$
Reacción de sustitución o desplazamiento simple	Reacción entre un elemento y un compuesto, donde el elemento sustituye a otro elemento del compuesto formando un elemento y un compuesto distintos.	$A + BC \longrightarrow AC + B$	$Zn + 2HCl \longrightarrow H_2 + ZnCl_2$ $3Fe + 4H_2O \longrightarrow 4H_2 + Fe_3O_4$ $Cl_2 + 2KI \longrightarrow I_2 + 2KCl$
Reacción de doble desplazamiento	Intercambio de parejas entre dos compuestos produciendo dos compuestos distintos.	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$	$2HCl + ZnS \longrightarrow ZnCl_2 + H_2S$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2NaCl$ $NaCl + KNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + KCl$

## 2.1. Reactantes y productos

Los reactantes son sustancias que al combinarse entre ellas a través de una reacción química forman otras sustancias denominadas productos con características, propiedades y conformación diferente.



Ejemplos:



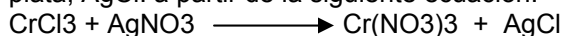
### 3.1. Relaciones estequiométricas

La estequiometría estudia el cálculo de las relaciones cuantitativas que se dan entre los reactantes y los productos que participan en una reacción química. La importancia de la estequiometría en la química radica en que es la forma de determinar la cantidad de materia que interviene en una reacción así como la cantidad de materia que se formará. La base principal de la estequiometría radica en el balanceo de ecuaciones y en la ley de la conservación de la materia.

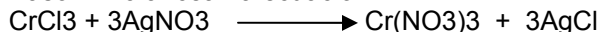
#### 3.1.1. Relación masa-masa

Se refiere a los cálculos que se realizan para determinar las masas de los reactivos o de los productos de una reacción. Ejemplos:

Calcular cuántos gramos de cloruro de cromo (III) se necesitan para producir 50 g de cloruro de plata, AgCl. a partir de la siguiente ecuación:



Paso 1. Balancear la ecuación:



Paso 2. Identificar las sustancias involucradas y calcular el peso molecular de cada una.

Sustancia	Peso molecular
<b>CrCl<sub>3</sub></b>	Cr: 52 X 1 = 52 Cl: 35.5 X 3 = 106.5 Peso molecular: 158.5
<b>AgCl</b>	Ag: 108 X 1 = 108 Cl: 35.5 X 1 = 35.3 Peso molecular= 143.5

Paso 3. Convertir los g de la sustancia que conocemos en moles.

$$50 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143.5 \text{ g AgCl}} = 0.35 \text{ mol AgCl}$$

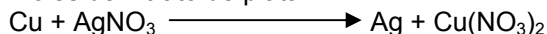
Paso 4. Relacionar el resultado con los moles de la sustancia de la que desconocemos su masa.

$$0.35 \text{ mol AgCl} \times \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{3 \text{ mol AgCl}} \times \frac{158.5 \text{ g CrCl}_3}{1 \text{ mol CrCl}_3} = 18.5 \text{ g CrCl}_3$$

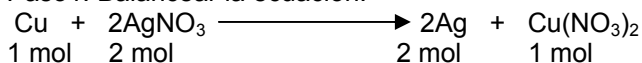
#### 3.1.2. Relación mol a mol

En esta relación se conoce el número de moles de una sustancia, y a partir de ésta se determina el número de moles de otra sustancia. Ejemplo

a) Calcular el número de moles de nitrato de cobre se producirán por la reacción completa de 3 moles de nitrato de plata.



Paso 1. Balancear la ecuación.



Paso 2. Observar que la cantidad inicial es 3 moles de nitrato de cobre.

Paso 3. Convertir 3 moles  $\text{AgNO}_3 \longrightarrow$  moles  $\text{Cu(NO}_3)_2$

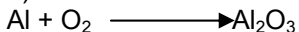
$$3 \text{ n AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Cu(NO}_3)_2}{2 \text{ mol AgNO}_3} = 1.5 \text{ n Cu(NO}_3)_2$$

**Nota:** se utiliza análisis dimensional para se cancelan los moles de  $\text{AgNO}_3$  y solo quedan moles de  $\text{Cu(NO}_3)_2$ .

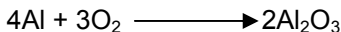
### 3.1.3. Relación masa a mol

Se conoce la masa de una sustancia y a partir de ésta se determina el número de moles de otra sustancia. Ejemplo:

a) Calcular el número de moles de óxido de aluminio que se producen a partir de 111 g de oxígeno.



Paso 1. Balancear la ecuación



Paso 2. La sustancia inicial son 111 g de oxígeno.

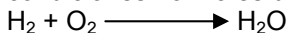
Paso 3. Convertir 111 g  $\text{O}_2 \longrightarrow$  moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$

$$111 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2} = 2.3 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

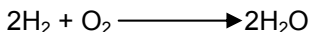
### 3.1.4. Relación volumen a volumen

Se conoce el volumen de una sustancia gaseosa en condiciones determinadas y se determina el volumen de otras sustancias que están en las mismas condiciones. Ejemplo:

a) Calcular cuántos litros de hidrógeno se combinarán con 27 litros de oxígeno, considerando condiciones normales de temperatura y presión.



Paso 1. Balancear ecuación.



Paso 2. La sustancia inicial son 27 litros de oxígeno.

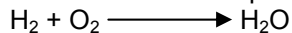
Paso 3. Calcular cuántos litros de hidrógeno se combinarán con 27 litros de oxígeno

$$27 \text{ L O}_2 \times \frac{2 \text{ L H}_2}{1 \text{ L O}_2} = 54 \text{ L H}_2$$

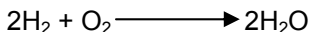
### 3.1.5. Relación masa a volumen

Se conoce la masa de una sustancia y se halla el volumen de otra sustancia gaseosa en condiciones específicas. Ejemplo:

a) Calcular los litros de hidrógeno que se necesitan combinar con 14.8 g de oxígeno, considerando condiciones de normales de temperatura y presión.



Paso 1. Balancear la ecuación.



Paso 2. La sustancia inicial es de 14.8 g de oxígeno.

Paso 3. Calcular cuántos L de  $\text{H}_2$  se necesitan combinar con 14.8 g de  $\text{O}_2$ .

$$14.8 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ g O}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{22.4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \text{L H}_2$$

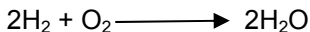
### 3.1.6. Relación mol a volumen

Se conoce el número de moles de una sustancia gaseosa en condiciones específicas y se determina el volumen de otras sustancias gaseosas en las mismas condiciones. Ejemplo:

a) Calcular que volumen de agua en estado gaseoso se producirán con 8 moles de O<sub>2</sub> a temperatura y presión normales.



Paso 1. Balancear la ecuación.



Paso 2. La sustancia inicial es de 8 moles de O<sub>2</sub>

Paso 3. Calcular cuantos litros de agua gaseosa resultan de 8 moles de O<sub>2</sub>.

$$8 \text{ moles O}_2 \times \frac{22.4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{22.4 \text{ L H}_2\text{O}} \times 8 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{22.4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 179.2 \text{ L H}_2\text{O}$$

### 4.1. Ley de la conservación de la materia

Se le atribuye a Antonio Lavoisier en 1785, y establece que en cualquier reacción química la masa y la materia permanece constante, ni se crea ni se destruye, solo se transforma, dicho de otra forma, la masa que se consume de los reactivos es igual a la masa que se obtiene en los productos.

### 5.1. Material limitante

Una reacción química es el reactivo que se encuentra en menor proporción y por lo tanto limita y determina la cantidad total de productos que se forman, debido a que una vez consumido este reactivo limitante la reacción se detiene.

El reactivo que no se consumen totalmente recibe el nombre de reactivo en exceso.

La importancia de conocer cual es el material limitante en una reacción debido a que todos los cálculos estequiométricos se realizan a partir de él.

Determinación del reactivo limitante:

Paso 1. Se calculan los moles de cada reactivo, na y nb

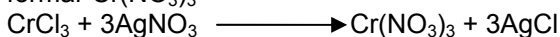
Paso 2. Se obtiene el cociente de los na entre los n de b

Paso 3. Se compara con su relación estequiométrica,

- Si  $n_A/n_B > S(A/B)$ , entonces B es el reactivo limitante.
- Si  $n_A/n_B < S(A/B)$ , entonces A es el reactivo limitante.
- Si  $n_A/n_B = S(A/B)$ , entonces no hay reactivo limitante.

Ejemplos:

a) Determinar cual es el reactivo limitante si reaccionan 28.4 g de CrCl<sub>3</sub> con 19.3 g de AgNO<sub>3</sub> para formar Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>

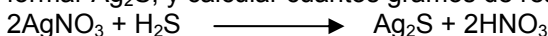


Paso 1.

$$28.4 \text{ g CrCl}_3 \times \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158.5 \text{ g CrCl}_3} \times \frac{1 \text{ mol Cr(NO}_3)_3}{1 \text{ mol CrCl}_3} = \text{mol Cr(NO}_3)_3$$

$$19.3 \text{ g AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol Cr(NO}_3)_3}{3 \text{ mol AgNO}_3} = \text{mol Cr(NO}_3)_3$$

b) Determinar cual es el reactivo limitante si reaccionan 35.6 g de AgNO<sub>3</sub> con 19.8g de H<sub>2</sub>S para formar Ag<sub>2</sub>S, y calcular cuantos gramos de reactivo en exceso quedan sin reaccionar.



Paso 1.

$$35.6 \text{ g AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{170 \text{ g AgNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}}{1 \text{ mol AgNO}_3} = \text{mol Ag}_2\text{S}$$

$$19.8 \text{ g H}_2\text{S} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} \times \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} = \text{mol Ag}_2\text{S}$$