



Fichas de Trabajo

QUÍMICA

ESTEQUIOMETRÍA

4^{to}

SECUNDARIA

• Marco teórico

Definición:

Parte de la química que se encarga del estudio de la aplicación de las unidades de masa (UQM) en una reacción química.

Leyes estequiométricas

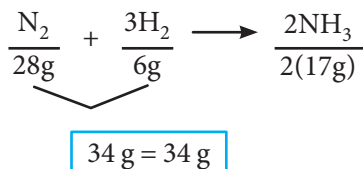
La importancia de la estequiometría radica en que, gracias a ella, podemos predecir la masa de los productos formados en una reacción química, conociendo la cantidad de sustancias de los reactantes.

Leyes ponderales (gravimétricas)

1. Ley de conservación de la materia (Lavoisier)

«En toda reacción química, la masa total de los productos es igual a la masa total de los reactantes»

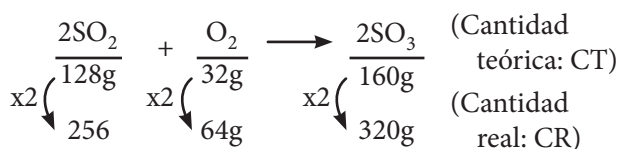
Ejemplos:



2. Ley de las proporciones definidas (Proust)

«La relación de masas de los reactantes y productos en una reacción química es constante y definida», cualquier exceso quedará sin reaccionar.

Ejemplo:



3. Ley de las proporciones múltiples (Dalton)

«Si dos elementos forman compuestos diferentes, las masas de un elemento que se cambian con la masa fija de otro elemento, se encuentran en relación de números enteros sencillos».

Ejemplos:

	Masa Cl	Masa O
Cl_2O	71 g	$1 \times 16 \text{ g}$
Cl_2O_3	71 g	$3 \times 16 \text{ g}$
Cl_2O_5	71 g	$5 \times 16 \text{ g}$
Cl_2O_7	71 g	$7 \times 16 \text{ g}$

4. Ley de las proporciones recíprocas (Wenzel y Richter)

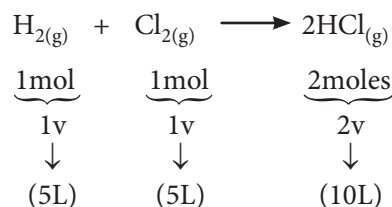
«Si tenemos masas de sustancias diferentes, que reaccionan con una masa constante de un tercero, las anteriores, cuando reaccionan entre sí, serán las mismas».

5. Leyes volumétricas (Gay – Lussac)

a. Ley volumétrica a presión y temperatura constante

«A temperatura y presión constante, los volúmenes de los gases que reaccionan están en la misma proporción que sus coeficientes estequiométricos». Las proporciones pueden ser molares y volumétricas.

Ejemplos:

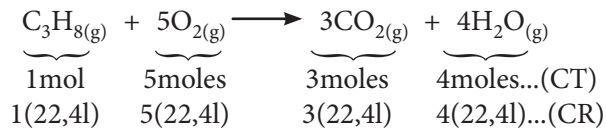


Porque sabemos que $V = 5\text{L}$.

b. Ley volumétrica a condiciones normales (C.N)

«En toda reacción química los volúmenes molares equivalen a 22, 4l».

Ejemplo:



Contracción volumétrica (CV)

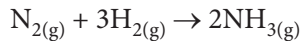
«Es una proporción que se tendrá de la disminución del volumen en una reacción gaseosa respecto al volumen de los reactivos»

$$CV = \frac{V_R - V_P}{V_R}$$

V_R = Suma de coeficientes gaseosos de los reactivos.

V_P = Suma de coeficientes gaseosos de los productos.

Ejemplo:



$$CV = \frac{(1 + 3) - 2}{(1 + 3)} = \frac{1}{2} \quad (\text{El volumen se contrae en un 50\%})$$

Pasos para resolver problemas de estequiometría

1. La ecuación debe estar escrita y balanceada.
2. Relaciones que se pueden establecer:
 mol $\rightarrow$ mol (coeficiente estequiométrico)
 gramos $\rightarrow$ gramos [masa atómica (P.A.), masa molar ($\bar{M}$)]
 mol $\rightarrow$ gramos (coeficientes P.A., $\bar{M}$)
 $V_{(CN)} \rightarrow$ mol (coef. $\times$ (22,4l) $\rightarrow$ coeficientes)
 gramos $\rightarrow V_{(CN)}$ (P.A., $\bar{M} \rightarrow$ coef. $\times$ (22,4l)
 $N_A \rightarrow$ gramos [avogadro (6×10^{23}) P.A., $\bar{M}$]
 $V_{(CN)} \rightarrow N_A$ [coef. $\times$ (22,4l) $\rightarrow$ Avogadro (6×10^{23})]

3. Aplica regla de tres simple directa.

Casos especiales

1. Pureza de reactivos

Se trabaja con reactivos puros para obtener productos puros:

$$\begin{array}{lcl} \text{Muestra} & \longrightarrow & 100\% \\ \text{Puro} & \longrightarrow & \% \text{ rendimiento} \end{array}$$

2. Rendimiento de la reacción (RR)

Es la relación expresada en porcentaje de las cantidades reales (CR), frente a las teóricas (CT) según:

$$\begin{array}{lcl} \text{Teóricos} & \longrightarrow & 100\% \\ \text{Real} & \longrightarrow & \% \text{ rendimiento} \end{array}$$

$$\text{RR} = \frac{CR}{CT} \times 100\%$$

donde:

CR = Cantidad real

CT = Cantidad teórica

RR = Rendimiento de la reacción

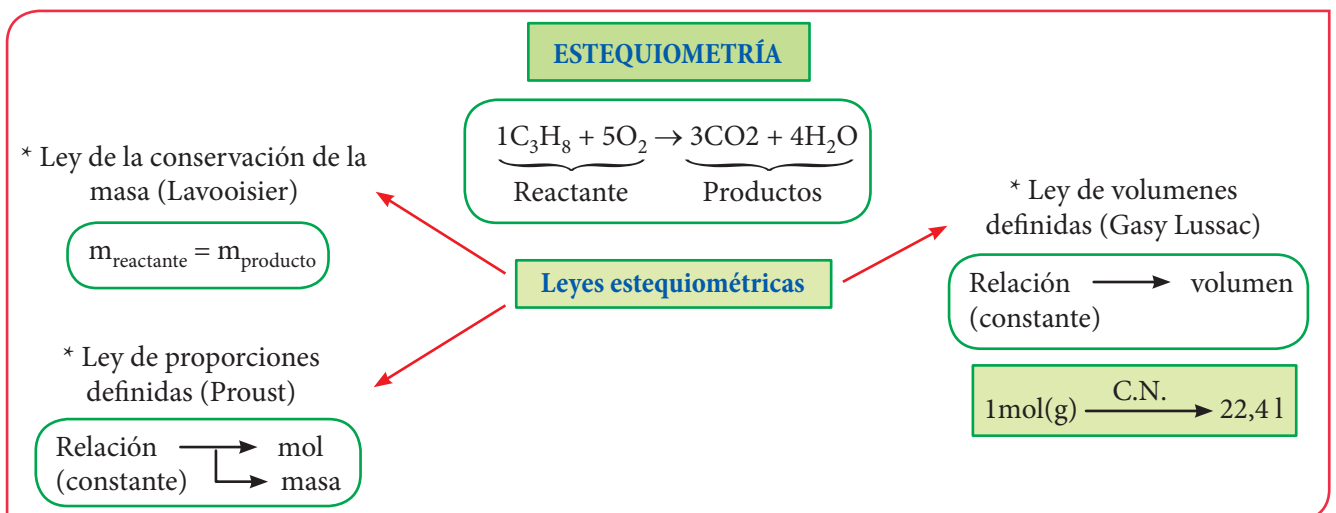
Reactivo limitante (RL): Sustancia que se consume totalmente.

Reactivo en exceso (RE): Sustancia que se consume parcialmente

$$RL = \frac{CR}{CT} = \text{cociente menor.}$$

$$RE = \frac{CR}{CT} = \text{cociente mayor.}$$

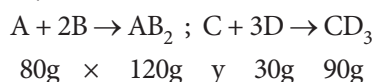
Esquema formulario



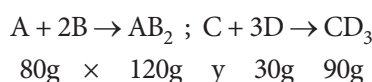
• Trabajando en Clase

Nivel I

1. Según la ley de conservación de la masa, halle «x + y»



Resolución:



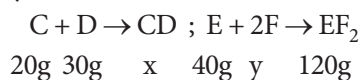
Se cumple: $m_{\text{reactante}} = m_{\text{producto}}$

$$80 + x = 120 \quad y + 30g = 90g$$

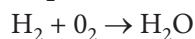
$$x = 40g \quad y = 60g$$

$$\therefore x + y = 40 + 60 = 100g$$

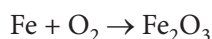
2. Según la ley de conservación de la masa, halle «x + y»



3. ¿Cuántas moles de agua se producen a partir de 10 mol de oxígeno (O₂)

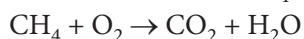


4. Halla la masa en gramos del óxido férrico formado a partir de 56 gramos de Hierro(Fe) metabólico. (Fe = 560 uma)

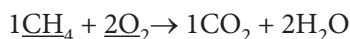


Nivel II

5. ¿Cuántos mol de oxígeno se necesita para la combustión de 10 mol de metano (CH₄)?



Resolución:

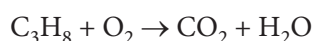


$$1 \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ mol}$$

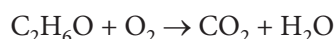
$$10 \text{ mol} \rightarrow x$$

$$x = \frac{10(2)}{1} = 20 \text{ mol } (O_2)$$

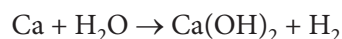
6. ¿Cuántos mol de agua se necesita para la combustión de 5 mol de gas propano (C₃H₈)?



7. ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesita para combinar con 11,5g de alcohol etílico (C₂H₆O)?



8. De la reacción:



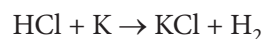
Hallar el volumen de Hidrógeno a condiciones normales a partir de 5 mol de calcio(ca).

Resolución:



$$x = \frac{5(22,4l)}{1} = 112l$$

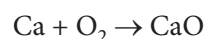
9. De la reacción:



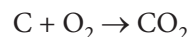
Hallar el volumen de hidrógeno a condiciones normales a partir de 1 mol de HCl.

Nivel III

10. Balancea la reacción y calcule la masa de óxido de calcio que se obtiene a partir de 200 g de calcio. (Ca = 40 uma)



11. Al hacer reaccionar 60 g de carbono, con suficiente cantidad de oxígeno, la cantidad de anhídrido carbónico que se obtiene es:



12. Según la siguiente ecuación química:

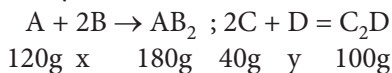


Al hacer reaccionar 0,50 moles de clorato de potasio se obtiene moles de oxígeno.

• Tarea

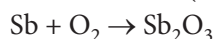
Nivel I

1. Según la ley de conservación de la masa. Halla «x + y».



- a) 110g d) 190g
b) 120g e) 150g
c) 130g

2. ¿Cuántas moles de oxígeno (O₂) se requieren para quemar 16 mol de antimonio (Sb)?



- a) 22 d) 32
b) 24 e) 12
c) 112

3. ¿Cuántos gramos de carbonato de calcio (CaCO₃) se formarán al reaccionar 56g de óxido de calcio?

- a) 200g d) 150g
b) 50g e) 120g
c) 100g

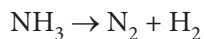
4. ¿Cuántas moles se producen a partir de 10 moles de oxígeno?



- a) 10 mol d) 40 mol
b) 20 mol e) 50 mol
c) 30 mol

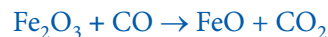
Nivel II

5. ¿Cuántos gramos de amoníaco (NH₃) se deben descomponer para obtener 360 gramos de hidrógeno?



- a) 2050g d) 2120g
b) 2010g e) 2040g
c) 2060g

6. ¿Cuántas moles de óxido ferroso (FeO) se obtienen a partir de 15 mol de óxido férrico (Fe₂O₃)?



- a) 10 mol d) 30 mol
b) 20 mol e) 60 mol
c) 50 mol

7. Si en el siguiente proceso, 24 ml de amoníaco (NH₃) reaccionan. ¿Cuántos productos se han obtenido?



- a) 60 ml d) 56 ml
b) 50 ml e) 67 ml
c) 62 ml

Nivel III

8. La masa, en gramos, de sulfato de cobre (CuSO₄) que se obtiene de la reacción de 635 gramos de cobre metálico (Cu)? (S = 32 uma; Cu = 63,5 uma)

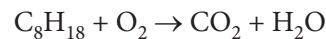


- a) 1595 g d) 1565 g
b) 1675 g e) 1528 g
c) 1485 g

9. ¿Cuántos litros de oxígeno (O₂), se requieren para la combustión completa de una determinada cantidad de metano que produce 36 litros de dióxido de carbono (CO₂)?

- a) 86 l d) 76 l
b) 64 l e) 78 l
c) 72 l

10. ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren para la combustión completa de 38 gramos de octano (C₈H₁₈)?



- a) 133 l
b) 161 l
c) 128 l
d) 145 l
e) 156 l