



fichas de Trabajo

QUÍMICA

5^{to}

SECUNDARIA

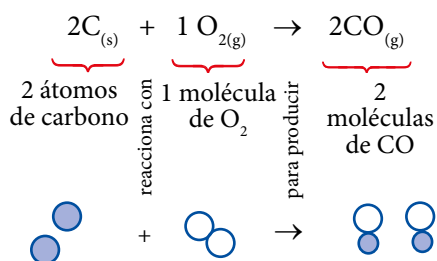
INTERPRETACIÓN Y LEYES ESTEQUIOMÉTRICAS

• Marco teórico

La palabra *estequiometría* fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones ponderales (o de masa) en las transformaciones químicas.

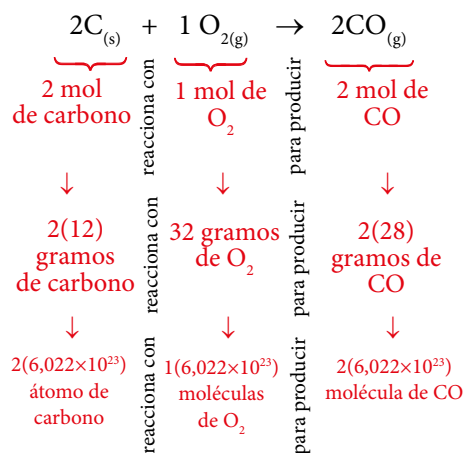
La estequiometría es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos (reactantes) y los productos en una reacción.

Interpretación de la estequiometría a nivel (nanoscópico)



La reacción sucede a nivel atómico; es decir, que los átomos y las moléculas de los reactivos rompen sus enlaces y forman nuevos enlaces para generar los productos.

Interpretación de la estequiometría a nivel (macroscópico)



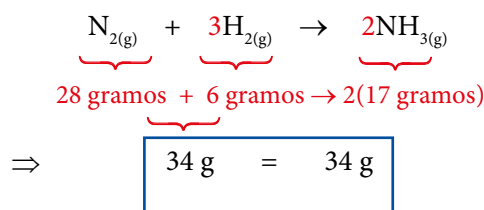
Leyes estequiométricas

A) Leyes gravimétricas (ponderales)

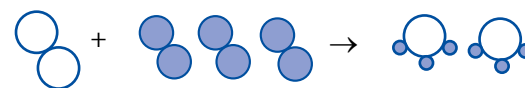
1. Ley de la conservación de la masa (Lavoisier, 1789)

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

Ejemplo:



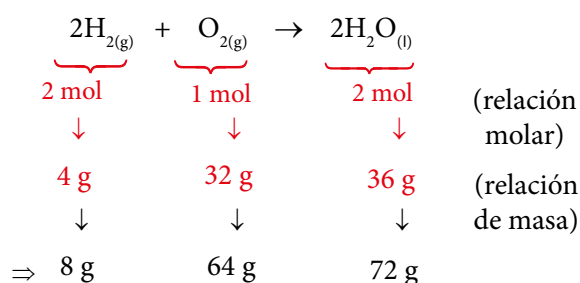
Es decir:



2. Ley de las proporciones definidas, fijas o constantes (Proust, 1799)

«Cuando dos o más sustancias se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción fija constante».

Ejemplo:



O sea:

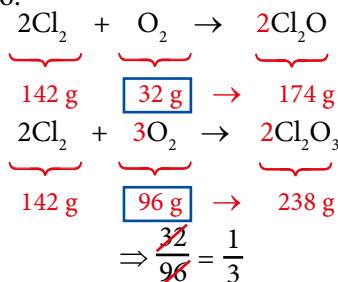


3. Ley de las proporcionales múltiples (Dalton, 1804)

«La razón entre los pesos de un elemento que se combinan con un peso fijo de un segundo elemento, cuando se forman dos o más compuestos, es una razón entre números enteros sencillos», Ejemplo:

2 : 1; 3 : 1; 3 : 2; 4 : 3

Ejemplo:

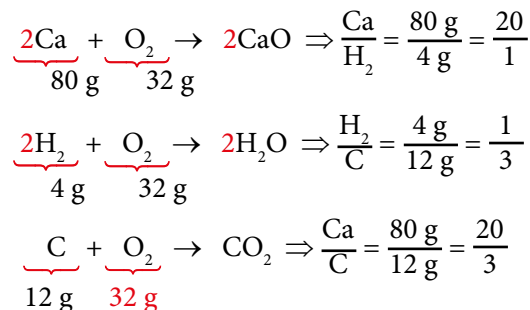


4. Ley de las proporciones recíprocas (Richter, 1792)

«Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento, dan la relación de masas de estos elementos cuando se combinan entre sí (o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas)».

Ejemplo:

Dada las siguientes reacciones independientes:



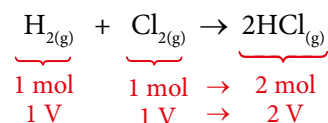
B. Leyes volumétricas (Gay-Lussac)

1. Ley volumétrica a presión y temperatura constante:

«A temperatura constante, los volúmenes de los gases que reaccionan están en la misma proporción que sus coeficientes estequiométricos».

Las proporciones pueden ser molares y volumétricas.

Ejemplo:



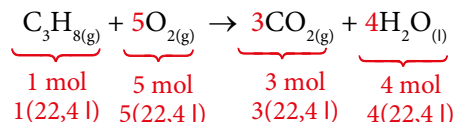
O sea: (5 l) (5 l) 10 l

Sabiendo que V = 5 l

2. Ley volumétrica a condiciones normales (CN)

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

Ejemplo:



Contracción volumétrica (CV)

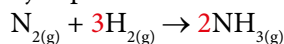
«Es una proporción que se obtendrá de la disminución del volumen en una reacción gaseosa respecto al volumen de los reactantes».

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

V_R = suma de coeficientes gaseosas de los reactantes

V_P = suma de coeficientes gaseosos de los productos

Ejemplo:



$$\begin{array}{l} V_R = 1 + 3 = 4 \\ V_P = 2 \end{array} \Rightarrow \text{CV} = \frac{4 - 2}{4} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2} = 50\%$$

Pasos para resolver problemas de estequiometría:

La ecuación debe estar escrita y balanceada.

Aplicar casos estequiométricos.

mol $\rightarrow$ vol(P, T, cte.) $\rightarrow$ Vol(CN)

coef coef coef $\times$ 22,4 l

$\rightarrow$ masa $\rightarrow$ moléculas $\rightarrow$ átomos
coef $\times$ masa molar coef $\times N_A$ coef $\times N_A \times$ atomicidad

Resolver por regla de tres simple directa.

Casos especiales

1. Pureza de reactivos

Se trabaja con reactantes puros para obtener productos puros.

Muestra $\rightarrow$ 100%

Puro $\rightarrow$ % pureza

2. Rendimiento de la reacción (RR)

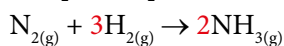
Es la relación expresada en porcentajes de las cantidades reales (CR) frente a los teóricos (CT).

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

• Trabajando en Clase

Nivel I

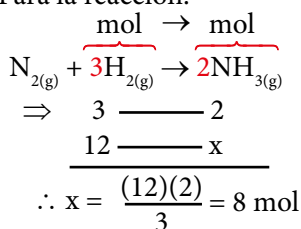
1. ¿Cuántas mol de NH_3 se producen en la reacción de 12 mol de H_2 con N_2 ?



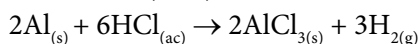
- a) 2 mol c) 8 mol e) 20 mol
b) 4 mol d) 10 mol

Resolución:

Para la reacción:



2. Determina las moles de hidrógeno (H_2) que se forman por la reacción de 24 mol de ácido clorhídrico (HCl):

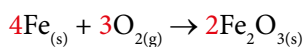


- a) 6 mol c) 15 mol e) 24 mol
b) 12 mol d) 18 mol

3. Halla la masa en gramos del Fe_2O_3 formado a partir de 56 gramos de Fe metabólico.

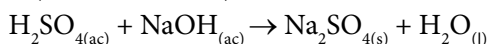
(mA: Fe = 56; O = 16)

UNALM: 2007 - II



- a) 40 g c) 560 g e) 160 g
b) 112 g d) 80 g

4. ¿Qué masa de sulfato de sodio (Na_2SO_4 ; PF = 142) se obtiene a partir de media mol de hidróxido de sodio (NaOH ; PF = 40)?



- a) 22,4 g c) 35,5 g e) 45,5 g
b) 32,5 g d) 40,5 g

Nivel II

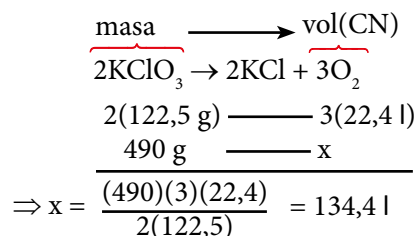
5. ¿Cuántos litros de oxígeno (O_2), en condiciones normales, se obtienen al calentar 490 gramos de KClO_3 ?

Datos: (mA: K = 39; Cl = 35,5; O = 16)

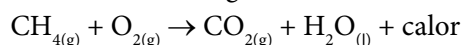
- a) 1344 l c) 56 l e) 134,4 l
b) 224 l d) 112 l

Resolución:

Para la reacción:

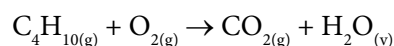


6. ¿Qué volumen en litros de CO_2 dedido a condiciones normales se obtiene en la combustión de 40 gramos de metano (CH_4)?



- a) 22,4 l c) 4,8 l e) 19,6 l
b) 56 l d) 11,2 l

7. ¿Cuántos litros de CO_2 se producen al quemar el butano (C_4H_{10}) con 2,6 litros de O_2 a condiciones normales?



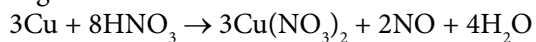
- a) 1,6 l c) 4,8 l e) 2,4 l
b) 2,8 l d) 5,4 l

Nivel III

8. En la reacción: $\text{K}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{KOH}_{(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$ ¿Cuántos gramos de potasio son necesarios para producir 1,5 mol de hidrógeno (H_2) si el rendimiento es del 80%? (mA: K = 39)

- a) 117 g c) 94 g e) 123 g
b) 78 g d) 46 g

9. Según la reacción:

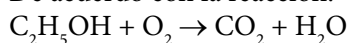


Si reaccionan 381 toneladas de cobre, ¿qué masa de agua obtendrá si el proceso rinde el 70%?

(mA: Cu = 63,5; H = 1; O = 16)

- a) 112 TM c) 144 TM e) 381 TM
b) 64 TM d) 86 TM

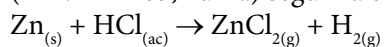
10. De acuerdo con la reacción:



las moles de H_2O que se producen a partir de 92 gramos de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ son:

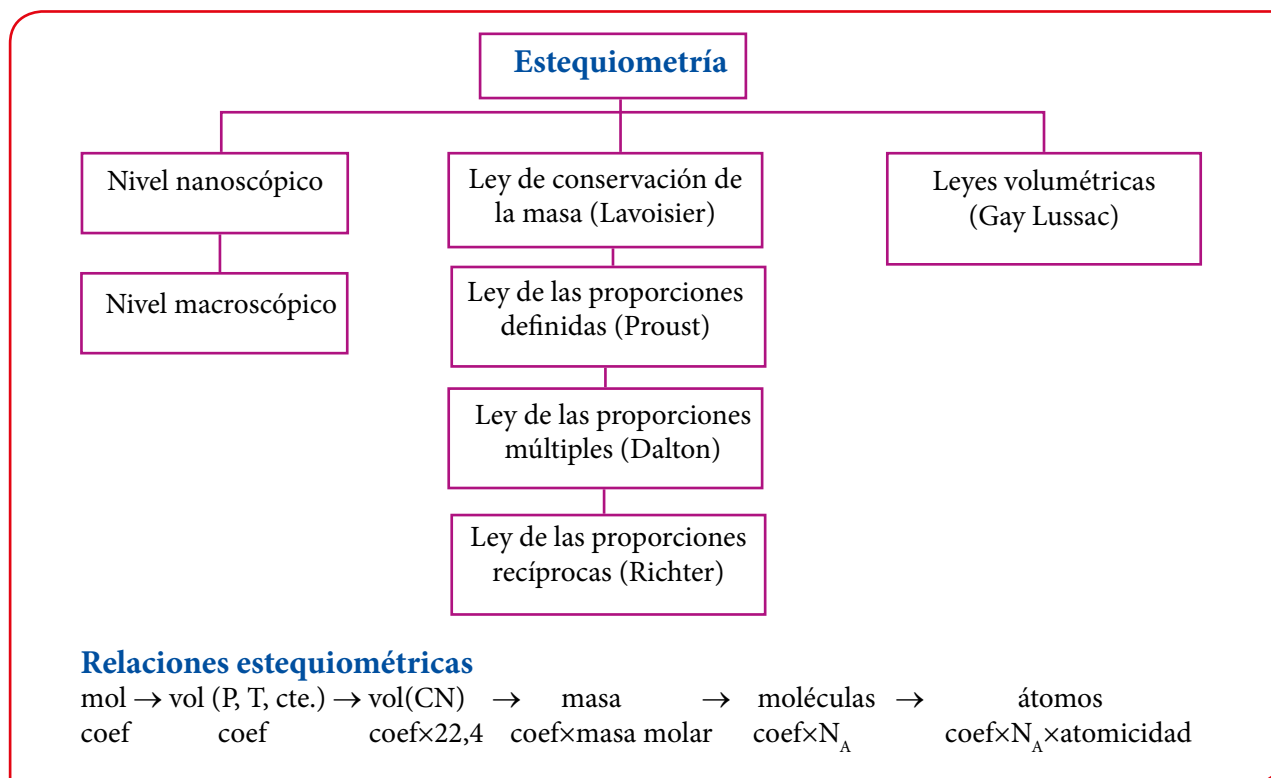
- a) 3 c) 92 e) 6
b) 2 d) 276

11. La cantidad de H_2 , a condiciones normales, formada a partir de 65,4 g de Zn con suficiente HCl (mA: Zn = 65,4 uma) según la ecuación es:



- a) 2 mol H_2 d) 22,4 l de H_2
b) 1 g H_2 e) $6,02 \times 10^{23}$ átomo de H
c) 2 moléculas de H_2

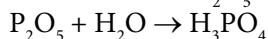
• Esquema Formulario



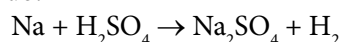
• Tarea

Nivel I

1. Determina cuántas moles de H_3PO_4 se producen de la reacción de 5 moles de P_2O_5 en agua:



- a) 6 c) 10 e) 4
b) 8 d) 12
2. Al reaccionar el sodio (Na) con suficiente ácido sulfúrico (H_2SO_4) se desprende 50 moles de gas hidrógeno (H_2). Halla las moles de ácido requerido:

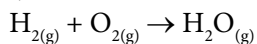


- a) 25 c) 100 e) 40
b) 50 d) 30
3. En la siguiente reacción: $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{HCl}_{(g)}$ para reaccionar completamente 8 mol de H_2 . ¿Cuántos litros de Cl_2 se necesitan a condiciones normales?

- a) 22,4 l c) 89,6 l e) 224 l
b) 44,8 l d) 179,2 l
4. ¿Qué peso de silicio (Si) se utiliza en la reacción para obtener 0,224 litros de H_2 a CN? (mA: Si = 28) $\text{Si} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2$
- a) 0,28 g c) 0,42 g e) 0,12 g
b) 0,16 g d) 0,14 g

Nivel II

5. ¿Cuántos gramos de agua se formarán si reacciona 40 gramos de oxígeno con suficiente cantidad de hidrógeno, si la eficiencia de la reacción es del 60%?



- a) 24 c) 26 e) 28
b) 25 d) 27

6. En la siguiente reacción: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ se descomponen 400 gramos de carbonato de calcio (CaCO_3). ¿Cuántos gramos de anhídrido carbónico (CO_2) se obtiene si la eficiencia es del 50%?

- a) 88 g c) 33 g e) 1 g
b) 22 g d) 44 g

7. Según el proceso: $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{SO}_3$, la blenda es un mineral que contiene 50% de pureza de ZnS. ¿Cuántos gramos de blenda se necesitan para producir 320 gramos de SO_3 según la reacción indicada? ZnS ($\overline{M} = 97,5$) y SO_3 ($\overline{M} = 80$)

- a) 880 c) 460 e) 1020
b) 780 d) 680

Nivel III

8. En la reacción: $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$, el número de átomos de fósforo necesario para producir 4 moles de P_2O_5 es:

- a) 8 d) $4(6,022 \times 10^{23})$
b) 16 e) $8(6,022 \times 10^{23})$
c) 4

9. El número de átomos de potasio requerido para producir 564 gramos de K_2O (PF = 94) es:

- a) $12 \times N_A$ c) $8 \times N_A$ e) N_A
b) $6 \times N_A$ d) $10 \times N_A$

10. Para la siguiente reacción que tiene un rendimiento del 80%: $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$, los gramos de carbono que se deben quemar para formar 352 gramos de CO_2 son:

- a) 150 g c) 88 g e) 120 g
b) 44 g d) 96 g