

---

## TEMARIO

---

# LIBRO DE QUÍMICA GENERAL

# CONTENIDO

---

## Capítulo 1 La Materia

---

La materia, clasificación y propiedades.

Estados de la materia.

a. Estado Gaseoso

- Presión barométrica y manométrica
- Leyes de los gases ideales (Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Avogadro y ley de Dalton)
- Teoría cinético-molecular y difusión
- Ley de Gram

b. Estado Líquido

- Viscosidad
- Tensión superficial
- Evaporación
- Presión de vapor
- Puntos de ebullición

c. Estado Sólido

- Tipos de Sólidos: Sólidos amorfos y cristalinos
- Tipos de Sólidos cristalinos
- Cambios de fase (puntos de fusión, sublimación)

---

## **Capítulo 2 La Energía**

---

1. Clases de Energía
2. Ejercicios

---

## **Capítulo 3 Reacciones Químicas, Ecuaciones Químicas y Reacciones Nucleares**

---

1. Reacciones químicas
2. Ecuaciones químicas
3. Reacciones nucleares

---

## **Capítulo 4 Estequiometria**

---

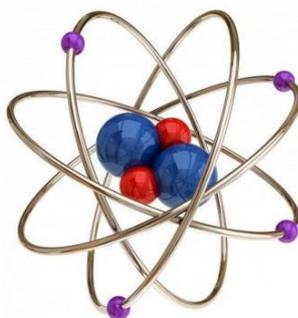
1. Unidades químicas de cantidad, masa y volumen de las sustancias
2. Cálculos estequiométricos
3. Reacciones químicas
4. Ecuaciones químicas
5. Reactivo limitante y rendimiento

# CAPÍTULO 1

---

## La Materia

---



### 1. Definición de materia

---

Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.

La materia puede ser invisible, por ejemplo, si un tubo de ensayo, vacío en apariencia, se sumerge con la boca hacia abajo en un vaso de agua. Dentro del tubo, que en realidad está lleno de una materia invisible – aire – solamente asciende un volumen pequeño de agua ( $H_2O$ )

#### Clasificación de la materia

La materia se clasifica en sustancias puras y mezclas:

- Una **sustancia pura** es esencialmente lo que implica su nombre. Es característico de una sustancia pura que: presenta composición fija y definida, no puede separarse por medios físicos y su temperatura permanece constante durante el cambio de estado (fusión o ebullición).

La sustancia pura se puede dividir en: sustancias puras elemento y sustancias puras compuestas.

- En una **sustancia pura elemento** es característico: que son sustancias puras más simples y no se descomponen por medios químicos. Ej: Au (oro). Se representan con símbolos.
  - En cambio en una **sustancia pura compuesta**, su característica es que está formado por 2 o más elementos y pueden descomponerse por medios químicos. Ej: NaCl (sal). Se representan por fórmulas.
- Una **mezcla** está formada por dos o más sustancias puras, por ejemplo H<sub>2</sub>O mas NaCl (dos sustancias); por lo tanto se caracteriza por: tener composición variable, pueden separarse por medios físicos y su temperatura es variable durante el cambio de estado. La mezcla se puede dividir en: mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas.
- Las **mezclas homogéneas** (soluciones) están formadas por 2 o más componentes y presentan una sola fase (Ej: agua potable o aire).
  - Las **mezclas heterogéneas** están formados por dos o más componentes y presentan 2 o más fases (Ej: agua y aceite).

### Propiedades de la materia

Cada material (sustancia) tiene un conjunto de propiedades, características que le dan su identidad única. Las propiedades “rasgos de la personalidad” de las sustancias, se clasifican como física o químicas.

#### **Propiedades físicas:**

Son aquellas que se pueden determinar sin alterar la identidad de la sustancia (material); pueden ser generales y particulares.

- *Propiedades físicas generales:* inercia, extensión, impenetrabilidad, discontinuidad, indestructibilidad y divisibilidad.
- *Propiedades físicas particulares:* son las que identifican realmente a la sustancia (huella dactilar de una sustancia en partículas) y son: densidad, dureza, maleabilidad, ductilidad, elasticidad y calor.

### Propiedades químicas:

Son aquellas que describen el comportamiento de una sustancia en las reacciones químicas, en las que se modifican la identidad química del material:



### Estados de la Materia

La materia existe en tres estados físicos: gaseoso, líquido y sólido.

#### a. ESTADO GASEOSO

La sustancia en este estado, no tiene volumen definido, ni forma fija y sus partículas se mueven entre sí de manera independiente, un gas ejerce presión de forma continua, en todas direcciones, sobre las paredes de cualquier recipiente. Por consiguiente un gas puede comprimirse a un volumen muy pequeño o expandirse casi en forma indefinida.

#### i. Presión barométrica y manométrica

**Presión:** la presión se define como fuerza por unidad de área  $P = F/A$ .

- **Presión barométrica:** La presión atmosférica (presión de la mezcla de gases en la atmósfera) puede medirse con un barómetro.

Puede construirse un barómetro llenando un tubo de ensayo largo por completo con mercurio e introduciendo el tubo en un recipiente con mercurio también, hecho esto, el nivel de mercurio (Hg) descenderá hasta el punto en el que la presión de la atmósfera detenga el descenso de la columna de mercurio. El peso del mercurio por unidad de área es igual a la presión atmosférica. La presión de la atmósfera soporta la columna de mercurio y la altura de la columna mide la presión (fig. 1).

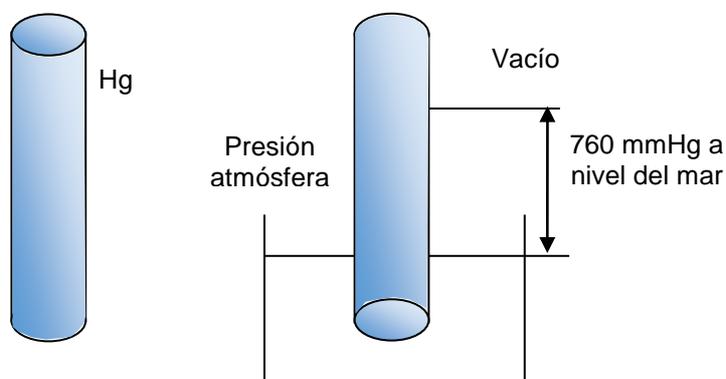


Fig. 1: preparación de un barómetro de mercurio (Hg). El tubo lleno de mercurio a la izquierda se invierte y coloca en un recipiente (cuba) con mercurio.

La presión atmosférica normal o simplemente 1 atmósfera (atm), es la presión que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura a una temperatura de 0 °C. La presión atmosférica normal, al nivel del mar, es de 1 atm, ó 760 torr, ó 760 mmHg. La unidad de presión en el SI es el pascal (Pa), y  $1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ .

La presión atmosférica disminuye a medida que aumenta la altitud.

### Ejercicio de Aplicación

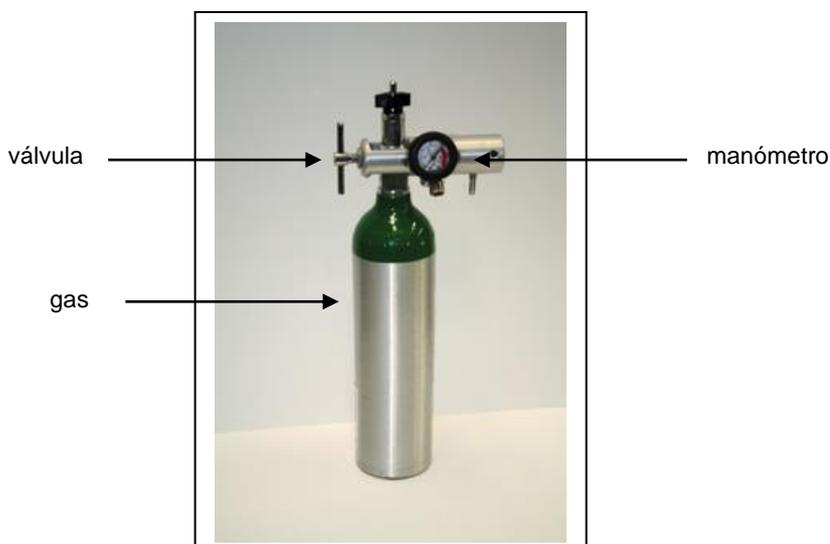
La presión atmosférica promedio en cierta ciudad es de 740 mmHg. Calcule esta presión en a) torr y b) atm.

Solución:

$$\text{a) } 740 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ Torr}}{1 \text{ mmHg}} = 740 \text{ torr}$$

$$\text{b) } 740 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,974 \text{ atm}$$

- **Presión manométrica:** La presión de un gas confinado con un “balón de gas” se mide mediante un manómetro cuando se abre la válvula, el gas del balón sale. El volumen del balón es constante y la disminución de la cantidad de gas se traduce en una caída de presión, que se puede leer en el manómetro, a una determinada temperatura.



## ii. Leyes de los gases ideales

Un gas ideal (o perfecto) es un gas inexistente que debe cumplir ciertas leyes, que nos puede llevar a comprender el comportamiento de los gases reales, con ciertas desviaciones positivas o negativas de la idealidad.

- **Ley de Boyle:** Un gas confinado en un recipiente, siempre y cuando la temperatura (T) y el número de moles (n) sean constantes, ocupa un volumen inversamente proporcional a la presión.

$$V \propto \frac{1}{P} \Rightarrow V = K \frac{1}{P} \Rightarrow \boxed{V \times P = K}$$

k = constante de proporcionalidad

para un proceso de cambios de inicial (1) a final (2).

$$V_1 P_1 = V_2 P_2 = K \quad (\text{proceso isotérmico})$$

A esta ley también se conoce como la ley de las isotermas por ser la temperatura constante.

### Ejercicio de Aplicación

Si una masa dada de hidrógeno ocupa 40 litros a 700 Torr ¿Qué volumen ocupará a 5 atm de presión?

Solución:

$$P = 700 \text{ Torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}} = 0,921 \text{ atm}$$

$$P_1 = 700 \text{ Torr} = 0,921 \text{ atm} \quad V_1 = 40 \text{ L}$$

$$P_2 = 5 \text{ atm} \quad V_2 = ?$$

$$V_2 = \frac{V_1 \times P_1}{P_2} \Rightarrow V_2 = \frac{40 \text{ L} \times 0,921 \text{ atm}}{5 \text{ atm}} = 7,37 \text{ L}$$

- **Ley de Charles:** Para un gas confinado en un recipiente, siempre y cuando la presión y el número de moles permanezcan constantes, el volumen ocupado por el gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, se cumple que:

$$V \propto T \Rightarrow V = KT \Rightarrow \frac{V}{T} = K$$

Para un proceso de cambios de inicial (1) al final (2)

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = K \quad (\text{Proceso isobárico})$$

### Ejercicio de Aplicación

Un gas ideal ocupa un volumen de 1,28 litros a 25 °C, si aumentamos la temperatura a 50 °C ¿Cuál es el nuevo volumen si la presión permanece constante?

Solución:

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{(1,28\text{L}) (323\text{K})}{298\text{K}} = 1,39\text{L}$$

- **Ley de Gay-Lussac:** la presión de una cantidad fija de un gas a volumen constante y número de moles constantes, es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P \propto T \Rightarrow P = KT \Rightarrow \frac{P}{T} = K$$

Para el paso del estado inicial (1) al final (2) a volumen constante

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = K \quad (\text{Proceso isocórico})$$

## Ejercicio de Aplicación

Un gas ideal se encuentra en un recipiente cerrado de volumen constante, a la presión de 2 atmósferas y 75 °C de temperatura, ¿cuál será su nueva presión si la temperatura baja a 50 °C.

Solución:

$$T_1 = 75\text{ °C} + 273 = 348\text{ K}$$

$$P_1 = 2\text{ atm}$$

$$T_2 = 50\text{ °C} + 273 = 323\text{ K}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 2\text{ atm} \times \frac{323\cancel{\text{ K}}}{348\cancel{\text{ K}}} = 1,86\text{ atm}$$

- **Ley de Avogadro:** El volumen de un gas confinado en un recipiente, a temperatura y presión constantes, es directamente proporcional el número de moles del gas.

$$V \propto n \Rightarrow V = Kn \Rightarrow \boxed{\frac{V}{n} = K}$$

y para un proceso de cambios de inicial (1) a final (2), tenemos:

$$\boxed{\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = K}$$

## Ejercicio de Aplicación

Si 10 moles de un gas ideal ocupa un volumen de 50 litros ¿cuántos moles de gas encontramos si su nuevo volumen es de 10 litros? Si la presión y temperatura son constantes.

Solución:

$$V_1 = 50\text{ L}$$

$$n_1 = 10\text{ moles}$$

$$V_2 = 10\text{ L}$$

$$n_2 = ?$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \Rightarrow n_2 = n_1 \times \frac{V_2}{V_1} = 10\text{ moles} \times \frac{10\cancel{\text{ L}}}{50\cancel{\text{ L}}} = 2\text{ moles}$$

- **Ley General del gas ideal:** La ley general de los gases ideales podemos obtenerlo de las afirmaciones de proporcionalidad que describen los gases ideales:

Ley de Boyle  $V \propto \frac{1}{P}$  (a T, n constantes)

Ley de Charles  $V \propto T$  (a P, n constantes)

Ley de Avogadro  $V \propto n$  (a P, T constantes)

Combinado las tres proporcionalidades obtenemos:

$$V \propto \frac{1}{P} \cdot T \cdot n$$

$$V = R \cdot \frac{1}{P} \cdot T \cdot n$$

Esta igualdad se escribe:  $PV = nRT$

Donde R, constante universal de los gases ideales

$$R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}\cdot\text{K} = 62,4 \text{ L}\cdot\text{mmHg}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

### Ejercicio de Aplicación

Suponga que 0,176 moles de un gas ideal ocupan un volumen de 8,64 litros a una presión de 0,432 atm. ¿cuál será su temperatura en grados celcius?

Solución:

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow T = \frac{P \times V}{n \times R} = \frac{0,432 \text{ atm} \times 8,64 \text{ L}}{(0,176 \text{ mol}) \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}}} = 258,63 \text{ K}$$

$$\Rightarrow \text{la temperatura en } ^\circ\text{C es: } t = 258,63 - 273 = -14,37^\circ\text{C}$$

- **Ley de Dalton de las presiones parciales:** “A temperatura y volumen constantes, la presión total ejercida por una mezcla de gases, es igual a la suma de las presiones individuales que cada gas ejercería si él solo ocupara todo el volumen”. En esta forma más simple, la presión parciales.

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots + P_i$$

Aplicando la ecuación general de los gases ideales se puede escribir:

$$P_a = \frac{n_a RT}{V} ; P_b = \frac{n_b RT}{V} ; P_c = \frac{n_c RT}{V} \dots\dots$$

$$P_T = \sum P_i = (n_a + n_b + n_c + \dots n_i) \frac{RT}{V} \Rightarrow P_T = \sum n_i \left( \frac{RT}{V} \right)$$

$$n_t = n_a + n_b + n_c \dots + n_i \Rightarrow P_T = n_i \left( \frac{RT}{V} \right)$$

**Fracción molar ( $X_i$ ):** Es la relación de moles parciales entre moles totales.

Si la presión parcial  $P_i$  se divide entre la presión total  $P_T$ , encontraremos que:

$$\frac{P_i}{P_T} = \frac{\frac{n_i RT}{V}}{\frac{n_T RT}{V}} = \frac{n_i}{n_T} = X_i \text{ (Fracción molar)}$$

$$\therefore \boxed{P_i = X_i P_T} \text{ Presión parcial de un gas}$$

Debemos recordar que  $x_a + x_b + x_c \dots + x_i = 1$

### Ejercicio de Aplicación

En un recipiente de 10 litros, a la temperatura de 125 °C, se colocan 0,495 moles de  $H_2$ , 0,0313 moles de  $O_2$  y 0,0357 moles de  $N_2$ . Calcule la presión total en atmósferas. (Suponga comportamiento ideal).

Solución:

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$P_{H_2} = n_{H_2} \frac{RT}{V} = \frac{(0,4950 \text{ mol})(0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1})(398 \text{ K})}{10 \text{ L}} = 1,620 \text{ atm}$$

$$P_{O_2} = n_{O_2} \frac{RT}{V} = \frac{(0,0313 \text{ mol})(0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1})(398 \text{ K})}{10 \text{ L}} = 0,102 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = n_{N_2} \frac{RT}{V} = \frac{(0,0357 \text{ mol})(0,082 \text{ atm} \times \text{L} \times \text{K}^{-1} \times \text{mol}^{-1})(398 \text{ K})}{10 \text{ L}} = 0,117 \text{ atm}$$

$$P_T = P_{H_2} + P_{O_2} + P_{N_2}$$

$$= 1,620 \text{ atm} + 0,102 \text{ atm} + 0,117 \text{ atm} = 1,84 \text{ atm}$$

### iii. Teoría cinética – molecular (TCM)

Se basa en el movimiento de las partículas, en especial de las moléculas gaseosas. Un gas que se comporta exactamente como lo describe la teoría de los gases ideales (o gases perfectos).

Los principales postulantes de la TCM son:

1. Los gases se componen de partículas diminutas (nanoscópicas), conocidas como moléculas.
2. La distancia entre las partículas es grande en comparación con el tamaño de éstos.
3. Las partículas gaseosas no se atraen entre sí.
4. Las partículas gaseosas se mueven en línea recta en todas direcciones, chocando frecuentemente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene.
5. No hay pérdida de energía por las colisiones entre partículas con las paredes del recipiente que las contiene. Todos los choques o colisiones son perfectamente elásticos.
6. La energía cinética media de las partículas es igual para todos los gases a la misma temperatura, y su valor es directamente proporcional a la temperatura absoluta (kelvin).

### iv. Ley de Graham de la difusión

“La velocidad de difusión (V) de un gas a través de otro, es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la densidad del gas o inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa molar del gas”

Para los gases A y B:

$$\frac{\text{velocidad A}}{\text{velocidad B}} = \frac{\sqrt{\rho_B}}{\sqrt{\rho_A}} = \frac{\sqrt{M_B}}{\sqrt{M_A}}$$

Gas A ( $\bar{M}_A$ ) y densidad A ( $\rho_A$ )  
Gas B ( $\bar{M}_B$ ) y densidad B ( $\rho_B$ )

Experimentalmente se demuestra que las velocidades de difusión de los gases son directamente proporcionales a las distancias recorridas e inversamente proporcionales a los tiempos de difusión.

$$\frac{v_A}{v_B} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{t_B}{t_A} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

$d_A$  = distancia recorrida por gas A  
 $v_A$  = velocidad de difusión de A  
 $v_B$  = velocidad de difusión de B  
 $d_B$  = distancia recorrida por gas B

### Ejercicio de Aplicación

Cuando un gas X se difunde a través del gas metano ( $\text{CH}_4$ ) ( $\bar{M}= 16$ ), se encontró que, la distancia recorrida por el gas metano era de 4 cm y el X recorrió 2 cm para encontrarse con el metano, calcule la masa molar del gas X.

Solución:

$$\bar{M}_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol}$$

$$\frac{d_{\text{CH}_4}}{d_x} = \frac{\bar{M}_x}{\bar{M}_{\text{CH}_4}} \Rightarrow \sqrt{\bar{M}_x} = \sqrt{\bar{M}_{\text{CH}_4}} \times \frac{d_{\text{CH}_4}}{d_x}$$

$$\sqrt{\bar{M}_x} = \sqrt{16} \times \frac{4 \text{ cm}}{2 \text{ cm}} = 4 \times \frac{4}{2} = 8$$

$$\bar{M}_x = 8^2 = 64 \Rightarrow \text{masa molar } x = 64 \text{ g/mol}$$

#### b. ESTADO LÍQUIDO

A diferencia de los gases, los líquidos tienen un volumen constante, pero ambos no tienen forma propia.

Las sustancias en el estado líquido, poseen densidades mucho más grandes, una fuerte fricción interna que se conoce con el nombre de viscosidad y compresibilidades mucho menores que cuando se encuentra al estado gaseoso o vapor.

Generalmente los líquidos presentan densidades mucho más pequeñas que las sustancias en el estado sólido, pero tienen más altos calores específicos que estos.

El hecho que una sustancia puede existir en el estado líquido depende de la temperatura. Si la temperatura es suficientemente alta, tal que la energía cinética de las moléculas excede a la energía máxima de atracción entre ellos, el estado líquido es imposible.

#### i. Evaporación

La evaporación o vaporización es el escape de moléculas superficiales del estado líquido al estado gaseoso o vapor.

En la evaporación, las moléculas con mayor energía cinética que el resto de moléculas escapan del líquido, dejándolo más frío que antes de salir de él.

Algunos sólidos, como el yodo, alcanfor, naftalina pasan directamente del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido. Este cambio es una forma de evaporación y se llama sublimación directa.

## ii. Presión de vapor

En base de la teoría anterior, se puede imaginar a la superficie de un líquido como una capa de moléculas cada una de las cuales está ligada a las moléculas que se encuentran debajo, debido a las fuerzas de atracción.

Se puede retirar del conjunto del líquido, a cualquiera de las moléculas superficiales, venciendo a las fuerzas atractivas. Esto es posible si se suministra a la molécula en consideración una suficiente energía cinética para vencer la energía máxima de atracción.

Por supuesto, una elevación de la temperatura hace que aumente la presión de vapor de un líquido y este incremento es exponencial.

En el equilibrio, las moléculas en estado vapor ejercen presión como cualquier otro gas. La presión que ejerce un vapor en equilibrio dinámico con su líquido se conoce como presión de vapor del líquido.

Por ejemplo, cuando se colocan por separado volúmenes iguales de agua, éter etílico y alcohol etílico en vasos de precipitados y se deja que se evaporen a la misma temperatura. Observaremos que el éter lo hace con mayor rapidez que el alcohol, el cual a su vez se evapora más rápido que el agua. Este orden de evaporación es congruente con el hecho de que el éter tiene mayor presión de vapor, a cualquier temperatura que el alcohol etílico o el agua. Una razón de su presión de vapor más elevada, es que la atracción es menor entre las moléculas del éter que se encuentran en el recipiente que entre las de alcohol o de agua.

## iii. Punto de ebullición

El punto ebullición es la temperatura a la cual la presión de vapor de un líquido es igual a la presión externa que actúa sobre la superficie del líquido, sabemos que en cuanto ascendemos a mayor altitud, la presión atmosférica disminuye, entonces por ejemplo, como el agua hierve a 100 °C a nivel del mar; podemos afirmar que el agua hierve a menor temperatura a mayor altitud (sierra del Perú).

#### iv. Viscosidad ( $n$ )

Se llama viscosidad o frotamiento interno a la resistencia experimentada por una porción de líquido cuando se desliza sobre otra

La viscosidad depende del estado físico de los cuerpos, pues mientras que en los gases es muy pequeño en los sólidos alcanza su máximo valor. La viscosidad disminuye al aumentar la temperatura.

En cuanto mayor sea la temperatura, disminuye la viscosidad. Generalmente la viscosidad se mide utilizando el viscosímetro de Ostwald para lo cual debemos saber la densidad ( $\rho$ ) del líquido conocido y del líquido problema, luego medir el tiempo de escurrimiento de los dos líquidos.

(t)

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{\rho_1 t_1}{\rho_2 t_2}$$

1. Liq. problema ( $n_1$  = viscosidad del líquido problema)

2. Liq. de comparación (conocido) ( $n_2$  = viscosidad del líquido conocido)

$$n_1 = \frac{n_2 \rho_1 t_1}{\rho_2 t_2}$$

(Ecuación de poiseulle)

#### Ejercicio de Aplicación

Una muestra de trementina,  $P = 0,873 \text{ g/mL}$  fue medida en un viscosímetro de Ostwald y se usó etanol,  $P = 0,789 \text{ g/mL}$  como líquido de comparación. Los tiempos promedios de escurrimiento de los líquidos a  $20^\circ \text{C}$  fueron 93,4 segundos para el etanol y 104,6 segundos para la trementina, si la viscosidad del etanol a  $20^\circ \text{C}$  es 12 milipoises. Halle la viscosidad de la trementina.

Solución:

$$n_1 = \frac{n_2 \rho_1 t_1}{\rho_2 t_2} = \frac{12 \text{ milipoises} \times 0,873 \text{ g/mL} \times 104,6 \text{ s}}{0,789 \text{ g/mL} \times 93,4 \text{ s}} = 14,87 \text{ milipoises}$$

$$n_{\text{trementina}} = 14,87 \text{ milipoises}$$

## v. Tensión superficial

La tensión superficial es la propiedad que tiene un líquido de arrastrar las moléculas de su superficie hacia el centro de él y por ello reduce la superficie del líquido a un mínimo. Por ejemplo, el mercurio, debido a su gran tensión superficial forma gotitas esféricas sobre un vidrio, pero el agua, cuya tensión superficial es apreciablemente menor que la del mercurio, tiende a derramarse sobre el vidrio. Esta propiedad de un líquido puede explicarse por las fuerzas de atracción intermolecular.

Cuando la temperatura aumenta, la energía cinética de las moléculas se incrementa y ese aumento de energía tiende a superar las fuerzas de atracción intermoleculares; por lo tanto, la tensión superficial disminuye. Como Ud. ya sabe, puede lavarse las manos con mayor eficiencia en agua caliente que en agua fría, en parte debido a la tensión superficial menor del agua caliente.

La tensión superficial ( $\gamma$ ) de un líquido puede estimarse midiendo la altura a que llegue una columna líquida en una capilar delgado (fig.) La estimación se origina en una ecuación cuya deducción omitiremos:

$$\gamma = 490 \rho r h$$

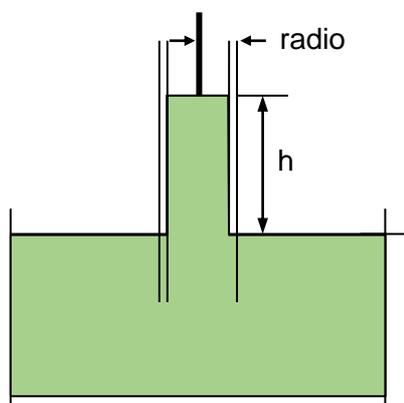
$$\gamma = \text{ergios/cm}^2 = \text{dinas/cm}$$

$$\rho = \text{densidad, g/cm}^3$$

$$r = \text{radio del capilar, cm}$$

$$h = \text{altura de la columna, cm}$$

$$490 = g/2 = \text{cm/s}^2$$



**Ejercicio de Aplicación**

Un hidrocarburo cuya densidad es  $0,779 \text{ g/cm}^3$  a  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ , fue medido por el ascenso de  $8,3 \text{ cm}$  en un capilar de  $0,20 \text{ cm}$  de diámetro ¿Cuál será su tensión superficial?

Solución:

$$\gamma = 490 \rho r h$$

$$\gamma = 490 \times 0,779 \times 0,10 \times 8,3 = 316,82 \text{ dinas/cm}$$

**c. ESTADO SÓLIDO**

En el estado sólido, las fuerzas de atracción que existen entre las partículas son más fuertes que en el estado líquido. Estas partículas no tienen la energía suficiente para superar las fuerzas de atracción que hay en el estado sólido; por lo tanto, se mantienen en una posición relativamente fija, una cerca de la otra.

Los sólidos se caracterizan por presentar una forma definida, son relativamente rígidos, no fluyen como lo hacen los líquidos y los gases, los sólidos conservan sus volúmenes al igual que los líquidos, son prácticamente incompresibles, tienen densidades relativamente altas.

**i. Tipos de sólidos**

Los sólidos pueden dividirse convenientemente en amorfos y cristalinos, los cuales difieren entre sí por su estructura.

Un sólido cristalino está formado por partículas que están acomodadas en una forma geométrica definida la cual es diferente para cada sólido. Ejemplos de sólidos cristalinos son el cloruro de sodio, el diamante y el cuarzo (una forma cristalina de sílice, dióxido de silicio).

Un sólido amorfo está formado por partículas acomodadas en forma irregular y por ello no tienen el orden que se encuentra en los cristales. Ejemplos de sólidos amorfos son el vidrio y muchos plásticos, aunque también se consideran como líquidos muy viscosos.

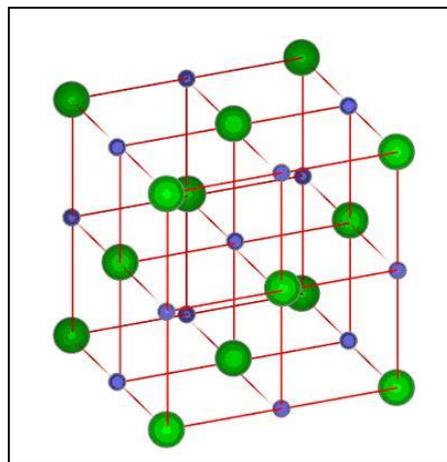
Los sólidos amorfos difieren de los cristalinos en la manera en que se funden. El punto de fusión de los sólidos cristalinos es exacto, con un estrecho intervalo de temperatura mientras que el de los sólidos amorfos es indefinido en una amplia gama de temperaturas y varía de un punto a otro.

## ii. Tipos de sólidos cristalinos

Los sólidos cristalinos están formados por átomos, iones y moléculas. Podemos clasificar a los cristales en cuatro tipos de acuerdo a la clase de partículas que forma el cristal y a las fuerzas que las mantienen juntas.

### • Cristales iónicos

Los iones positivos y negativos están sostenidos en la red cristalina por atracciones electrostáticas. Debido a que las fuerzas son fuertes, las sustancias iónicas tienen puntos de fusión elevados. Los cristales iónicos son duros y frágiles. El cristal se rompe en pedazos. Los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad cuando están fundidos y en solución, pero no en el estado cristalino en el que los iones no pueden moverse. Ejemplos: NaCl, BaO, KNO<sub>2</sub>.



### • Cristales moleculares

Las moléculas ocupan posiciones de red o reticuladas en los cristales de los compuestos covalentes. Las fuerzas intermoleculares que mantienen a las moléculas unidas en la estructura cristalina no son tan fuertes como las fuerzas electrostáticas que mantienen juntos los cristales iónicos. Los cristales moleculares, por consiguiente, son blandos y poseen puntos de fusión bajos (menor a 200 °C).

En general, las sustancias moleculares no conducen la electricidad en el estado sólido o líquido. Ejemplos; H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, sacarosa (C<sub>12</sub>, H<sub>22</sub>, O<sub>11</sub>).

### • Redes covalentes

En estos cristales, los átomos ocupan posiciones del retículo y están unidos por una red de enlaces covalentes. Todo el cristal puede considerarse como una molécula gigante. Los materiales de este tipo tienen puntos de fusión elevados y son extremadamente

duros. Las redes cristalinas no conducen la electricidad. El diamante es un ejemplo de este tipo de cristal, también el cuarzo ( $\text{SiO}_2$ ).

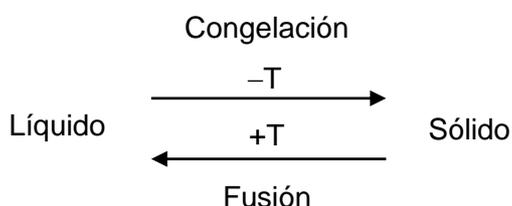
- **Cristales metálicos**

Los electrones externos de los átomos metálicos están debidamente retenidos y se mueven libremente a través del cristal metálico. Los iones positivos ocupan posiciones fijas en el cristal. El enlace metálico es fuerte. La mayoría de los metales tienen puntos de fusión elevados, altas densidades y estructuras en las cuales los iones positivos están empaquetados de manera compacta. La mayoría de los cristales metálicos pueden deformarse fácilmente, por lo tanto, la mayoría son maleables y dúctiles, son buenos conductores del calor y la electricidad. Ejemplo: Ag, Au, Fe.

### iii. Cambios de fase

Los cambios de fase, o las transformaciones de una forma a otra, ocurren cuando se agrega o se quita energía (en general, en forma de calor). Los cambios de fase son cambios físicos que se caracterizan por cambios en el orden molecular; las moléculas en la fase sólida tienen el mayor ordenamiento, y en la fase gaseosa tienen el mayor desorden.

- **Puntos de fusión:** El punto de fusión (punto de congelamiento) es la temperatura a la cual un sólido y un líquido existen en equilibrio.

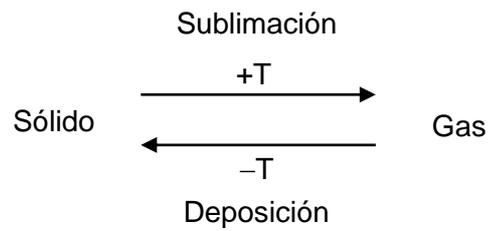


Es la temperatura a la cual la velocidad de fusión de un sólido es igual a la velocidad de congelamiento de su líquido a una presión dada.

El punto de fusión normal de una sustancia es su punto de fusión a una atmósfera de presión.

**Puntos de sublimación:** Algunos sólidos como el dióxido de carbono y como el yodo, se evapora a presión atmosférica sin pasar por el estado líquido, entonces se dice que se subliman.

Los sólidos tienen presión de vapor igual que los líquidos aunque, por lo general, su valor es muy inferior. Los sólidos con presión de vapor altos se subliman con facilidad. Los olores característicos de sólidos que se emplean comúnmente en el hogar, como el naftalina (bolas de naftalina) y el para-diclorobenceno (desodorante para baños), se debe a la sublimación. El proceso inverso por el cual el vapor se solidifica sin pasar por la fase líquida, se llama deposición o sublimación inversa:



**Ejercicio de Autoevaluación del Capítulo 1**

1. De las siguientes sustancias:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{P}_4$ ; señale cuales son sustancia elemento y cuales sustancia compuesto.
2. Si tenemos agua de mar y arena de playa, ¿cuál es mezcla homogénea y cuál mezcla heterogénea?
3. Las propiedades físicas de un material, pueden ser generales y particulares, marque (G) para las propiedades física generales y (P) para las propiedades físicas particulares.  
Densidad ( ), Extensión ( ), Inercia ( ), dureza ( )
4. Un gas ocupa un volumen de 300 mL a  $27^\circ\text{C}$  ¿Cuál será su volumen cuando la temperatura aumenta hasta  $227^\circ\text{C}$ , en un proceso isobárico?
5. Se tienen 3 moles de amoniaco ( $\text{NH}_3$ ) en un recipiente cuyo volumen es de 36,9 L a la temperatura de  $27^\circ\text{C}$ . Calcule la presión del gas en atmósferas.
6. Una mezcla de gases contiene 4,0 moles de Neón (Ne) 1,0 moles de Argón (Ar) y 2 moles de Xenón (Xe) ¿Cuáles serán las presiones parciales de cada uno de los gases, si la presión total es de 2,0 atmósferas a cierta temperatura?
7. En un tubo de difusión de gases hacemos que por un extremo ingrese  $\text{O}_2$  gaseoso y por el otro extremo  $\text{H}_2$  gaseoso ¿Cuántas veces más veloz es el  $\text{H}_2$  respecto al  $\text{O}_2$ ?  
(Datos:  $PM_{\text{O}_2} = 32$  ;  $PM_{\text{H}_2} = 2$ )
8. Dos líquidos A y B tienen presión de vapor a  $20^\circ\text{C}$  de 12 y 242 mmHg respectivamente ¿De cuál de estos líquidos se espera que tuviera?
  - a) Las fuerzas de cohesión más alta.
  - b) El punto de ebullición más alto.
  - c) La tensión superficial más alta.
  - d) El mayor calor de vaporización.
9. ¿Qué altura deberá alcanzar el agua en un capilar de diámetro 0,20 cm a  $20^\circ\text{C}$  si su tensión superficial es 73 dinas/cm y su densidad 0,998 g/mL?

10. Indique falso (F) o verdadero (V) en las siguientes proposiciones:

- a) Los sólidos amorfos tienen puntos de fusión definidos.
- b) Los cristales iónicos son buenos conductores de la electricidad en solución acuosa.
- c) Los cristales moleculares tienen puntos de fusión elevados.
- d) Los cristales metálicos son maleables y dúctiles.

**Repuestas de Autoevaluación del Capítulo 1**

- 1. Sustancias elemento:  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{P}_4$ ; sustancias compuestas:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CH}_4$
- 2. Mezcla homogénea: agua de mar; mezcla heterogénea: arena de playa
- 3. Densidad (P), Extensión (G), Inercia (G), dureza (P)
- 4. 500 mL
- 5. 2 atm
- 6.  $P_{\text{Ne}} = 1,142 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{Ar}} = 0,286 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{Xe}} = 0,572 \text{ atm}$ .
- 7.  $V_{\text{H}_2} = 4V_{\text{O}_2}$
- 8. a) El líquido A  
b) El líquido A  
c) El líquido A  
d) El líquido A
- 9.  $h = 1,49 \text{ cm}$
- 10. a) F      b) V      c) F      d) V

# CAPÍTULO 2

---

## La Energía

---



Energía es la capacidad de la materia de hacer un trabajo, por ejemplo hay energía cuando se levanta un libro de la mesa, se está haciendo un trabajo en contra de una fuerza opositora que es la gravedad. La energía existe en muchas formas; algunas de las más conocidas son la mecánica, química, eléctrica, nuclear, radiante o luminosa y térmica.

### 1. Clases de Energía

---

La energía se clasifica en Energía Potencial y Energía Cinética

- **Energía Potencial o Energía de Posición: (E.P)**

Es la energía almacenada o energía que un objeto posee debido a su posición relativa, por ejemplo una pelota colocada a 20 metros arriba del suelo tiene más energía potencial que cuando está a solo 10 metros y puede rebotar más alto cuando se le deja caer. El agua detrás

de un dique representa energía que se puede convertir en trabajo útil en forma de energía eléctrica o mecánica.

Todo cuerpo en movimiento posee energía cinética. Cuando se libera el agua de una represa, su energía potencial se transforma en energía cinética que se utiliza para impulsar generadores y producir electricidad.

La energía en química, suele expresarse en forma de calor.

- **Calor** : medición cuantitativa

El calor es un tipo de energía que ocurre en el momento de la transferencia (tránsito); antes o después de la transferencia (tránsito) no hay energía, entonces calor es energía en “tránsito” por ejemplo, si disponemos 2 varillas de hierro, uno a alta temperatura y otro a baja temperatura, luego los unimos, entonces, la varilla de temperatura alta, transfiere su calor a la varilla de temperatura baja (en el momento que hay calor) hasta que las dos varillas tengan la misma temperatura de equilibrio; es decir antes de unirse las 2 varillas, no había calor, ni tampoco cuando las dos tienen la temperatura en equilibrio.

La cantidad de calor que gana o pierde un sistema se expresa mediante la ecuación general.

$$Q = m \times C_e \times \Delta T$$

Donde:  $m$  = masa de la sustancia (g)

$C_e$  = calor específico de la sustancia (J/g·K)

(cada sustancia tiene su propio calor específico)

$\Delta T$  = variación de la temperatura ( $T_f - T_i$ ) en °K

$Q$  = calor (J o cal)

1 cal = 4,184 J

Obs:  $\Delta T$  en kelvin =  $\Delta T$  en °C

Así, la cantidad de calor que se necesita para elevar 10 °C la temperatura de 200 g de agua se puede calcular como sigue:

$$\Delta T = 10 \text{ °C} = 10 \text{ K}$$

$$M \times C_e \times \Delta T = Q$$

$$200\text{g} \times \left( \frac{4,184\text{ J}}{\text{g}^\circ\text{K}} \right) (10^\circ\text{K}) = 8,37 \times 10^3\text{ J}$$

ó

$$200\cancel{\text{g}} \times \left( \frac{4,184\text{ J}}{\cancel{\text{g}}^\circ\cancel{\text{C}}} \right) \times (10^\circ\cancel{\text{C}}) = 8,37 \times 10^3\text{ J}$$

Cuando hay una transferencia de calor de un cuerpo a alta temperatura a otro de menor temperatura, podemos hacer el siguiente balance:

$$Q_{\text{ganado}} = Q_{\text{perdido}}$$

Aplicando para el caso de las varillas de hierro mencionadas arriba.

**Problema:**

Se disponen de 2 varillas de hierro de 200 gramos cada una. Una de las varillas está a 200 °C y la otra a 20 °C, se puede calcular la “T” de equilibrio.

Dato:  $C_{\text{Fe}} = 0,473\text{ J/g }^\circ\text{C}$

Solución:

$m_1 = 200\text{ g}$ $T_1 = 20\text{ }^\circ\text{C}$ $C_{\text{e}_1} = 0,473\text{ J/g }^\circ\text{C}$	=	$m_2 = 200\text{ g}$ $T_2 = 200\text{ }^\circ\text{C}$ $C_{\text{e}_2} = 0,473\text{ J/g }^\circ\text{C}$
--	---	---

$Q_{\text{ganado}} = Q_{\text{perdido}}$
--

gana calor la varilla a 20 °C                      pierde calor la varilla a 200 °C

$$\therefore m_1 \times C_{\text{e}_1} \times \Delta T_1 = m_2 \times C_{\text{e}_2} \times \Delta T_2$$

$$m_1 \times C_{\text{e}_1} \times (T_{\text{eq}} - T_i) \Delta T_1 = -m_2 \times C_{\text{e}_2} \times (T_{\text{eq}} - T_i)$$

Reemplazando datos:

$$\cancel{200\text{ g}} \times \cancel{0,473\text{ J/g}^\circ\text{C}} \times (T_{\text{eq}} - 20) = \cancel{200\text{ g}} \times \cancel{0,473\text{ J/g}^\circ\text{C}} \times (200 - T_{\text{eq}})$$

$$T_{\text{eq}} - 20 = 200 - T_{\text{eq}}$$

$$T_{\text{eq}} + T_{\text{eq}} = 200 + 20$$

$$2T_{\text{eq}} = \frac{220}{2}$$

$$T_{\text{eq}} = \boxed{110^\circ\text{C}}$$

### Ejercicios de Autoevaluación del Capítulo 2

- Los ejemplos siguientes ¿son de energía potencial o de energía cinética?
  - Corredores posicionados en la línea de la salida.
  - Un arco de flecha tensado.
  - Una corriente de agua.
  - Cuando te frota las manos.
  - El punto más alto de una oscilación.
- ¿Qué transformaciones de energía es la responsable del ardiente reingreso a la atmósfera de un proyectil espacial?
- Calcular el calor específico de un sólido en  $\text{J/g } ^\circ\text{C}$  y  $\text{cal/g } ^\circ\text{C}$ , si los 1638 J hacen que la temperatura de 125 g del sólido aumenta de  $25,0^\circ\text{C}$  a  $52,6^\circ\text{C}$ .
- Tenemos 2 vasos de precipitados con 100 g de agua cada uno, el vaso 1 está a la temperatura de  $80^\circ\text{C}$  y el vaso 2 está a  $20^\circ\text{C}$ , luego se mezclan, el vaso 2 sobre el vaso 1, queremos saber ¿Cuál es la temperatura de equilibrio al final?

Dato:  $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1\text{ cal/g}^\circ\text{C}$

**Repuestas de Autoevaluación del Capítulo 2**

1. a) energía potencial                      b) energía potencial                      c) energía cinética  
d) energía cinética                      e) energía potencial
2. La transformación de la energía cinética en energía térmica.
3.  $C_e = 0,475 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$                        $C_e = 0,114 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$
4.  $T_{eq} = 50 \text{ } ^\circ\text{C}$

# CAPÍTULO 3

---

## Reacciones Químicas, Ecuaciones Químicas y Reacciones Nucleares

---



- **Reacciones Químicas**

Son los procesos mediante los cuales, una o más sustancias se convierten en una o más sustancias o productos diferentes, donde se puede desprender o absorber energía.

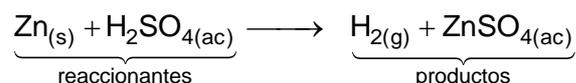
- **Ecuaciones Químicas**

Las ecuaciones químicas son las representaciones de las reacciones químicas.

Para que una reacción química esté perfectamente representada por una ecuación química se deben cumplir con los siguientes pasos:

- a) Determinar cuáles son las sustancias iniciales (reactantes) y los resultados (productos o eductos).
- b) Escribir los reactantes en el lado izquierdo de las ecuaciones químicas y los productos a la derecha.
- c) Balancear la ecuación, es decir, deben contener el mismo tipo y número de átomos en cada miembro; para balancear una ecuación, deben modificarse los coeficientes, no son los subíndices.

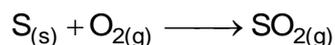
d) Se deben indicar los estados de agregación (g), (l), (s) o (ac).



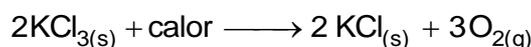
• **Clasificación de las Reacciones Químicas**

**i) De acuerdo al comportamiento de las sustancias reaccionantes**

a) Reacción de Combinación o Adición:



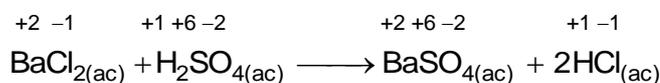
b) Reacción de descomposición:



c) Reacción de simple sustitución:

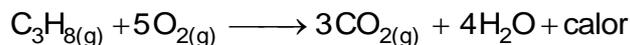


d) Reacción de doble sustitución o metátesis: en este caso no hay variación en el número de oxidación.



**ii) De acuerdo a la energía involucrada**

a) Reacción Exotérmicas (se desprende calor)



b) Reacción Endotérmicas (se requiere de calor)



**iii) De acuerdo al sentido de la reacción**

a) Reacciones reversibles



b) Reacciones irreversibles.



#### iv) De acuerdo al cambio en los números de oxidación – Redox

- **Reacciones Redox**

En este caso existen cambios en los números de oxidación, en ellas ocurre simultáneamente una semireacción reducción y una de oxidación (Redox).



- **Balance de Ecuaciones**

Es para cumplir con la “ley de conservación de la materia”, “la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”. Se coloca un número entero y pequeño delante de cada sustancia.

Métodos:

- Simple inspección o tanteo
- Número de oxidación
- Ion electrón

**a) Simple inspección o tanteo:**

Es el más común, todas las realizadas en los ejemplos anteriores.



**b) Número de oxidación:**

Es el más común, todas las realizadas en los ejemplos anteriores.

Se toma como base que:

$$\text{N}^\circ \text{ de electrones perdidos} = n^n \text{ de electrones ganados}$$

Por ejemplo para balancear por éste método la reacción:



Pasos:

- 1) Colocar las fórmulas de los compuestos reaccionantes y productos



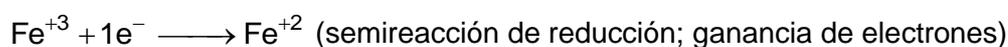
- 2) Colocar en la parte superior de cada elemento el número de oxidación.



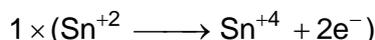
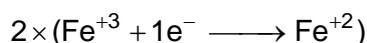
- 3) Elegir los elementos que han variado en sus números de oxidación



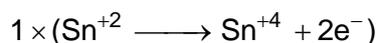
- 4) Separar la ecuación en dos semireacciones, considerando solo los elementos que se oxidan y los que se reducen (se oxida cuando el número de oxidación aumenta algebraicamente y se reduce cuando el número disminuye algebraicamente).



- 5) Igualar el número de electrones perdidos y electrones ganados, multiplicando cada semireacción (anterior) por un coeficiente.



- 6) Sumar miembro a miembro las semireacciones, en este momento podemos eliminar los electrones en ambos lados porque van a ser iguales.



- 7) Los coeficientes obtenidos se colocan en la ecuación propuesta y estará balanceada, si faltara balancear algún elemento, se hace un ajuste por tanteo.

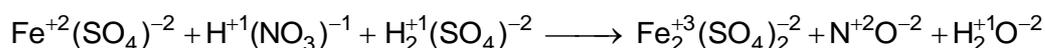


**c) Método del Ion electrón:**

Se puede dar un medio ácido, básico o neutro; trataremos los que ocurren en medio ácido, por ser el más común. Por ejemplo: Balancear en medio ácido por el método del ion electrón la siguiente reacción:



1) Descomponer en dos semireacciones iónicas, de la siguiente manera:



Los que cambian son:



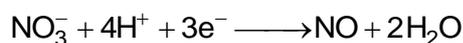
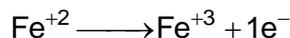
2) Balancear los elementos que no son O<sub>2</sub> (oxígeno) ni H<sub>2</sub> (hidrógeno)



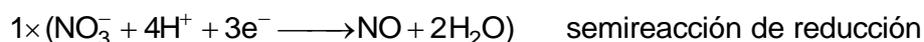
3) Balancear oxígenos agregando H<sub>2</sub>O en el lado que tiene deficiencia de oxígeno, y al otro lado se completa con átomos de hidrógeno en forma de iones.



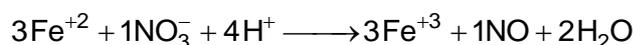
4) Se completan las cargas con electrones (se balancean las cargas)



5) Multiplicar ambas semireacciones por coeficientes, de tal manera que el número que el número de electrones se igualen.



6) Se sumen las dos semireacciones simplificando cuando sea posible.



7) Se regresan los coeficientes a la ecuación original y se hace un ajuste si fuese necesario. Luego la ecuación balanceada será:



- **Reacciones nucleares**

Las reacciones nucleares implican los cambios que ocurren a nivel de los núcleos atómicos, se conocen con el nombre de radiactividad.

**Radiactividad:** Es una propiedad que poseen ciertas sustancias cuando sus núcleos atómicos se desintegran a través de emisiones de partículas invisibles llamadas alfa ( $\alpha$ ) y beta ( $\beta$ ), además de radiaciones gamma ( $\gamma$ ). Hay sustancias que tienen esta propiedad y se llaman radiactivas. Por consiguiente algunas sustancias radiactivas emiten 1, 2 o 3 tipos de radiaciones en diferentes cantidades.

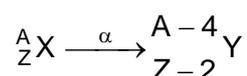
**Partículas alfa ( $\alpha$ ):** Causan una ionización intensa en los gases y son desviados por campos eléctricos y magnéticos. Poseen masa y carga.

Cuando un isótopo se desintegra emitiendo una partícula  $\alpha$ , se transforma en otro elemento, de número de masa disminuido en 4 y un número atómico disminuido en 2.

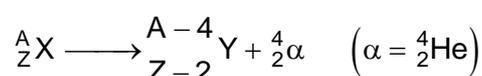
A saber:



Podemos simbolizar la emisión de partículas por:



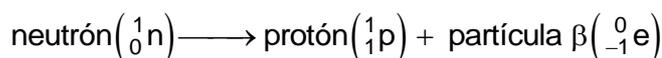
La ecuación nuclear balanceada sería:



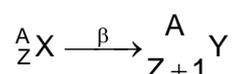
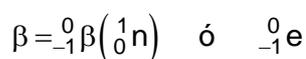
Ejemplo:



**Partículas beta ( $\beta$ ):** La desintegración  $\beta$  implica la desintegración de un neutrón a través de un protón que quede en el núcleo y un electrón que se emite. Se asemeja a los electrones a altas velocidades.

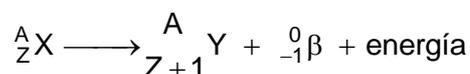


Simbolizando la partícula  $\beta$  por:

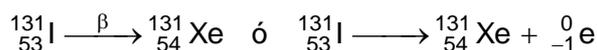


La ecuación nuclear balanceada sería:

(la sustancia X emite partículas  $\beta$ )



Ejemplo:

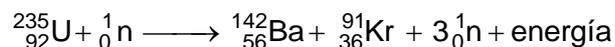


**Radiaciones Gamma ( $\gamma$ ):** No son desviados por campos magnéticos ni campos eléctricos. Energía pura.



no cambian ni A ni Z,  
casi siempre acompaña a otra radiación radiactiva y  
tiene gran penetración

**Fisión Nuclear:** Ocurre cuando un isótopo es bombardeado por un neutrón, produciendo otros nuevos núcleos más livianos. Ejemplo:

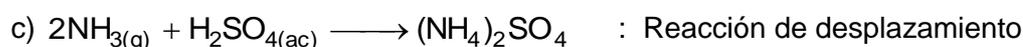
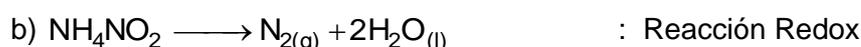


**Fusión Nuclear:** Ocurre cuando núcleos ligeros se fusionan para formar otros núcleos más pesados. Ejemplo:

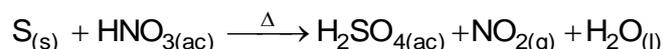


### Ejercicios de Autoevaluación del Capítulo 3

1. Aplicando los diferentes criterios de clasificación de las reacciones, indique el tipo de reacción que no corresponde con la ecuación química.



2. Balance por el método del número de oxidación la siguiente reacción:



3. Balance por el método del ión electrón en medio ácido la siguiente reacción:



4. Señale los enunciados correctos sobre las reacciones nucleares:

I. Se forman nuevos elementos.

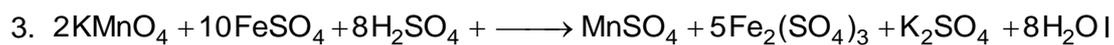
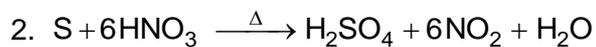
II. En el sol, el proceso nuclear que se desarrolla es la fusión.

III. La desintegración radiactiva ocurre cuando un núcleo inestable se fusionan espontáneamente con otro núcleo inestable.

IV. La energía nuclear se obtiene por fisión de núcleos, la fusión absorbe energía nuclear.

**Respuestas de Autoevaluación del Capítulo 3**

1. C



I (V) En las reacciones nucleares pueden formarse nuevos elementos, fenómeno llamado transmutación.

II (V) En el sol ocurre la fusión de átomos de hidrógeno para formar átomos de Helio.

III (F) La radiación radiactiva se forma cuando un núcleo o partícula inestable se descompone espontáneamente en otro núcleo o partícula, emitiendo algún tipo de radiación en el proceso.

IV (F) La energía nuclear se obtiene por fusión o fisión de núcleos.

# CAPÍTULO 4

---

## Estequiometría

---



La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Independientemente de que las unidades utilizadas para reactivos (o productos) sea moles, gramos, litros (para gases) u otras unidades, se utilizan generalmente moles para calcular cantidad de producto formado en una reacción.

Este método se llama *el método el mol*, que significa que los coeficientes estequiométricos en una ecuación química se puede interpretar como el número de moles de cada sustancia

### a. Unidades químicas de cantidad, masa y volumen de las sustancias

- **Unidad química de cantidad de sustancia**

La unidad química de cantidad de sustancia es la mol; que se define de las siguientes maneras, por ejemplo:

- 1 mol átomo de O =  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de O = 16 g (masa molar)
- 1 mol molécula  $\text{CO}_2$  =  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$  = 44 g (masa molar)

Si está en C.N:  $P = 1 \text{ atm}$

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

= 22,4 L  $\text{CO}_2$  (volumen molar)

Volumen ocupado por 1 mol de cualquier gas a C.N.

### Ejercicio de la aplicación:

- ¿Cuántos moles de átomos de N hay en una muestra gaseosa que tiene  $4,63 \times 10^{22}$  átomos?

Solución:

Por la definición de mol se tiene:

1 mol átomo de N =  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de N

¿x? =  $4,63 \times 10^{22}$  átomos de N

$$\therefore x = \frac{1 \text{ mol átomo de N} \times 4,63 \times 10^{22} \text{ átomo de N}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomo de N}} = 7,69 \times 10^{-2} \text{ mol átomos de N}$$

- ¿Cuál es la masa de 1,0 mol molécula de  $\text{SO}_2$ ?

(Dato: masa molar  $\text{SO}_2$  = 64 g/mol)

Solución:

1 mol molécula  $\text{SO}_2$  =  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{SO}_2$  = 64 g  $\text{SO}_2$

- **Unidad química de masa**

**Peso o masa atómica:** Se calcula tomando el promedio de las masas de los isótopos naturales del elemento, para lo cual se toma como base 1/12 de la masa del átomo de carbono  $-12$ . Se expresa en una.

Por ejemplo: Hallamos la masa atómica del N = 14,0 una

Hallamos la masa atómica el Cl = 35,5 una

Estos pesos o masas atómicas se encuentran fácilmente en Tabla Periódica de los elementos químicos.

**Pesos o masas fórmula:** Una fórmula describe la composición atómica de los compuestos.

Por ejemplo para la fórmula del agua, tenemos H<sub>2</sub>O que nos indica que hay 2 moles de átomos de hidrogeno (H) y 1 mol de átomo de Oxígeno (O) en este compuesto.

Tenemos 2 clases de fórmula:

*Fórmula mínima:* Que nos muestra la relación mínima de los átomos que constituyen el compuesto.

*Fórmula molecular:* Nos muestra la relación real de átomos que forman en compuesto. Por

ejemplo para el benceno

Fórmula mínima → CH

Fórmula molecular → C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

*Peso o masa fórmula:* Es la suma de las masas o pesos atómicos de los elementos que participan en la formula, tomando tantas veces como se indica en ella. También se expresa en uma.

Por ejemplo: peso o masa fórmula del benceno

C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> → peso o masa fórmula = 6(12) + 6(1) = 78 uma

### **Número de moles (n):**

La masa molar se expresa en gramos numéricamente es igual a la masa fórmula.

Se determina por las fórmulas:

Para elementos:  $n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar de átomo}}$

Para compuestos:  $n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar del compuesto}}$

Por ejemplo:

- ¿Cuántas moles hay en 80 g de NaCl?

Dato: masa molar del NaCl = 58,5 g/mol

Solución:

$$n = \frac{80(\text{g}) \text{ NaCl}}{58,5 \text{ gNaCl} / \text{mol NaCl}} = 1,37 \text{ mol NaCl}$$

### **Composición porcentual de los compuestos:**

Se calcula a partir de la fórmula del compuesto. La composición porcentual en masa es el porcentaje en masa de cada elemento obtenido a partir de sus masas atómicas y de sus proporciones atómicas en el compuesto.

Frecuentemente se determina por análisis químico de una muestra.

Por ejemplo:

Hallar el % en masa de H y C en el  $C_6H_6$

$$C \rightarrow 6 \times 12 = 72$$

$$H \rightarrow 6 \times 1 = 6$$

$$= 78$$

$$\therefore \%C = \frac{72}{78} \times 100 = 92,30\% C$$

$$\%H = \frac{6}{78} \times 100 = 7,70\% C$$

- **Unidad química de masa**

Cada fórmula química tiene 3 significados o interpretaciones:

- 1) Un significado cualitativo.
- 2) Un significado cuantitativo microscópico.
- 3) Un significado cuantitativo macroscópico.

- Un mol de unidades fórmula numérica es igual al peso molecular o fórmula en gramos.
- Cualitativamente, una fórmula representa una sustancia  $H_2O$ ,  $CO_2$ , etc.
- Cuantitativamente nos indica la relación de moles de átomos de cada elemento en la fórmula:

Por ejemplo:  $K_2SO_4 \rightarrow K : S : O = 2 : 1 : 4$

Ejemplo:

La fórmula molecular de la cafeína es  $C_8H_{10}O_2N_4$ .

Si tomamos una muestra que contiene 0,150 moles de moléculas de cafeína. ¿Cuántos moles de átomos de C, H, O y N hay?

Solución:

En 0,150 moles de moléculas de  $C_8H_{10}O_2N_4$  hay:

$$0,150 \text{ moles de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4 \times \frac{8 \text{ moles de átomos de C}}{1 \text{ mol de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4}$$
$$= 1,20 \text{ moles de átomos de C}$$

$$0,150 \text{ moles de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4 \times \frac{10 \text{ moles de átomos de H}}{1 \text{ mol de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4}$$
$$= 1,50 \text{ moles de átomos de H}$$

$$0,150 \text{ moles de moléculas de } C_8N_{10}O_2N_4 \times \frac{2 \text{ moles de átomos de O}}{1 \text{ mol de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4}$$

$$= 0,3 \text{ moles de átomos de O}$$

$$0,150 \text{ moles de moléculas de } C_8N_{10}O_2N_4 \times \frac{4 \text{ moles de átomos de N}}{1 \text{ mol de moléculas de } C_8H_{10}O_2N_4}$$

$$= 0,6 \text{ moles de átomos de N}$$

- Conocer la composición porcentual de una muestra (análisis elemental de una muestra), es la base fundamental para poder obtener los diferentes tipos de clases de fórmulas: fórmula mínima o empírica y la fórmula molecular de una muestra problema:

### Fórmula mínima o empírica:

Es la relación más simple entre los átomos en un compuesto

Ejemplo:

¿Cuál es la fórmula mínima o empírica de un compuesto cuya composición porcentual es: 19,8% de C; 2,5% de H; 66,1% de O y 11,6% de N?

Datos: P.A: H = 1, N = 14, O = 16, C = 12

Solución: Base de cálculo 100 g

A partir de ésta cantidad (base) calculamos cuántos gramos de C, H, O y N se encuentran en esa cantidad.

Por lo tanto tenemos: 19,8 g de C; 2,5 g de H; 66,1 g de O y 11,6 g de N.

Ahora debemos encontrar el número de moles de cada clase de átomo. Como sabemos que 1 mol de c/u tiene una masa numéricamente igual a su peso o masa atómica, expresada en gramos, tenemos que:

$$19,8 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de C}}{12 \text{ gC}} = 1,65 \text{ moles de átomos de C}$$

$$2,5 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de H}}{1 \text{ gH}} = 2,5 \text{ moles de átomos de H}$$

$$66,1 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16 \text{ gO}} = 4,13 \text{ moles de átomos de O}$$

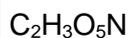
$$11,6 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol de átomos de N}}{14 \text{ gN}} = 0,829 \text{ moles de átomos de N}$$

Las razones expresan dos números relativos de moles de átomos de cada elemento y pueden escribirse como  $C_{1,65}H_{2,5}O_{4,13}N_{0,829}$ .

Como debe ser un entero entonces se divide cada número entre el más pequeño de ellos:

$$\frac{1,65}{0,829} = 1,99 ; \frac{2,5}{0,829} = 3,07 ; \frac{4,13}{0,829} = 4,98 \text{ y } \frac{0,829}{0,829} = 1,00$$

Los decimales se pueden redondear, dando finalmente la fórmula mínima o empírica:



Nitrato de peroxiacetilo (NPA), que juega un papel importante en la formación del smog fotoquímico

### **Fórmula molecular:**

Para hallar la fórmula molecular, se deben conocer la fórmula empírica o la composición porcentual, pero, la información más importante que debemos conocer es el peso o masa molecular.

Ejemplo 1:

El peso o masa molecular del etano, determinado experimentalmente es 30 g/mol y su fórmula empírica o mínima es  $\text{CH}_3$ . Halle su fórmula molecular.

Solución:

En este caso, en primer lugar debemos saber el peso o masa de la fórmula mínima o empírica; que se calcula como sabemos:

$$\begin{array}{l} \text{C} = 1 \times 12 = 12 \text{ g/mol} \\ \text{H} = 3 \times 1 = 3 \text{ g/mol} \\ \hline \end{array}$$

Peso fórmula mínima = 15 g/mol

Luego hallamos un coeficiente “n”, así:

$$n = \frac{\text{Peso fórmula o masa molecular de la fórmula molecular}}{\text{Peso fórmula o masa molecular de la fórmula mínima}}$$

$$n = \frac{30 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2$$

Por tanto:

Fórmula molecular = n(fórmula empírica)

Fórmula molecular =  $2(\text{CH}_3) = \text{C}_2\text{H}_6$

Ejemplo:

El peso o masa molecular o peso fórmula de una muestra es 88 g/mol, si su composición porcentual es: 54,5% de C; 9,15% de H y 36,3% de O.

¿Cuál es su fórmula molecular?

Solución:

En primer lugar debemos hallar la fórmula mínima, de acuerdo a lo descrito en (a) (ejemplo de fórmula empírica).

Base de cálculo: 100 g

$$\text{C} = 54,5\% = 54,50 \text{ g}$$

$$\text{H} = 9,15\% = 9,15 \text{ g}$$

$$\text{O} = 36,3\% = 36,30 \text{ g}$$

Hallando moles de átomos de c/u:

$$54,50 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol átomo C}}{12 \text{ g C}} = 4,54 \text{ mol át. C}$$

$$9,15 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol átomo H}}{1 \text{ g H}} = 9,15 \text{ mol át. H}$$

$$36,30 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol átomo O}}{16 \text{ g O}} = 2,27 \text{ mol át. O}$$

Dividiendo entre el menor y redondeado:

$$\frac{4,54}{2,27} = 2 ; \quad \frac{9,15}{2,27} = 4 ; \quad \frac{2,27}{2,27} = 1$$

Por lo tanto la fórmula empírica será:  $\boxed{\text{C}_2\text{H}_4\text{O}}$

Ahora hallamos el peso fórmula de la fórmula empírica:

$$\text{C} = 2 \times 12 = 24 \text{ g/mol}$$

$$\text{H} = 4 \times 1 = 4 \text{ g/mol}$$

$$\text{O} = 1 \times 16 = 16 \text{ g/mol}$$

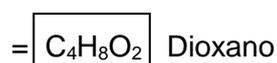
---

Peso fórmula empírica = 44 g/mol

$$\therefore n = \frac{88 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} = 2$$

Entonces:

Fórmula molecular =  $2(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})$



- **Unidad química de volumen**

**Volumen molar:**

Todo gas ideal que se encuentra a condiciones normales (C.N) a la temperatura de 0 °C (273 K) y una atmosfera de presión (760 mmHg) ocupa 22,4 Litros.

Por ejemplo:

¿Qué volumen en condiciones normales ocupan 32g de CH<sub>4</sub> (gas metano)?

Solución:

Masa molar del CH<sub>4</sub> = 16 g/mol

$$\therefore 32 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 2 \text{ mol CH}_4$$
$$2 \text{ mol CH}_4 \times 22,4 \text{ L/mol} = 44,8 \text{ L CH}_4$$

**a. Cálculos estequiométricos**

Para realizar cálculos estequiométricos en las reacciones químicas se siguen los siguientes pasos:

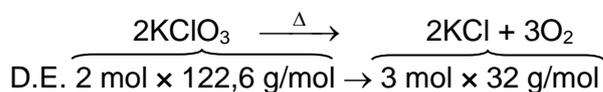
- i. Escribir la ecuación química balanceada
- ii. Colocar los datos estequiométricos debajo de la ecuación (en moles, gramos o litros) (D.E)
- iii. Colocar a continuación debajo del "i" los datos y preguntas del problema y (D:P)
- iv. Finalmente se realizan las operaciones.

**Ejercicios de aplicación:**

- ¿Qué masa de oxígeno gaseoso se producirá a partir de la descomposición térmica de 1,226g de  $\text{KClO}_3$ ?

Dato: masa molar del  $\text{KClO}_3 = 122,6 \text{ g/mol}$

Solución:

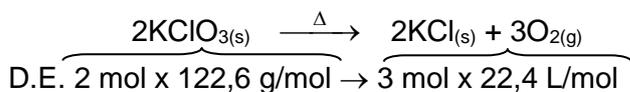


D.P. 1,226 g  $\rightarrow$  ¿masa?

$$m = \frac{1,226 \text{ gKClO}_3 \times 3 \times 32 \text{ gO}_2}{2 \times 1,226 \text{ gKClO}_3} = 0,48 \text{ gO}_2$$

- ¿Qué volumen de oxígeno gaseoso y seco, medido a C.N, se producirá a partir la descomposición de 1,226 g de  $\text{KClO}_3$ ?

Solución:



D.P. 1,226 g  $\rightarrow$  ¿V?

$$V = \frac{1,226 \text{ gKClO}_3 \times 3 \times 22,4 \text{ LO}_2}{2 \times 1,226 \text{ gKClO}_3} = 0,336 \text{ LO}_2$$

**b. Reactivo Limitante**

El reactivo limitante es la sustancia reactante que está en menor proporción estequiométrica, por tanto se termina primero haciendo que la reacción termine, quedando entonces los otros reactantes en exceso.

Hagamos un problema para explicar el método:

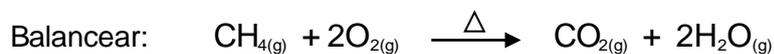
Considere la siguiente reacción:



Si reaccionan 28,6g de CH<sub>4</sub> con 57,6g de O<sub>2</sub>

- ¿Cuál es el reactivo Limitante?
- Calcular los gramos de CO<sub>2</sub> que se producen
- Calcule la cantidad en moles de reactivo en exceso que queda al final de la reacción.

Solución:



Hallar las moles iniciales:

$$\text{moles de CH}_4 = 28,6 \text{ g CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 1,79 \text{ CH}_4$$

$$\text{moles de O}_2 = 57,6 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1,8 \text{ mol O}_2$$

Hallar las moles reaccionantes finales (de acuerdo a la EC. Balanceada)

$$1,79 \text{ mol de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 1,79 \text{ mol CO}_2$$

$$1,8 \text{ mol de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol O}_2} = 0,9 \text{ mol CO}_2 \text{ (R.L.)}$$

∴ Como 0,9 mol de CO<sub>2</sub> es menor, entonces el reactivo limitante es el O<sub>2</sub> y el CH<sub>4</sub> queda en exceso.

a) Reactivo limitante es el O<sub>2</sub>

b)  $1,8 \text{ mol de CO}_2 \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{2 \text{ mol CO}_2} = 39,6 \text{ g CO}_2$

c) Reactivo en exceso:  $\text{R.E.} = 1,79 \text{ mol CH}_4 - 1,8 \text{ mol O}_2 \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2}$

$$= 1,79 \text{ mol CH}_4 - 0,9 \text{ mol CH}_4$$

$$\text{R.E.} = 0,89 \text{ mol CH}_4$$

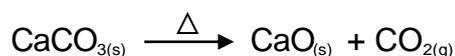
### c. Pureza de Reactivo

Muchas veces los reactantes en una reacción contienen reactivos impuros (o contaminados), por consiguiente es necesario calcular el contenido real del reactante que participa en la reacción.

Por ejemplo:

Cuando se descomponen térmicamente 400 g de una muestra que contiene 70% de  $\text{CaCO}_3$ . Calcular los gramos de  $\text{CaO}$  (cal) que se obtienen:

La ecuación balanceada es:



Datos: P.A: Ca = 40; C = 12; O = 16

Solución:

Calculamos primero la cantidad real de  $\text{CaCO}_3$  en la muestra.

$$400 \text{ g de muestra} \times \frac{70 \text{ g de CaCO}_3}{100 \text{ g de muestra}} = 280 \text{ g CaCO}_3$$

Por la ecuación balanceada:  $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

$$\text{D.E. } 1 \text{ mol} \times \frac{100 \text{ g}}{\text{mol}} \rightarrow 1 \text{ mol} \times \frac{56 \text{ g}}{\text{mol}} \rightarrow 1 \text{ mol} \times$$

$$\text{D.P. } 280 \text{ g} \rightarrow \text{¿gramos?}$$

$$\text{gramos Ca} = \frac{280 \text{ g CaCO}_3 \times 56 \text{ g CaO}}{100 \text{ g CaCO}_3} = 156,8 \text{ g CaO}$$

### d. Rendimiento de una Reacción

Se define como:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

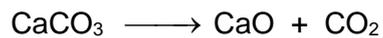
Ejemplo:

Si en realidad se produce 30 g de CO<sub>2</sub> en la reacción del problema anterior. ¿Cuál será el porcentaje de rendimiento?

Solución:

Rendimiento Teórico: 123,2 g CO<sub>2</sub> (calculando en b)

Rendimiento Real: 30 g CO<sub>2</sub> (en la práctica)



$$100 \text{ g} \text{ ————— } 44 \text{ g}$$

$$280 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$\text{gramos CO}_2 = \frac{280 \text{ g CaCO}_3 \times 44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} \times 100 = 123,2$$

$$\therefore \% \text{ Rendimiento} = \frac{30 \text{ g}}{123,2 \text{ g}} \times 100 = 24,35\%$$

**Ejercicios de Autoevaluación del Capítulo 4**

1. ¿Cuántos moles de átomos de cobalto hay en  $6,00 \times 10^9$  (6000 millones) de átomos de Co?
2. ¿Cuántos átomos están presentes en 3,14 g de cobre (Cu)?
3. Calcule la masa fórmula de cada una de las siguientes sustancias:  $K_2SO_4$ ,  $SO_3$
4. ¿Cuántos gramos de azufre (S) se necesitan para reaccionar completamente con 246 g de mercurio (Hg) para formar HgS?
5. Con frecuencia se agrega fluoruro de estaño II ( $SnF_2$ ) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries. ¿Cuál es la masa de flúor (F) en gramos que existe en 24,6 g de este compuesto?
6. El tetra cloruro de silicio ( $SiCl_4$ ) se puede preparar por calentamiento de Si en cloro gaseoso:  $Si_{(s)} + 2Cl_{2(g)} \longrightarrow SiCl_4$ . Si en la reacción se produce 0,507 moles de  $SiCl_4$  ¿Cuántas moles de cloro molecular se utilizan en la reacción?
7. Si se tienen  $4,3 \times 10^{-2}$  moles de unidades fórmula de  $Li_2CO_3$  ¿Cuántos moles de átomos de Li, C y O hay?
8. Una muestra tiene la siguiente composición porcentual: 60,1% de K; 18,4% de C y 21,5% de N. Halle la fórmula empírica de la muestra.
9. El glutamato monosódico (MSG) tiene la siguiente composición porcentual en masa: 35,51% de C; 4,77% de H; 37,85% de O; 8,29% de N y 13,60% de Na. Si su masa molecular es 169. Halle su fórmula molecular.
10. Si una muestra de 800 g de mineral de hematita ( $Fe_2O_3$ ) que contiene 80% en masa de  $Fe_2O_3$ , se trata de acuerdo a la siguiente reacción química:



Se quiere saber ¿Cuántos gramos de Fe se obtendrán?

11. Considere la reacción:



Si reaccionan 0,86 moles de  $\text{MnO}_2$  y 48,2 g de  $\text{HCl}$  ¿Cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de  $\text{Cl}_2$  se produce?

12. La preparación industrial del etilen glicol,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ , que se utiliza como anticongelante para los automóviles y en la preparación de fibra de poliéster, a partir de la reacción.



Si se dejan reaccionar 165 g de óxido de etileno con 75 g de agua,

Calcule:

- El rendimiento teórico del etilen glicol en gramos.
  - La cantidad de moles de reactivo en exceso que queda.
  - El porcentaje de rendimiento, si en realidad se obtienen 215 g de etilen glicol.
13. Una muestra de 28 g de cinc se deja reaccionar con 75 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Calcular:
- El volumen de hidrógeno en litros a C.N. que se producirán.
  - La cantidad de moles de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.
  - El % de Rendimiento, si prácticamente se obtienen 9 litros de  $\text{H}_2$  a C.N.

### Respuestas de Autoevaluación del Capítulo 4

- $9,9 \times 10^{-15}$  mol átomo Co
- $2,98 \times 10^{22}$  átomos de Cu
- 174 uma , 80 uma
- 39,24 g de S
- 5,96 g de F

6. 1,014 mol de  $\text{Cl}_2$
  
7.  $8,6 \times 10^{-2}$  moles de átomos de Li  
 $4,3 \times 10^{-2}$  moles de átomos de C  
 $12,9 \times 10^{-2}$  moles de átomos de O
  
8. KCN
  
9.  $\text{C}_5\text{H}_8\text{O}_4\text{N Na}$
  
10. 448 g de Fe
  
11. R.L : HCl ; 23,44 g  $\text{Cl}_2$
  
12. a) 232,5 g  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$   
b) 0,42 mol  $\text{H}_2\text{O}$   
c) 92,5%
  
13.  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$   
a) 9,63  $\text{L}_{\text{H}_2}$  a condiciones normales (C.N.)  
b) 0,335 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
c) % Rend. = 93,27%

Nota: los pesos o masas atómicas buscar en la tabla periódica.