

Resumen de Estequiometría, Soluciones y Gases

@quimicaconsomali

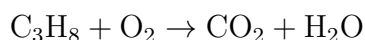
Estequiometría

Balanceo de ecuaciones

Método del Tanteo: Ajuste de coeficientes estequiométricos para que se conserven los átomos de cada elemento.

Método Algebraico: Se utilizan incógnitas para representar los coeficientes y se resuelve el sistema de ecuaciones lineales que se genera.

Ejemplo: Balancear la reacción de la combustión de propano:



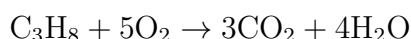
1. Asumir coeficientes a , b , c , d para C_3H_8 , O_2 , CO_2 , H_2O , respectivamente. 2. Resolver el sistema:

$$\text{C: } 3a = c$$

$$\text{H: } 8a = 2d$$

$$\text{O: } 2b = 2c + d$$

3. Solución: $a = 1$, $b = 5$, $c = 3$, $d = 4$. 4. Ecuación balanceada:



Cálculo de Masa Molar

La masa molar es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en una molécula.

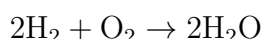
Ejemplo: La masa molar del agua (H_2O) es:

$$\text{Masa Molar} = 2 \times 1.008 \text{ g/mol} + 16.00 \text{ g/mol} = 18.016 \text{ g/mol}$$

Reactivo Limitante y Exceso

El reactivo limitante es el que se consume completamente en una reacción, limitando la cantidad de producto formado.

Ejemplo: Si reaccionan 4 moles de H_2 con 2 moles de O_2 para formar agua:



El O_2 es el reactivo limitante.

Porcentaje de Rendimiento

$$\text{Porcentaje de Rendimiento} = \left(\frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \right) \times 100$$

Ejemplo: Si se espera obtener 10 g de producto pero se obtienen solo 8 g, el porcentaje de rendimiento es:

$$\left(\frac{8}{10} \right) \times 100 = 80\%$$

Porcentaje de Pureza

$$\text{Porcentaje de Pureza} = \left(\frac{\text{Masa del Componente Puro}}{\text{Masa Total de la Muestra}} \right) \times 100$$

Ejemplo: Una muestra de 5 g contiene 4 g de componente puro, su pureza es:

$$\left(\frac{4}{5} \right) \times 100 = 80\%$$

Soluciones

Definiciones

Soluto: Sustancia que se disuelve en el solvente.

Solvente: Sustancia que disuelve al soluto.

Solución: Mezcla homogénea de soluto y solvente.

Unidades de Concentración

% m/m: $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$

Ejemplo: 5 g de NaCl en 95 g de agua da una concentración de $\frac{5}{100} \times 100 = 5\%$ m/m.

% m/v: $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$

Ejemplo: 10 g de NaCl en 100 mL de agua da una concentración de $\frac{10}{100} \times 100 = 10\%$ m/v.

% v/v: $\frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de solución}} \times 100$

Ejemplo: 50 mL de etanol en 150 mL de solución da $\frac{50}{150} \times 100 = 33.3\%$ v/v.

Molaridad (M)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Ejemplo: 2 moles de NaCl en 1 litro de solución da $M = 2$ M.

Molalidad (m)

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

Ejemplo: 1 mole de NaCl en 2 kg de agua da $m = 0.5$ m.

Normalidad (N)

$$N = M \times \text{factor de equivalencia}$$

Ejemplo 1: Para H_2SO_4 (ácido sulfúrico) en disolución, si $M = 1 \text{ M}$, la normalidad es $N = 1 \times 2 = 2 \text{ N}$.

Ejemplo 2 (OH-): Si $M = 1 \text{ M}$ para NaOH, $N = 1 \times 1 = 1 \text{ N}$.

Fracción Molar (X)

$$X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales de la solución}}$$

Ejemplo: En una mezcla de 2 moles de NaCl y 3 moles de agua, la fracción molar de NaCl es $X_{\text{NaCl}} = \frac{2}{5} = 0.4$.

Partes por Millón (ppm)

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^6$$

Ejemplo: 1 mg de soluto en 1 kg de solución da ppm = 1 ppm.

Dilución

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Ejemplo: Si $C_1 = 5 \text{ M}$ y $V_1 = 2 \text{ L}$, para obtener $C_2 = 1 \text{ M}$, $V_2 = 10 \text{ L}$.

Gases

Ley de Boyle

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ejemplo: Si $P_1 = 2 \text{ atm}$ y $V_1 = 3 \text{ L}$, y $P_2 = 1 \text{ atm}$, entonces $V_2 = 6 \text{ L}$.

Ley de Charles

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ejemplo: Si $V_1 = 1 \text{ L}$ y $T_1 = 273 \text{ K}$, y $T_2 = 546 \text{ K}$, entonces $V_2 = 2 \text{ L}$.

Ley de Gay-Lussac

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Ejemplo: Si $P_1 = 1 \text{ atm}$ y $T_1 = 300 \text{ K}$, y $T_2 = 600 \text{ K}$, entonces $P_2 = 2 \text{ atm}$.

Ecuación de los Gases Ideales

$$PV = nRT$$

Donde P es la presión, V es el volumen, n son los moles, R es la constante de gases ideales, y T es la temperatura en Kelvin.

Ejemplo: Para $n = 1$ mol, $P = 1$ atm, $T = 273$ K, $R = 0.0821$ L atm/mol K, el volumen es $V = 22.4$ L.

Ley de Dalton de Presiones Parciales

La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de los gases individuales.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Para calcular la presión parcial de un gas P_i en una mezcla:

$$P_i = \chi_i \times P_{\text{total}}$$

donde χ_i es la fracción molar del gas i .

Ejemplo: En una mezcla con una presión total de 2 atm y una fracción molar de N_2 de 0.5, la presión parcial de N_2 es $0.5 \times 2 = 1$ atm.

Conversión de Unidades

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

Conversión de Celsius a Kelvin:

$$T(K) = T(C) + 273.15$$

Formulario

Estequiometría

- Masa Molar: $\text{Masa Molar} = \sum(\text{masa atómica de cada átomo})$
- Balanceo de ecuaciones (Tanteo y Algebraico)
- Reactivo limitante: Determinar el reactivo que se consume completamente.
- Porcentaje de rendimiento: $\text{Porcentaje de Rendimiento} = \left(\frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \right) \times 100$
- Porcentaje de pureza: $\text{Porcentaje de Pureza} = \left(\frac{\text{Masa del Componente Puro}}{\text{Masa Total de la Muestra}} \right) \times 100$

Soluciones

- Molaridad: $M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$
- Molalidad: $m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$
- Normalidad: $N = M \times \text{factor de equivalencia}$
- Fracción Molar: $X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{moles totales de la solución}}$
- Partes por Millón: $\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 10^6$
- Dilución: $C_1V_1 = C_2V_2$

Gases

- Ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2$
- Ley de Charles: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
- Ley de Gay-Lussac: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
- Ecuación de los Gases Ideales: $PV = nRT$
- Ley de Dalton de Presiones Parciales: $P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$
- Conversión de Celsius a Kelvin: $T(K) = T(C) + 273.15$
- Conversión de atm a torr: $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$