

Química

Formulario

Contents

Conversiones	2
Peso	2
Longitud	2
Gases	2
Termodinámica	2
Propiedades intensivas	2
Estequiometría	3
Unidades de cantidad	3
Isótopo	3
Composición porcentual	3
Fórmulas químicas	3
Reacciones	3
Rendimiento	3
Soluciones	3
Molaridad (M)	4
Molalidad (η)	4
Fracción molar (X)	4
Porcentaje en volumen ($V_{\%}$)	4
Porcentaje en masa ($m_{\%}$)	4
Partes por millón (ppm)	4
Gases	4
Ley de los gases ideales	5
Ecuación de estado	5
Densidad de un gas	5
Ley de Dalton	5
Volumen molar de un gas	5
Termodinámica	5

Conversiones

Peso

$$1 \text{ lb} = 453,6 \text{ g}$$

$$1 \text{ kg} = 2,2 \text{ lb}$$

$$1 \text{ oz} = 28,35 \text{ g}$$

Longitud

$$1 \text{ mi} = 1,61 \text{ km}$$

$$1 \text{ m} = 3,28 \text{ ft}$$

$$1 \text{ m} = 39,4''$$

$$1'' = 2,54 \text{ cm}$$

Gases

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

$$1 \text{ atm} = 101,33 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 14,696 \text{ psi}$$

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ torr} = 133,32 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

Termodinámica

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

$$1 \text{ atmL} = 101,3 \text{ J}$$

Propiedades intensivas

$$m = dV$$

$$(s), (l) = \text{g/cm}^3; (g) = \text{g/m}^3$$

$$^{\circ}\text{C} = (F - 32) \frac{5}{9}$$

$$F = \frac{9}{5}^{\circ}\text{C} + 32$$

$$K = ^{\circ}\text{C} + 273,15$$

Estequiometría

Unidades de cantidad

$$1\text{uma} = \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

El peso atómico se mide en uma's.

$$1\text{g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{uma}$$

$$N_A/L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{partículas}$$

Isótopo

$$\bar{m} = m_1 A b_1 + \dots + m_n A b_n$$

Composición porcentual

$$Mr = \Sigma Ar$$

$$\%X = \frac{nAr}{Mr} 100\%$$

Fórmulas químicas

$$FM = nFE$$

$$m = nMr$$

Reacciones

Rendimiento

$$\%r = \frac{\text{real}}{\text{teórico}} 100\%$$

Soluciones

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$m_{\text{solución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}}$$

$$V_{\text{solución}} = V_{\text{solute}} + V_{\text{solvente}}$$

Molaridad (M)

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}}$$

$$\text{volumen} = dm^3$$

Molalidad (η)

$$\eta = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{solvente}}}$$

$$\text{masa} = kg$$

Fracción molar (X)

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{solución}}}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_{\text{solución}}}$$

$$X_A + X_B = 1$$

Porcentaje en volumen ($V_{\%}$)

$$V_{\%} = \frac{V_{\text{solute}}}{V_{\text{solución}}} \cdot 100\%$$

$$\text{volumen} = cm^3$$

Porcentaje en masa ($m_{\%}$)

$$m_{\%} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solución}}} \cdot 100\%$$

$$\text{masa} = g$$

Partes por millón (ppm)

$$m_{\%} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{solución}}} \cdot 10^6$$

$$\text{masa} = g$$

Gases

$$R = 8,314 \frac{J}{K \cdot mol} \quad R = 0,0821 \frac{atm \cdot L}{K \cdot mol}$$

Ley de los gases ideales

$$PV = nRT$$

Ecuación de estado

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Gay-Lussac combined
Boyle ideal
Charles Avogadro

$$\frac{P}{T} \frac{V}{N} = k_B$$

Densidad de un gas

$$\rho = \frac{MrP}{RT}$$

Ley de Dalton

$$P_A = X_A P_T$$

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

Volumen molar de un gas

$$1 \text{ mol} = 22,7 \text{ dm}^3$$

Posible a a 273K y 1 atmósfera. Esto se conoce como condiciones normales de temperatura y presión (CNTP).

Termodinámica

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$$

$$W = \pm P \Delta V$$

$$\Delta E = \pm Q \pm W$$

ΔH = +endotérmico, -exotérmico

W, Q = +compresión, -expansión