

Química

Formulario

Contents

Conversiones	2
Peso	2
Longitud	2
Gases	2
Termodinámica	2
Propiedades intensivas	2
Estequiometría	2
Unidades de cantidad	2
Isótopo	2
Composición porcentual	2
Fórmulas químicas	2
Reacciones	2
Rendimiento	2
Soluciones	2
Molaridad (M)	2
Molalidad (η)	2
Fracción molar (X)	2
Porcentaje en volumen ($V\%$)	2
Porcentaje en masa ($m\%$)	2
Partes por millón (ppm)	2
Gases	2
Ley de los gases ideales	2
Ecuación de estado	3
Densidad de un gas	3
Ley de Dalton	3
Volumen molar de un gas	3
Termodinámica	3
Trabajo y energía	3
Entalpía	3
Calor	3
Cálculos de un sistema	3
Entalpía de una solución	3
Disminución de presión de vapor	3
Cambio de fases	3
Elevación del punto de ebullición	3
Disminución del punto de ebullición	3
Presión osmótica	3

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

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

$$\text{El peso atómico se mide en uma's.}$$

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

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

Isótopo

$$\bar{m} = m_1 Ab_1 + \dots + m_n Ab_n$$

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

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

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

Trabajo y energía

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

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

$$\Delta E = \Delta H + W$$

$\Delta H = +\text{endotérmico, -exotérmico}$

$W, Q = +\text{compresión, -expansión}$

Entalpía

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

Entalpía estándar de formación

$$\Delta H_f^\circ$$

Entalpía estándar de reacción

$$\Delta H_{rxn}^\circ = [c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D)] - [a\Delta H_f^\circ(A) + b\Delta H_f^\circ(B)]$$

Calor

$$-Q_1 = Q_2$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$C = mc$$

$$c_{H_2O} = 4,184 \frac{J}{g^\circ C}$$

Cálculos de un sistema

$$Q_{sis} = \Sigma Q_{Componentes}$$

Componentes

$$Q_{sis} = 0$$

$$Q_{H_2O} = mc\Delta T$$

$$Q_{aparato} = C_{aparato} \Delta T$$

Q_{sis} ningún calor entra o sale

Q_{rxn} se despeja

Reacción a P constante

$$\Delta H = Q_{rxn}$$

Reacción a V constante

$$\Delta H \approx Q_{rxn}$$

Entalpía de una solución

$$\Delta H_{soln} = E + \Delta H_{hidratación}$$

$$\Delta H_{soln} = H_{solución} - H_{componentes}$$

$$\Delta H_{soln} = \Sigma \Delta H$$

$\Delta H > \Delta E \rightarrow \text{compresión}$

$\Delta H < \Delta E \rightarrow \text{expansión}$

$\Delta H = \Delta E \rightarrow \text{rxn que no produce cambio en moles}$

$\Delta H_{soln} = 0 \rightarrow \text{solución ideal}$

Disminución de presión de vapor

Ley de Raoult

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

Si la solución contiene solo un soluto

$$\Delta P = X_2 P_1^\circ$$

$$\Delta P = P_1^\circ - P_1$$

P_1° = presión de vapor del solvente **puro**

$_1$ = solvente

$_2$ = soluto

Cambio de fases

$$\Delta H_{sub} = \Delta H_{fus} + \Delta H_{vap}$$

Elevación del punto de ebullición

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

$$T_b > T_b^\circ \rightarrow \Delta T_b > 0$$

$$\Delta T_b = k_b \eta$$

Disminución del punto de ebullición

$$\Delta T_f = T_f - T_f^\circ$$

$$T_f^\circ > T_f \rightarrow \Delta T_f > 0$$

$$\Delta T_f = k_f \eta$$

Presión osmótica

$$\pi = MRT$$