

Molaridad	$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{volumen disolución (L)}}$
Normalidad	$N = \frac{\text{n}^\circ \text{ equivalentes soluto}}{\text{volumen disolución (L)}}, \quad N = \text{Molaridad} \times \text{Valencia}$
Molalidad	$m = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}}$
Gramos/litro	$g/L = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (L)}}$
Fracción molar de soluto	$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{n}^\circ \text{ moles soluto} + \text{n}^\circ \text{ moles disolvente}}$
Porcentajes	$\%_{\text{masa}} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100$ $\%_{\text{volumen}} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$
	$\text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$ $\text{N}^\circ \text{ equivalentes} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa equivalente (g/eq)}}$ $\text{Masa equivalente} = \frac{\text{masa molar (g/mol)}}{\text{valencia (eq/mol)}}$ $\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; \quad d = \frac{m}{v}$
Ecuaciones gases ideales	$P V = n R T \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad P V = \frac{m}{M} R T \quad P \cdot M = d R T$ <p>Siendo:</p> <ul style="list-style-type: none"> P = Presión (atm) V = Volumen (L) n = N° moles gas (mol) T = Temperatura absoluta (K) R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹ constante de los gases m = Masa (g) M = Masa molar (g/mol) d = Densidad (g/L)
Conversiones	<p>Presión: 1 atm = 760 mmHg = 760 torr = 101 325 Pa</p> <p>Temperatura: [K] = [°C] + 273,15</p> <p>C.N. = Condiciones normales: 1 atm, 0 °C = 273,15 K</p> <p>1 mol de gas ocupa 22,4 L en C.N.</p> <p>1 mol = 6,022·10²³ moléculas (átomos, iones, etc.).</p>