

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	$\chi_s = \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{N}^\circ \text{ moles soluto} + \text{N}^\circ \text{ disolvente}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$
Tanto por ciento	$\%_{\text{masa}} = \frac{\text{Masa soluto}}{\text{Masa disolución}} \times 100$ $\%_{\text{vol}} = \frac{\text{Volumen soluto}}{\text{Volumen disolución}} \times 100$
	$\text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa molar (g/mol)}}$ $\text{N}^\circ \text{ equivalentes} = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa equivalente (g/eq)}}$ $\text{Masa equivalente} = \frac{\text{Masa molar (g/mol)}}{\text{Valencia (eq/mol)}}$ $\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}; \quad d = \frac{m}{v}$
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 (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>