

|                                 |  |
|---------------------------------|--|
| <b>Molaridad</b>                | $M = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{volumen disolución (L)}}$  |
| <b>Molalidad</b>                | $m = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{masa disolvente (kg)}}$  |
| <b>Gramos/litro</b>             | $g/L = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (L)}}$   |
| <b>Fracción molar de soluto</b> | $\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{\text{n}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{n}^\circ \text{ moles soluto} + \text{n}^\circ \text{ moles disolvente}}$   |
| <b>Porcentajes</b>              | $\%_{\text{masa}} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \times 100$ $\%_{\text{volumen}} = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \times 100$   |
|                                 | $\text{N}^\circ \text{ moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$ $\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}; \quad d = \frac{m}{v}$   |
| <b>Ley general de los gases</b> | $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$  |
| <b>Ley de Boyle-Mariotte</b>    | $P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad T = \text{cte.}$  |
| <b>Ley de Gay-Lussac</b>        | $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad V = \text{cte.}$  |
| <b>Ley de Charles</b>           | $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad P = \text{cte.}$  |
| <b>Ley de los gases ideales</b> | $P V = n R T \quad P = C R T \quad P V = \frac{m}{M} R T \quad P M = d R T$  |
|                                 | <p><math>P</math> = Presión (atm)<br/> <math>V</math> = Volumen (L)<br/> <math>n</math> = N° moles (mol)<br/> <math>T</math> = Temperatura absoluta (K)<br/> <math>R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}</math> constante de los gases<br/> <math>m</math> = Masa (g)<br/> <math>M</math> = Masa molar (g/mol)<br/> <math>C = n/V</math> = Concentración molar (mol/L)<br/> <math>d = m/V</math> = Densidad (g/L)</p> |
| <b>Conversiones</b>             | <p>Presión: <math>1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 101325 \text{ Pa}</math><br/> Temperatura: <math>[K] = [^\circ C] + 273,15</math><br/> C.N. = Condiciones normales: <math>1 \text{ atm}, 0^\circ C = 273,15 \text{ K}</math><br/> <math>1 \text{ mol de gas ocupa } 22,4 \text{ L en C.N.}</math><br/> <math>1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas (átomos, iones, etc.)}</math></p>                                    |