

ESTEQUIOMETRÍA

1 mol = Peso Molecular (gr) = $6,023 \times 10^{23}$ moléculas			
1at-gr = 1 mol de átomos = Peso Atómico (gr) = $6,023 \times 10^{23}$ átomos			
Para Gases Ideales: 1 mol = 22,4 Litros en Condiciones Normales: c.n. $\begin{cases} P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \\ T = 0^{\circ}\text{C} = 273^{\circ}\text{K} \end{cases}$			
Peso Equivalente o Equivalente Químico (Eq)			Símbolos
<i>Patrones.</i> $\begin{cases} 1Eq(\text{Oxígeno}) = 8gr \\ 1Eq(\text{Hidrógeno}) = 1gr \end{cases}$		$1Eq(\text{Elemento}) = \frac{\text{Peso Atómico}}{\text{nro de oxidación}(n)}$	$1mol = n \text{ Eq}$ <i>M = Metal</i> <i>X = No metal</i>
Óxidos y Anhídridos	Hidróxido	Valor de "n"	Número de Eq
$1Eq(MO) = \frac{\text{Peso Molecular}}{n}$	$1Eq_{M(OH)_n} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{nro de OH}^-(n)}$	$n = (\text{valencia del metal}) \times (\text{subíndice del metal})$	$\#Eq = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{Peso Equivalente (Eq)}}$
Acido	Sal	Sal hidratada	
$1Eq(H_nXO) = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{nro de H}^+(n)}$	$1Eq(MXO) = \frac{\text{Peso Molecular}}{n}$	$1Eq_{MXO \cdot H_2O} = \frac{\text{Peso Molecular} + \text{Peso Agua de Hidratación}}{n}$	
Pureza de los Reactivos		Rendimiento de los Productos	Número de moles
$P\% = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad total}} \times 100\%$ <i>total = puro + impuro</i>		$R\% = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$	$n = \frac{\text{masa}}{\text{Peso Molecular}}$
Gases Ideales			
Ley de Boyle	Ley de Gay Lussac	Ley de Difusión de Graham	Gases Húmedos
$P_2V_2 = P_1V_1$	$\frac{P_2}{T_2} = \frac{P_1}{T_1}$	$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{D_2}{D_1}}$ $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$	$P_{gas(seco)} = P_{húmedo} - P_{vapor}$
Ley de Charles	Ley Combinada	Ecuación para un gas real	Humedad Relativa (HR)
$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_1}{T_1}$	$\frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_1V_1}{T_1}$	$(P + \frac{n^2a}{V^2})(V - nb) = nRT$	$HR\% = \frac{P_{VH_2O} \cdot 100\%}{P_{VH_2O}^*}$
Con Densidad	Ecuación de Estado	Fracción Molar	P = Presión (atm, mmHg = torr) V = Volumen (litros, m ³) m = Masa (gr) D = Densidad (gr / cm ³) $R = 62,36 \frac{\text{Torr} \cdot l}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot l}{\text{K} \cdot \text{mol}}$
$V_2D_2 = V_1D_1$	$PV = nRT$	$X_1 = \frac{n_1}{n_1+n_2+n_3}$	
$\frac{P_2}{T_2D_2} = \frac{P_1}{T_1D_1}$	$PV = \frac{m}{M} RT$	$X_2 = \frac{n_2}{n_1+n_2+n_3}$	
	$\bar{M}P = DRT$	$X_3 = \frac{n_3}{n_1+n_2+n_3}$	
Ley de Dalton (Presiones Parciales)	Ley de Amagat (Volumenes Parciales)	T = Temperatura (siempre en grados Kelvin °K) \bar{M} = Peso Molecular (gr / mol) n = Número de moles X = Fracción Molar o Porcentaje de Volumen v = Velocidad de Difusión (cm / seg , pie / minuto) P_{VH_2O} = Presión parcial de vapor de agua $P_{VH_2O}^*$ = Presión de saturación de vapor de agua a y b son constantes de Van der Waals	
$P_T = P_1 + P_2 + \dots$ $P_1 = X_1P_T$	$V_T = V_1 + V_2 + \dots$ $V_1 = X_1V_T$		
$\frac{P_T}{n_T} = \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$ Volumen Constante	$\frac{V_T}{n_T} = \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ Presión Constante		