

Apunte 3-2: Estequiometría

- **Notación científica:** Se expresa como el producto de un número comprendido entre 1 y 10 y una potencia de 10.

- **Peso atómico reducido (PAR) o masa atómica reducida:** Surge de considerar los porcentajes en la mezcla natural de isótopos del elemento, adimensional.

- **Mol:** Cantidad de materia que contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas. (N_A =número de Avogadro)

$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos Cu/mol Cu

$6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O/mol H₂O

Peso atómico de tablas en (g/mol)

- **Masa molecular relativa** (o peso molecular): Es la suma de las masas atómicas en una molécula.

- **Interpretación de una ecuación química:** (la ecuación tiene que estar balanceada!)

2 H₂ + O₂ → 2 H₂O

2 moléculas + 1 molécula → 2 moléculas

2 moles + 1 mol → 2 moles

2·2g + 32g → 2·18g

36g de reactivos → 36g de productos

- **Reactivo limitante:** Sustancia que determina la máxima cantidad de producto que se forma. Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto.

El reactivo en exceso es aquel presente en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

Necesario<se tiene: sustancia está en exceso.

Necesario>se tiene: sustancia está en defecto.

Si una sustancia está en exceso, la otra es el factor limitante.

- **Rendimiento:** En general, cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción. Esto puede deberse a diversos motivos. La relación entre la cantidad de producto que realmente se obtiene respecto a lo que se obtendría teóricamente por la estequiometría de la reacción es el rendimiento de la reacción.

El rendimiento se aplica en los moles o gramos de producto obtenidos con los datos del problema, nunca con los valores teóricos. Nunca se aplica el rendimiento en los reactivos!

Gases:

Los elementos que son gases en condiciones atmosféricas de 25°C y 1 atm son:

H₂, N₂, O₂, F₂ y Cl₂. Además todos los gases nobles son gases monoatómicos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

Los compuestos iónicos no existen como gases a 25°C y 1 atm, porque los cationes y aniones se encuentran unidos por fuerzas electrostáticas muy fuertes. El comportamiento de los compuestos moleculares es más variado, algunos son gases, por ejemplo CO, CO₂, HCl, NH₃ y CH₄, pero la mayoría son líquidos o sólidos a temperatura ambiente.

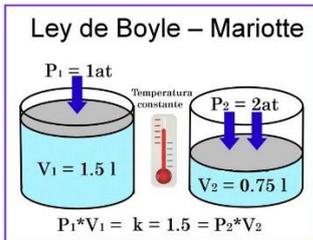
Todos los gases poseen las siguientes características físicas:

- Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan completa y uniformemente.
- Cuentan con densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

- Leyes de los gases:

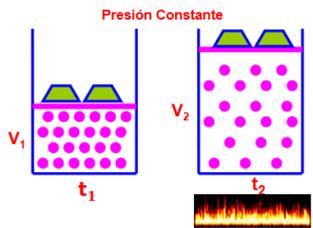
1.- Ley de Boyle y Mariotte (isotérmica):

$P \cdot V = \text{cte.}$ ó $P_1 V_1 = P_2 V_2$ a T cte.



2.- Ley de Charles y Gay-Lussac (ó Ley de Charles):

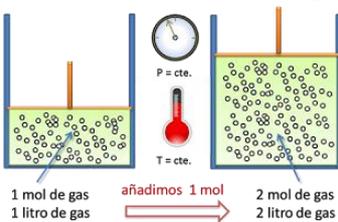
Esta ley establece que el volumen de una cantidad fija de gas, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas. Recordar que $T(^{\circ}\text{C}) + 273 = T(\text{K})$, donde la escala de temperatura absoluta es la escala de temperatura Kelvin. $V/T = \text{cte.}$ ó $V_1/T_1 = V_2/T_2$ a P cte.



3.- Ley de Avogadro:

A presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

$V/n = \text{cte.}$ ó $V_1/n_1 = V_2/n_2$ a P y T ctes.



4.- Ley General de los gases:

Es posible combinar las tres expresiones a una sola ecuación maestra para el comportamiento de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ donde $R = \text{cte de los gases} = 0,082 \text{ atm l/mol K}$

- **CNPT:** Condiciones normales de presión y temperatura: 1 atm de presión y $0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$ de temperatura.

- **Volumen molar:** Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa en CNPT un volumen de 22,4 litros (se obtiene directamente de la ec. de gases ideales)

