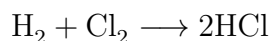


LEYES VOLUMÉTRICAS DE LOS GASES

Como su nombre indica son aquellas leyes que cumplen los gases, es más, los gases ideales. Por tanto, estas leyes no deben de aplicarse nunca a otros estados de la materia.

- **Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac (1808):** *Cuando la Presión y la Temperatura son constantes en una reacción química, los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación numérica sencilla.* Esta ley supuso un gran obstáculo para la teoría atómica de Dalton ya que volúmenes iguales contenían igual número de partículas. Por ejemplo en la reacción,



para Dalton el hidrógeno era H y el Cloro era Cl, entonces ¿cómo podíamos tener dos volúmenes de HCl?

- **Ley de Avogadro (1811):** *Medidos en las mismas condiciones de Presión y Temperatura, volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas contienen el mismo número de moléculas.* Las moléculas pueden ser poliatómicas o monoatómicas y no tiene por que ser condiciones normales (0 °C y 1 atm). Esta hipótesis lleva aparejado que las moléculas de los gases elementales son diatómicas y no monoatómicas.

$$V = kn \quad (a P \text{ y } T \text{ ctes})$$

- **Ley de Boyle:** *A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta.* La gráfica P-V muestra una curva denominada isoterma.

$$V = k' \frac{1}{P} \quad (a T \text{ y } n \text{ ctes})$$

- **Ley de Charles-Gay-Lussac:** *A presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

$$V = k''T \quad (a P \text{ y } n \text{ ctes})$$

Ambos observaron que al aumentar en un grado centigrado la temperatura de un gas, éste experimentaba una dilatación de $\frac{1}{273}$ partes de su volumen. La gráfica V-T genera una recta, que extrapolando a volumen cero, corresponde una temperatura de -273 °C. De aquí surge la nueva escala de temperaturas cuyo cero es la temperatura de -273,15 °C = 0 K.

- **2ª Ley de Gay-Lussac:** *A volumen constante, la presión que ejerce una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

$$P = k'''T \quad (\text{a } V \text{ y } n \text{ ctes})$$

- **Ley de los gases ideales (Ecuación de Clapeyron):** El volumen de cualquier gas depende de las condiciones en las que se mide. Así, el volumen de un mol de moléculas o átomos de cualquier gas en condiciones normales (cn), 760 mmHg y 273 K, es de 22,4 litros. Este volumen se denomina **volumen molar**. Combinando las tres últimas leyes se encuentra la ecuación de estado de los gases perfectos o ideales. Con la ecuación de estado de los gases podemos hallar el valor de cualquiera de las tres variables de estado de los gases,

$$\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T'} \quad \text{a } T = 273K \text{ y } P = 760 \text{ mmHg} \rightarrow \frac{PV}{T} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

En el caso de tener n moles, la ecuación de los gases ideales nos daría el correspondiente volumen que ocuparía ese gas,

$$PV = nRT$$

Siendo R la constante de los gases ideales y cuyo valor es $0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$.

- **Ley de Dalton o de la suma de las presiones parciales:** *La presión total de una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes.*

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots$$

La presión parcial de un gas es igual a la fracción molar del gas multiplicada por la presión total de la mezcla.

$$P_i = x_i P$$

La fracción molar es una medida de la concentración de un componente en una mezcla homogénea (normalmente disoluciones), viene dado por la razón entre el número de moles del componente y el número de moles totales de la mezcla. Por tanto, su valor estará comprendido entre $0 < x < 1$, siendo 1 cuando sólo exista ese componente en la mezcla.

$$x_a = \frac{n_a}{n_a + n_b + n_c + \dots}$$