

---

# FÍSICA Y QUÍMICA

## 3º ESO

### I. QUÍMICA

### II. FÍSICA

Leyes de los Gases

Concentración de las Disoluciones

Prof. Jorge Rojo Carrascosa

---

# Índice general

|                                                                                 |          |
|---------------------------------------------------------------------------------|----------|
| <b>1. LEYES DE LOS GASES IDEALES</b>                                            | <b>2</b> |
| 1.1. GASES IDEALES . . . . .                                                    | 2        |
| 1.1.1. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O LEY DE GAY-LUSSAC (1808) . . . . . | 3        |
| 1.1.2. LEY DE AVOGADRO (1811) . . . . .                                         | 3        |
| 1.1.3. LEY DE BOYLE-MARIOTTE . . . . .                                          | 3        |
| 1.1.4. LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC . . . . .                                      | 4        |
| 1.1.5. SEGUNDA LEY DE GAY-LUSSAC . . . . .                                      | 5        |
| 1.1.6. LEY DE LOS GASES IDEALES (ECUACIÓN DE CLAPEYRON) . . . . .               | 5        |
| 1.1.7. LEY DE DALTON O LEY DE LA SUMA DE LAS PRESIONES PARCIALES . . . . .      | 6        |
| <b>2. CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES</b>                                     | <b>7</b> |
| 2.1. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN . . . . .                              | 7        |
| 2.1.1. PORCENTAJE EN MASA . . . . .                                             | 8        |
| 2.1.2. PORCENTAJE EN VOLUMEN . . . . .                                          | 8        |
| 2.1.3. GRAMOS POR LITRO . . . . .                                               | 8        |
| 2.1.4. MOLARIDAD . . . . .                                                      | 8        |

# Capítulo 1

## LEYES DE LOS GASES IDEALES

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.

### 1.1. GASES IDEALES

El estado gaseoso está formado por partículas que poseen un volumen en el espacio y que además pueden tener interacciones eléctricas entre ellas. Por tanto, una buena aproximación al estudio del estado gaseoso sería considerar que las partículas que lo forman no tienen volumen propio y ni tampoco interacciones moleculares entre ellas. A este tipo de modelo científico se le denomina *gases ideales* o *perfectos*.

Las consecuencias de esta aproximación serían:

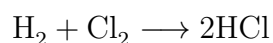
- Cuando chocan las partículas que forma el gas ideal, ya sea entre ellas o con las paredes del recipiente que lo contienen, son choques que se consideran perfectamente elásticos, es decir, de igual manera que cuando chocan dos bolas de billar.
- Al no tener volumen propio las partículas, el gas se puede comprimir a volumen cero.

Esta aproximación tiene un margen de error muy pequeño para gases muy pequeños como el  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  o  $\text{O}_2$  a bajas presiones y altas temperaturas.

### 1.1.1. LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O LEY 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?

### 1.1.2. 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.

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

### 1.1.3. LEY DE BOYLE-MARIOTTE

*A temperatura constante, los volúmenes que ocupa una misma masa de gas son inversamente proporcionales a las presiones que soporta.*

$$V = k_1 \frac{1}{p} \quad (a \text{ } T \text{ y } n \text{ ctes})$$

Para resolver problemas que involucra dos estados diferentes de un gas es muy útil la expresión:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

La gráfica P-V muestra una curva denominada **isoterma**. Es decir, esta gráfica muestra una línea donde todos los puntos de ella se encuentran a la misma temperatura.

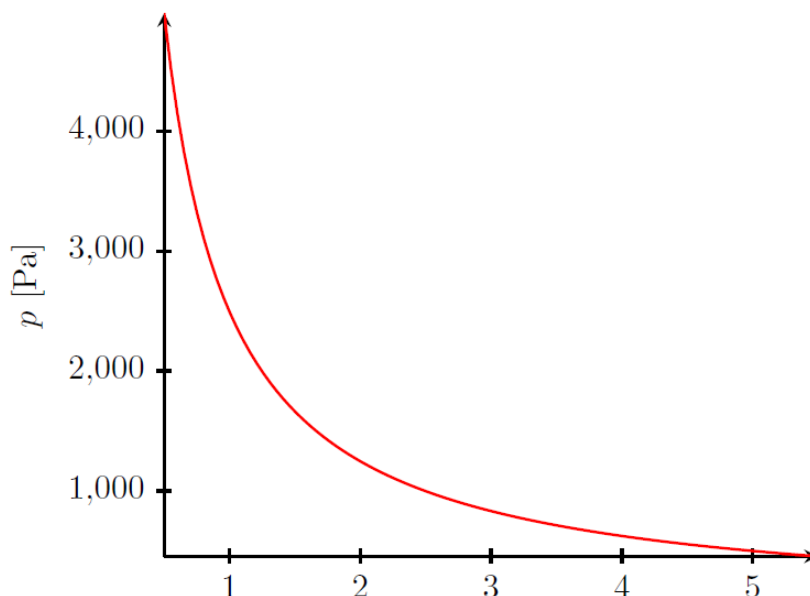


Figura 1.1: Gráfica de una isoterma.

#### 1.1.4. LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC

*A presión constante, el volumen de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

$$V = k_2 T \quad (a \text{ } p \text{ y } n \text{ ctes})$$

Ambos observaron que al aumentar en un grado centígrado 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  $-273^\circ\text{C}$ . De aquí surge la nueva escala de temperaturas cuyo cero es la temperatura de  $-273,15^\circ\text{C} = 0 \text{ K}$ .

De igual manera que en la anterior ley, a la hora de resolver problemas donde tengamos que utilizar la Ley de Charles-Gay-Lussac para dos estados de un mismo gas, utilizaremos la expresión:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

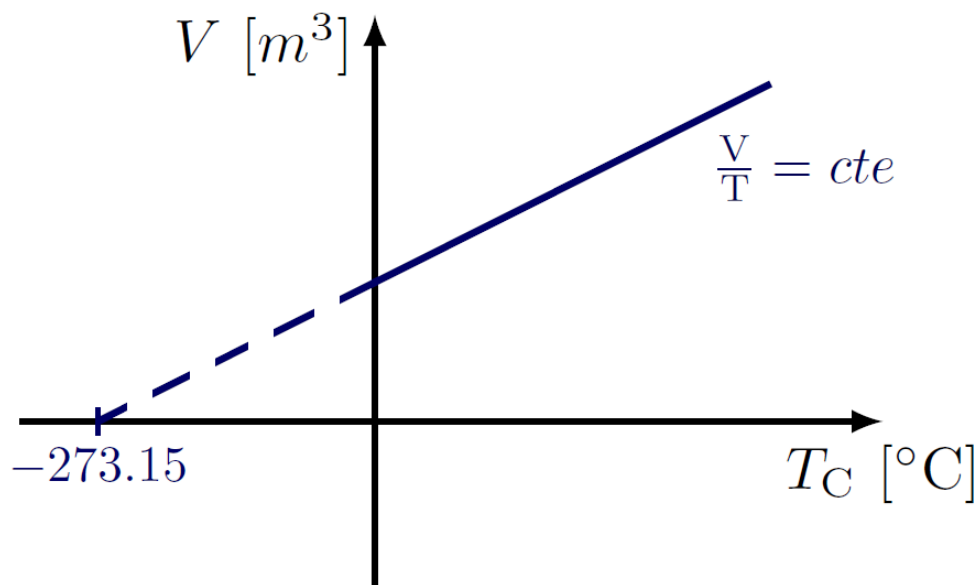


Figura 1.2: Gráfica que muestra la ley de Charles-Gay-Lussac.

### 1.1.5. SEGUNDA LEY DE GAY-LUSSAC

Gay-Lussac también experimentó manteniendo constante el volumen, dando lugar a lo que se conoce como **segunda ley de Gay-Lussac**, *A volumen constante, la presión de una misma masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.*

$$P = k_3 T \quad (a \ v \ y \ n \ ctes)$$

Para esta ley, tendremos en cuenta la siguiente expresión a la hora de resolver problemas:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

### 1.1.6. 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 (c.n.), 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,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad a \quad T = 273K \text{ y } P = 760 \text{ mmHg} \rightarrow \frac{PV}{T} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

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  $0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$ .

### 1.1.7. LEY DE DALTON O LEY 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.

$$P_i = x_i P$$

## Capítulo 2

# CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Como hemos visto, una mezcla homogénea recibe el nombre de **disolución**. Una disolución está formada por un soluto, componente de la mezcla en menor proporción, y por un disolvente, componente de la mezcla en mayor proporción.

En química, y muchas otras disciplinas científicas, es muy importante conocer la proporción relativa entre el soluto y la cantidad total de disolución, siendo esta proporción conocida como **concentración**.

Por tanto, expresada matemáticamente la concentración de una disolución de forma genérica vendrá dada por:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}}$$

### 2.1. FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN

La concentración de una disolución se puede definir cualitativamente o cuantitativamente. Cualitativamente podemos hablar de disolución diluida, disolución concentrada o disolución saturada siguiendo un orden creciente en el grado de concentración del soluto frente al disolvente. Cuantitativamente tenemos distintas formas para expresar la concentración de esa mezcla homogénea.

### 2.1.1. PORCENTAJE EN MASA

Se define como la masa en gramos de soluto disueltos por cada 100 gramos de disolución.

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa}(g) \text{ soluto}}{\text{masa}(g) \text{ soluto} + \text{masa}(g) \text{ disolvente}} \cdot 100$$

### 2.1.2. PORCENTAJE EN VOLUMEN

Se define como el volumen de soluto o de disolvente, ambos expresados en mL, que hay en 100 mL de disolución.

$$\% \text{ vol} = \frac{V(mL) \text{ soluto}}{V(mL) \text{ disolución}} \cdot 100 \quad \text{ó} \quad \% \text{ vol} = \frac{V(mL) \text{ disolvente}}{V(mL) \text{ disolución}} \cdot 100$$

### 2.1.3. GRAMOS POR LITRO

Se define como la masa en gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$g/L = \frac{\text{masa}(g) \text{ soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$$

### 2.1.4. MOLARIDAD

Esta es la forma más común en Química para expresar la concentración de una disolución. Para saber aplicarla bien hay que referirnos a dos conceptos previos.

- **Masa atómica:** Estas expresiones se corresponden con la razón de la masa media por átomo del elemento a 1/12 de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$ . El valor de cada elemento viene tabulado en el sistema periódico, así por ejemplo, para el C es 12 g/mol, para el  $\text{O}_2$  32 g/mol, para el HCl es 36,5 g/mol, ...
- **Mol:** El mol es la unidad que mide la cantidad de sustancia en el S.I. de unidades, se define como la cantidad de sustancia (átomos, moléculas, iones, ...) que contiene tantas entidades como átomos hay exactamente en 12 gramos de carbono 12.

El número de entidades elementales existentes en un mol es una constante que no depende del tipo de partícula considerado. Esta cantidad se llama **número de avogadro**,  $N_A$ , y equivale a  $6,03 \cdot 10^{23}$ .

Así, el número de moles (**n**) de un elemento o compuesto presentes en una cantidad de sustancia de masa en gramos (**m**), se define como,

$$n = \frac{m}{\text{peso atómico o molecular}(g/mol)}$$

Con estos dos conceptos, ya estamos en condiciones de aplicar y conocer correctamente el concepto de Molaridad. La Molaridad se define como el número de moles de soluto disueltos por litro de disolución. Matemáticamente,

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{V(L) \text{ disolución}}$$