

Quantité de matière

1. Nombre d'Avogadro

Une mole est la quantité de matière d'un système contenant N_A entités élémentaires (atomes, molécules, ions ...)

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Exemple :

- 1 mole d'atome de carbone contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone.
- 1 mole de molécule de méthane contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules de méthane.
- 1 mole d'ion sulfate contient $6,02 \cdot 10^{23}$ ions sulfate.

2. Quantité de matière et Masse molaire

La masse molaire d'une entité chimique (atome, molécule, ions) est la masse d'une mole de cette entité chimique. Elle est notée M

Exemple :

- Masse molaire d'une mole de carbone : $M_C = 12 \text{ g/mol}$
- Masse molaire d'une mole de méthane : $M_{CH_4} = M_C + 4 M_H = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$
- Masse molaire d'une mole de l'ion sulfate : $M_{SO_4^{2-}} = M_S + 4 M_O = 32 + 4 \times 16 = 96 \text{ g/mol}$

Il existe une relation simple pour passer de la masse à la quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{ou} \quad \left\{ \begin{array}{l} m : \text{la masse de matière [g]} \\ M : \text{la masse molaire [g.mol}^{-1}\text{]} \\ n : \text{la quantité de matière [mol]} \end{array} \right.$$

3. Quantité de matière et Concentration molaire

La quantité de matière dépend de la concentration de cette solution.

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{ou} \quad \left\{ \begin{array}{l} C : \text{concentration molaire de la solution [mol/L]} \\ n : \text{la quantité de matière [mol]} \\ V : \text{le volume de la solution [L]} \end{array} \right.$$

3. Quantité de matière et volume

Dans tout ce qui suit nous parlons de gaz.

Aussi tout cela n'est valable que 'avec des gaz (et jamais avec des liquides ou des solides).

1. loi des gaz parfaits

Si la température et la pression ne sont pas trop élevés, un gaz obéit à la loi des gaz parfaits :

$$pV = nRT \quad \left\{ \begin{array}{l} p : \text{pression du gaz [Pa]} \\ V : \text{volume de ce gaz [m}^3\text{]} \\ n : \text{la quantité de matière du gaz [mol]} \\ R : \text{Constante des gaz parfait} = 8,314 \text{ (S.I.)} \\ T : \text{la température absolue de ce gaz [}^\circ\text{K]} \\ \quad \text{avec } T = \theta + 273,15 \\ \quad \quad T : \text{la température absolue [}^\circ\text{K]} \\ \quad \quad \theta : \text{la température [}^\circ\text{C]} \end{array} \right.$$

2. Volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz.

En se plaçant à une pression atmosphérique normale (1013 hPa) et en remplaçant dans la relation

des gaz parfaits, on obtient :

- pour $\theta = 0^{\circ}\text{C}$ $\implies V = 22,4 \text{ L}$

- pour $\theta = 20^{\circ}\text{C}$ $\implies V = 24 \text{ L}$

Le volume molaire d'un gaz est donc indépendant de la nature de ce gaz et ne dépend que de la pression p et de la température T de ce gaz.

En se plaçant à ces conditions particulières (températures et pression), on peut donc utiliser une formule réduite :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \text{ou} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{la quantité de matière [mol]} \\ V : \text{le volume de ce gaz [L]} \\ V_m : \text{le volume molaire de ce gaz [L/mol]} \\ \quad \text{avec } V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ à } 0^{\circ}\text{C} \\ \quad \text{ou } V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ à } 20^{\circ}\text{C} \end{array} \right.$$