QUANTITES DE MATIERE

Physique Chimie

Seconde

www.prof-tc.fr

1 – La mole

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires (atomes, ions ou molécules) qu'il y a d'atomes de carbone dans 12g de carbone 12, c'est-à-dire $6{,}02.10^{23}$ atomes de carbone.

Une mole d'atomes, de molécules ou d'ions contient $6{,}02.10^{23}$ atomes, molécules ou ions.

Ce nombre est la constante d'Avogadro, notée:

$$N_A = 6{,}02.10^{23} mol^{-1}$$

- Dans une mole d'atomes d'oxygène, il y a $6{,}02.10^{23}$ atomes d'oxygène.
- Dans une mole de molécules d'eau, il y a $6{,}02.10^{23}$ molécules d'eau.
- Dans une mole d'ions sulfate, il y a $6{,}02.10^{23}$ ions sulfate.
- Dans une mole de balles de tennis, il y a $6{,}02.10^{23}$ balles de tennis.

Le nombre d'entités chimiques élémentaires N contenues dans un échantillon de matière est proportionnel à la quantité de matière n. Le coefficient de proportionnalité est la constante d'Avogadro N_A.

$$N = n \times N_A \quad \text{ou} \quad n = \frac{N}{N_A}$$

N: Nombre d'entité (sans unité)

n: Quantité de matière (mol)

N_A: Nombre d'Avogadro (mol^{-1})

- Le nombre d'atomes de cuivre N contenus dans 2,5mol est:

$$N = 2{,}5 \times 6{,}02.10^{23} = 1{,}5.10^{24} \text{ atomes}$$

- La quantité de matière cuivre représentée par $2{,}0.10^{22}$ atomes de cuivre est:

$$n = \frac{2{,}0.10^{22}}{6{,}02.10^{23}} = 3{,}0.10^{-2} \text{ mol}$$

2 - La masse molaire

La masse molaire atomique M d'un échantillon est la masse d'une mole de cet élément. Son unité est le $g \cdot mol^{-1}$.

- L'atome d'Hydrogène a une masse molaire: $M(H) = 1,00\ g.mol^{-1}$
- L'atome de Carbone a une masse molaire : $M(C) = 12,01 g.mol^{-1}$
- L'atome d'Oxygène a une masse molaire: $M(O) = 16,00 g.mol^{-1}$

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. C'est aussi la somme des masses molaires atomiques des atomes composant la molécule.

Dans la molécule d'eau de formule H_2O, il y a deux atomes d'hydrogène H et un atome d'oxygène O. La masse molaire moléculaire M de l'eau est:

$$M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0\ g \cdot mol^{-1}$$

Un ion d'un atome ou d'une molécule que par un défaut ou un excès d'un ou plusieurs électrons or la masse de ces derniers est négligée lors du calcul d'une masse molaire.

Par conséquent on peut faire l'approximation que la masse molaire d'un ion est la même que celle de l'atome ou la molécule dont il dérive.

- La masse molaire de l'ion sodium Na^+ correspond à celle de l'atome sodium Na:

$$M(Na^+) = 23,0 \text{ g/mol}$$

- L'ion carbonate a pour formule chimique CO_3^{2-}, sa masse molaire est:

$$M(CO_3^{2-}) = M(C) + 3.M(O) = 12,0 + 3x16,0 = 60,0 \text{ g/mol}$$

3 - Détermination des quantités de matière

Si la masse **m** et la masse molaire **M** d'un échantillon d'une espèce chimique pure sont connues alors la quantité de matière peut être calculée grâce la relation:

$$n = \frac{m}{M}$$

n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)

m: Masse de l'espèce chimique (g)

M: Masse molaire de l'espèce chimique ($g.mol^{-1}$)

- La quantité de matière d'une masse m = 39,9g de sulfate de cuivre $CuSO_4$ de masse molaire M = 159,6 g/mol est:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{39,9}{159,6} = 0,25 \text{ mol}$$

Dans le cas des liquides, il est plus pratique d'accéder à des volumes. Ainsi il est nécessaire de connaître la masse volumique ρ du liquide.

La masse volumique ρ d'un liquide correspond au rapport de sa masse par le volume qu'il occupe.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

r: Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm³)

m: Masse du liquide (g)

V: Volume occupée par le liquide (mL ou cm³)

La quantité de matière **n** d'un liquide est donnée par la relation:

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)

r: Masse volumique du liquide (g/mL ou g/cm³)

V: Volume occupée par le liquide (mL ou cm³)

M: Masse molaire de l'espèce chimique ($g.mol^{-1}$)

Le volume molaire d'une espèce chimique gazeuse, noté $\mathbf{V_m}$, est le volume occupé par une mole de cette espèce gazeuse. Ce volume s'exprime en L/mol.

Le volume molaire d'un gaz $\mathbf{V_m}$ ne dépend pas de sa nature mais dépend de sa pression et de sa température. Tous les gaz ont le même volume molaire pour une pression et une température donnée.

Dans les conditions normales de température (25 °C) et de pression (1016 hPa) on aura:

$$V_m = 24{,}0 \text{ L/mol}$$

La relation qui donne la quantité de matière n d'un volume V d'un gaz est:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n: Quantité de matière de l'espèce chimique (mol)

V: Volume du gaz (L)

V_m: Volume molaire du gaz (L/mol)

Quelques exemples de calcul de quantité de matière

- La quantité de matière d'une masse m = 39,9g de sulfate de cuivre $CuSO_4$ de masse molaire M = 159,6 g/mol est:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{39,9}{159,6} = 0,25 \text{ mol}$$

- La quantité de matière contenu dans un volume V = 10mL de cyclohexane C_6H_{12} de masse molaire M = 84 g/mol et de masse volumique ρ = 0,77 g/mL est:

$$n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,77 \times 10}{84} = 0,094 \text{ mol}$$

- la quantité de matière contenu dans un volume V = 72,0 L de dioxyde de carbone CO_2 dans les conditions normales de température et de pression est:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{72,0}{24,0} = 3,0 \text{ mol}$$

QUANTITES DE MATIERE

Physique Chimie

Seconde

www.prof-tc.fr