Kartable

1re

Spécialité

Physique Chimie

Cours

Savoir-faire

Exercices

Corrigés

Encore plus d'exercices
sur www.kartable.fr

ellipses

PARTIE I

CONSTITUTIONS ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE

Chapitre 1

La composition d'un système

I La quantité de matière

La quantité de matière est le nombre de moles, ou paquets d'entités chimiques, que contient un système. La notion de mole permet de définir la masse molaire atomique et moléculaire. Des relations permettent de calculer la quantité de matière à partir de la masse et le volume d'une espèce chimique (solide, liquide ou gaz).

A La mole

Pour faciliter le décompte des entités chimiques, on les regroupe en « paquets » appelés moles. La quantité de matière d'un échantillon correspond alors au nombre de paquets d'entités qui le constituent.

Définition **Quantité de matière**

La quantité de matière notée n, est le nombre de moles, ou paquets, que contient un système. La mole (mol) est l'unité de quantité de matière.

Définition **Constante d'Avogadro**

La constante d'Avogadro est le nombre d'entités contenues dans une mole d'un système chimique. Sa valeur est :

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

Quantité de matière

La constante d'Avogadro permet de déterminer la quantité de matière n d'un système à partir du nombre N d'entités chimiques qui le composent :

$$n_{(\text{mol})} = \frac{N}{N_{A(\text{mol}^{-1})}}$$

■ Exemple

Un clou est constitué de $9{,}0 \times 10^{22}$ atomes de fer. La quantité de matière correspondante est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{9{,}0 \times 10^{22}}{6{,}02 \times 10^{23}}$$

$n = 0{,}15$ mol

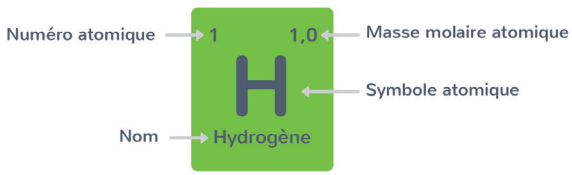
Un clou constitué de $9{,}0 \times 10^{22}$ atomes de fer contient 0,15 « paquets » de $6{,}02 \times 10^{23}$ atomes.

B La masse molaire atomique

Les atomes étant regroupés en moles, la plupart des calculs ne font pas intervenir la masse d'un seul atome, mais la masse d'une mole d'atomes.

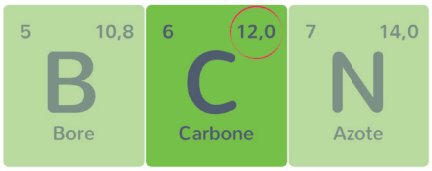
Définition **Masse molaire atomique**

La masse molaire atomique M est la masse d'une mole de l'atome considéré. Elle s'exprime en grammes par mole ($g \cdot mol^{-1}$). Elle est indiquée dans le tableau périodique des éléments.



■ Exemple

La masse molaire de l'atome de carbone ${}^{12}_{6}C$ est de 12,0 $g.mol^{-1}$.



Remarque

La définition de la mole fait qu'il y a une correspondance entre la masse molaire d'un atome et son sombre de nucléons : un atome ayant un nombre de nucléons égal à A a une masse molaire égale à A $g.mol^{-1}$.

C La masse molaire moléculaire

Comme pour les atomes, on considère la masse d'une mole de molécules plutôt que la masse d'une seule molécule.

Définition **Masse molaire moléculaire**

La masse molaire moléculaire *M* est la masse d'une mole de la molécule considérée. Elle s'obtient en additionnant les masses molaires des atomes qui composent la molécule, selon sa formule brute et en conservant la même précision, généralement au dixième de $g \cdot mol^{-1}$.

■ Exemple

La masse molaire de la molécule d'éthanol, de formule brute C_2H_6O est :

$$M_{C_2H_6O} = 2 \times M_C + 6 \times M_H + M_O$$

$$M_{C_2H_6O} = 2 \times 12{,}0 + 6 \times 1{,}0 + 16{,}0$$

$$M_{C_2H_6O} = 46{,}0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

D Les relations entre la quantité de matière, la masse et le volume pour un solide et un liquide

La masse molaire permet de déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur, solide ou liquide, à partir de sa masse ou de sa masse volumique.

Formule

La quantité de matière *n* contenue dans un échantillon d'une espèce chimique de masse molaire *M* est liée à sa masse par la relation suivante :

$$n_{(mol)} = \frac{m_{(g)}}{M_{(g \cdot mol^{-1})}}$$

■ Exemple

La masse molaire de l'atome de fer $^{56}_{26}Fe$ est de 56,0 $g \cdot mol^{-1}$, alors la quantité de matière contenue dans un clou en fer de 8,4 g est :

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$$

$$n_{Fe} = \frac{8{,}4}{56{,}0}$$

$$n_{Fe} = 0{,}15 \text{ mol}$$

Remarque

Dans le cas d'un mélange, on traite **séparément** les calculs des quantités de matière.

Exemple

Un mélange a été préparé à partir de 100 g d'eau (de masse molaire $M_{H_2O} = 18{,}0\ g \cdot mol^{-1}$) et de 2,5 g de glucose (de masse molaire $M_{C_6H_{12}O_6} = 180{,}0\ g \cdot mol^{-1}$).

Pour l'eau, la quantité de matière est :

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}$$

$$n_{H_2O} = \frac{100{,}0}{18{,}0}$$

$$n_{H_2O} = 5{,}56\ mol$$

Pour le glucose, la quantité de matière est :

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6}}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = \frac{2{,}5}{180{,}0}$$

$$n_{C_6H_{12}O_6} = 1{,}4 \times 10^{-2}\ mol$$

Les quantités de matière qui composent le mélange sont donc de 5,56 mol pour l'eau et de 0,014 mol pour le glucose.

Formule

La quantité de matière n contenue dans un échantillon d'une espèce chimique de masse molaire M et de masse volumique ρ est liée à son volume par la relation suivante :

$$n_{(mol)} = \frac{\rho_{(g \cdot L^{-1})} \cdot V_{(L)}}{M_{(g \cdot mol^{-1})}}$$

Exemple

La quantité de matière contenue dans un volume de 15,0 mL de cyclohexane (de masse molaire 84,0 $g \cdot mol^{-1}$ et de masse volumique 780 $g \cdot L^{-1}$) est :

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

$$n = \frac{780 \times 15{,}0 \times 10^{-3}}{84{,}0}$$

$$n = 0{,}139\ mol$$

E La quantité de matière et le volume molaire des gaz

Les gaz ont une masse, mais leur volume est plus facilement mesurable. Le volume molaire des gaz permet de déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de n'importe quel gaz à partir de son volume.

Définition **Volume molaire**

Le volume molaire des gaz, noté V_m, est le volume occupé par une mole de gaz. Il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$ et ne dépend pas du gaz, mais de la pression et de la température. Ainsi, sous la pression atmosphérique de 1 013 hPa et à la température de 20 °C, le volume molaire des gaz est :

$$V_m = 24{,}0 \text{ L.mol}^{-1}$$

Formule

La quantité de matière n contenue dans un échantillon d'un gaz est égale au rapport du volume qu'il occupe V, exprimé en litres (L), par le volume molaire des gaz V_m, exprimé en litres par mole ($L \cdot mol^{-1}$) :

$$n_{(mol)} = \frac{V_{(L)}}{V_{m(L \cdot mol^{-1})}}$$

■ Exemple

La quantité de matière contenue dans un volume de 100 mL de n'importe quel gaz est :

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

$$n = \frac{100 \times 10^{-3}}{24{,}0}$$

$$n = 4{,}17 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

II La concentration d'une solution

Une solution peut être caractérisée par deux types de concentrations reliées l'une à l'autre : la concentration en masse et la concentration molaire.

A La concentration en masse

La concentration en masse d'une solution se détermine à partir de la masse de soluté dissous et de son volume.

Concentration en masse

La concentration en masse (ou concentration massique) d'une solution, notée C_m, indique la masse de soluté dissous par litre de solution. Elle est égale au rapport de la masse de soluté $m_{soluté}$ par le volume de la solution $V_{solution}$ et s'exprime en $g{\cdot}L^{-1}$.

$$C_{m(g.L^{-1})} = \frac{m_{soluté(g)}}{V_{solution(L)}}$$

■ Exemple

Une solution de chlorure de sodium NaCl de volume 250 mL est préparée en dissolvant 2,0 g de chlorure de sodium dans de l'eau. Donc sa concentration en masse en chlorure de sodium est :

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

$$C_m = \frac{2,0}{250.10^{-3}}$$

$$C_m = 8,0\ g.L^{-1}$$

B La concentration molaire

La concentration molaire d'une solution se détermine à partir de la quantité de matière de soluté dissous et de son volume.

Concentration molaire

La concentration molaire d'une solution, notée C, indique la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle est égale au rapport de la quantité de matière du soluté $n_{soluté}$ par le volume de la solution $V_{solution}$ et s'exprime en $mol{\cdot}L^{-1}$.

$$C_{(mol{\cdot}L^{-1})} = \frac{n_{soluté\ (mol)}}{V_{solution\ (L)}}$$

■ Exemple

Une solution de glucose de volume 250 mL est préparée en dissolvant $5,0.10^{-2}$ mol de glucose dans de l'eau. Donc sa concentration est :

$$C = \frac{n_{soluté}}{V_{solution}}$$

$$C = \frac{5,0.10^{-2}}{250.10^{-3}}$$

$$C = 2,0.10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

C La relation entre la concentration en masse et la concentration molaire

Il existe une relation entre les deux concentrations d'une solution et la masse molaire du soluté.

Relation entre la concentration en masse et molaire

La concentration en masse C_m d'un soluté dans une solution est égale au produit de sa concentration molaire C par sa masse molaire M.

$$C_{m(g.L^{-1})} = C_{(mol.L^{-1})} . M_{(g.mol^{-1})}$$

■ Exemple

La concentration molaire d'une solution de glucose ($C_6H_{12}O_6$) est $C = 2{,}0.10^{-1}$ mol.L^{-1}. Or, la masse molaire du glucose est $M_{C_6H_{12}O_6} = 180{,}0$ g·mol^{-1}, alors la concentration en masse en glucose de cette solution est :

$C_m = C \times M_{C_6H_{12}O_6}$

$C_m = 2{,}0.10^{-1} \times 180{,}0$

$C_m = 36$ g.L^{-1}