

CHAP 01-L'eau, un acteur essentiel pour la planète

Pré-requis pour aborder le chapitre.

1. LA QUANTITE DE MATIERE

La matière est constituée d'atomes, d'ions, molécules qui possèdent des masses et des tailles dont les ordres de grandeurs sont qualifiés de microscopique.

La quantité de ces entités chimiques présentes dans un petit échantillon de matière est par conséquent extrêmement grande. Il est important en chimie de pouvoir dénombrer le nombre noté **N** d'atomes, d'ions ou de molécules qui composent un échantillon de matière.

1.1 La mole

Pour rendre compte de la quantité d'éléments qui constituent un échantillon, on n'utilise pas le nombre **N** qui est un nombre beaucoup trop grand mais on utilise une grandeur dérivée

notée **n** appelée **la quantité de matière** qui s'exprime dans une unité appelée **la mole** de symbole **mol**.

La mole a été définie par Avogadro comme étant la quantité d'éléments contenus dans **12 g de carbone 12**.

- Ce nombre est égal à $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- Une mole de n'importe quelle entité contient donc $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Ex : $n = 1,5 \text{ mol}$.

1.2 Masse molaire atomique et moléculaire

- La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée masse molaire atomique.

- Elle est notée **M** et s'exprime en g.mol^{-1} .

La masse molaire des différents éléments est indiquées dans le tableau périodique des éléments.

Ex: $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$

La masse molaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule

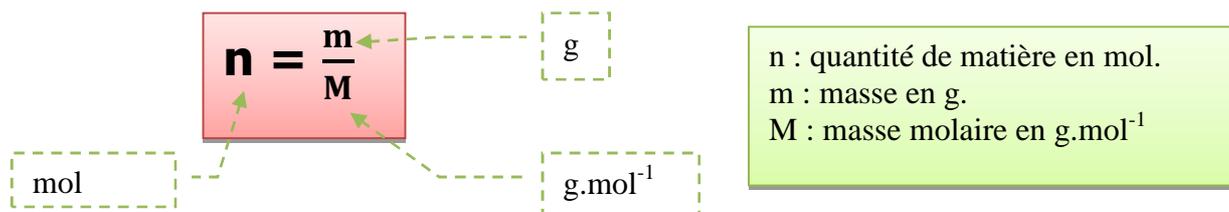
et s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes qui la composent.

Ex: $M_{H_2O} = 2.M_H + M_O = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$

1.3. Relation entre n et M

La quantité de matière **n** d'un échantillon de masse

m composée d'éléments chimiques de masse molaire **M** est :



1.4. Les gaz : Le volume molaire

Un gaz ne se caractérise pas par sa masse mais grâce à son volume.

La quantité de matière d'un gaz est donc liée à son volume.

Ainsi s'énonce la loi d'Avogadro Ampère.

A température et pression données, une mole de gaz occupe un volume constant appelée volume molaire et noté V_m . Il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.

A $0^\circ C$ et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 22,4 L \cdot mol^{-1}$.

A $20^\circ C$ et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$.

A $100^\circ C$ et sous une pression $p=1013$ hPa : $V_m = 30,6 L \cdot mol^{-1}$.

1.5 Relation entre V_m et n

La quantité de matière d'un gaz de volume

V est donnée par la relation :

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

L

$L \cdot mol^{-1}$

mol

n : quantité de matière en mol.
 V : volume en L
 V_m : Volume molaire en $L \cdot mol^{-1}$

2. LES SOLUTIONS AQUEUSES

2.1 Définitions

- Une solution : c'est le résultat de la dissolution d'une substance chimique, le **soluté** dans un **solvant**.
- Un **soluté** peut être solide, liquide ou gazeux.
- Comme **solvant**, on utilise : l'eau, l'alcool (éthanol) ou l'acétone..., le White spirit.

Rem :

Lorsque le solvant est de l'eau la solution est appelée solution aqueuse.

- Une espèce chimique peut être : très soluble dans l'eau, peu soluble dans l'eau ou insoluble dans l'eau.
- De manière générale, la solubilité d'un solvant dépend de la nature du solvant.
- Le sucre est soluble dans l'eau. Le sel est soluble dans l'eau. L'éthanol est soluble dans l'eau.
- L'aspirine est peu soluble dans l'eau. Le dioxyde de carbone est un gaz peu soluble dans l'eau.
- Le fer est insoluble dans l'eau. L'éther, huile sont insolubles dans l'eau.

2.2 Caractéristiques des solutions

a) La concentration massique

On connaît la concentration massique t en $g \cdot L^{-1}$

d'une solution homogène définie par:

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

g

L

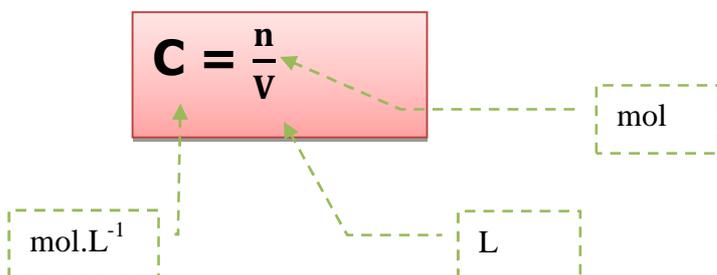
$g \cdot L^{-1}$

- m la masse du corps dissous en gramme
- V le volume total de la solution en Litre.

b) La concentration molaire

On définit également la concentration molaire C d'une solution homogène qui est égale au rapport de la quantité de matière n de soluté et du volume totale V de la solution.

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



C : s'exprime en mol.L^{-1} .

V : le volume total de la solution en **Litre**.

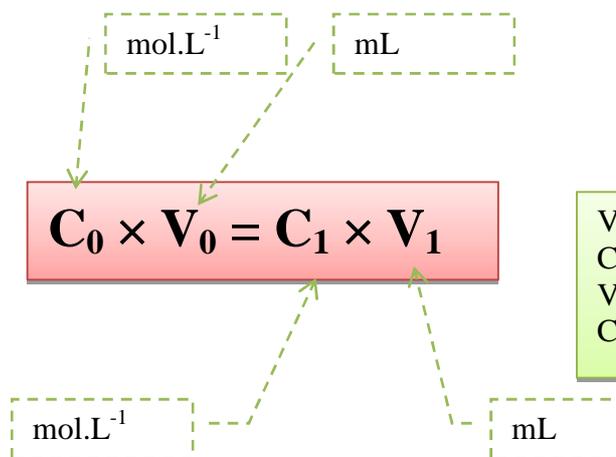
n : quantité de matière en **mol**.

c) La dilution

- Diluer une solution consiste à y ajouter un volume V de solvant.
- Lors d'une dilution, le volume augmente **mais la quantité de matière de soluté reste constante**.
- Soit une solution **0** de concentration C_0 et de volume V_0 .
- Après dilution, on obtient une solution **1** de concentration C_1 et de volume V_1 .

La quantité de matière étant la même dans les deux solutions, on peut écrire :

$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$



V_0 : Le volume à prélever (mL)

C_0 : La concentration de la solution de départ (mol.L^{-1})

V_1 : Le volume total de la solution finale (mL)

C_1 : La concentration de la solution finale (mol.L^{-1})

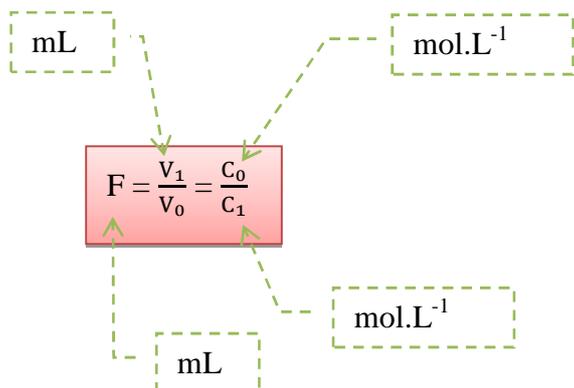
Démonstration :

$n_0 = n_1$ avec $n_0 = C_0 \times V_0$ et $n_1 = C_1 \times V_1$ donc $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$

Facteur de dilution

Le facteur de dilution noté F (tjrs supérieur à 1) est une grandeur sans unité qui s'exprime par

$$F = \frac{V_1}{V_0} = \frac{C_0}{C_1}$$



V_0 : Le volume à prélever (mL)

C_0 : La concentration de la solution de départ (mol.L^{-1})

V_1 : Le volume total de la solution finale (mL)

C_1 : La concentration de la solution finale (mol.L^{-1})

3. MASSE VOLUMIQUE ET DENSITE

3.1. Masse volumique

A une température donnée, la masse volumique ρ (ro)
(ou aussi μ : mu) d'un corps est égale à la masse du corps
divisée par son volume V

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

Diagram illustrating the formula for mass density (ρ). The formula is shown in a red box. Dashed arrows point from the variables to their units: ρ is associated with g.L^{-1} , m with g , and V with L .

ρ : masse volumique du corps (g.L^{-1})
 V : volume du corps (L)
 m : Masse du corps (g)

Rem : la masse volumique ρ peut aussi s'exprimer
en kg.L^{-1} ; kg.m^{-3} ; g.mL^{-1} ...

3.2. Densité

Notée d (elle n'a pas d'unité),
c'est la masse volumique du corps divisée
par la masse volumique de l'eau

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

Diagram illustrating the formula for density (d). The formula is shown in a red box. Dashed arrows point from the variables to their units: ρ is associated with g.L^{-1} and ρ_{eau} is also associated with g.L^{-1} .

ρ : masse volumique du corps (g.L^{-1})
 ρ_{eau} : masse volumique de l'eau (g.L^{-1})

Rem :

$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.L}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

4. DOSAGES PAR ETALONNAGE

4.1. Conductimétrie : loi de Kohlrausch

La conductivité σ (sigma) d'un ion en solution traduit sa capacité à conduire le courant électrique. Elle dépend de sa nature, de la température et de sa concentration molaire C en solution suivant la relation :

$$\sigma = \lambda \cdot C$$

| Ion | Conductivité molaire ionique λ_i ($S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$) |
|----------|---|
| H_3O^+ | $35,0 \times 10^{-3}$ |
| Na^+ | $5,0 \times 10^{-3}$ |
| K^+ | $7,4 \times 10^{-3}$ |
| HO^- | $19,8 \times 10^{-3}$ |
| Cl^- | $7,6 \times 10^{-3}$ |
| Br^- | $7,8 \times 10^{-3}$ |

Fig. 2 Conductivités ioniques molaires de quelques ions à 25 °C. Noter les valeurs particulièrement élevées pour H_3O^+ et HO^- .

σ : En siemensmètre-1 ($S \cdot m^{-1}$)
 C en $mol \cdot L^{-1}$

λ : la conductivité molaire ionique de l'ion, qui dépend de la température ($S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$)

Rq :

- Tout comme l'absorbance, la conductivité est une grandeur additive.
- Soit une solution qui contient des ions M^+ et des ions X^-

$$\sigma = \lambda_{M^+} \cdot [M^+] + \lambda_{X^-} \cdot [X^-]$$

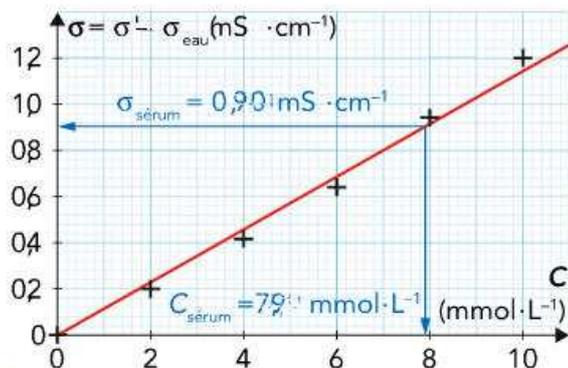
σ : (sigma) la conductivité en $S \cdot m^{-1}$
 λ_{M^+} : la conductivité molaire ionique en : $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$
 $[X^-]$ et $[M^+]$: La concentration des ions en moles par
METRE CUBE : $mol \cdot m^{-3}$

4.2. Dosage par étalonnage : définition

- Réaliser un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration d'une espèce en solution en comparant une grandeur physique, caractéristique de la solution, à la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalon.
- La grandeur physique peut être l'absorbance, la conductivité électrique, etc.
- La détermination de la concentration se fait soit par lecture sur le graphe de la courbe d'étalonnage,
- Soit par calcul à partir de l'équation modélisant le graphe.
- Le dosage par étalonnage est une méthode non destructive, car elle ne met pas en jeu de réaction chimique.

4.3. Dosage avec un conductimètre

- Des solutions étalon de concentrations C connues sont préparées par dilution d'une solution mère.
- La mesure de la conductivité σ de chaque solution permet de tracer la courbe d'étalonnage $\sigma = f(C)$.
- Le graphe montre que la conductivité σ est proportionnelle à la concentration C .
- La mesure de la conductivité de la solution inconnue permet de déterminer sa concentration (doc. 3).



** Limites de la méthode : la solution ionique doit être suffisamment diluée ($C < 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$) et ne doit contenir qu'un seul soluté ionique.

Doc. 3 Courbe d'étalonnage $\sigma = f(C)$ associée aux solutions étalon en chlorure de sodium. C'est une droite passant par l'origine et d'équation :

$$\sigma = 1,14 \times 10^{-1} \cdot C$$

5. RAPPELS : AVANCEMENT D'UNE REACTION CHIMIQUE

Soit la réaction : $aA + bB = cC + dD$

| | | aA | + | bB | = | cC | + | dD |
|---------------|-----------------------|--------------------------|---|--------------------------|---|---------------------|---|---------------------|
| | Avancement | | | | | | | |
| Etat initial | 0 | $n_0(A)$ | | $n_0(B)$ | | $n_0(C)=0$ | | $n_0(D)=0$ |
| Etat en cours | x | $n(A) = n_0(A) - ax$ | | $n(B) = n_0(B) - bx$ | | $n(C) = 0 + cx$ | | $n(D) = 0 + dx$ |
| Etat final | x_f (ou x_{max}) | $n_f(A) = n_0(A) - ax_f$ | | $n_f(B) = n_0(B) - bx_f$ | | $n_f(C) = 0 + cx_f$ | | $n_f(D) = 0 + dx_f$ |

- L'avancement max, **OU** x_{max} , se calcule en prenant la **+ petite valeur de x pour les réactifs**

- La valeur de l'avancement détermine aussi le réactif en défaut