

# CHAP 04. PRINCIPES CHIMIQUES DES ANALYSES MEDICALES

## REVISION - SOLUTIONS AQUEUSES

### 1. NOTION DE MOLE

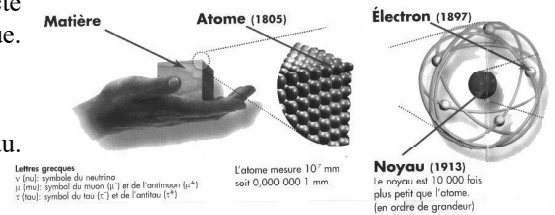
Toute la matière de l'univers, toute substance, vivante ou inerte, est constituée à partir de particules très petites appelées **atomes**.

Les atomes peuvent être assimilés à des sphères dont le rayon est de l'ordre de 0,1 nm (1 nm = 10<sup>-9</sup> m), soit 10<sup>-10</sup> m.

Ils ne peuvent évidemment pas être vus à l'œil nu ni au microscope optique. On détecte leur présence grâce au microscope à effet tunnel ou au microscope à force atomique.

Depuis le collège, nous savons qu'un atome est constitué:

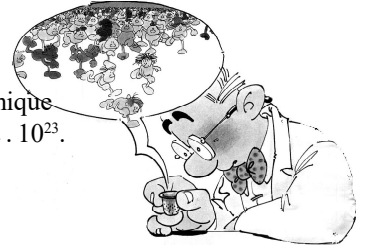
- d'un noyau central chargé positivement;
- d'électrons chargés négativement en mouvement rapide autour du noyau.



Dans un clou en fer on compte des milliards de milliards de milliards d'atomes. Difficile de les compter l'un après l'autre....

On a donc décidé de les regrouper par paquet et par convention on a posé qu'une mole d'entité chimique (atome, ions ou molécule) correspond à 6,022 137 . 10<sup>23</sup> entités chimiques. On arrondit cette valeur à 6,02 . 10<sup>23</sup>.

Cela signifie qu'à chaque fois que l'on a 6,02 . 10<sup>23</sup> individus, on dit que l'on a 1 mole.



### 2 LES MASSES MOLAIRES.

#### 2.1. DEFINITION GENERALE.

La masse molaire M d'une espèce est la masse d'une mole d'entités de cette espèce. On a donc la relation  $M = m_{\text{entité}} \times N_A$

Conventionnellement, en chimie, on donne les masses en grammes; la masse molaire s'exprime donc en g.mol<sup>-1</sup>.

#### 2.2. MASSE MOLAIRE ATOMIQUE.

##### Définition.

La masse molaire atomique M d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Son unité est le g.mol<sup>-1</sup>.

Le tableau ci-contre indique les masses molaires atomiques arrondies des principaux éléments.

#### 2.3. MASSE MOLAIRE MOLECULAIRE.

##### Définition.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée.

##### Calcul.

La masse molaire moléculaire s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule (en tenant compte des coefficients de la formule moléculaire).

##### Exemple.

On écrit par exemple:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}.$$

$$M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3.M_{\text{H}} = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Masses molaires atomiques approchées (g.mol <sup>-1</sup> )		
hydrogène	H	1,0
carbone	C	12,0
azote	N	14,0
oxygène	O	16,0
sodium	Na	23,0
aluminium	Al	27,0
phosphore	P	31,0
soufre	S	32,1
chlore	Cl	35,5
cuivre	Cu	63,5
argent	Ag	107,9

### 3. DETERMINER D'UNE QUANTITE DE MATIERE A PARTIR DE LA MASSE MOLAIRE.

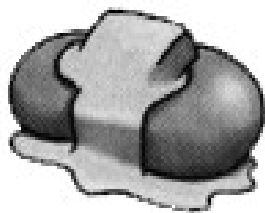
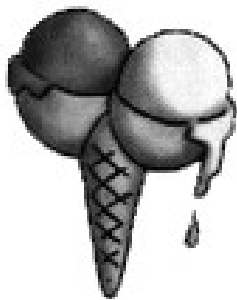
La connaissance de la masse molaire d'une espèce chimique permet de déterminer directement la quantité de matière d'un échantillon par une simple pesée.

La quantité chimique n d'un échantillon de masse m d'entités chimiques de masse molaire M est:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} \end{array}$$

## 4. DISSOLUTION DE SOLIDES DANS L'EAU: SE DISSOUDRE N'EST PAS FONDRE.

Il ne faut pas confondre: les verbes *fondre* et *dissoudre*:

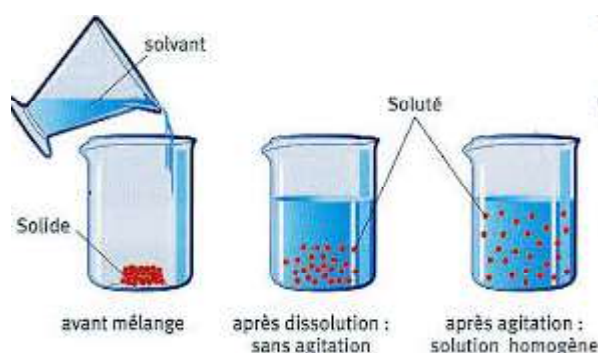


“La glace fond au soleil ..” “Le beurre fond sur la pain chaud ..” “Le glaçon fond dans l'eau ..” MAIS “Le sucre se dissout dans l'eau..”

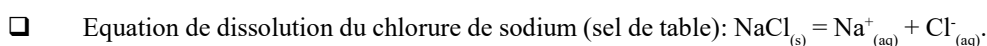
Une **solution** est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un liquide. On obtient un **mélange homogène**.

L'eau peut dissoudre de nombreuses substances: c'est un bon **solvant**. Le mélange obtenu porte le nom de **solution aqueuse**.

L'espèce chimique que l'on dissout constitue le **soluté**. Le corps mis en solution peut être constitué de molécules (solide moléculaire, liquide ou gaz) ou d'ions (solide ionique):

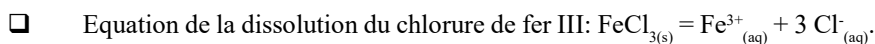


Le soluté est **ionique**, ses ions se dispersent. La solution obtenue est formée d'ions parmi des molécules d'eau. Par exemple:



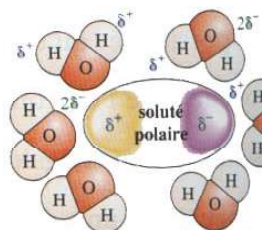
Le chlorure de sodium (solide) est constitué d'autant d'ions sodium  $\text{Na}^+$  (portant une charge positive) que d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  (portant une charge négative) afin que la charge totale soit nulle.

Après dissolution les ions sont à l'état dissous, état symbolisé par (aq).



Le chlorure de fer III est constitué de trois fois plus d'ions chlorure que d'ion fer III, ainsi le composé ionique et la solution ionique obtenue après dissolution sont électriquement neutres.

Le soluté est **moléculaire**:



- Si le soluté ne réagit pas avec l'eau, la solution est constituée de molécules du soluté dispersées dans l'eau.

### Exemple.

La solution de saccharose contient des molécules de saccharose  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

- Si le soluté réagit avec l'eau pour engendrer des ions, la solution obtenue est formée d'ions dispersés parmi des molécules d'eau, et éventuellement de molécules de soluté n'ayant pas réagi.

## 5. CONCENTRATION EN MASSE (OU CONCENTRATION MASSIQUE OU TITRE MASSIQUE).

Le titre massique  $t$  d'une espèce chimique A dissoute dans une solution est numériquement le quotient de la masse  $m_{\text{soluté}}$  de soluté par le volume  $V_{\text{solution}}$  de la solution et se calcule par la relation:

$$t = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} \quad \begin{array}{l} t \text{ est en g.L}^{-1} \\ m_{\text{Soluté}} \text{ est en gramme} \\ V_{\text{Solution}} \text{ est en Litre.} \end{array}$$

## 6. CONCENTRATION EN MOLE (OU CONCENTRATION MOLAIRES).

La concentration en mole  $C$  d'une espèce chimique A dissoute dans une solution est numériquement le quotient de la quantité de matière  $n_{\text{soluté}}$  de soluté par le volume  $V_{\text{solution}}$  de la solution et se calcule par la relation:

$$C = \frac{n_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} \quad \begin{array}{l} C \text{ est en mol.L}^{-1} \\ n_{\text{Soluté}} \text{ est en mol} \\ V_{\text{Solution}} \text{ est en Litre.} \end{array}$$

### REMARQUE:

Concentration en masse et en mole sont liées par la masse molaire:


$$t = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{n_{\text{Soluté}} \times M_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} = \frac{n_{\text{Soluté}}}{V_{\text{Solution}}} \times M_{\text{Soluté}} = C \times M_{\text{Soluté}}$$

## 7. PREPARER LES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION D'UNE ESPECE MOLECULAIRE.

Le saccharose est un solide moléculaire: il est constitué de molécules  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , liées entre elles de façon à former une structure ordonnée appelée cristal. La mise en solution brise ces liaisons et "libère" les molécules  $C_{12}H_{22}O_{11}$  qui se dispersent parmi les molécules d'eau.

On fabrique au laboratoire une solution à partir d'une masse  $m = 18\text{g}$  de saccharose que l'on dissout dans un volume de 1,0 L


**1** et se prélève à l'aide de la balance électronique.




spatule

balance + capsule

**2** pour être introduite dans la fiole jaugée à l'aide d'un entonnoir à solide.

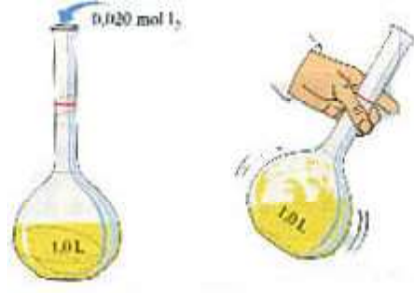


**3** dans la fiole jaugée de 1,0 L, on introduit environ 0,5 L de solvant.



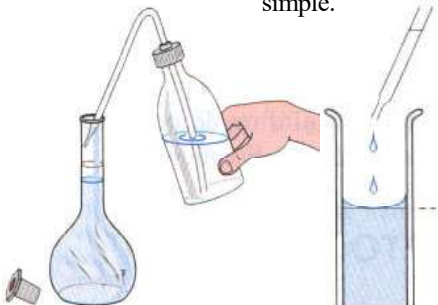
trait de jauge  
solution d'iodure de potassium  
1,0 L

**4** on agite jusqu'à dissolution;




0,120 mol l<sup>-1</sup>  
1,0 L

**5** on ajuste le volume au trait de jauge en ajoutant du solvant à l'aide d'une pissette d'eau distillée ou d'une pipette simple.



**6** Après homogénéisation, la solution est prête à l'emploi.



bouchon de la fiole  
1,0 L

On a préparé une solution de saccharose de concentration en masse  $t = 18,0 \text{ g/L}$  ce qui correspond à une concentration en mole

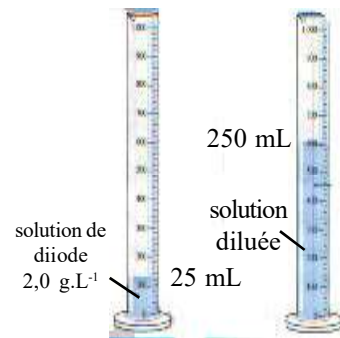
$$C = \frac{t}{M} = \frac{18,0}{342,3} = 5,26 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

## 8. DILUTION D'UNE SOLUTION.

### 8.1. EXEMPLE DE DILUTION.

L'éprouvette à pied contient 25 mL d'une solution de diiode où la concentration massique de cette espèce chimique est  $t = 2,0 \text{ g.L}^{-1}$ .

Si on complète le volume à 250 mL en ajoutant de l'eau distillée, nous obtenons une solution où la concentration molaire de diiode est inférieure à la précédente. Elle vaut  $0,20 \text{ g.L}^{-1}$ , car la masse de diiode est la même alors que le volume de la solution a été multiplié par 10. On dit que l'on a dilué la solution initiale.



### 8.2. CALCUL DE LA NOUVELLE CONCENTRATION.

Soit A l'espèce chimique présente dans la solution. La masse  $m_A$  de cette espèce chimique est la même dans la solution initiale et dans la solution diluée (il n'y a ni gain, ni perte de matière).

Notons

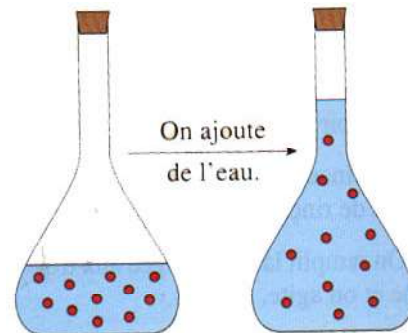
-  $t_i$  la concentration molaire de l'espèce chimique A dans la solution initiale et  $V_i$  le volume de cette solution.

- après dilution, le volume de la nouvelle solution est  $V_f$  et la concentration de A dans cette solution est  $t_f$ .

La conservation de l'espèce chimique A s'écrit:  $m_{Ai} = m_{Af}$  soit  $t_i \times V_i = t_f \times V_f$ .

On en déduit 
$$t_f = \frac{t_i \times V_i}{V_f}$$

On peut définir le facteur de dilution 
$$F = \frac{t_i}{t_f} = \frac{V_f}{V_i}$$



### 8.3. PREPARATION D'UNE SOLUTION PAR DILUTION D'UNE SOLUTION CONNUE.

La dilution nécessite d'effectuer des mesures précises de volume. On utilise pour ces opérations une burette graduée ou une pipette graduée ou jaugée, ou une fiole jaugée.



Pour réaliser une dilution d'une solution au dixième:

- 1 On prélève 10 mL de la solution initiale où la concentration de l'espèce chimique est  $t_i$
- 2 On introduit le prélèvement dans une fiole jaugée de 100 mL.
- 3 On complète le volume dans la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec l'eau distillée et on homogénéise.

