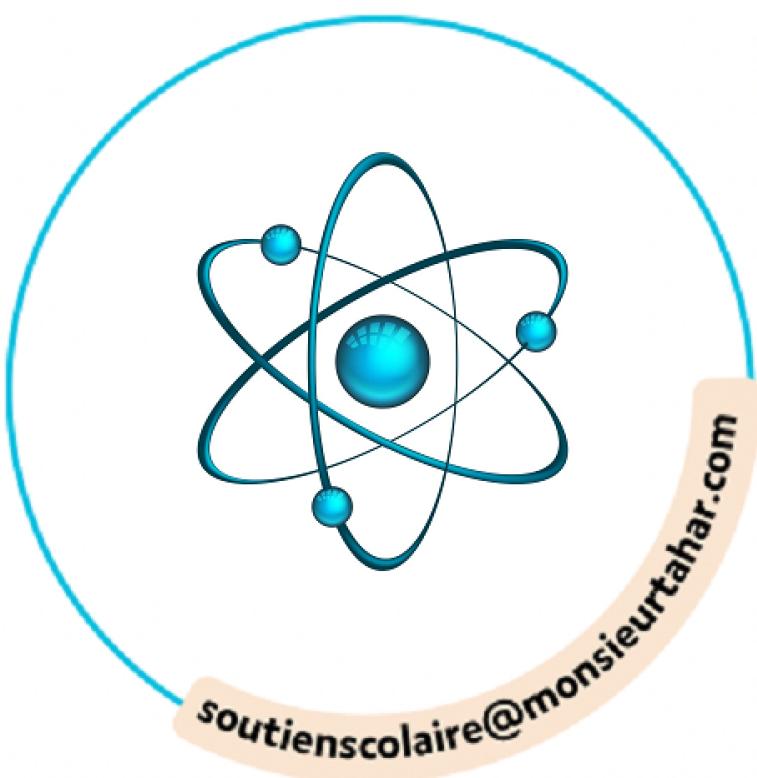


Outils de description système chimique



CHAPITRE 1

CHAPITRE 1 OUTILS DE DESCRIPTION D'UN SYSTEME CHIMIQUE

I Rappel de seconde : qu'est-ce que la mole ?

1) Définition de la mole

Un échantillon de matière à notre échelle contient un très grand nombre d'atomes. Pour éviter d'utiliser des grands nombres, les chimistes ont créé une unité de mesure plus adaptée à notre échelle : la **mole**.

La mole est l'unité de la quantité de matière. Son symbole est « mol ».

Grandeur	Notation de la grandeur	Unité de mesure	Symbole de l'unité	Exemple
quantité de matière	n	mole	mol	n = 3,6 mol

La millimole (1 mmol = 10^{-3} mol) et la micromole (1 µmol = 10^{-6} mol) sont des sous-multiples de la mole.

Une mole d'entités chimiques (atomes, molécules, ions) est la quantité de matière d'une espèce contenant $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Ce nombre est appelé constante d'Avogadro. Il est noté N_A.

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

Il s'agit du nombre d'atomes, par exemple, pour une mole, donc par mole. Son unité est donc « atomes/mol », soit « atomes.mol⁻¹ ». Or « atomes » n'est pas une unité. L'unité de la constante d'Avogadro est donc « mol⁻¹ ».

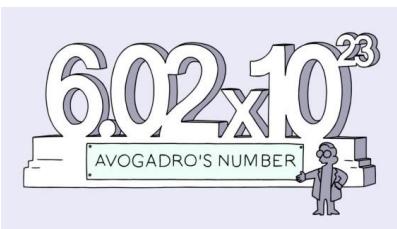


2) Relation entre quantité de matière et nombre d'entités

La relation entre la **quantité de matière n** d'un échantillon et le **nombre N** d'entités qu'il comporte est une relation de proportionnalité :

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

| n : quantité de matière de l'échantillon en mole (mol)
| N : nombre d'entités dans l'échantillon (sans unité)
| $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



II Masse molaire d'une espèce chimique

1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, pris à l'état naturel.

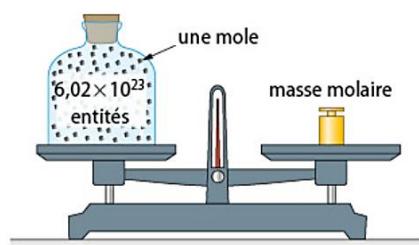
Elle se note M et son unité est le gramme par mole (symbole : g.mol⁻¹).

Une mole d'oxygène contient (par définition) $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'oxygène. Un atome d'oxygène pèse $2,66 \times 10^{-23}$ g.

Par conséquent, une mole d'oxygène ($6,02 \times 10^{23}$ atomes) pèse :

$$6,02 \times 10^{23} \times 2,66 \times 10^{-23} = 16,0 \text{ g}$$

La masse molaire de l'atome d'oxygène vaut : $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$



La masse molaire est liée à la masse de l'entité $m_{\text{entité}}$ qui compose cette espèce chimique et à la constante d'Avogadro N_A :

$$\boxed{\mathbf{M} = \mathbf{m}_{\text{entité}} \times N_A}$$

M : masse molaire de l'espèce en gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
m_{entité} : masse de l'entité en gramme (g)
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

20 **40,078**

Ca
Calcium

Pour ne pas revenir à chaque fois à l'échelle microscopique pour calculer des masses molaires atomiques, celles-ci sont répertoriées dans le tableau périodique.

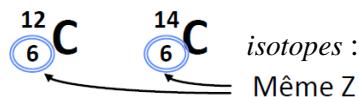
Exemples des masses molaires courantes :

Élément chimique	Masses molaire
Hydrogène	$M(H) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Carbone	$M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Azote	$M(N) = 14,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Oxygène	$M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Chlore	$M(Cl) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice : Calculer la masse d'un atome d'azote :

$$\mathbf{m} = \frac{\mathbf{M}}{\mathbf{N}_A} = \frac{14,0}{6,02 \times 10^{23}} = \underline{\underline{2,33 \times 10^{-23} \text{ g}}}$$

La masse molaire atomique d'un élément tient compte de l'abondance naturelle des différents isotopes qui constituent l'élément.



2) Masses molaire moléculaire

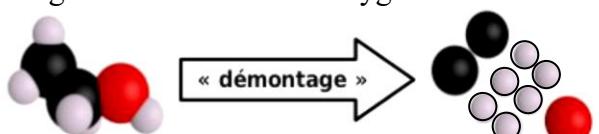
**La masse molaire moléculaire d'une espèce est la masse d'une mole de ses molécules.
 Elle se calcule en additionnant les masses molaires des atomes qui constituent la molécule.**

Exemple : masse molaire de l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

L'éthanol est composé de 2 atomes de carbone, de 6 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

La masse molaire de l'éthanol se calcule ainsi :

$$\begin{aligned} M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) \\ M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) &= 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$



Exercices : Calculer la masse molaire moléculaire des espèces suivantes :

- dioxyde de carbone : $M(\text{CO}_2) = \underline{\underline{M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$
- butane : $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \underline{\underline{4 \times M(\text{C}) + 10 \times M(\text{H}) = 4 \times 12,0 + 10 \times 1,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$
- acide nitrique : $M(\text{HNO}_3) = \underline{\underline{M(\text{H}) + M(\text{N}) + 3 \times M(\text{O}) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0 = 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$
- fructose : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \underline{\underline{6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O})}} \\ = \underline{\underline{6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$

Remarque : Dans le cas d'un ion, la masse des électrons perdus ou gagnés est négligeable par rapport à la masse de l'atome. La masse molaire d'un ion est considérée comme égale à celle de l'atome (ou des atomes) qui le constitue(nt).

Exemples : $M(\text{Cu}^{2+}) = \underline{\underline{M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$

$$M(\text{SO}_4^{2-}) = \underline{\underline{M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}}$$

III Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide

La quantité de matière est indispensable au chimiste. Or, il n'existe pas d'appareil de laboratoire permettant une mesure **directe** de sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesure réalisable.

1) Calcul à partir de la masse (pour tous les états)

La quantité de matière n d'une espèce chimique de masse m et de masse molaire M est donnée par la relation :

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

| **n** : quantité de matière en mole (mol)
 | **m** : masse en gramme (g)
 | **M** : masse molaire en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Exercices :

- a) Calculer la quantité de matière contenue dans 22,5 g d'aspirine de masse molaire : $M = 180,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Quantité de matière d'aspirine : $n = \frac{m}{M} = \frac{22,5}{180,0} = 0,125 \text{ mol}$

- b) Calculer la quantité de matière contenue dans 1,8 g de vanilline de formule $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$.

- Masse molaire de la vanilline :**

$$M(\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3) = 8 \times M(\text{C}) + 8 \times M(\text{H}) + 3 \times M(\text{O}) = 8 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 3 \times 16,0 = 152,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Quantité de matière de vanilline : $n = \frac{m}{M} = \frac{1,8}{152,0} = 0,012 \text{ mol} = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$**

- c) Calculer la masse correspondant à $1,5 \times 10^{-2}$ mol de linalol, de formule $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$.

- Masse molaire du linalol :**

$$M(\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}) = 10 \times M(\text{C}) + 18 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 10 \times 12,0 + 18 \times 1,0 + 16,0 = 154,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Masse de linalol : $m = n \times M = 1,5 \times 10^{-2} \times 154,0 = 2,3 \text{ g}$**

2) Calcul à partir du volume (pour les liquides purs)

Pour un liquide pur, il est plus facile de mesurer son volume que de peser sa masse.

Dans ce cas, on utilise la masse volumique ρ du liquide qui se calcule par l'expression : $\rho = \frac{m}{V}$.

La masse d'un liquide est alors : $m = \rho \times V$. En remplaçant dans la formule précédente, on obtient :

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

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

Exercices :

- a) L'éthanol est un liquide de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ et de masse volumique $\rho = 0,79 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calculer la quantité de matière contenue dans un volume de 500 mL d'éthanol.

- Masse molaire de l'éthanol :**

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Quantité de matière d'éthanol : $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,79 \times 500}{46,0} = 8,6 \text{ mol}$**

- b) Calculer la quantité de matière contenue dans 1,0 L d'eau ($\rho = 1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$).

- Masse molaire de l'eau : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$**
 $\rho = 1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

- Quantité de matière d'eau : $n = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{1\,000 \times 1,0}{18,0} = 56 \text{ mol}$**

- c) L'acide palmitique $\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$, de masse molaire $M = 256,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ est un des acides gras de l'huile de palme. Sa masse volumique vaut $\rho = 0,85 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calculer le volume de $2,50 \times 10^{-2}$ mol de cet acide.

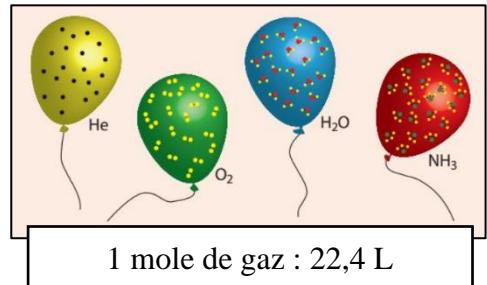
Volume d'acide palmitique : $V = \frac{n \times M}{\rho} = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 256,0}{0,85} = 7,5 \text{ mL}$

IV Quantité de matière pour un gaz

1) Volume molaire d'un gaz

Dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume précis qui ne dépend pas de la nature du gaz. Il s'agit du **volume molaire du gaz**.

Cela signifie que, à température et pression fixées, TOUS les gaz ont le même volume molaire !



Le volume molaire est le volume occupé par une mole de gaz, pour une température et une pression données. Il se note V_m et se mesure en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Sa valeur est la même pour tous les gaz.

Le volume molaire ne dépend que de la température et de la pression, il est le même pour tous les gaz.

- Dans les « conditions normales de température et de pression », CNTP en abrégé : $T = 0^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Pour $T = 25^\circ\text{C}$ et $P = 1,013 \text{ bar}$, $V_m = 24,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. S'il fait plus chaud, le gaz prend plus de place.
- Pour $T = 25^\circ\text{C}$ et $P = 2,026 \text{ bar}$, $V_m = 12,2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Si la pression augmente, le gaz prend moins de place.

2) Calcul de la quantité de matière d'un gaz

La quantité de matière n d'un gaz de volume V est donnée par la relation :

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



Exercices : On prendra comme volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$, dans les conditions normales.

- a) Calculer la quantité de matière de 40 L de méthane gazeux.

Quantité de matière de méthane : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{40}{22,4} = 1,8 \text{ mol}$

- b) Calculer le volume de $4,8 \times 10^{-2}$ mol de dioxyde de carbone.

Volume de dioxyde de carbone : $V = n \times V_m = 4,8 \times 10^{-2} \times 22,4 = 1,1 \text{ L}$

- c) Calculer la masse correspondant à 300 mL de diazote de formule N_2 .

- **Quantité de matière de diazote : $n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,300}{22,4} = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol}$**
- **Masse molaire du diazote : $M(\text{N}_2) = 2 \times M(\text{N}) = 2 \times 14,0 = 28,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**
- **Masse de diazote : $m = n \times M = 1,34 \times 10^{-2} \times 28,0 = 0,375 \text{ g}$**

Pour résumer :

Pour tous les états

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

m : masse en g

M : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pour les liquides purs

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

ρ : masse volumique en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$

V : volume du liquide en mL

M : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pour les gaz

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

V : volume du gaz en L

V_m : volume molaire en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

V. La concentration d'une espèce dissoute

La concentration d'un soluté en solution s'exprime en utilisant :

- soit la concentration en masse c_m :

La concentration en masse d'un soluté est la masse de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c_m et se mesure en g.L^{-1} .

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

c_m : concentration en masse en gramme par litre (g.L^{-1})

m : masse de soluté en gramme (g)

V : volume de la solution en litre (L)

- soit la concentration en quantité de matière c (parfois appelée concentration tout court) :

La concentration en quantité de matière d'un soluté est la quantité de matière de soluté dissous par litre de solution. Elle se note c et se mesure en mol.L^{-1} .

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

c : concentration en quantité de matière en mole par litre (mol.L^{-1})

n : quantité de matière de soluté en mole (mol)

V : volume de la solution en litre (L)

Les deux concentrations sont liées par la relation :

$$c_m = c \times M$$

M : masse molaire du soluté en g.mol^{-1}

En effet : $c_m = \frac{m}{V}$ Or : $m = M \times n$ Donc : $c_m = \frac{M \times n}{V} = \frac{n}{V} \times M = c \times M$

Exercices :

- a) On dissout 3,0 g de poudre de permanganate de potassium dans 150 mL d'eau. Calculer la concentration en masse de permanganate de potassium de la solution obtenue.

$$c_m = \frac{m}{V} = \frac{3,0}{150 \times 10^{-3}} = 20 \text{ g.L}^{-1}$$

- b) On dissout 0,50 mol de saccharose pour obtenir une solution de 200 mL. Calculer la concentration en quantité de matière de saccharose.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,50}{200 \times 10^{-3}} = 2,5 \text{ mol.L}^{-1}$$

- c) Après un effort, on prépare une boisson de concentration en masse de glucose de 18,0 g.L^{-1} . Calculer la concentration en quantité de matière c de cette solution ($M_{\text{glucose}} = 180,0 \text{ g.mol}^{-1}$)

$$c = \frac{c_m}{M} = \frac{18,0}{180,0} = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$$

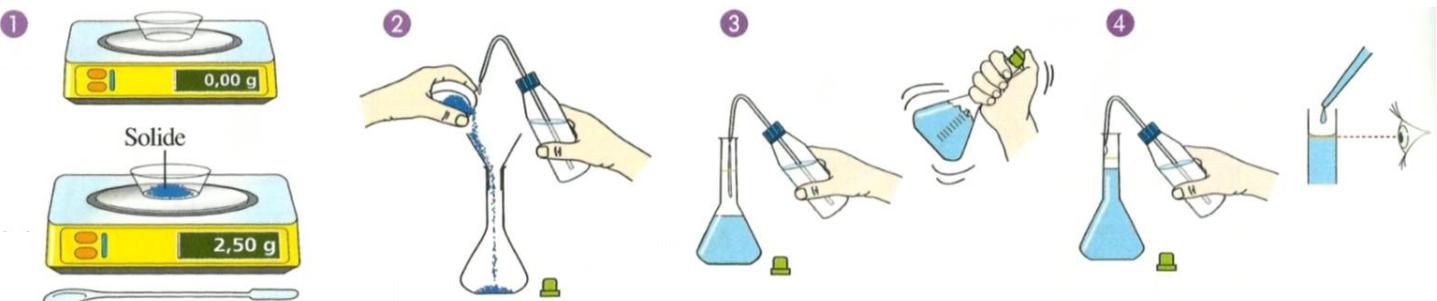
VI. Préparation de solutions

1) Par dissolution d'un soluté

Préparer une solution par dissolution consiste à dissoudre un soluté dans un solvant.

On prépare toujours une solution dans une **fiole jaugée** suivant un protocole bien précis.

Protocole de dissolution



- 1) Peser la masse de solide dans une coupelle en utilisant la fonction tare de la balance.
- 2) Introduire le solide dans une fiole jaugée en utilisant un entonnoir et rincer la coupelle à l'eau distillée.
- 3) Ajouter de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$. Boucher et agiter pour dissoudre tout le solide.
- 4) Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser une dernière fois.

2) Par dilution d'une solution mère

Diluer une solution, appelée **solution mère**, c'est lui ajouter du solvant pour obtenir une solution moins concentrée, appelée **solution fille**.

La **solution mère** est la solution de départ. La **solution fille** est la solution obtenue après dilution.

Protocole de dilution d'une solution aqueuse



- 1) Prélever le volume $V_{\text{mère}}$ à l'aide d'une pipette jaugée munie d'une propipette.
- 2) Introduire ce volume dans une fiole jaugée de volume V_{fille} .
- 3) Ajouter de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$. Boucher et agiter pour homogénéiser la solution.
- 4) Compléter d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Boucher, agiter pour homogénéiser une dernière fois.

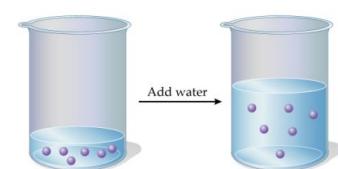
➤ Formule de la dilution

Lorsqu'on dilue une solution mère, on ne fait qu'ajouter de l'eau à un prélèvement de solution mère. On n'ajoute pas de soluté en plus.

La masse de soluté contenu dans le prélèvement de solution mère se retrouve donc intégralement dans la solution fille.

On a donc :

$$m_{\text{mère}} = m_{\text{fille}}$$



La **masse de soluté se conserve** au cours de la dissolution.

On a donc la formule de la dilution : $c_{\text{m,mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{\text{m,fille}} \times V_{\text{fille}}$

On utilise également une notation moins lourde :

$$c_{\text{m}0} \times V_0 = c_{\text{m}1} \times V_1$$

$c_{\text{m}0}$ et $c_{\text{m}1}$ doivent être en g.L^{-1} .

V_0 et V_1 doivent être en litre (L).

Le nombre d'entités, donc la quantité de matière se conserve au cours de la dissolution : $n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$

On a donc la formule de la dilution : $c_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$

On utilise également une notation moins lourde :

$$c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$$

c_0 et c_1 doivent être en mol.L⁻¹.

V_0 et V_1 doivent être en litre (L).

➤ Facteur de dilution

Le **facteur de dilution** F est défini par :

$$F = \frac{c_{\text{m0}}}{c_{\text{m1}}} = \frac{c_0}{c_1} = \frac{V_1}{V_0}$$

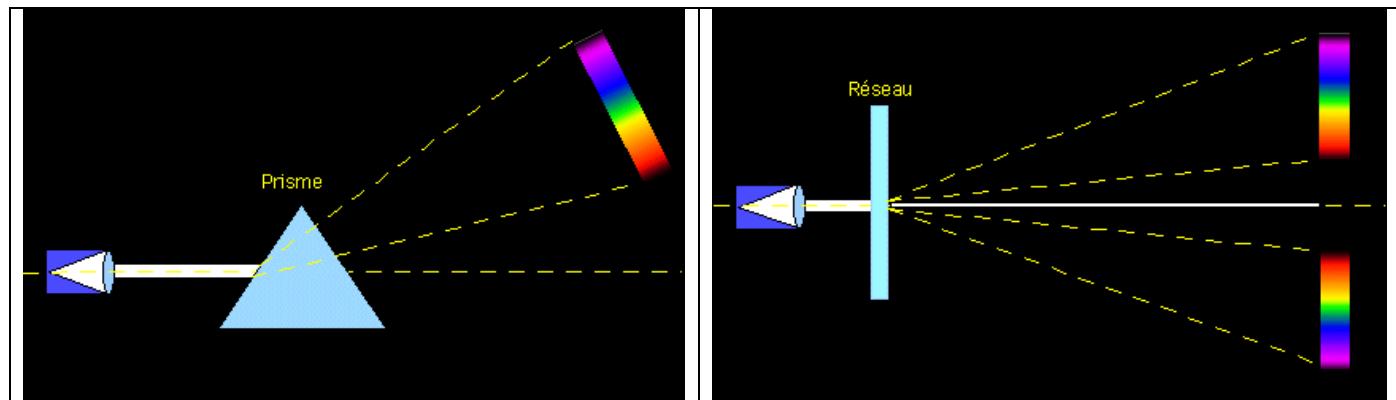
= $\frac{\text{le plus grand}}{\text{le plus petit}}$

F est sans unité et toujours supérieur à 1.

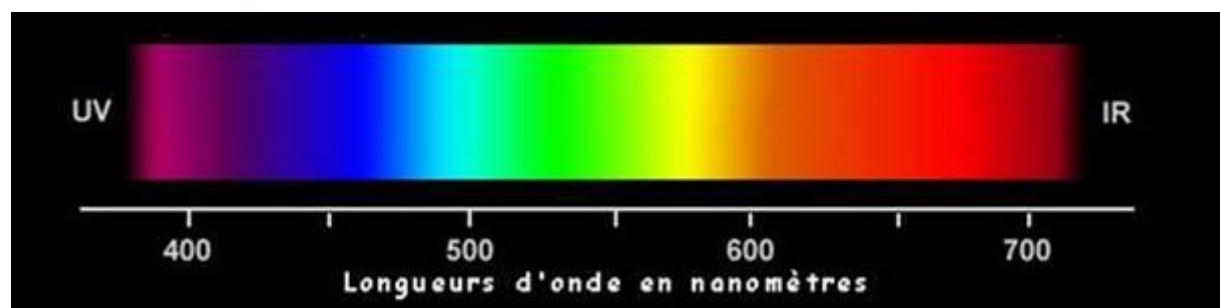
VI. LA SPECTROPHOTOMETRIE

1) La lumière blanche est une onde polychromatique

Dans la lumière blanche qui nous vient du soleil sont présentes en réalité toutes les couleurs possibles de la lumière visible. Comment faire pour les voir ? Eh bien en utilisant un prisme. Un prisme est un simple morceau de verre, mais à l'entrée dans le verre, toutes les couleurs ne sont pas déviées de la même façon. On peut également utiliser un réseau, autre dispositif permettant la décomposition de la lumière blanche.



La lumière est constituée d'ondes électromagnétiques. La lumière visible présente un spectre continu dont les longueurs d'onde varient de 400nm à 800nm. On dit que la lumière est une onde polychromatique.



En fait, le spectre de la lumière visible fait partie du **spectre électromagnétique** beaucoup plus vaste s'étendant du rayonnement gamma jusqu'au rayonnement hertzien.

L'œil humain n'est donc sensible qu'à un tout petit domaine des ondes électromagnétiques. L'homme, cependant, utilise de nombreuses sources de radiation non visibles. Les rayons

gamma permettent de traiter certaines tumeurs. Les rayons X sont utilisées en radiographie (squelette osseux, dentition, bagages). La radio, le radar et la télévision émettent des ondes hertziennes. Le soleil nous réchauffe avec les radiations infrarouge et nous fait bronzer avec le rayonnement ultraviolet. Les micro-ondes font fonctionner les téléphones cellulaires et les fours à micro-ondes.

2) Absorption de la lumière blanche par une solution de permanganate de potassium

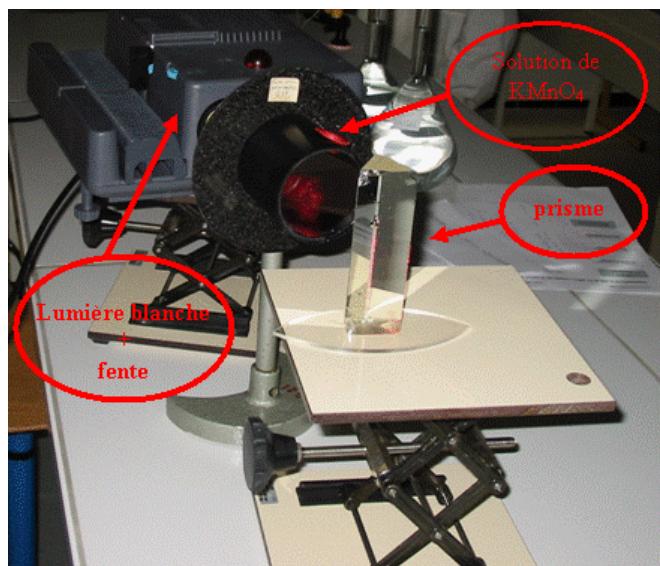
Expérience 1 :

On éclaire une fente (celle-ci se trouve à la place de la diapo) par une lumière blanche d'un projecteur diapo. On place ensuite un prisme. On observe sur l'écran le spectre de la lumière blanche.



Expérience 2 :

On intercale entre la source lumineuse et le prisme une solution de permanganate de potassium.



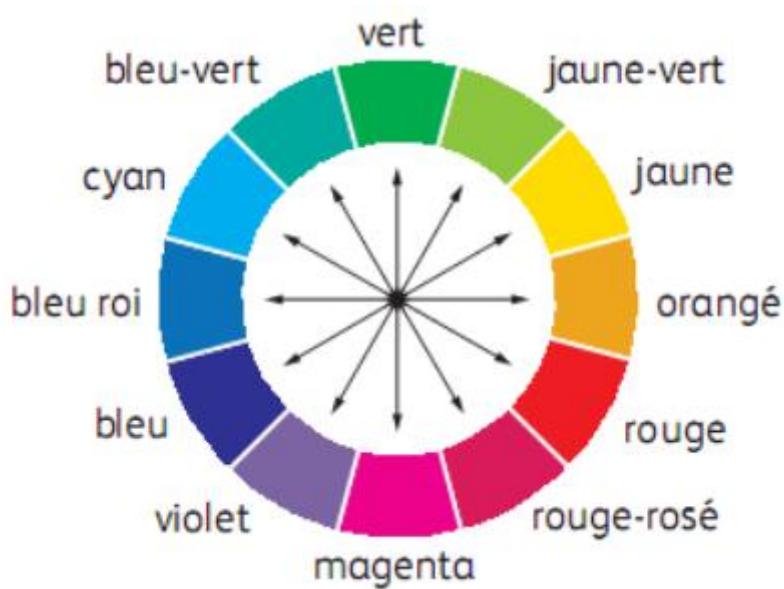
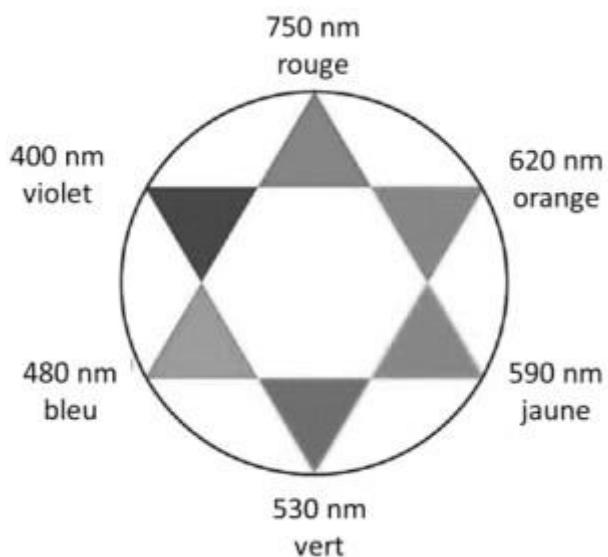
La solution de permanganate absorbe les radiations jaune-vert, les radiations rouge et violet ne sont pas absorbées et donne à la solution une couleur magenta

Si toutes les radiations du domaine visible sont transmises, la solution n'absorbe pas, alors la solution est INCOLORE.

3) La couleur d'une solution:

Un objet n'a une couleur que s'il est éclairé. Sa couleur dépend de la source de lumière. Les objets absorbent une partie de la lumière et en réfléchissent le reste.

La couleur perçue par l'oeil correspond à la couleur complémentaire de la couleur absorbée : celle-ci est située à l'opposé dans le CERCLE CHROMATIQUE.

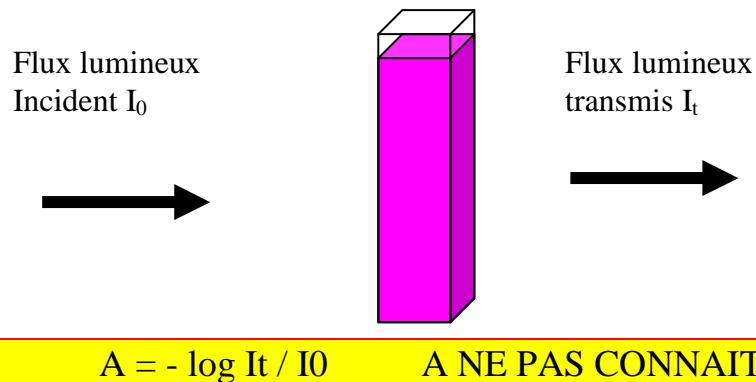


4) Absorbance d'une solution:

a) absorbance d'une solution

L'absorbance est lié à l'intensité lumineuse du faisceau incident pénétrant dans une cuve contenant le liquide à étudier et à l'intensité lumineuse du faisceau transmis ressortant de cette cuve.

L'absorbance est la faculté qu'à une solution à absorber des radiations lumineuses.



b) Loi de Beer Lambert:

À une longueur d'onde λ donnée, la relation entre l'absorbance A d'une solution et sa concentration c en espèce colorée est donnée par :

$$A = \epsilon \ell C = k \cdot C$$

où ϵ est le coefficient d'extinction molaire ou coefficient d'absorption, typique de chaque espèce colorée, pour une longueur d'onde donnée, ϵ s'exprime en L/mol/cm

ℓ est la longueur de solution traversée par le faisceau lumineux et s'exprime en cm

C la concentration molaire , et s'exprime en mol/L

On a ainsi, dans l'hypothèse de concentrations faibles, **une relation de proportionnalité** entre l'absorbance A et la concentration C en espèce colorée.

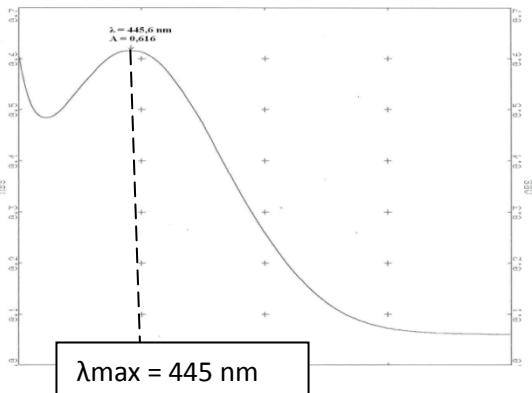
$$A = kC$$

avec $k = \epsilon \ell$ et donc k s'exprime en L/mol

5) Spectre d'absorption d'une solution colorée

Le spectre d'absorption est la représentation graphique de l'absorbance en fonction de la concentration $A = f(C)$. Il permet de connaître la longueur par laquelle l'absorbance est maximale.

Exemple: le spectre d'absorption du dichromate de potassium (compris entre 400 et 600 nm) est le suivant:



Il absorbe les radiations violettes, bleues et une partie des radiations vertes. Sa couleur est donc la somme des couleurs complémentaires qui sont (d'après le cercle chromatique représenté ci dessous) le jaune orangé, l'orange et le rouge.

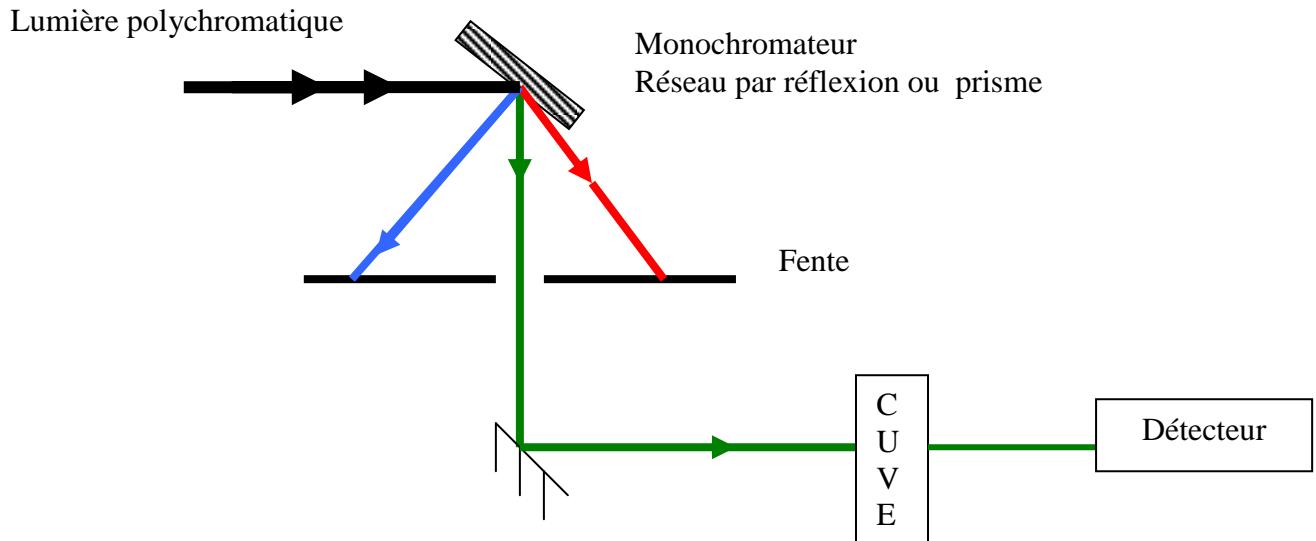
La solution à en effet une couleur orangée. Solution de dichromate de potassium ($2\text{K}^+, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$):

6) Description du spectrophotomètre : (voir la vidéo de présentation)



SPECTROPHOTOMETRE UTILISE AU LIAD

Quel que soit le spectrophotomètre utilisé, le principe de fonctionnement est le même. La lumière blanche émise par la source est décomposée par un prisme ou un réseau. Une fente permet de sélectionner une gamme très étroite de longueurs d'onde. La lumière sélectionnée traverse une cuve dans laquelle est placée la solution à analyser (échantillon). Un détecteur permet de mesurer l'intensité lumineuse à la sortie de la cuve.



REGLAGES DU SPECTROPHOTOMETRE

1) REGLER LE SPECTROPHOTOMETRE SUR LA LONGUEUR D'ONDE DE LA COULEUR COMPLEMENTAIRE DE LA SOLUTION

L'objectif de ce réglage est d'avoir une absorbance maximale ainsi d'avoir une valeur de A la plus précise possible. Plus A est grand, plus l'incertitude relative est petite, plus la précision est meilleure.

2) FAIRE LE BLANC AVEC DE L'EAU DISTILLEE

On place une cuve remplie d'eau distillée et on indique à l'appareil qu'il s'agit d'une solution de référence pour qu'il lui attribue une absorbance nulle $A=0$. Ainsi, lorsqu'on mesurera l'absorbance d'une solution colorée, le spectrophotomètre ne tiendra pas compte de l'absorbance de la cuve en plastique qui absorbe légèrement.

VII. DOSAGES PAR ETALONNAGE PAR SPECTROPHOTOMETRIE

Réaliser un dosage c'est déterminer, avec la plus grande précision possible, la concentration d'une espèce chimique dissoute en solution.

Qu'est-ce qu'un dosage par étalonnage ?

1) Dosage par étalonnage

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 étalons.

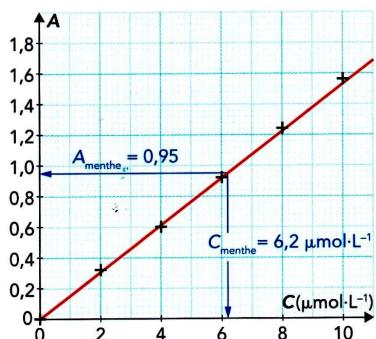
La grandeur physique peut être l'absorbance, la conductivité électrique, etc. La détermination de la concentration se fait soit par lecture sur le graphe de la courbe d'étalonnage, soit par calcul à partir de l'équation modélisant le graphe. Le dosage par étalonnage est une méthode non destructive, car elle ne met pas en jeu de réaction chimique.

2) Dosage avec un spectrophotomètre

On désire doser les ions permanganate contenues dans l'eau de Dakin. Pour cela, on fabrique des solutions filles de permanganate de sodium à partir d'une solution mère. On mesure l'absorbance de chaque solution fille et on trace $A = f(C)$. On obtient une droite passant par l'origine appelée courbe d'étalonnage en accord avec la loi de Beer Lambert.



Loi de Beer-Lambert : l'absorbance A d'une espèce chimique en solution diluée, est proportionnelle à la concentration molaire C de cette espèce : $A = k.C$
A sans unité; C en mol. L⁻¹; k en L.mol⁻¹.



On mesure A_{dakin} puis on détermine C_{dakin}

méthode 1:

par lecture graphique, on reporte A_{dakin} et on projette pour déterminer C_{dakin} .

méthode 2:

On détermine le coefficient directeur k en L/mol puis on détermine C_{dakin} .

$$C_{dakin} = \frac{A_{dakin}}{k}$$

* *Limite de la méthode :* la solution colorée doit être suffisamment diluée ($C < 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et le spectrophotomètre ne doit pas saturer.

méthode 3:

A partir du tableau de valeur de l'absorbance en fonction de C, calculer le rapport $k = A/C$
En déduire la valeur moyenne de k .

$$C_{dakin} = \frac{A_{dakin}}{k}$$