

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 1 : La mole

Objectifs :

- Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments.
- Déterminer la quantité de matière d'un corps pur à partir de sa masse et du tableau périodique.
- Utiliser le volume molaire d'un gaz pour déterminer une quantité de matière.
- Déterminer la quantité de matière de chaque espèce dans un mélange (liquide ou solide) à partir de sa composition.
- Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ou en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ et du volume de solution.
- Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre.
- Déterminer la concentration d'un soluté à partir des mesures d'absorbance de solutions de concentrations connues.
- Proposer et mettre en œuvre un protocole pour déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance.

I. La masse molaire

a. La quantité de matière

La quantité de matière n est la grandeur utilisée pour dénombrer des entités (atomes, molécules, ions, etc.). Elle s'exprime en mole, noté mol.


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

Diagram illustrating the units and definitions of the variables in the equation $n = \frac{N}{N_A}$:

- n (mole) is the result of the division.
- N (Number of entities) is dimensionless (Sans unité).
- N_A (Avogadro's constant) has units of mol^{-1} .

avec

N : Nombre d'entités (sans unité)
 N_A : Constante d'Avogadro
 $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 n : quantité de matière (mole)



Remarque : Le nom de cette constante rend hommage au chimiste Amedeo Avogadro (1776-1856) pour ses travaux quantitatifs sur les gaz. Par usage, on appelle aussi cette constante le nombre d'Avogadro.

Exemple : un paquet de $6,02 \times 10^{23}$ atomes de cuivre équivaut à 1 mole de cuivre.

b. La masse molaire

La masse molaire est la masse d'une mole d'entités chimiques identiques. Elle est notée M et a pour unité le $g \cdot mol^{-1}$.

Chaque élément chimique possède une masse molaire moyenne disponible dans le tableau périodique des éléments(doc 1).

Doc. 1 Le chlore (Cl)

Numéro atomique →	17	Cl	← Symbole de l'élément
		Chlore	← Nom
Masse molaire atomique ($g \cdot mol^{-1}$) →	35,5		

c. Méthode de calcul

La masse molaire d'une entité chimique se détermine à partir des différents éléments chimiques qui la composent.

- Pour les atomes, la masse molaire est la même que celle de l'élément (indiquée dans la classification périodique des éléments)
- Pour les molécules, la masse molaire est égale à la somme des masses molaires de **tous** les atomes constituant la molécule.

Exemple : Masse molaire du méthanal de formule CH_2O

$$M(CH_2O) = M(C) + 2M(H) + M(O)$$

$$M(CH_2O) = 12,0 + 2 \times 1,0 + 16,0 = 30,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Pour les ions, la masse molaire est la même que celle de l'espèce neutre associée, la masse des électrons gagnés ou perdus étant toujours négligeable devant la masse de l'entité chimique neutre.

Exemple :

$$M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 22,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

Remarque :

$$m_{\text{electron}} = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$m_{\text{proton}} = m_{\text{neutron}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} = m_{\text{nucleon}}$$

Calculons le rapport entre la masse d'un nucléon et celle d'un électron :

$$\frac{m_{\text{nucleon}}}{m_{\text{electron}}} = \frac{1,67 \times 10^{-27}}{9,11 \times 10^{-31}} = 1,83 \times 10^3 \quad (\text{Affichage calculatrice : 1833})$$

Un nucléon est donc à peu près 2 000 fois plus lourd qu'un électron.

La masse de l'électron est donc négligeable devant celle d'un nucléon.

On peut écrire : $m_{\text{electron}} \ll m_{\text{nucleon}}$

C'est pour cette raison que l'on peut considérer que la masse molaire d'une espèce ionique est la même que l'espèce atomique correspondante.

Rappel : Un ion est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

II. La quantité de matière

La quantité de matière est indispensable au chimiste pour décrire l'état d'un système chimique et expliquer son évolution. On ne peut pas mesurer directement sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesure simple.

a. A partir de la masse (tous les états)

La quantité de matière et la masse d'une même entité chimique X sont proportionnelles entre elles, suivant la relation :

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

Diagram illustrating the units in the formula $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$:

- $n(X)$ is labeled with mol (purple arrow).
- $m(X)$ is labeled with g (purple arrow).
- $M(X)$ is labeled with $g \cdot mol^{-1}$ (purple arrow).

Exemple : On pèse 156,2 g de fer en poudre. Calculez la quantité de matière correspondante.



On sait que : $n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)}$ ($n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}}$)

On a :

$$m(Fe) = 156,2 \text{ g}$$

$$M(Fe) = 56 \text{ g} \cdot mol^{-1}$$

$$\text{Donc : } n(Fe) = \frac{156,2}{56} = 2,8 \text{ mol}$$

b. A partir du volume d'un liquide

Pour les liquides, dans le cas des corps purs, il peut être plus facile de mesurer un volume. Dans ce cas, on utilise la masse volumique du liquide. La masse d'un liquide est alors le résultat du produit :

$$m = \rho V$$

Si on injecte cette expression de m dans la relation précédente, on a :

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

Diagram illustrating the units for the equation $n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M}$:

- n is labeled mol .
- m is labeled $g \cdot mL^{-1}$.
- V is labeled mL .
- M is labeled $g \cdot mol^{-1}$.

c. A partir du volume 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 considéré. Ce même volume molaire (volume d'une mole) se note V_m et s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.

La relation est alors :

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

Diagram illustrating the units for the equation $n = \frac{V}{V_m}$:

- n is labeled mol .
- V is labeled L .
- V_m is labeled $L \cdot mol^{-1}$.

Lorsque la pression ou la température d'un système varie, la valeur du volume molaire varie.

A 20°C et 1013 hPa : $V_m = 24,0 L \cdot mol^{-1}$

pression « atmosphérique »

III. Concentration

Rappel : Une solution est le résultat de la dissolution d'un ou plusieurs soluté(s) dans un solvant. Si le solvant est l'eau, la solution est dite aqueuse.

Solution = Solvant + Soluté (s)

La concentration en quantité de matière d'une espèce chimique en solution est notée c et son unité est le $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On a la relation :

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

Diagram illustrating the units of the concentration formula $c = \frac{n}{V}$ with arrows pointing to the variables:

- c is labeled with $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- n is labeled with mol .
- V is labeled with L .

On a donc : $n = c \times V$

Lien avec la concentration massique t :

$$t = \frac{m}{V} \text{ donc } m = tV$$

$$\text{Or } c = \frac{n}{V} \text{ et } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{On a : } c = \frac{m}{MV} = \frac{tV}{MV}$$

$$\text{Donc : } c = \frac{t}{M} \quad \text{avec} \quad \begin{cases} M : \text{masse molaire } (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}) \\ t : \text{concentration massique } (\text{g} \cdot \text{L}^{-1}) \\ c : \text{concentration molaire } (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \end{cases}$$

IV. Préparation de solution

a. Dissolution

On dissout directement le soluté dans le solvant.

Il faut prélever (peser) la masse m de soluté.



$$m = n \times M = c \times V \times M$$

Annotations for the equation:

- V : Volume de la solution (L)
- M : Masse molaire du soluté (g.mol^{-1})
- c : concentration molaire en soluté (mol.L^{-1})

Protocole :

- Peser à la balance la masse m de soluté dans une coupelle.
- Introduire le soluté dans la fiole jaugée du volume V de la solution.
- Rincer la coupelle avec la pissette.
- Remplir la fiole avec de l'eau grâce à une pipette.

b. Dilution

Diluer, c'est rajouter du solvant (eau).

Quand on dilue, la concentration diminue.

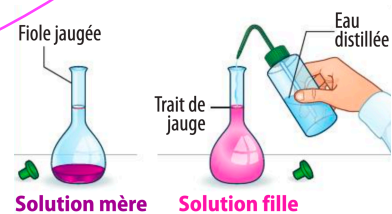
Lors d'une dilution, la quantité de matière du soluté est conservée, elle reste identique avant et après la dilution :

quantité de matière
prélevée dans la mère

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

quantité de matière
présente dans la fille

$$c_{\text{mère}} \times V_{\text{prélevement}} = c_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$



$$n_m = n_f$$

Le facteur de dilution (nombre de fois que l'on dilue) est noté F avec :

$$F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevement}}} \quad F > 1$$

+ précise

Protocole :

- Prélever le volume à l'aide d'une pipette jaugée (ou graduée) dans la solution mère
- Introduire le prélèvement dans une fiole jaugée du volume de la solution fille à préparer.
- Remplir la fiole au 3/4 avec de l'eau, boucher et agiter.
- Compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.

V. Dosage par étalonnage

a. Absorbance et couleur d'une solution

- C'est une grandeur sans unité notée A. Elle caractérise l'aptitude des espèces présentes dans la solution à absorber une radiation lumineuse de longueur d'onde donnée (λ).

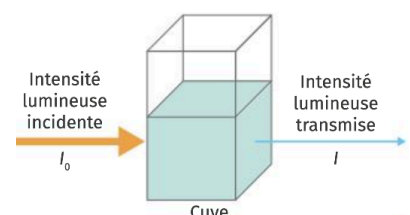
- On la mesure à l'aide d'un spectrophotomètre (ou un *colorimètre*)

Principe de fonctionnement : Le spectrophotomètre envoie un faisceau de lumière monochromatique dans la solution. Les intensités I_0 du faisceau incident et I du faisceau émergent sont mesurées. Leur comparaison permet d'obtenir l'Absorbance A de la solution.

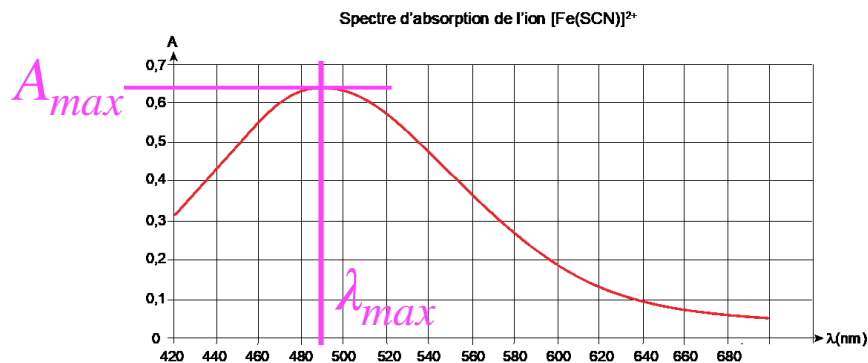
On peut calculer 2 grandeurs :

- la transmittance : $T = \frac{I}{I_0}$ (souvent en % $\Rightarrow \times 100$)

- l'absorbance : $A = -\log T = \log \frac{I_0}{I}$



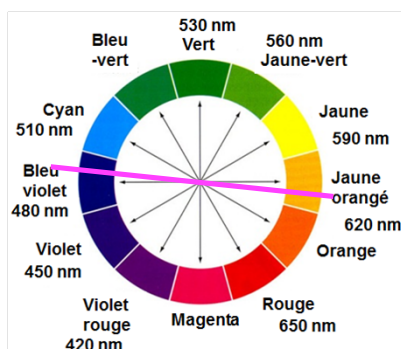
- Si l'on effectue des mesures d'absorbance pour plusieurs longueurs d'onde on peut tracer le **spectre d'absorption** ($A = f(\lambda)$)



Sur le spectre, on détermine la longueur d'onde de l'absorbance maximale (λ_{max}).

Si $400 \text{ nm} \leq \lambda_{max} \leq 800 \text{ nm}$ (domaine visible) alors la solution est colorée. (Si elle absorbe dans le visible elle est colorée)

La **couleur** de la **solution** est la **couleur complémentaire** de celle correspondant à λ_{max} (radiation absorbée). On utilise alors le cercle chromatique.

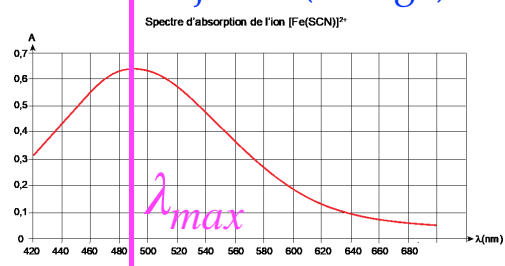


Les couleurs complémentaires sont diamétralement opposées sur le cercle.

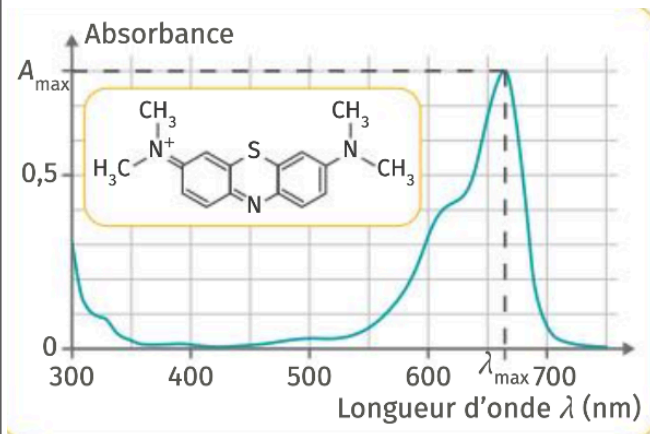
Exemple précédent de l'ion $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$:

$$\lambda_{max} = 490 \text{ nm}$$

Grâce au cercle chromatique, on trouve que la solution est jaune (orangé).

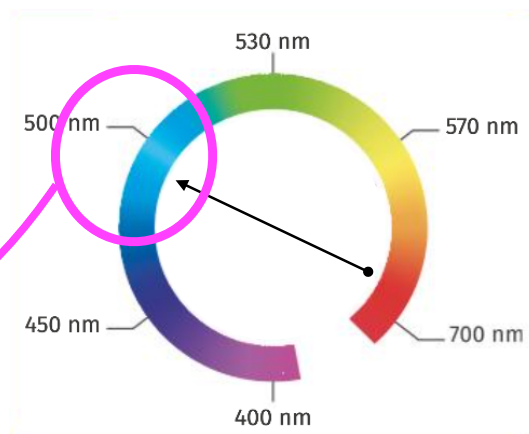


Exemple : Voici le spectre d'absorption d'une solution



$$\lambda_{max} = 660 \text{ nm}$$

La solution est donc bleue !



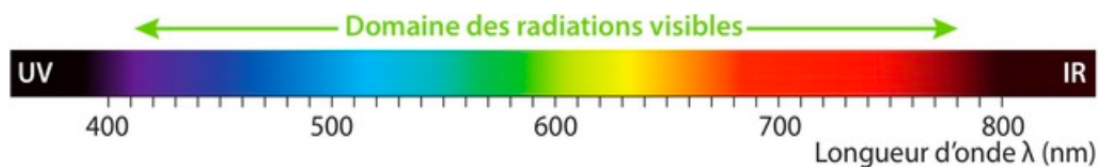
C'est une solution de bleu de méthylène

Rappel :

La lumière blanche est composée d'une multitude de radiations (couleurs).

Chaque radiation possède une longueur d'onde λ .

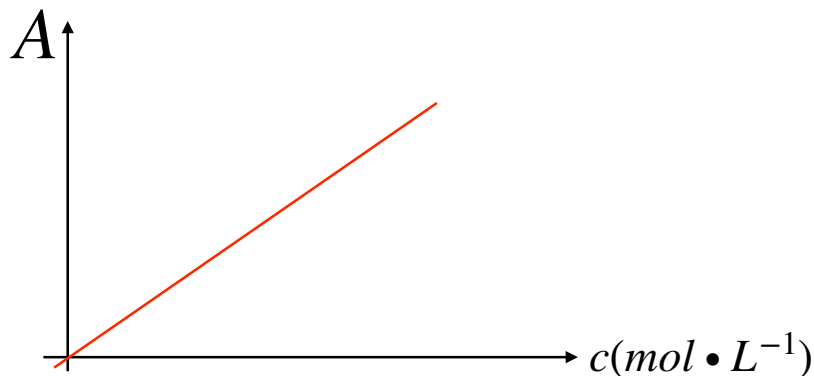
La lumière visible comprend des radiations comprises entre 400 nm et 800 nm.



b. Loi de Beer-Lambert

- Retour sur le TP1 :

Traçons $A = f(c)$



A est donc proportionnel à c. (Droite passant par l'origine)

- Cours :

Pour une longueur d'onde λ donnée, l'absorbance A d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à la concentration c , à l'épaisseur ℓ de solution traversée et à ϵ , le coefficient d'extinction molaire (qui dépend de la nature de l'espèce chimique) : c'est la loi de Beer-Lambert.

$$A = \epsilon \times \ell \times c$$

Epaisseur de solution traversée (cm)

Coefficient d'extinction molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

concentration molaire en soluté ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)

Si on travaille avec la même espèce chimique alors ε est fixé (c'est une constante).

Si on travaille avec la même cure, alors ℓ est fixé (c'est une constante).

Si ε et ℓ sont constants, alors $\varepsilon \times \ell$ est constant !

La loi de Berr-Lambert $A = \varepsilon \times \ell \times c$ devient : $A = k \times c$

avec k le coefficient de proportionnalité ($L \cdot mol^{-1}$)

D'après la modélisation du TP1 : $A = \dots \times c$

Par identification : $\dots = k = \varepsilon \ell$

$$\Leftrightarrow \varepsilon = \frac{\dots}{\ell} = \dots L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$$

c. Dosage par étalonnage (par spectrophotométrie)

Doser en chimie, c'est trouver la concentration d'une solution.

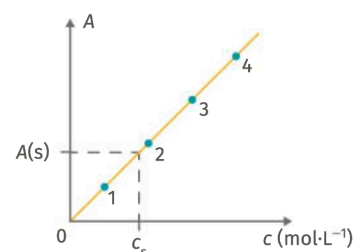
Pour doser par étalonnage, il faut comparer une grandeur caractéristique de la solution, à la même grandeur de solutions étalons (témoins).

On détermine par lecture graphique sur la courbe d'étalonnage la concentration inconnue.

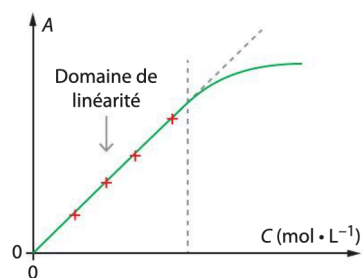
Pour faire une mesure précise d'Absorbance, il faut régler le spectrophotomètre sur λ_{max} .

Protocole :

- Préparation des solutions étalons (dilution).
- Mesure de leur absorbance A .
- Tracer de la courbe : $A = f(c)$
- Mesure de l'absorbance de la solution et exploitation graphique pour déterminer c .

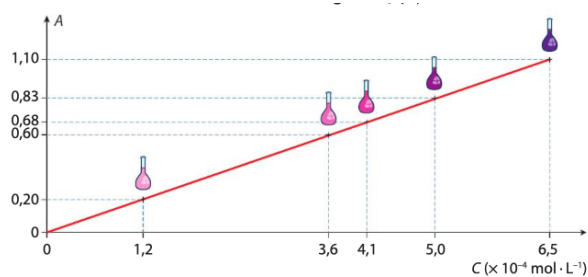


Remarque : La loi de Beer-Lambert n'est valable que pour les solutions diluées. Quand les solutions sont trop concentrées, A n'est plus proportionnel à c .

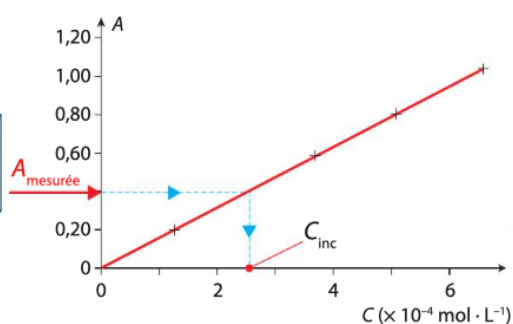


Exemple : Solutions étalons de permanganate de potassium.

$C (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$1,2 \times 10^{-4}$	$3,6 \times 10^{-4}$	$4,1 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-4}$	$6,5 \times 10^{-4}$
A	0,20	0,60	0,68	0,83	1,10



Solution à doser
de concentration inconnue



La modélisation :

Lorsque l'on fait des mesures celles-ci comportent des incertitudes. C'est pour cette raison que les points ne sont pas exactement alignés.

On peut vérifier que le modèle est adéquat (bien choisi) en faisant une régression linéaire ou courbe de tendance (tableur, calculatrice).

