

Thème 1 : Constitution et transformations de la matière

Chapitre 1 : La mole

Objectifs :

Notions abordées en seconde	
Quantité de matière (mol), définition de la mole, solution, soluté, concentration en masse, dosage par étalonnage, modélisation d'une transformation par une réaction chimique, équation de réaction, notion de réactif limitant.	
Notions et contenus	Capacités exigibles Activités expérimentales support de la formation
A) Détermination de la composition du système initial à l'aide de grandeurs physiques	
Relation entre masse molaire d'une espèce, masse des entités et constante d'Avogadro. Masse molaire atomique d'un élément. Volume molaire d'un gaz.	Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent. Déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon de 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.
Concentration en quantité de matière.	Déterminer la quantité de matière d'un soluté à partir de sa concentration en masse ou en quantité de matière et du volume de solution.
Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert.	Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible. Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues. <i>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance. Tester les limites d'utilisation du protocole.</i>

I. La masse molaire

a. La quantité de matière

Les entités qui composent un petit échantillon de matière (atomes, molécules, ions) sont très nombreuses.

Pour les compter, on préfère les regrouper par paquet.

Le paquet s'appelle mole. Le nombre de moles est appelé quantité de matière et est noté n . Son unité est la mole, notée mol.

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

Quantité de matière (mol) $\rightarrow n$ $\leftarrow$ Nombre d'entité (sans unité) $\leftarrow N$
 $\leftarrow N_A$ Constante d'Avogadro (mol^{-1})



Amedeo Avogadro (1776-1856)

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \rightarrow \text{par mole (par paquet)}$$

Il y a $6,02 \times 10^{23}$ entités par mole.

C'est la taille du paquet

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



2 Calculer une quantité de matière

| Restituer ses connaissances ; effectuer un calcul.

Une bille de plomb de diamètre un millimètre contient $N = 1,7 \times 10^{19}$ atomes de plomb.

- Exprimer puis calculer la quantité de matière n de plomb contenue dans la bille.



3 Calculer un nombre de molécules

| Restituer ses connaissances ; effectuer un calcul.

Une goutte d'eau contient une quantité de matière $n = 2,1 \times 10^{-3}$ mol d'eau.

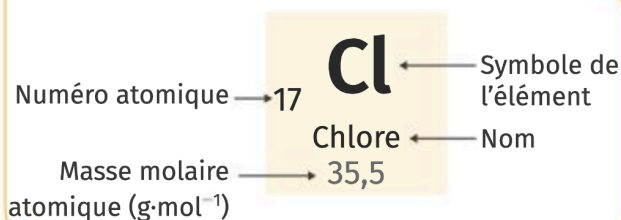
- Exprimer puis calculer le nombre de molécules d'eau contenues dans la goutte.

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)



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 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

$$M(CH_2O) = M(C) + 2M(H) + M(O) \qquad M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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

$$M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- Pour les ions, la masse molaire est la même que celle de l'espèce neutre associée (la masse des électrons est négligeable devant celle de l'atome).

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

Exemple : $M(S) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

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

$$M(SO_4^{2-}) = M(SO_4) = M(S) + 4M(O) = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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 :

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

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 : $m_{electron} \ll m_{nucleon}$

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

II. La quantité de matière

On ne peut pas mesurer directement sa valeur. Il faut donc la calculer à partir d'une autre mesure simple.

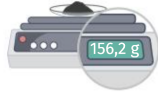
a. A partir de la masse (tous les états)

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

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

mol ↗
↘ $g \cdot mol^{-1}$
 g

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 :

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

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

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

b. A partir du volume d'un liquide

Pour les liquides 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 with mol (purple arrow).
- m is labeled with $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (purple arrow).
- ρ is labeled with $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ (purple arrow).
- V is labeled with mL (purple arrow).
- M is labeled with $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (purple arrow).

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 with mol (mole).
- V is labeled with L (liter).
- V_m is labeled with $L \cdot mol^{-1}$ (liter per mole).

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

A $20^\circ C$ 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 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 $mol \cdot L^{-1}$. On a la relation :

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

Diagram illustrating the units for the equation $c = \frac{n}{V}$:
- c is labeled with $mol \cdot L^{-1}$ (mole per liter).
- n is labeled with mol (mole).
- V is labeled with L (liter).

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

Lien avec la concentration massique C_m (ou t) :

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ donc } m = C_m \times V$$

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

$$\text{On a : } c = \frac{m}{MV} = \frac{C_m \times V}{M \times V}$$

$$\text{Donc : } c = \frac{C_m}{M}$$

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (pointing to c)
 $g \cdot \text{L}^{-1}$ (pointing to C_m)
 $g \cdot \text{mol}^{-1}$ (pointing to M)

IV. Préparation de solution

a. Dissolution

On dissout directement le soluté dans le solvant.

Souvent dans l'énoncé, il est indiqué la concentration c en soluté et le volume V à préparer. Il faut donc calculer la masse m de soluté à prélever (peser)

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

Volume de la solution (L) (pointing to V)
Masse molaire du soluté (pointing to M)
concentration molaire en soluté ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) (pointing to c)

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.

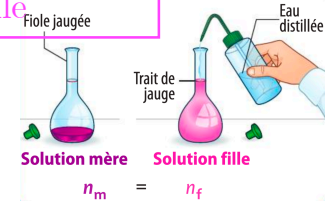
Lors d'une dilution, la quantité de matière du soluté prélevé est conservée, elle reste identique avant et après la dilution :

quantité de matière
prélevée dans la
mère

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

quantité de matière
présente dans la
fille

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



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

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

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.

+ précise

V. Dosage par étalonnage

a. Absorbance et couleur d'une solution

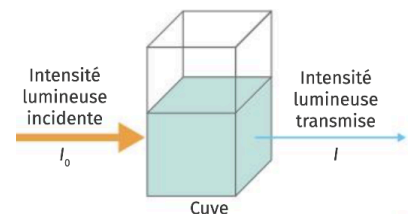
- C'est une grandeur sans unité notée A . Elle caractérise l'aptitude des espèces présentes dans la solution à absorber une radiation lumineuse de longueur d'onde donnée (λ).
- On la mesure à l'aide d'un spectrophotomètre (ou un *colorimètre*)

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.

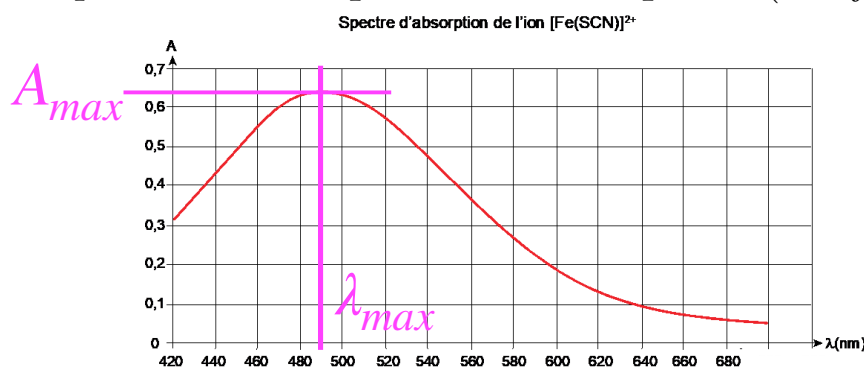
On peut calculer 2 grandeurs :

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

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



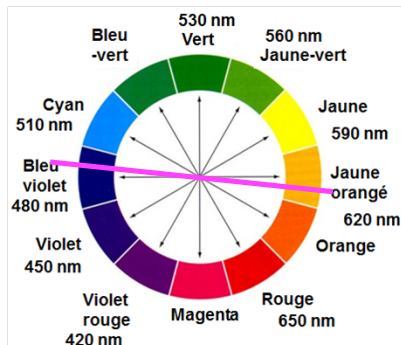
- Si l'on effectue des mesures d'absorbance pour plusieurs longueurs d'onde on peut tracer le **spectre d'absorption** ($A = f(\lambda)$)



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.

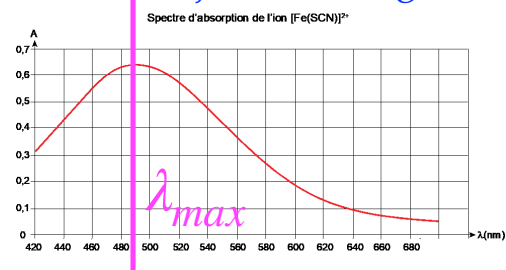


Les couleurs complémentaires sont diamétralement opposées sur le cercle.

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

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

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

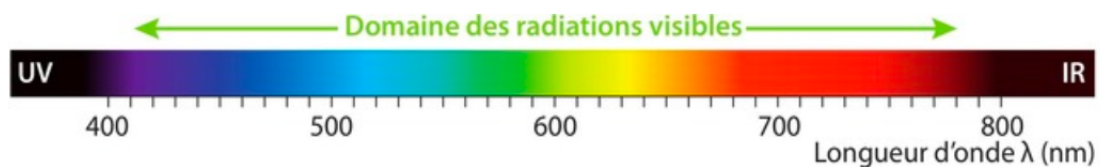


Rappel :

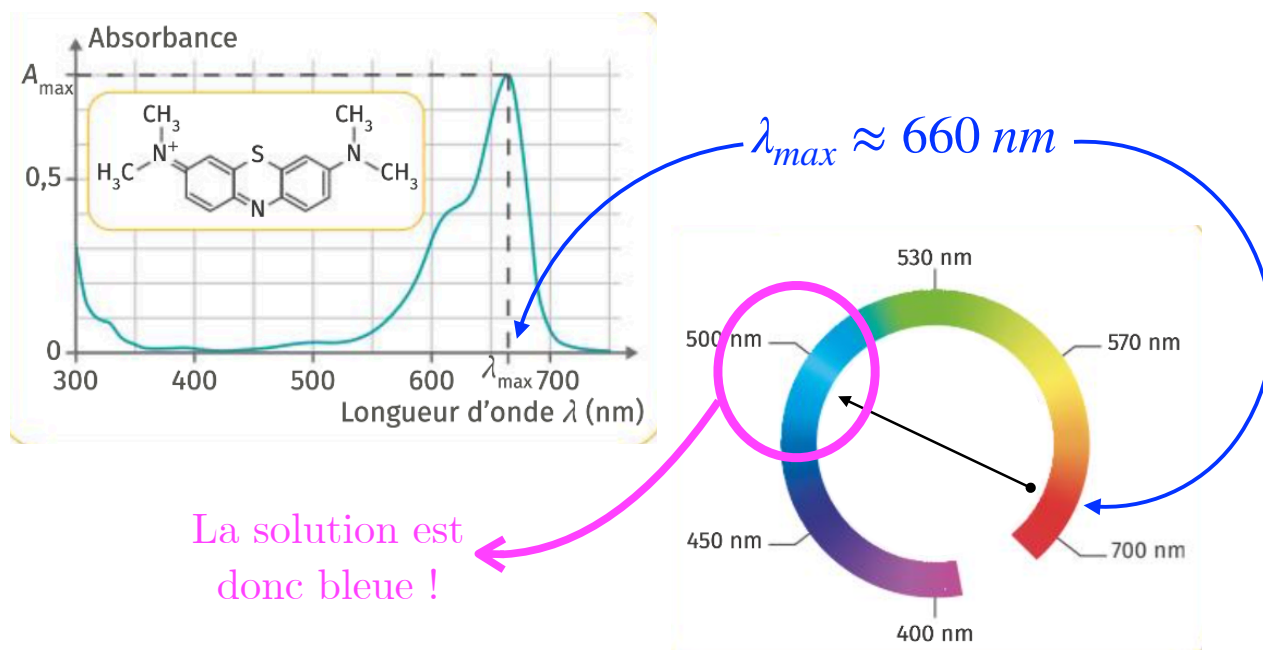
La lumière blanche est composée d'une multitude de radiations (couleurs).

Chaque radiation possède une longueur d'onde λ .

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



Exemple : Voici le spectre d'absorption d'une solution. Est-elle colorée et si oui quelle est sa couleur ?

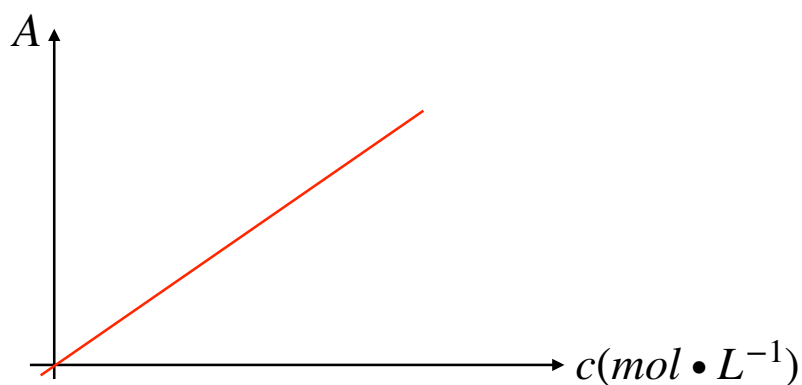


C'est une solution de bleu de méthylène

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.

$$A = \varepsilon \times \ell \times c$$

Epaisseur de solution traversée (cm)
Coefficient d'extinction molaire ($L \cdot cm^{-1} \cdot mol^{-1}$)
concentration molaire en soluté

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

Si on travaille avec la même cuve, alors ℓ est fixé (constante).

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

La loi de Beer-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 : $\dots = k = \varepsilon \ell$

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

On peut retrouver une caractéristique du produit !

c. Dosage par étalonnage (par spectrophotométrie)

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

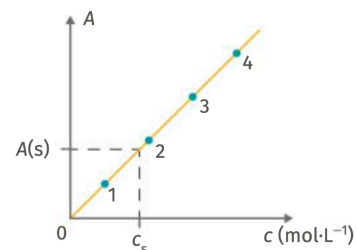
Pour doser par étalonnage, il faut comparer une grandeur caractéristique de la solution, à la même grandeur de solutions étalons (témoins).

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

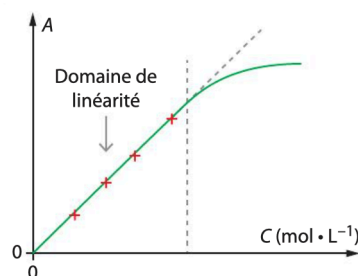
Pour faire une mesure précise d'Absorbance, il faut régler le spectrophotomètre proche de λ_{max} .

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.

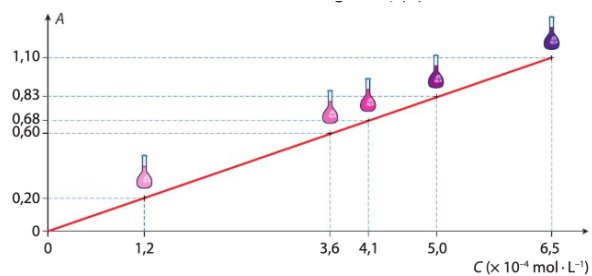


Remarque : La loi de Beer-Lambert n'est valable que pour les solution diluée. Quand les solutions sont trop concentrées, A n'est plus proportionnel à c.



Exemple : Solutions étalons de permanganate de potassium.

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



Solution à doser
de concentration inconnue

