

CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS

(Chapitre 1 du livre p 11)

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

I – QUANTITÉ DE MATIÈRE

1 – Unité de quantité de matière

La masse d'un atome est trop petite pour qu'un chimiste puisse la mesurer avec une balance ou expérimenter avec un seul atome ou une seule molécule. On a donc défini un paquet d'entités chimiques (atomes, ions, molécules) qui contient toujours le même nombre (tout comme une douzaine contient 12 œufs ou 12 ... ce qui est plus commode que de vendre des œufs à l'unité).

Ce paquet d'atomes, d'ions ou de molécules est appelé mole et contient toujours le même nombre de particules. Le symbole est : mol. C'est l'unité du Système International (SI) de quantité de matière.

La mole est la quantité de matière d'une espèce chimique contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,0 g de carbone 12.

2 – La constante d'Avogadro

Exemple du carbone

Une mole de carbone naturel pèse 12,0 g.

Dans le carbone naturel, 99,0 % des atomes sont des atomes de carbone 12

Dans 1 atome de carbone 12, il y a 12 nucléons donc :

$$m_{\text{atome}} = 12 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 2,00 \cdot 10^{-26} \text{ kg} = 2,00 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\text{Nombre d'atomes dans 1 mol de carbone} = m_{\text{échantillon}} / m_{\text{atome}} = 12,0 / 2,00 \cdot 10^{-23} = 6,0 \cdot 10^{23}$$

En fait ce nombre vaut précisément $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (ce qui signifie par mole).

Il est appelé constante (ou nombre) d'Avogadro et est noté N_A .

Il correspond au nombre d'entités élémentaires (atomes ou molécules) qu'il y a dans une mole.

Donc une mole de fer Fe contient $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer Fe identiques.

Une mole de sucre saccharose contient $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ identiques.

3 – Relation entre nombre d'entités chimiques, quantité de matière et constante d'Avogadro

On peut déterminer le nombre d'entités chimiques N connaissant la quantité de matière n (en mol) et la constante d'Avogadro : $N_{\text{entités}} = n \times N_A$

II – MASSE MOLAIRE

1 – Masse molaire atomique (d'un isotope)

La masse molaire atomique d'un isotope est la masse d'une mole d'atomes tous identiques d'un élément chimique donné. Elle s'exprime en g.mol^{-1} et se note M .

C'est donc la masse de $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes identiques pour un élément chimique donné.

Exemples :

Atome	H	C	O	Al	Fe
Nombre de nucléons A de l'isotope majoritaire	1	12	16	27	56
Masse molaire M (en g.mol^{-1})	1,0	12,0	16,0	27,0	56,0

La masse molaire atomique d'un isotope pour un élément chimique donné correspond approximativement (avec 3 chiffres significatifs) au nombre de masse A suivi de l'unité g.mol^{-1} .

2 – Masse molaire d'un élément chimique

Un élément chimique possède souvent plusieurs isotopes.

La masse molaire de l'élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément correspondant au mélange naturel, c'est-à-dire en tenant compte des proportions naturelles de ses isotopes. Dans la classification périodique des éléments chimiques, c'est cette grandeur qui est indiquée.

Exemples :

$M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ (l'hydrogène naturel contient 99 % d'atomes ^1_1H et 1,0 % d'atomes ^2_1H)

$M_C = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$ (le carbone naturel contient 98,9 % d'atomes $^{12}_6\text{C}$ et 1,10 % d'atomes $^{13}_6\text{C}$)

$M_{Al} = 27,0 \text{ g.mol}^{-1}$ (l'aluminium naturel ne contient que des atomes $^{27}_{13}\text{Al}$)

$M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ (le chlore naturel contient 75,8 % d'atomes $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,2 % d'atomes $^{37}_{17}\text{Cl}$)

3 – Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de molécule de cette espèce chimique.

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires des atomes présents dans la molécule.

Exemple : $M_{H_2O} = 2M_H + M_O = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$

4 – Masse molaire ionique

La masse molaire ionique d'un ion donné est la masse d'une mole de cet ion.

Sachant que la masse des électrons est négligeable par rapport à celle des nucléons, on peut en déduire qu'elle est égale à la somme des masses molaires des atomes présents dans l'ion.

Exemples : $M(\text{Cl}^-) = M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{SO}_4^{2-}) = M_S + 4M_O = 32,1 + 4 \times 16,0 = 96,1 \text{ g.mol}^{-1}$

5 – Relation entre masse et quantité de matière

La quantité de matière n (en mol) d'un échantillon s'obtient en divisant la masse m (en g) de l'échantillon par la masse molaire M (g.mol^{-1}) de l'espèce chimique qui le constitue.

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

avec : m la masse en g, M la masse molaire en g.mol^{-1} et n la quantité de matière en mol.

De même, on peut trouver la masse de l'échantillon si l'on connaît n et M : $m = n \times M$

III – MASSE VOLUMIQUE ET DENSITÉ

1 - Masse volumique

La masse volumique notée ρ ou μ d'un corps (solide, liquide ou gazeux) est le quotient de la masse du corps par son volume.

Elle est donnée par la formule : $\rho = \frac{m}{V}$ (m est en g ou kg et V en cm^3 , L ou m^3)

Exemples :

$$\rho_{\text{air}} = 1,3 \text{ g.dm}^{-3} \text{ à } 20^\circ\text{C}$$

$$\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ g.cm}^{-3} \text{ ou } 1,0 \text{ kg.dm}^{-3} \text{ et } \rho_{\text{éthanol}} = 0,78 \text{ g.cm}^{-3}$$

($1,0 \text{ cm}^3$ d'eau liquide possède une masse de 1,0 g tandis que $1,0 \text{ cm}^3$ d'éthanol possède une masse de 0,78 g)

$$\rho_{\text{aluminium}} = 2,7 \text{ g.cm}^{-3} \quad \rho_{\text{cuivre}} = 8,96 \text{ g.cm}^{-3} \quad \rho_{\text{fer}} = 7,87 \text{ g.cm}^{-3} \quad \rho_{\text{or}} = 19,3 \text{ g.cm}^{-3}$$

2 - Densité

La densité notée d et exprimée sans unité est calculée par rapport à l'eau pour les solides et les liquides : c'est le quotient de la masse d'un certain volume de la substance par la masse du même volume d'eau.

$$d = \frac{m}{m_{\text{eau}}} \quad \begin{array}{l} m : \text{masse de } 1,0 \text{ L d'une substance} \\ m_{\text{eau}} : \text{masse de } 1,0 \text{ L d'eau soit } 1,0 \text{ kg.} \\ d : \text{densité de la substance par rapport à l'eau.} \end{array}$$

On peut aussi calculer la densité d'un corps en divisant sa masse volumique (masse par unité de volume) notée ρ par celle de l'eau notée ρ_{eau} soit 1 g.cm^{-3} ou 1 kg.dm^{-3} .

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

Ex : La densité de l'éthanol pur de masse volumique $0,79 \text{ g.cm}^{-3}$ vaut $d = 0,79$.

La densité (ou la masse volumique) d'un corps pur est caractéristique de ce corps.

3 – Relation entre quantité de matière, volume et masse volumique d'un corps pur

$$n = \frac{m}{M} \text{ et } m = \rho \times V. \text{ D'où : } n = \frac{\rho \times V}{M}$$

IV – CAS DES GAZ

1 - Loi d'Avogadro-Ampère

Des volumes égaux de gaz différents contiennent la même quantité de matière (renferment le même nombre de moles) s'ils sont dans les mêmes conditions de température et de pression.

2 - Volume molaire

À température et pression égales, une mole de n'importe quel gaz occupe le même volume. Ce volume est appelé volume molaire (noté V_m) et ne dépend que de la température et de la pression. Il s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.

Exemples :

- Dans les conditions normales de température et de pression ou CNTP ($T = 0^\circ C$ et $P = 1013 \text{ hPa}$ (1,013 bar)), ce volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot mol^{-1}$.

Dans les conditions habituelles de température et de pression ou CHTP ($T = 20^\circ C$ et $P = 1013 \text{ hPa}$ (1,013 bar)), ce volume molaire est $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot mol^{-1}$.

3 - Volume et quantité de matière

On peut trouver la quantité de matière que renferme un gaz en connaissant seulement son volume V (la masse d'un gaz est difficile à mesurer) et le volume molaire V_m .

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

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

Remarque : Pour les gaz la densité est calculée par rapport à l'air. $d = \rho / \rho_{\text{AIR}}$
Elle dépend de la température et de la pression.

$1,3 \text{ g} \cdot L^{-1}$
 $\theta = 20^\circ C$
 $P = 1 \text{ bar}$

V – LES SOLUTIONS

A – Rappels

1- Quelques définitions

Pour obtenir une solution, on dissout une espèce chimique appelée soluté (solide, liquide ou gaz) dans un solvant. Le soluté peut être constitué d'ions ou de molécules.

On aura alors une solution ionique ou moléculaire.

Si le solvant est de l'eau, on aura une solution aqueuse.

2- Concentration en quantité de matière (ou molaire) d'une solution

Des solutions de sulfate de cuivre contenant la même quantité de matière mais de volumes différents auront des aspects différents car leur concentration en ions cuivre(II) est différente.

La concentration en quantité de matière (ou molaire) est le rapport de la quantité de matière n de soluté dans la solution par le volume V de la solution. Elle est notée C et est mesurée en mol.L^{-1}

On peut aussi noter $[X]$ la concentration en quantité de matière d'une espèce X ou C_X .

$$C = \frac{n}{V} \quad n : \text{quantité de matière de soluté (en mol)}$$

V : volume de la solution (en L)

C : concentration en quantité de matière (ou molaire) en mol.L^{-1}

La concentration en quantité de matière correspond à la quantité de matière présente dans 1L de solution.

3- Concentration en masse d'une solution

La concentration en masse d'une solution pour un soluté donné est le rapport de la masse m de soluté dans la solution par le volume V de la solution. Elle est notée **C_m ou t** et est mesurée en g.L^{-1} .

$$t = C_m = \frac{m}{V} \quad m : \text{masse de soluté (en g)}$$

V : volume de la solution (en L)

t ou C_m : concentration en masse (en g.L^{-1})

4- Relation entre concentration en quantité de matière et concentration en masse

$$t = C_m = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = \frac{n}{V} \times M = C \times M \quad (\text{où } M \text{ est la masse molaire de soluté})$$

5- Solution saturée

Une solution est dite saturée lorsque, après agitation, tout le soluté introduit n'est pas dissous.

B - Préparation d'une solution de concentration donnée

1. Par dissolution

a. Calculs préliminaires

- Calcul de la quantité de matière n de soluté présente dans un volume V de la solution :

$$n = C \times V$$

- Calcul de la masse m de soluté à dissoudre correspondant à cette quantité de matière :

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

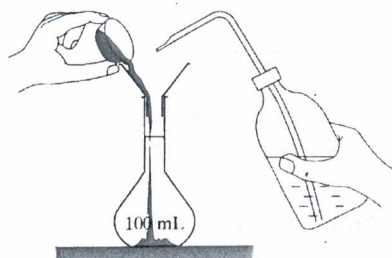
b. Préparation de la solution

- À l'aide d'une balance électronique, peser précisément la masse m en prélevant le solide avec une spatule propre et sèche et en le plaçant dans une capsule dont la tare aura été faite au préalable.

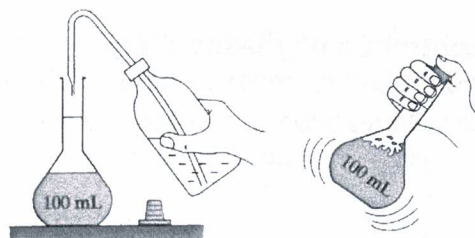
- Rincer une fiole jaugée de volume V avec de l'eau distillée.

- Introduire le solide dans la fiole jaugée de volume V à l'aide d'un entonnoir.

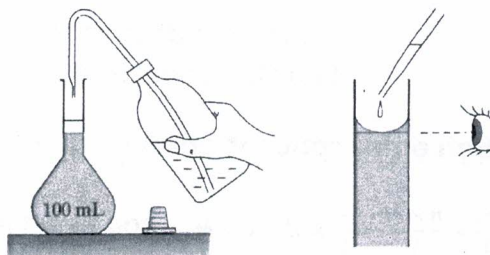
- Rincer ensuite, la capsule et l'entonnoir avec de l'eau distillée en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.



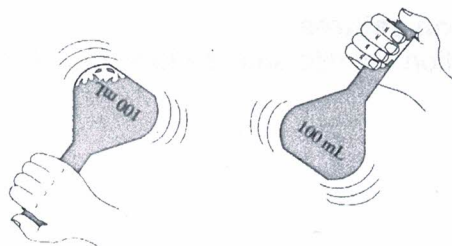
- Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée puis après l'avoir bouchée, l'agiter par petite rotation pour dissoudre totalement le solide.



- Une fois la dissolution terminée, ajouter de l'eau distillée de façon à ce que le niveau arrive en dessous du trait de jauge puis à la pipette simple ou au compte goutte pour terminer au niveau du trait de jauge. Mettre les yeux au niveau du trait de jauge pour éviter les erreurs de parallaxe.



- Reboucher la fiole jaugée, maintenir le bouchon et retourner la fiole plusieurs fois pour homogénéiser la solution.



2. Par dilution

Diluer une solution consiste à préparer une nouvelle solution moins concentrée, en ajoutant du solvant.

On veut, par exemple, préparer un volume $V_2 = 100,0 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration $C_2 = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution de concentration $C_1 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.

a. Calculs préliminaires

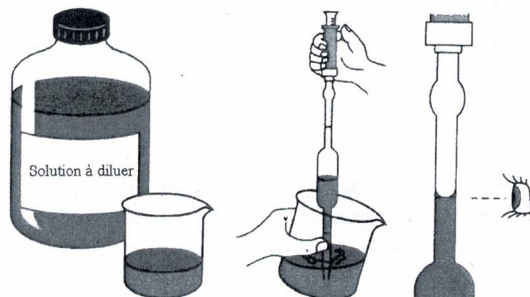
- Détermination de la quantité de matière n_2 nécessaire pour faire la solution « fille » :
 $n_2 = C_2 \times V_2$ d'où : $n_2 = 2,50 \cdot 10^{-2} \times 0,1000 = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Détermination de la quantité de matière n_1 à prélever dans la solution « mère » :
 $n_1 = n_2 = 2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Détermination du volume V_{p1} de solution « mère » à prélever pour obtenir cette quantité de matière :
$$V_{p1} = \frac{n_1}{C_1} = \frac{2,50 \cdot 10^{-3}}{0,100} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 25,0 \text{ mL}$$
- On définit alors le facteur de dilution F :
$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{à prélever dans sol mère}}} \Rightarrow \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_{p1}}$$

Ici le facteur de dilution vaut 4.

On peut dire que l'on a réalisé une dilution d'un facteur 4 car la solution « fille » est 4 fois moins concentrée que la solution « mère ».

b. Préparation de la solution

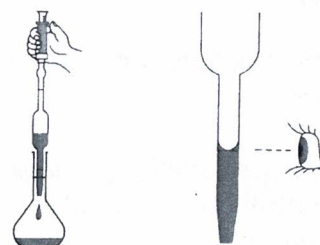
- Verser quelques millilitres de la solution « mère » S_1 dans un bécher afin d'enlever toutes les traces d'eau distillée. Jeter le tout.
- Verser de nouveau quelques millilitres de la solution « mère » S_1 dans le bécher.
- Prendre la pipette jaugée, la rincer à l'eau distillée.
- Adapter la propipette ou le pipeteur sur la pipette.
- Prélever un peu de la solution S_1 , en tenant la pipette verticalement et le bécher légèrement incliné, afin de rincer la pipette.
Jeter le contenu de la pipette et du bécher.
- Mettre suffisamment de solution dans le bécher et prélever le volume V_{p1} de solution S_1 à la pipette en ajustant le niveau de solution au trait de jauge supérieur.



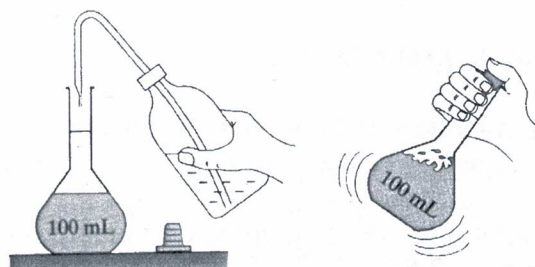
- Vider la pipette dans la fiole jaugée de volume V_2 .

Si la pipette est à deux traits, vous devez faire coïncider le niveau de solution avec le trait inférieur.

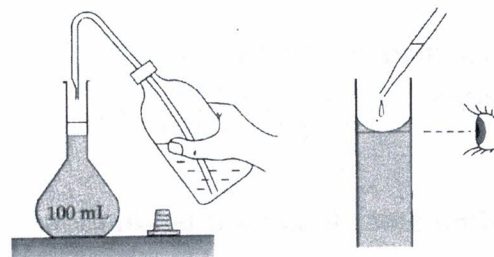
Si la pipette est à un trait, vous devez la vider totalement.



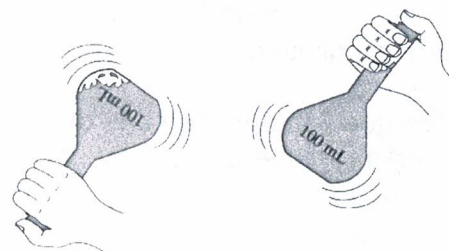
- Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée puis après l'avoir bouchée, l'agiter par petite rotation.



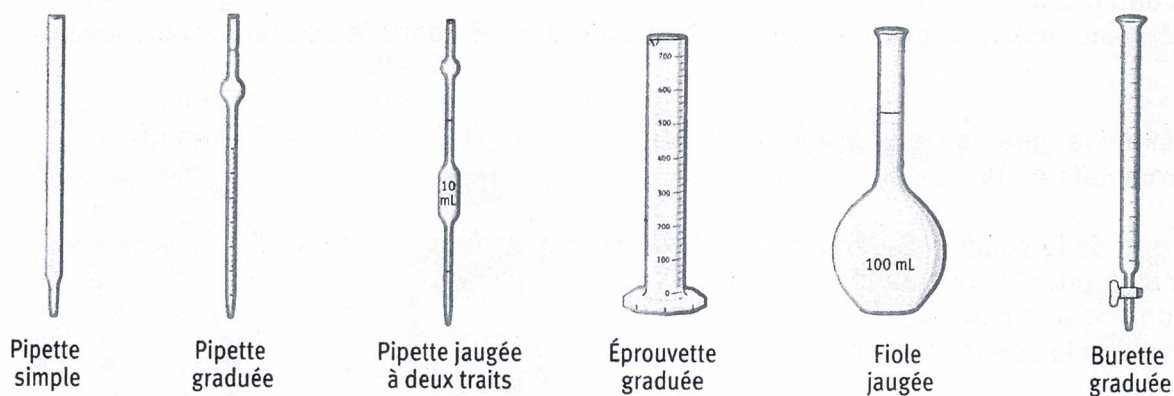
- Ajouter de l'eau distillée de façon à ce que le niveau arrive en dessous du trait de jauge puis à la pipette simple ou au compte goutte pour terminer au niveau du trait de jauge. Mettre les yeux au niveau du trait de jauge pour éviter les erreurs de parallaxe.



- Reboucher la fiole jaugée, maintenir le bouchon et retourner la fiole plusieurs fois pour homogénéiser la solution.



c. Verrerie utilisée pour une dilution



C - Dosage par étalonnage colorimétrique

En chimie, le **dosage** est l'action qui consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration d'une substance précise présente dans un mélange.

Certaines espèces chimiques sont colorées en solution parce qu'elles absorbent une partie des radiations visibles qui traversent la solution.

1. Absorbance et spectre d'absorption

Le **spectre d'absorption** d'une espèce chimique en solution est une courbe obtenue à l'aide d'un **spectrophotomètre** (doc 1). Cette courbe représente, en fonction de la longueur d'onde λ de la lumière, une grandeur nommée **absorbance**, notée A , sans unité (doc 2).

L'absorbance A mesure la capacité d'une solution à absorber la lumière à une longueur d'onde donnée. Si $A = 1$, seul un dixième de la puissance lumineuse a été transmis à cette longueur d'onde. Si $A = 2$, un centième a été transmis. Si $A = 0$, la solution est transparente.

2. Couleur d'une espèce en solution

La couleur de l'espèce chimique en solution est liée à son spectre : c'est la couleur d'une lumière obtenue par **synthèse soustractive**. La couleur observée est la couleur complémentaire de la couleur absorbée.

Exemple :

Le spectre d'absorption de la solution de permanganate de potassium montre que la solution absorbe le vert. D'après le cercle chromatique du , la solution apparaît magenta.

3. Loi de Beer-Lambert

L'absorbance A d'une solution, contenant un seul soluté absorbant à la longueur d'onde λ , est **proportionnelle** à la **concentration c** de ce soluté et à la **longueur l** de solution traversée :

$$A = R \times c$$

$$A = \epsilon l c$$

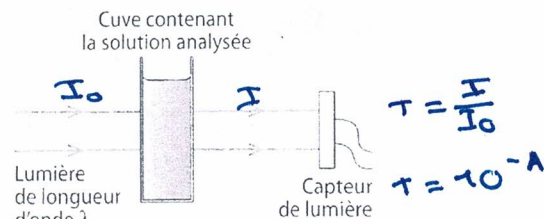
A sans unité
 l en centimètres (cm)
 c en moles par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
 ϵ en litres par mole et par centimètre $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$

ϵ (epsilon) est nommé **coefficient d'absorption molaire** du soluté. Il dépend du soluté considéré et de la longueur d'onde de la lumière.

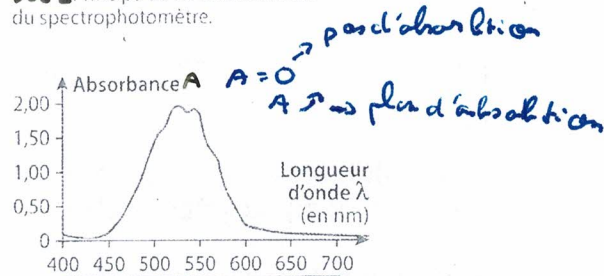
Cette loi est valable pour des solutions suffisamment peu concentrées. En général, ϵ n'est pas connu. Pour faire le lien entre concentration et absorbance, il faut donc réaliser un **étalonnage** de l'appareil utilisé.

4. Principe d'un dosage par étalonnage

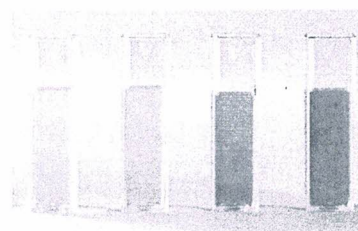
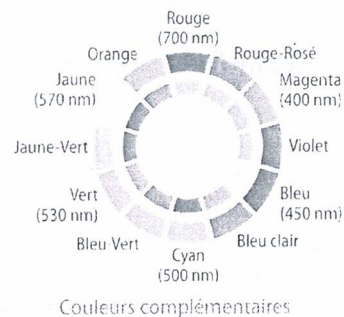
1. Réaliser une **échelle de teintes** de concentrations connues, contenant le même soluté que la solution à analyser.
2. Pour chaque concentration c de l'échelle de teintes, **mesurer l'absorbance A** de la solution à une longueur d'onde où l'espèce colorée a l'absorbance la plus élevée. Tracer A en fonction de c : c'est la **courbe d'étalonnage**, une droite passant par l'origine si la loi de Beer-Lambert est vérifiée.
3. Mesurer l'absorbance de la solution à analyser et utiliser la courbe d'étalonnage pour en déduire sa concentration.



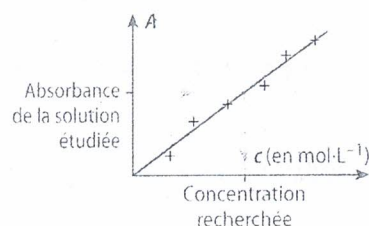
Doc 1 Principe de fonctionnement du spectrophotomètre.



Doc 2 Spectre d'absorption d'une solution d'ions permanganate.



Solutions d'ions permanganate.



Utilisation d'une droite d'étalonnage (droite modèle) pour un dosage par étalonnage.