



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

ACTIVITÉ 1 : FABRICATION D'UNE LAMPE À LAVE

Objectifs :

- Déterminer la masse molaire d'une espèce à partir des masses molaires atomiques des éléments qui la composent ;
- Exprimer la masse d'un échantillon de matière contenant une espèce chimique donnée en fonction de la quantité de matière et de la masse molaire de l'espèce chimique ;
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

La quantité de matière est une donnée essentielle pour le chimiste. Au laboratoire, la mesure de cette grandeur n'est pas directe.

→ **Comment déterminer expérimentalement la quantité de matière d'un solide ou d'un liquide ?**

Par intuition

Quelle grandeur physique mesurable permet d'accéder à la quantité de matière d'un échantillon ?

Doc. 1 La masse molaire

La masse molaire d'une entité chimique est définie par la masse d'une mole de cette entité. On la note $M(\text{espèce})$ ou $M_{\text{espèce}}$, elle a pour unité le $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Pour chaque élément chimique, sa valeur est indiquée dans le tableau périodique des éléments (voir le rabat de fin de livre ou l'annexe du TP).

La masse molaire d'une entité polyatomique correspond à la somme des masses molaires de chaque élément chimique qui la compose. Par exemple, pour l'eau, on obtient :

$$M_{\text{eau}} = M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 1 \times 16,0$$

soit $M_{\text{eau}} = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Données

- Formule brute du bicarbonate de sodium : NaHCO_3 ;
- Formule brute du composé majoritaire de l'huile de colza : $\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$;
- Masse volumique de l'huile de colza :
 $\rho_{\text{huile colza}} = 0,92 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$;
- Masse molaire du composé majoritaire de l'huile de colza :
 $M_{\text{huile colza}} = 884 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Doc. 2 Expérience 1 : relation entre n et m

Voici un tableau présentant la quantité de matière d'huile pour différentes masses d'huile de colza.

V_{huile} (en mL)	10	20	30	40	50
n_{huile} (en mmol)	10,4	20,8	31,2	41,6	52
m_{huile} (en g)					

Doc. 3 Expérience 2 : l'éruption colorée

1. Verser 0,143 mol de bicarbonate de sodium au fond d'un verre de 25 cl.
2. Ajouter $9,34 \times 10^{-2}$ mol d'huile de colza.
3. Verser dans un second verre quelques gouttes d'un colorant alimentaire et 10 mL à 20 mL de vinaigre blanc. Réaliser autant de solutions de vinaigre qu'il y a de colorants alimentaires différents.
4. Verser quelques gouttes de la solution de vinaigre blanc au-dessus de l'huile.
5. Laisser le vinaigre tomber au fond du verre.

Compétences

- ✓ VAL : Précision et incertitudes
- ✓ RÉA : Effectuer des mesures

1. **Doc. 1** Retrouver par calcul la masse molaire du composé majoritaire de l'huile de colza.
2. **Doc. 1** Calculer la masse molaire du bicarbonate de sodium.
3. **Doc. 2** Reproduire et compléter le tableau expérimental.
4. En déduire une relation mathématique associant les trois grandeurs masse m , quantité de matière n et masse molaire M .
5. **Doc. 3** Proposer un protocole scientifique précis, incluant le nom du matériel de laboratoire, de la recette initiale.
6. Après vérification par le professeur, réaliser le protocole expérimental.
7. Proposer une explication au mouvement des gouttes de vinaigre blanc.

Synthèse de l'activité

Quelle relation permet de déterminer une quantité de matière à partir de la masse d'un échantillon ?



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

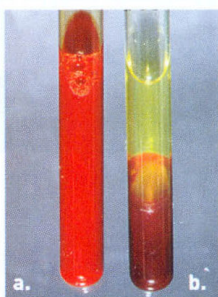
Activité 2 : LE SANG : UNE SOLUTION AQUEUSE ... VITALE

Objectif : Définir et utiliser la grandeur concentration en quantité de matière (ou concentration molaire)

→ Le sang apporte aux organes les espèces chimiques dont ils ont besoin et évacue les déchets qu'ils produisent. Pourquoi est-il important de connaître les concentrations des différents constituants du sang ?

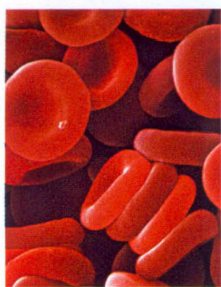
Le sang est composé de cellules baignant dans une **solution aqueuse** : le **plasma sanguin** (doc. 1). Les cellules du sang sont les **hématies** (globules rouges), les leucocytes (globules blancs) et les plaquettes.

Le plasma sanguin représente 55 % du volume sanguin. Il est composé à 92 % d'eau dans laquelle sont dissous des nutriments (**glucose**, lipides, protéines, vitamines...), des hormones et des ions (Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , HCO_3^- , Cl^- ...). Une analyse sanguine permet de déterminer les concentrations de ces constituants.



doc. 1 a. Sang prélevé.
b. Séparation du sang en deux phases : en bas les cellules du sang et en haut le plasma sanguin.

A Hémoglobine et hémogramme



doc. 2 Hématies (globules rouges).

L'oxygène est apporté aux cellules par une protéine, l'**hémoglobine**, présente dans les hématies (doc. 2). Après avoir libéré l'oxygène, l'hémoglobine fixe le dioxyde de carbone produit par les cellules et permet son évacuation vers les poumons. La concentration en hémoglobine est de l'ordre de 10 mmol/L.

HÉMOGRAMME			
HÉMATIES	4,47	millions/mm ³	(VR : 3,80 à 5,80)
HÉMOGLOBINE	13,3	g/100 mL	(VR : 11,5 à 16,0)

doc. 3 Hémogramme d'une femme de 40 ans.

1. Exprimer la concentration massique en hémoglobine donnée dans le document 3 en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
2. La masse molaire de l'hémoglobine est $1,65 \times 10^4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calculer le quotient de la concentration massique par la masse molaire. En quelle unité s'exprime le résultat ? Quelle grandeur exprime-t-on dans cette unité ?

B Glucose et glycémie

Le glucose est le principal sucre de l'organisme, il fournit de l'énergie aux cellules. La **glycémie** est la concentration du glucose dans le sang. Elle est régulée par l'insuline de façon à rester constante quelles que soient les dépenses physiques et l'alimentation du patient.

Mais il arrive que le mécanisme de régulation fonctionne mal. Une hypoglycémie (glycémie trop faible) peut conduire à un malaise voire à un coma. Une hyperglycémie (glycémie trop élevée) peut révéler un diabète.

GLYCÉMIE à jeun	0,85	g/L	(VR : 0,64 à 1,05)
	4,72	mmol/L	(VR : 3,61 à 5,82)

doc. 4 Glycémie à jeun d'une femme de 40 ans.

3. Le glucose a pour formule brute $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Calculer sa masse molaire moléculaire. Retrouver ce résultat en utilisant les valeurs des concentrations massique et molaire du document 4.
4. Quelles sont les valeurs limites de glycémie pour ce patient ?
5. @ Rechercher les principaux symptômes du diabète.

C Ion sodium et natrémie

L'ion sodium Na^+ joue un rôle essentiel dans le passage de l'eau à travers les parois cellulaires. Sa concentration dans le sang est appelée **natrémie** (doc. 5). Une hypernatrémie peut résulter d'une **déshydratation**. En revanche, un excès d'eau peut provoquer une **hyponatrémie de dilution**.

SODIUM	140	mmol/L	(VR : 136 à 145)
--------	-----	--------	------------------

doc. 5 Natrémie d'une femme de 40 ans.

6. @ Rechercher l'étymologie du mot « natrémie ».
7. Une concentration molaire supérieure à 145 mmol/L correspond-elle à une hyponatrémie ou à une hypernatrémie ?
8. Comment une déshydratation peut-elle provoquer une hypernatrémie ?



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS

(THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

Activité 3 : Préparation de solutions et incertitude

Objectif :

Comprendre comment utiliser la verrerie de base pour préparer des solutions avec une précision adaptée aux nécessités des expériences réalisées.

1°/ Expérience préliminaire :

Matériel :

- un bécher avec la graduation de 100 mL,
- une éprouvette graduée de 100 mL,
- et une fiole jaugée de 100,0 mL.

À l'aide d'une balance de précision, peser un bécher vide.
Le peser de nouveau, après l'avoir rempli d'eau jusqu'à la graduation 100 mL.
En déduire la masse de 100 mL d'eau.

Faire de même avec une éprouvette puis une fiole jaugée.

Informations : Dans les conditions de cette expérience, nous considérerons que la masse volumique de l'eau est égale à $\rho = 1,000 \text{ g.mL}^{-1}$.

L'écart relatif ER entre une valeur obtenue x_{obtenue} et la valeur de référence $x_{\text{réf}}$ se calcule par :
$$\text{ER} = \frac{|x_{\text{obtenue}} - x_{\text{réf}}|}{x_{\text{réf}}}$$

- Calculer, pour chacun des récipients, l'écart relatif entre la masse d'eau mesurée et la masse d'eau attendue. Exprimer, également, cet écart relatif en pourcentage.
- Selon vos résultats, déduire le récipient qui permet de mesurer des volumes avec la meilleure précision.
- Comparer vos résultats avec les autres groupes. Commenter.

2°/ Préparer une solution par dissolution :

Proposer un protocole, en précisant le matériel, pour préparer 100,0 mL d'une solution S_1 de sulfate de cuivre de concentration c_1 la plus proche possible de $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$.
Faire valider votre protocole par votre enseignant puis réaliser la solution S_1 .
On utilisera une balance électronique ayant une **précision de 1 cg**.

3°/ Préparer une solution par dilution :

Proposer un protocole, en précisant le matériel, permettant de réaliser, à partir de la solution S_1 , une solution S_2 de concentration c_2 vingt fois plus faible et de volume 100,0 mL.
Faire valider votre protocole par votre enseignant puis réaliser la solution S_2 .

4°/ Calculs d'incertitude :

Qu'elles soient mesurées ou calculées, les valeurs des grandeurs ne sont connues qu'avec une précision limitée.

Le résultat d'une mesure ou d'un calcul est souvent présenté avec son incertitude, qui rend compte des erreurs.

La valeur x d'une grandeur peut être présentée comme une valeur estimée $x_{\text{estimée}}$ associée à son **incertitude absolue** Δx (nombre positif) :

$$x = x_{\text{estimée}} \pm \Delta x$$

L'intervalle de confiance de x est donc :

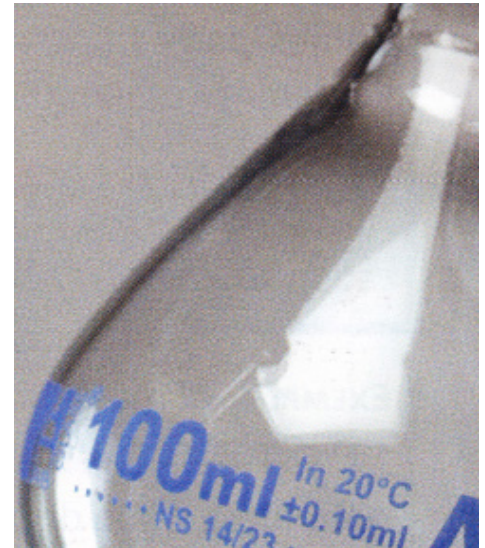
$$x_{\text{estimée}} - \Delta x \leq x \leq x_{\text{estimée}} + \Delta x.$$

On définit également l'**incertitude relative**, notée $\frac{\Delta x}{x}$ (elle donne la précision d'une mesure).
C'est une grandeur sans unité, souvent exprimée en pourcentage avec un seul chiffre significatif.

Comment déterminer l'incertitude absolue ?

- Elle est notée sur les instruments de mesure et sur la verrerie (voir photo ci-contre).
- Lorsque la valeur d'une grandeur est fournie sans incertitude, cette dernière est, **par convention**, égale à une demi-unité du dernier chiffre significatif exprimé.

Exemple : $I = 1,76 \text{ A}$ signifie : $\Delta I = 0,005 \text{ A}$ et $I = 1,760 \pm 0,005 \text{ A}$



- a) Calculer l'incertitude relative $\Delta c_1 / c_1$ avec laquelle c_1 est connue sachant que :

$$\frac{\Delta c_1}{c_1} = \frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M}{M} + \frac{\Delta V}{V}$$

m : masse de sulfate de cuivre,

M : masse molaire du sulfate de cuivre,

V : volume de la solution S_1 .

- b) Calculer l'incertitude relative $\Delta c_2 / c_2$ sur la concentration c_2 en utilisant cette fois la relation :

$$\frac{\Delta c_2}{c_2} = \frac{\Delta c_1}{c_1} + \frac{\Delta V_1}{V_1} + \frac{\Delta V_2}{V_2}$$

V_1 : volume prélevé dans solution mère,

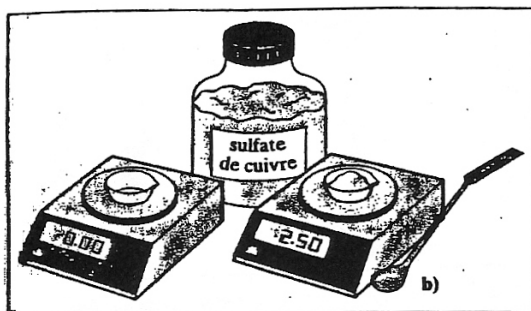
V_2 : volume de la solution fille préparée.

- c) Si S_2 avait été préparée par pesée, quelle masse de solide aurait-il fallu peser ?

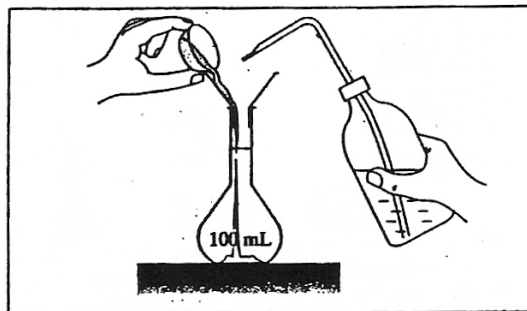
Calculer la nouvelle incertitude relative $\Delta' c_2 / c_2$ dans le cas de l'utilisation d'une balance électronique ayant une précision de 1 cg.

- d) Commenter les deux modes de préparation de la solution S_2 au regard des incertitudes trouvées.

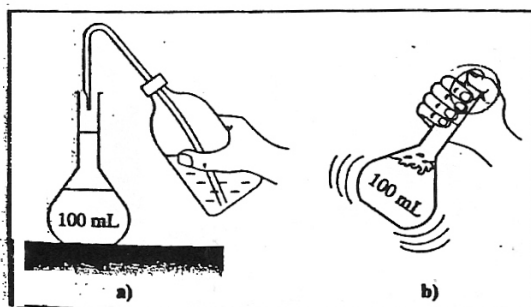
PRÉPARATION D'UNE SOLUTION PAR DISSOLUTION D'UN COMPOSÉ SOLIDE



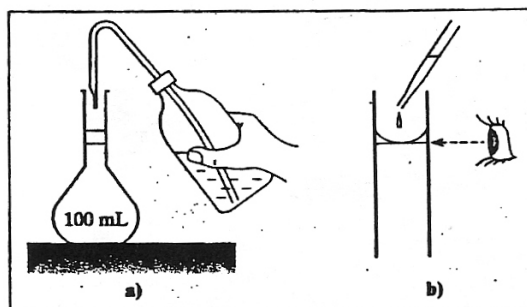
1. Pesons précisément m en prélevant le solide avec une spatule propre et sèche (b), et en le plaçant dans une capsule ou un verre de montre préalablement pesé (a).



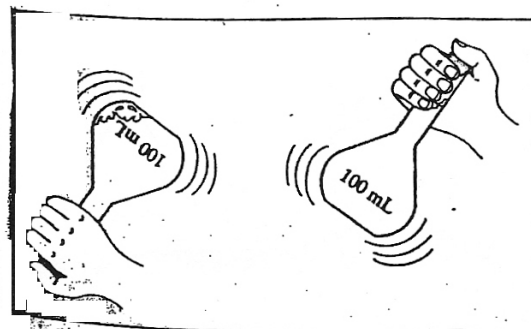
2. Introduisons le solide dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir à solide. Rinçons la capsule ou le verre de montre et l'entonnoir avec de l'eau distillée.



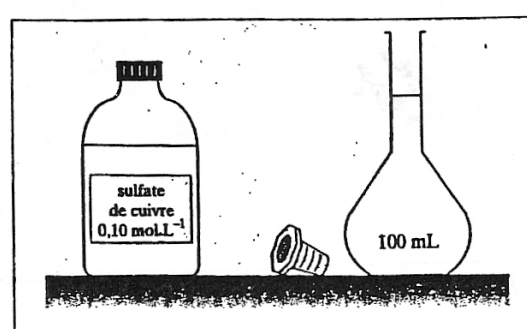
3. Remplissons la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (a), et, après l'avoir bouchée, agitions-la pour dissoudre le solide (b).



4. Une fois la dissolution terminée, ajoutons de l'eau distillée, à la pissette au début (a), puis à la pipette simple pour terminer au niveau du trait de jauge (b).



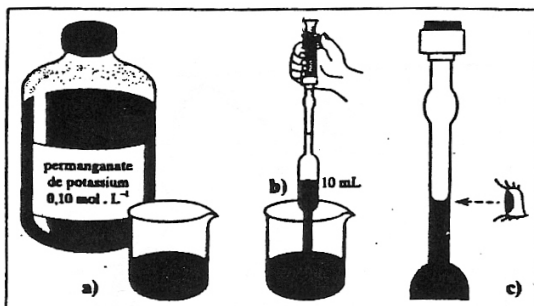
5. Rebouchons la fiole jaugée et retournons-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.



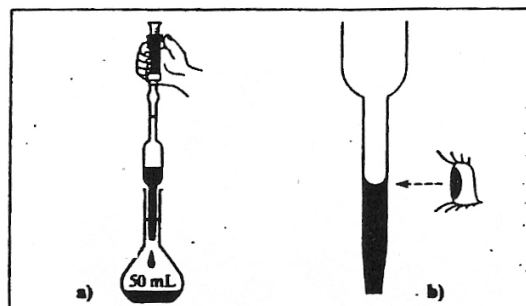
6. La solution peut alors être stockée dans un flacon ; elle sera utilisée ultérieurement.

PRÉPARATION D'UNE SOLUTION PAR DILUTION

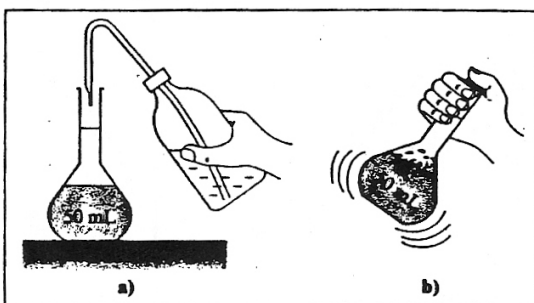
RÉALISATION PRATIQUE



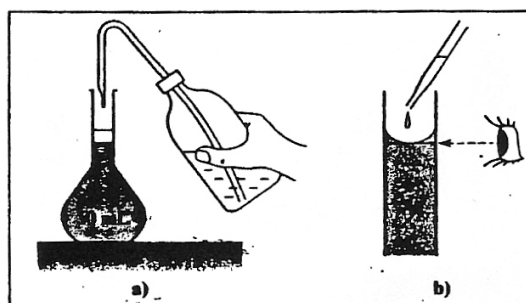
1. Versons la solution à diluer dans un bécher (a). Prélevons 10 mL de solution à l'aide d'une pipette jaugée à un trait ou à deux traits munie d'une propipette ou d'un pipeteur (b et c).



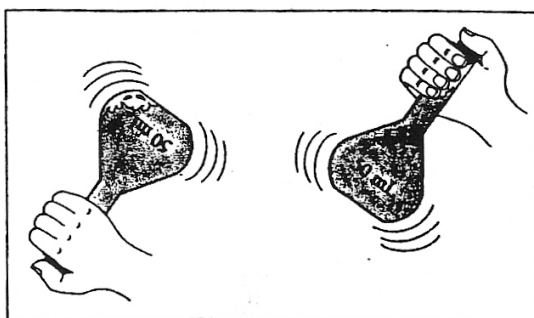
2. La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée de 50 mL (a et b).



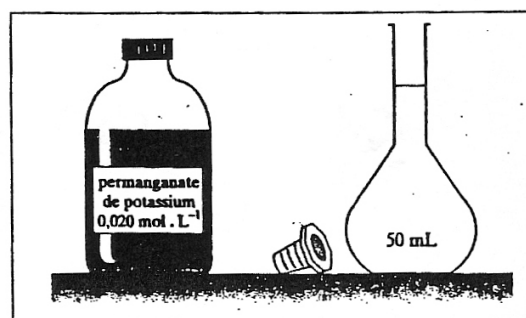
3. Remplissons la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (a), et, après l'avoir bouchée, agitions-la pour favoriser la dilution (b).



4. Une fois la dilution terminée, ajoutons de l'eau distillée à la pissette (a) au début, puis à la pipette simple pour terminer au niveau du trait de jauge (b).



5. Rebouchons la fiole jaugée et retournons-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.



6. La solution peut alors être stockée dans un flacon opaque pour la protéger de la lumière ; elle sera utilisée ultérieurement.



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

Activité 4 : Dosage d'une espèce chimique colorée en solution

Objectif : Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une substance (échelle de teintes, méthode par comparaison)

Compétences travaillées :

APP : Extraire des informations utiles d'une observation, d'un texte, d'un schéma et d'un graphique

ANA : Exploiter des informations ; proposer un protocole expérimental

REA : Maîtriser certains gestes techniques ; effectuer des calculs ; tracer un graphique

VAL : Estimer la précision d'une mesure ; analyser l'ensemble des résultats de façon critique

Démarche d'investigation

Lors d'un stage en laboratoire, on vous demande de proposer une méthode colorimétrique permettant de déterminer la concentration en masse (ou en quantité de matière) du permanganate de potassium contenu dans l'Eau de Dakin fournie et du matériel et des documents à votre disposition.

Pour cela :

- Proposer un protocole expérimental de méthode colorimétrique permettant d'estimer voire de déterminer précisément la concentration en permanganate de potassium de l'Eau de Dakin à l'aide du matériel fourni et des documents à votre disposition (en annexe).
- Faire valider le protocole par le responsable de laboratoire et le mettre en œuvre ;
- Faire un compte-rendu intégrant les éléments suivants :
 - * le protocole expérimental détaillé de la méthode colorimétrique ;
 - * la schématisation du montage expérimental ;
 - * la courbe d'étalonnage représentant l'absorbance A d'une solution aqueuse de permanganate de potassium en fonction de la concentration en quantité de matière C en permanganate de potassium ;
 - * la détermination de la concentration C_{Dakin} en permanganate de potassium de l'Eau de Dakin ;
 - * la détermination de la concentration en masse t_{Dakin} (ou $C_{\text{m(Dakin)}}$) en permanganate de potassium de l'Eau de Dakin ;
 - * la détermination de l'écart relatif expérimental par comparaison avec la valeur de concentration indiquée par le fabricant.

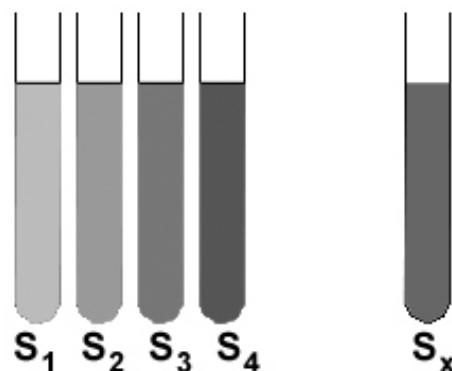
Annexe : Documents

Document 1 : Matériel

- Solution mère S_0 de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) à $C_0 = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
- Eau de Dakin (solution antiseptique contenant du permanganate de potassium) de concentration C_{Dakin}
- 2 fioles jaugées de 50,0 mL avec bouchon
- 2 burettes de 25 mL
- 3 béchers
- 2 pipettes Pasteur
- Un porte-tubes avec 6 tubes à essai.
- Un colorimètre (ou spectrophotomètre) et des cuves adaptées

Document 2 : Échelle de teintes

On peut déterminer la concentration en permanganate de potassium de l'Eau de Dakin à l'aide d'une « échelle de teintes » constituée de 4 ou 5 solutions aqueuses de permanganate de potassium de concentrations connues obtenues à partir de la solution mère S_0 fournie. On pourra alors déterminer la concentration en permanganate de potassium de l'Eau de Dakin par comparaison de sa teinte voire de son absorbance avec celles de l'échelle de teintes réalisée.

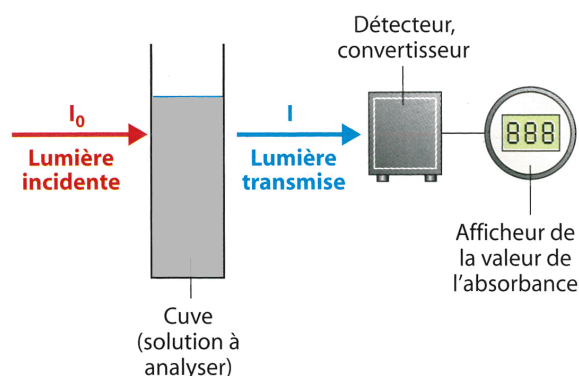


Proposition d'échelle de teintes à réaliser :

n° du tube	Concentration molaire de la solution fille désirée dans le tube (en mol.L^{-1})	Volume de solution fille à obtenir (en mL)	Concentration de la solution mère utilisée pour la dilution (en mol.L^{-1})	Facteur de dilution ($C_{\text{mère}}/C_{\text{fille}}$)	Volume de solution mère à prélever (en mL)	Volume d'eau distillée à rajouter (en mL)
1	$5,0 \times 10^{-5}$	50,0				
2	$1,0 \times 10^{-4}$	50,0				
3	$2,0 \times 10^{-4}$	50,0				
4	$4,0 \times 10^{-4}$	50,0				
5	$5,0 \times 10^{-4}$	Solution mère S_0				

Document 3 : Le colorimètre (ou spectrophotomètre)

Un colorimètre (ou spectrophotomètre) est un appareil permettant de mesurer la « quantité » de lumière monochromatique absorbée par une solution colorée. L'absorption de la solution est caractérisée par une grandeur physique appelée absorbance et notée A .



Document 4 : L'absorbance

L'absorbance est une grandeur sans unité qui caractérise l'absorption d'une lumière monochromatique par une solution colorée ou un filtre. Elle dépend de l'épaisseur du milieu, de la longueur d'onde de la lumière et de la **concentration** de la solution en substance colorante.

Une absorbance de valeur égale à 1 indique que 10% de la lumière incidente monochromatique est transmise. Une absorbance de valeur égale à 2 indique que 1% de la lumière incidente est transmise.

Document 5 : Choix de la longueur d'onde de la lumière incidente du colorimètre

On choisit, sur le colorimètre, une lumière incidente monochromatique fortement absorbée par la solution colorée.

Document 6 : Etalonnage du colorimètre

Avant de commencer les mesures d'absorbance, il faut étalonner le colorimètre. Pour cela, on place une cuve contenant de l'eau distillée dans le celui-ci. L'eau absorbant peu la lumière sur une faible épaisseur on règle le colorimètre de telle manière que celui-ci affiche, alors, une absorbance nulle sur l'écran.

Document 7 : Spectre d'absorption d'une solution aqueuse de permanganate de potassium

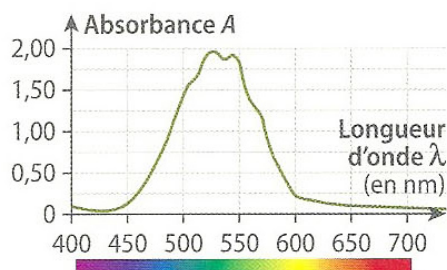


Fig 1. Spectre d'absorption d'une solution d'ions permanganate.

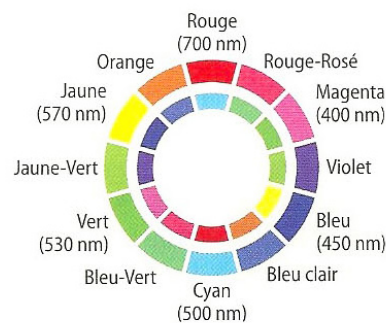


Figure 2 : Couleurs complémentaires

Document 8 : L'Eau de Dakin

L'eau de Dakin est un liquide antiseptique utilisé pour le lavage des plaies et des muqueuses, de couleur rose et à l'odeur d'eau de Javel.

Il est à base d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$) additionné de permanganate de potassium pour le stabiliser vis-à-vis de la lumière.

C'est le permanganate de potassium (grâce aux ions MnO_4^-) qui donne à l'eau de Dakin sa coloration rosée.



Composition :

Principe actif

Hypochlorite de sodium 0,500 g de chlore actif pour 100 mL

Principes non actifs

Permanganate de Potassium KMnO_4 **0,0010g pour 100 mL**

Dihydrogénophosphate de sodium dihydraté Excipient

Eau purifiée..... Excipient

Document 9 : Ecart relatif (ou erreur relative)

Lorsque l'on détermine expérimentalement la valeur d'une grandeur physique (durée, masse, concentration, ...), le résultat de la mesure est imprécis.

L'imprécision de la mesure est due au matériel, à l'expérimentateur, ...

L'écart relatif (par rapport à une valeur théorique), sur la mesure réalisée, est :

$$\text{Ecart relatif}(\%) = \left| \frac{\text{valeur}_{\text{théorique}} - \text{valeur}_{\text{exp}}}{\text{valeur}_{\text{théorique}}} \right| \times 100$$

Un écart relatif inférieur à 5% est considéré comme satisfaisant en lycée.



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

Activité 5 : Lâcher de ballons – Volume molaire

Pour faciliter leur stockage ou leur transport, les gaz sont en général comprimés. Par exemple, la bouteille ci-contre, de volume interne $V = 14$ L, permet de stocker de l'hélium sous une pression de 18 bar. Le gaz peut être utilisé pour gonfler des ballons de baudruche.

● Combien de ballons peut-on espérer gonfler avec cette bouteille d'hélium ?



DOCUMENT Bouteilles de gaz

Les bouteilles ci-dessous ont la même capacité $V = 1,0$ L et contiennent des espèces gazeuses différentes sous la même pression $p = 14$ bar, à température ambiante $\theta = 20$ °C.

Le fabriquant précise les masses des espèces chimiques contenues dans les bouteilles.

Espèce chimique	Dihydrogène H_2	Dioxygène O_2	Diazote N_2	Dioxyde de carbone CO_2	Hélium He
Masse (en g)	1,15	18,4	16,1	25,3	2,30



DONNÉES

■ **Définition :** le volume molaire V_m d'une espèce chimique, à une température et à une pression donnée, est le volume qu'occupe une mole de cette espèce dans ces conditions de température et de pression. Il s'exprime usuellement en litre par mole ($L \cdot mol^{-1}$).

■ **Volume molaire des gaz à la pression atmosphérique $p = 1,0$ bar**

Température (en °C)	0	20	50
V_m (en $L \cdot mol^{-1}$)	22,7	24,4	26,9

■ **Volume molaire des gaz à la température $\theta = 20$ °C**

	Air atmosphérique au sommet de l'Everest	Hélium dans une bouteille commerciale	Gaz dans une bouteille de plongée
Pression (en bar)	0,32	18	200
V_m (en $L \cdot mol^{-1}$)	76,2	1,4	0,12

■ **Masses molaires des éléments :** voir le tableau périodique [$\rightarrow$ Rabat].

Questions

1 RÉALISER

- Calculer la masse molaire M de chacune des espèces des gaz étudiés.
- En déduire la quantité de matière de gaz contenu dans chacune des bouteilles du **DOCUMENT**.
- Pour chaque espèce, calculer le volume molaire V_m .

2 ANALYSER-RAISONNER

- Proposer une expression littérale permettant de relier le volume V d'un échantillon de gaz à la quantité de matière n qu'il contient.

- Préciser si, pour une pression et une température fixées, le volume molaire dépend de la nature du gaz considéré.
- Identifier, à l'aide des données, de quels paramètres dépend le volume molaire d'un gaz.

3 RÉALISER

- Déterminer la quantité d'hélium contenu dans la bouteille présentée en introduction.
- En déduire le nombre de ballons, chacun de volume $V_b = 4,0$ L, que l'on peut espérer gonfler (à la pression atmosphérique et à 20 °C) avec le gaz contenu dans cette bouteille.



CH 1 QUANTITÉ DE MATIÈRE ET SOLUTIONS (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE)

Activité 6 : Détermination du volume molaire d'un gaz

On souhaite déterminer le volume molaire d'un gaz (volume occupé par une mole de gaz). Pour cela on fait réagir une masse d'aluminium $m = 0,20 \text{ g}$ (à peser avec une balance du laboratoire précise au cg), avec un volume $V = 10 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+ + \text{Cl}^-$) à $C = 7,5 \text{ mol.L}^{-1}$.

Attention aux précautions d'usage car l'acide chlorhydrique utilisé est concentré donc très corrosif). Les ions hydrogène H^+ réagissent avec les atomes d'aluminium Al pour former des ions aluminium Al^{3+} et du dihydrogène gazeux H_2 .

Le montage expérimental est représenté ci-dessous :



1. Réaliser l'expérience. Quel volume de dihydrogène obtient-on dans l'état final ?
(On pourra prendre la moyenne des volumes de gaz obtenus par les différents groupes)
2. Écrire l'équation de la réaction.
3. Calculer la quantité de matière (en mol) d'aluminium prélevée.
4. Calculer la quantité de matière (en mol) d'ions hydrogène H^+ versée.
5. Comparer les quantités de matière précédentes des deux réactifs.
Quel est le réactif limitant ?
6. En supposant la réaction totale (réactif limitant totalement consommé) et en vous aidant des nombres stoechiométriques de l'équation de la réaction, en déduire la quantité de matière de dihydrogène H_2 qui peut être formée.
7. Déterminer le volume molaire du dihydrogène.
Ce résultat est-il satisfaisant compte tenu des conditions de température et de pression de l'expérience ?