

Composition d'un système chimique

LE PROGRAMME

1. Suivi de l'évolution d'un système, siège d'une transformation

Cette partie poursuit l'étude de la modélisation macroscopique de la transformation chimique d'un système.

Les notions de masse molaire, volume molaire et concentration en quantité de matière (en mol · L⁻¹) sont introduites pour déterminer la composition d'un système chimique. Pour décrire l'évolution d'un système, siège d'une transformation chimique, des bilans de matière complets sont effectués en

s'appuyant sur la notion d'avancement (en mol). La notion de transformation totale et non totale est introduite en comparant la valeur de l'avancement final à celle de l'avancement maximal, sans référence à la notion d'équilibre chimique.

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 <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
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. Concentration en quantité de matière. Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer-Lambert.	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. 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. 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. 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.

POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 18

SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont bien acquis au niveau de la classe de seconde la notion de concentration en masse. Le calcul est effectué dans le cas de la dissolution d'un soluté (le sel) dans un solvant (l'eau) afin d'obtenir une solution (l'eau de mer).

› Exemple de réponse attendue

$$c = \frac{m}{V} = \frac{39\,000}{1000} = 39 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

› En classe de 1^{re}

La notion de concentration molaire sera abordée, le dosage spectrophotométrique par étalonnage (activité 4) permet de déterminer des concentrations molaires et de relier celles-ci à la notion intuitive d'absorbance d'une solution.

SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont bien acquis au niveau de la classe de seconde la notion de concentration en masse. Le calcul est effectué dans le cas de la dilution d'une solution par ajout d'un volume connu de solvant.

► Exemple de réponse attendue

$$m = c_{\text{sirop}} \times V_{\text{sirop}} = c_{\text{boisson}} \times V_{\text{boisson}}$$

$$c_{\text{sirop}} \times V_{\text{sirop}} = c_{\text{boisson}} \times 8 \times V_{\text{sirop}}$$

$$c_{\text{boisson}} = c_{\text{sirop}} / 8 = 106 \text{ g/L.}$$

► En classe de 1^{re}

La notion de dilution est appliquée à la réalisation d'une gamme étalon nécessaire à la mise en œuvre d'un dosage spectrophotométrique par étalonnage (activité 4).

SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier si les élèves ont acquis la notion de spectre continu de la lumière blanche obtenu après passage dans un milieu dispersif (ici les gouttes de pluie).

► Exemple de réponse attendue

La lumière blanche du soleil est dispersée par les gouttes de pluie. Le spectre continu de la lumière blanche apparaît.

► En classe de 1^{re}

La couleur d'une solution est associée aux longueurs d'onde du spectre de la lumière blanche transmise, à partir des spectres d'absorption de la solution.

ACTIVITÉS

p. 20 ■ ACTIVITÉ 1

Volume molaire des gaz

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ Une approche de la théorie des gaz est exposée au doc. 1 afin de comprendre notamment que leur comportement similaire dans des conditions usuelles de température et de pression provient du même « vide » entre les molécules.

■ Exemples de mesures

La manipulation étant un peu longue à réaliser, une série de mesures est fournie au doc. 3, le plus important ici étant de proposer un protocole expérimental. Le fait que la bouteille soit au départ pleine d'air n'est pas forcément évident pour les élèves.

■ La notion de masse molaire n'ayant pas été abordée en classe de seconde, on raisonnera dans un

premier temps sur une entité (document 2) pour utiliser ensuite la définition d'une mole fournie au document 1.

► Exploitation et analyse

1. – Vider la bouteille avec la pompe à vide.
– Peser la bouteille vide avec une balance précise au centième de g.
– Remplir les bouteilles.
– Peser les bouteilles pleines de gaz
– Faire une soustraction pour déterminer les masses de gaz dans les bouteilles.

$$2. m(\text{O}_2) = 2 \times m(\text{O}) = 2 \times 2,658 \times 10^{-23} = 5,316 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(\text{CO}_2) = 7,309 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(\text{CH}_4) = 2,657 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$3. N(\text{O}_2) = 2,63/5,316 \times 10^{-23} = 4,95 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

$$N(\text{CO}_2) = 3,60/7,309 \times 10^{-23} = 4,93 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

$$N(\text{CH}_4) = 1,31/2,657 \times 10^{-23} = 4,93 \times 10^{22} \text{ molécules.}$$

► Synthèse

4. D'après le document 1, il y a « le même nombre de molécules dans un volume donné ». Cette affirmation est vérifiée ici.

5. En prenant la valeur $4,94 \times 10^{22}$ molécules dans 2 L on trouve :

$$V_m = 2 \times 6,02 \times 10^{23} / 4,94 \times 10^{22} = 24,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

D'après le document 1, la température et la pression ont une influence sur le volume molaire.

p. 21 ■ ACTIVITÉ 2

Notion de quantité

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ Coup de pouce n° 1 : « Tous les échantillons ne possèdent pas la même masse volumique, la connaissance de la masse ou du volume ne permet pas de répondre à la problématique ».

■ Coup de pouce n° 2 : « Le visuel est lié au volume de chaque échantillon : calculer ces volumes en utilisant le document 2 ».

■ Coup de pouce n° 3 : « Il faut calculer le nombre d'entités contenues dans chacun des échantillons en utilisant les données des documents 1 et 3 ».

Le document 2 permet de calculer les différents volumes à partir des masses volumiques :

$$- V_{\text{eau}} = 18 \text{ mL ;}$$

$$- V_{\text{plomb}} = 2 \text{ mL ;}$$

$$- V_{\text{polystyrene}} = 1\,000 \text{ mL.}$$

$$\text{Exemple de calcul pour l'eau, sa masse volumique} \\ = 1\,000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{dm}^{-3} = 1 \text{ kg} \cdot \text{l}^{-1} = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \\ = 1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

D'où $V \text{ (mL)} = m/\rho = 18/1\,000 = 18 \times 10^{-3} \text{ L} = 18 \text{ mL}$.
La première impression est liée aux volumes respectifs des échantillons de masses identiques. Il semble qu'il y ait beaucoup plus de polystyrène que de plomb ou d'eau.

Il est nécessaire de calculer une grandeur qui permette d'évaluer le nombre d'entités. Il faut calculer la masse molaire de chaque substance puis la quantité de matière, étant donné qu'une mole contient toujours le même nombre d'entités.

$$M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{207,2} = 8,6 \times 10^{-2} \text{ mol} ;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{18,0} = 1,0 \text{ mol} ;$$

$$M(\text{poly}) = 208\,000 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } n = \frac{18}{208\,000} = 8,7 \times 10^{-5} \text{ mol}.$$

Il y a environ 10 000 fois plus de molécules d'eau que de polystyrène !

Les critères de la masse et du volume ne sont pas pertinents.

p. 22 ■ **ACTIVITÉ 3**

Couleur d'une solution

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ L'élève doit savoir depuis la seconde « caractériser un rayonnement monochromatique par sa longueur d'onde dans le vide ou dans l'air » L'étoile chromatique du doc. 4 permet alors d'associer une longueur d'onde à une couleur.

■ La fiche pratique p. 380 permet de réaliser le spectre d'absorption d'une solution.

■ La démarche élémentaire permet, à partir d'un spectre donné, de déterminer la couleur d'une solution de carotène. Cette méthode sera ensuite appliquée au problème posé.

➤ Démarche experte

Il s'agit de réaliser le spectre d'absorption de chacun des colorants (voire directement du mélange) puis de repérer les couleurs transmises et absorbées.

Le spectre du bleu patenté indique que ce colorant absorbe les longueurs d'onde correspondant au rouge et au orange.

Le spectre du jaune de tartrazine indique que ce colorant absorbe les longueurs d'onde correspondant au rouge au bleu et au violet.

La solution est alors de la seule couleur transmise : verte.

➤ Démarche avancée

1. Réaliser le spectre d'absorption de chacun des deux colorants (doc. 2).

2. a. Le bleu patenté absorbe de 590 nm à 800 nm, il transmet les longueurs d'onde de 280 nm à 590 nm. Le jaune de tartrazine absorbe de 380 nm à 480 nm, il transmet de 480 nm à 800 nm (doc. 4).

b. Le bleu patenté absorbe le rouge, l'orange et le jaune, il transmet le vert, le bleu et le violet. Il apparaît donc bleu.

Le jaune de tartrazine absorbe le violet et le bleu, il transmet le rouge, l'orange, le jaune et le vert. Il apparaît donc jaune (doc. 4).

c. Seul le vert est transmis par les deux solutions, c'est la couleur du mélange.

➤ Démarche élémentaire

1. En étudiant le spectre du β -carotène (doc. 3) :

a. Le β -carotène absorbe de 380 nm à 550 nm. Il transmet de 550 nm à 780 nm.

b. Le violet le bleu et le vert sont absorbés (doc. 4). Le jaune, l'orange et le rouge sont transmis. Une solution de β -carotène apparaît donc orange

2. Réaliser le spectre d'absorption de chacun des deux colorants (doc. 2).

a. Le bleu patenté absorbe de 590 nm à 800 nm, il transmet les longueurs d'onde de 280 nm à 590 nm. Le jaune de tartrazine absorbe de 380 nm à 480 nm, il transmet de 480 nm à 800 nm (doc. 4).

Le bleu patenté absorbe le rouge, l'orange et le jaune, il transmet le vert le bleu et le violet. Il apparaît donc bleu.

Le jaune de tartrazine absorbe le violet et le bleu, il transmet le rouge, l'orange, le jaune et le vert. Il apparaît donc jaune (doc. 4).

b. Seul le vert est transmis par les deux solutions, c'est la couleur du mélange.

p. 23 ■ **ACTIVITÉ 4**

Dosage par spectrophotométrie

Commentaires pédagogiques et compléments expérimentaux

■ La loi de Beer-Lambert est donnée doc. 3, on doit vérifier si elle est ici valide et utiliser ensuite le graphe pour déterminer la concentration d'une solution inconnue (Première approche d'un dosage par étalonnage.)

■ La fiche pratique p 380 permet de réaliser le spectre d'absorption d'une solution.

■ Animation

(→ disponible par l'application Bordas Flashpage, ainsi que sur les manuels numériques enseignant et élève.)

► Réalisation d'une dilution

■ p. 23

Cette application permet de réaliser une dilution à partir d'une solution mère. Ce protocole est répété question 2 afin de réaliser la gamme étalon.

► Exploitation et analyse

1. Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorbance (environ 640 nm) pour améliorer la précision des mesures.

2. a. et 2. b.

Solution-fille	Volume solution-fille V_f (mL)	Volume solution-mère prélevé V_0 (mL)	Concentration solution-fille $c_f = \frac{c_0 \times V_0}{V_f}$ ($\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
1	50	10	$\frac{34,4 \times 10}{50} = 6,9 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
2	50	20	$\frac{34,4 \times 20}{50} = 13,8 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
3	50	30	$\frac{34,4 \times 30}{50} = 20,6 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
4	50	40	$\frac{34,4 \times 40}{50} = 27,5 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Les concentrations sont très faibles, la loi de Beer-Lambert sera donc valide.

3. Il faut effectuer les mesures permettant de tracer le graphe $A = f(c)$. Puis utiliser ce graphe pour trouver la concentration inconnue à partir de la mesure de son absorbance. On trouve environ $12 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

► Synthèse

4. Calcul du nombre de bonbons qu'une personne de 70 kg peut consommer par jour :

$$n_{\text{bleu patenté 2 Scht}} = C_{\text{bleu patenté 2 Scht}} \cdot V_{\text{solution}} = 12 \times 10^{-6} \times 0,100 = 12 \times 10^{-7} \text{ mol.}$$

$$m_{\text{bleu patenté 2 Scht}} = n_{\text{bleu patenté 2 Scht}} \cdot M_{\text{bleu patenté}} = 12 \times 10^{-7} \times 583 = 7,0 \times 10^{-4} \text{ g.}$$

$$m_{\text{bleu patenté 1 Scht}} = \frac{7,0 \times 10^{-4}}{2} = 3,5 \times 10^{-4} \text{ g} = 0,350 \text{ mg.}$$

$$\text{DJA} = 2,5 \text{ mg} \cdot \text{kg}^{-1}, \text{ soit DJA} = \frac{175 \text{ mg}}{70 \text{ kg en bleu patenté}}$$

Nombre de bonbons consommables par jour en tenant compte de la DJA : $\frac{175}{0,350} = 500$ bonbons.

EXERCICES

■ Vérifier l'essentiel ■ p. 28

- 1 A et C. 2 A. 3 A et B.
 4 A. 5 A. 6 B.
 7 A et B.

■ Acquérir les notions

► Comptage d'entités chimiques

- 8 1. $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ entités.
 2. $M_C = N_A \cdot m_c = 6,02 \times 10^{23} \times 1,99 \times 10^{-23} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 3. Toutes les masses molaires atomiques sont répertoriées dans le tableau périodique.

9 Le propane de formule brute C_3H_8 est utilisé dans les bouteilles de gaz.

1. 3 mol de C et 8 mol de H.
 2. $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 M_C + 8 M_H = 3 \times 12,0 + 8 \times 1,0 = 44,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

10

Nom	Formule brute	Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
méthane	CH_4	16,0
ion fluorure	F^-	19,0
éthanol	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46,0
ammoniac	NH_3	17,0

11

Nom de l'entité	Masse (en g)	Masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)
proton	$1,67 \times 10^{-24}$	1,00
atome de sodium	$3,82 \times 10^{-23}$	23,0
molécule d'eau	$2,99 \times 10^{-23}$	18,0
bille	2,00	$1,20 \times 10^{24}$
ion magnésium	$4,04 \times 10^{-23}$	24,3

12 1. Les électrons sont environ 2 000 fois plus légers que les nucléons.

2. $m(^1_8\text{O}) = 16 \times 1,67 \times 10^{-24} = 26,7 \times 10^{-24} \text{ g}$.

3. $M(^{16}_8\text{O}) = N_A \times 26,7 \times 10^{-24} = 16,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

13 1. $N(^{35}\text{Cl}) = \frac{3}{4} \times N_A = 4,515 \times 10^{23}$ isotopes.

$N(^{37}\text{Cl}) = \frac{1}{4} \times N_A = 1,505 \times 10^{23}$ isotopes.

2. $m(^{35}\text{Cl}) = 4,515 \times 10^{23} \times 5,814 \times 10^{23} = 26,25 \text{ g}$.

$m(^{37}\text{Cl}) = 1,505 \times 10^{23} \times 6,146 \times 10^{-23} = 9,25 \text{ g}$.

3. $M_{\text{Cl}} = 26,25 + 9,25 = 35,50 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

14 1. Le volume molaire dépend de la pression.

2. Le volume molaire dépend de la température.

> Calcul des quantités de matière

15 1. $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 3\,420 \text{ g}$.

16 Un comprimé de vitamine C contient une masse $m = 500 \text{ mg}$ de vitamine C de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.

1. $M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. $n(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{0,500}{176} = 2,84 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

17

Nom	carbone	ion sulfate	acide nitrique
Formule brute	C	SO_4^{2-}	HNO_3
Masse molaire (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	12,0	96,1	63,0
Masse de l'échantillon (en g)	10,0	0,48	200
Quantité de matière (en mol)	0,833	$5,0 \times 10^{-3}$	3,17

18 1. $n = \frac{V}{V_m} = \frac{2\,400}{24} = 100 \text{ mol}$.

2. $V_m = \frac{V}{n} = \frac{12}{100} = 0,12 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3. Le volume molaire dépend de la pression.

19

Échantillon	1	2	3
Volume molaire (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)	24	22,4	85,0
Volume (en L)	1,5	50,0	5 000
Quantité de matière (en mol)	$6,3 \times 10^{-2}$	2,23	58,8

20 1. $C = \frac{n}{V} = \frac{2,50 \times 10^{-3}}{50,0 \times 10^{-3}} = 0,0500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. $49,9 \text{ mL} \leq V_{\text{mesuré}} \leq 50,1 \text{ mL}$.

3. Le milieu de l'intervalle correspond au meilleur estimateur $V = 50,0 \text{ mL}$.

La demi-largeur de l'intervalle défini est, en première approximation, un estimateur de l'incertitude-type $u(V) = 0,1 \text{ mL}$.

21

Solution	1	2	3
Concentration de la solution (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)	5,0	0,010	$5,00 \times 10^{-3}$
Volume de la solution (en L)	0,50	2,0	0,750
Quantité de matière de soluté (en mol)	2,5	0,020	$3,75 \times 10^{-3}$

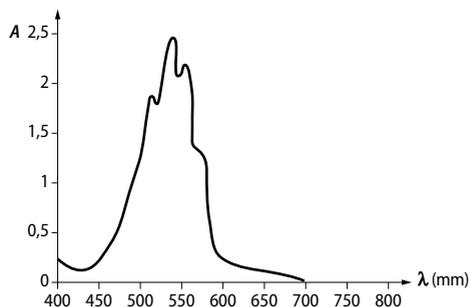
> Caractérisation des solutions

22 1. Les couleurs transmises sont le violet et le rouge.

Les couleurs absorbées sont l'orange, le jaune, le vert et le bleu.

2. Longueurs d'ondes transmises : de 380 nm à 450 nm et de 650 nm à 800 nm. Longueurs d'onde absorbées : de 450 nm à 600 nm.

3.



23 1. Les longueurs d'ondes sont absorbées de 520 nm à 700 nm, elles sont transmises de 380 nm à 520 nm.

2. Le rouge, l'orange, le jaune et une bonne partie du vert sont absorbés. Le violet et le bleu sont transmis.

3. Le colorant est bleu.

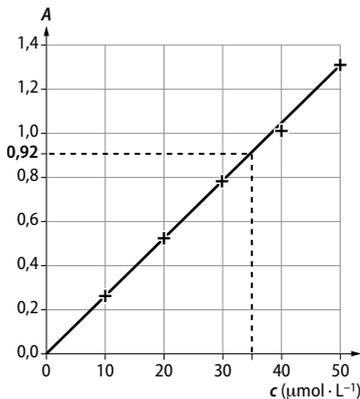
24 1. Il faut prélever un volume V_m de solution-mère à l'aide d'une pipette jaugée, l'introduire dans une fiole jaugée de volume V_f et compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

2. La quantité de matière prélevée dans la mère est la même que celle dans la solution-fille.

3.

Solution fille	1	2	3	4
VOLUME solution-mère prélevé V_0 (en mL)	10	20	30	40
VOLUME solution-fille V_f (en mL)	50	50	50	50
CONCENTRATION solution-fille $c_f = \frac{c_0 \times V_0}{V_f}$ (en $\mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	$\frac{34 \times 10}{50} = 6,8$	$\frac{34 \times 20}{50} = 14$	$\frac{34 \times 30}{50} = 21$	$\frac{34 \times 40}{50} = 27$

25 1. On trouve une droite qui passe par l'origine.



2. C'est une droite qui passe par l'origine.

3. L'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration (loi de Beer-Lambert).

4. En utilisant le graphique on trouve $c_s = 35,0 \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

26 1. Pour obtenir une bonne précision dans les mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption $\lambda_{\text{max}} = 475 \text{ nm}$.

2. On obtient une droite qui passe par l'origine. L'absorbance est proportionnelle à la concentration. La loi de Beer-Lambert est respectée.

3. Graphiquement, on trouve $c = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4. La solution commerciale est 10 fois plus concentrée :

$$c_{\text{commerciale}} = 10 \times 4,0 \times 10^{-3} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercices résolus

Exercices similaires

■ p. 32 et 33

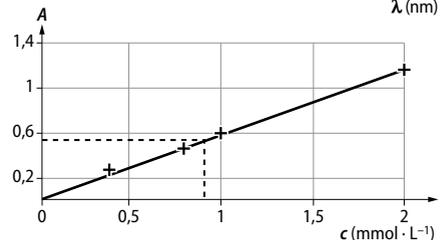
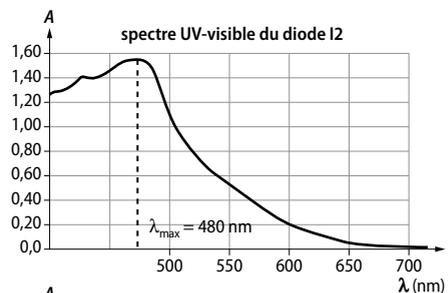
28 1. Solution acide : toutes les longueurs d'onde sont absorbées de 350 nm à 525 nm.

Solution basique : toutes les longueurs d'onde sont absorbées de 525 nm à 700 nm

2. Solution acide : les longueurs d'onde transmises de 525 nm à 750 nm correspondent au jaune et au rouge. Le BBT sera donc jaune orangé.

Solution basique : les longueurs d'onde transmises de 350 nm à 525 nm correspondent aux UV, au bleu et au vert. Le BBT sera donc bleu vert.

30 1. Il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption pour optimiser la précision des mesures. Ici on trouve $\lambda_{\text{max}} = 480 \text{ nm}$.



2. La courbe d'étalonnage nous donne la concentration de la solution diluée. $c_{\text{diluée}} = 0,90 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

La solution officinale est 200 fois plus concentrée

$$c_{\text{officinale}} = 180 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$n = C \cdot V = 0,180 \times 0,100 = 0,018 \text{ mol}$$

Croiser les notions

■ p. 34

31 1.

$$m(\text{Au}) = \rho \cdot V = 19,3 \times 11,5 \times 5,0 \times 1,0 = 11 \times 10^2 \text{ g}$$

$$n(\text{Au}) = \frac{m(\text{Au})}{M(\text{Au})} = \frac{11 \times 10^2}{197,0} = 5,6 \text{ mol}$$

2. $N(\text{Au}) = n(\text{Au}) \times N_A = 5,6 \times 6,02 \times 10^{23} = 34 \times 10^{23}$ atomes.

32 > Démarche experte (voir démarche élémentaire : les étapes sont identiques.)

► Démarche élémentaire

$$1. m(^{10}\text{B}) = 10 \times 1,67 \times 10^{-24} = 1,67 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$m(^{11}\text{B}) = 11 \times 1,67 \times 10^{-24} = 1,84 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$2. N(^{10}\text{B}) = \frac{20}{100} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,20 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

$$N(^{11}\text{B}) = \frac{80}{100} \times 6,02 \times 10^{23} = 4,82 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

$$3. M = 1,20 \times 10^{23} \times 1,67 \times 10^{-23} + 4,82 \times 10^{23} \times 1,84 \times 10^{-23} = 10,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$33 \quad 1. n = c \cdot V = 0,100 \times 2,00 = 0,200 \text{ mol.}$$

$$V = n \cdot V_m = 0,200 \times 25,0 = 5,00 \text{ L.}$$

$$2. 1,99 \text{ L} \leq V_{\text{mesuré}} \leq 2,01 \text{ L.}$$

3. Le milieu de l'intervalle correspond au meilleur estimateur $V = 2,00 \text{ L}$.

La demi-largeur de l'intervalle défini est, en première approximation, un estimateur de l'incertitude-type : $u(V) = 0,01 \text{ L}$.

$$34 \quad 1. 1 \text{ L de solution fournit } 10 \text{ L de } \text{O}_2 :$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{10}{22,0} = 0,455 \text{ mol.}$$

$$2. \text{ Donc } 250 \text{ mL fournissent : } \frac{0,455}{4} = 0,114 \text{ mol.}$$

$$\text{Alors } n(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times n(\text{O}_2) = 0,228 \text{ mol.}$$

$$3. c = \frac{0,228}{0,250} = 0,912 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$4. M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 34,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,228 \times 34,0 = 7,75 \text{ g.}$$

$$35 \quad 1. \text{ Dans un litre, soit } 1,5 \text{ kg : } m(\text{Cu}) = 20 \% \times 1,5 = 0,30 \text{ kg.}$$

$$2. n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{300}{63,5} = 4,7 \text{ mol.}$$

Il y a un seul atome de cuivre par composé ionique CuSO_4 donc $n(\text{CuSO}_4) = n(\text{Cu})$.

$$3. m(\text{CuSO}_4) = n(\text{CuSO}_4) \times M(\text{CuSO}_4) = 4,7 \times 159,6 = 750 \text{ g.}$$

$$C_m = \frac{750}{1} = 750 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

36 Taux de glucose dans le sang

Le taux de glucose dans le sang est un indicateur de certaines pathologies comme indiqué dans le tableau suivant.

Pathologies	Taux de glucose
Hypoglycémie	Moins de $70 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Normal	$70\text{-}100 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Prédiabète	$100\text{-}126 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$
Diabète	Au delà de $126 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$

Un test sanguin effectué sur un patient révèle un taux de $1,2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données : Formule brute de la molécule de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Le corps humain contient environ 6 L de sang.

1. Cette personne souffre-t-elle de diabète ou d'hypoglycémie ?

2. Quelle est la masse totale de glucose dans son sang ?

3. Théoriquement, quelle masse de glucose cette personne doit-elle ingérer pour recouvrer un taux normal ?

$$1. \text{ Dans un litre : } m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,2 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0) = 0,216 \text{ g ; et } 0,216 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 21,6 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}.$$

Cette personne souffre d'hypoglycémie.

$$2. m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = c_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times V = 0,216 \times 6,0 = 1,3 \text{ g.}$$

3. Pour une personne ayant un taux normal ($70 \text{ mg} \cdot \text{dL}^{-1}$) :

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = c_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times V = 0,700 \times 6,0 = 4,2 \text{ g.}$$

La personne doit manger $4,2 - 1,3 = 2,9 \text{ g}$ de glucose.

37 ► Démarche experte (voir démarche élémentaire : les étapes sont identiques.)

► Démarche élémentaire

1. On veut préparer 100 mL de solution, le tableau donne les quantités de matière pour 200 mL, il suffit de diviser les valeurs par 2.

Composition	glucose	saccharose	ion sodium
n (en mmol)	10,9	5,8	4,8

$$2. m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \times M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \\ m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10,9 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 12 \times 1,00 + 6 \times 16,0)$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10,9 \times 10^{-3} \times 180$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 1,96 \text{ g.}$$

$$3. V_1 = \frac{n_1}{C_1} = \frac{5,8 \times 10^{-3}}{1,16 \times 10^{-1}} = 0,050 \text{ L} = 50 \text{ mL.}$$

$$V_2 = \frac{n_2}{C_2} = \frac{4,8 \times 10^{-3}}{4,80 \times 10^{-1}} = 0,010 \text{ L} = 10 \text{ mL.}$$

4. Introduire 50 mL de solution S_1 , prélevé avec une pipette jaugée, dans une fiole jaugée de 100 mL.

Introduire 10 mL de solution S_2 , prélevé avec une pipette jaugée, dans la fiole jaugée de 100 mL.

Peser 1,96 g de glucose avec une balance et les introduire dans la fiole jaugée.

Homogénéiser le mélange.

Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en alignant l'œil avec le bas du ménisque.

38 1. La solution de tyrosine absorbe des longueurs d'onde situées dans le domaine UV. La solution n'est pas colorée.

2. Volume de S3 à prélever :

$$V_3 = \frac{C_4 \times V_4}{C_3} = \frac{5,0 \times 10^{-4} \times 100}{1,0 \times 10^{-3}} = 50 \text{ mL.}$$

Introduire 50 mL de la solution S₃, prélevés grâce à une pipette jaugée, dans une fiole jaugée de 100 mL. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

3. Pour améliorer la précision des mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption, ici $\lambda_{\text{max}} = 280 \text{ nm}$.

4. D'après la courbe d'étalonnage l'absorbance de la solution S étant de 1,0 la concentration de S est de $1,3 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. Soit une quantité de matière dans une gélule :

$$n = c \times V = 1,3 \times 10^{-3} \times 2,00 = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

5. La formule brute permet de calculer la masse molaire de la tyrosine : $M(\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3) = 181 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Alors $m(\text{C}_9\text{H}_9\text{NO}_3) = n \cdot M = 2,6 \times 10^{-3} \times 181 = 471 \text{ mg}$. La valeur trouvée est proche de la valeur inscrite sur le flacon de gélules. La différence peut être due à des imprécisions lors de la mesure des volumes des dilutions (il aurait fallu disposer des incertitudes de mesure) :

Pourcentage d'erreur

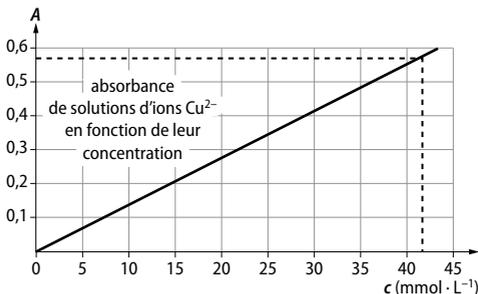
$$= \frac{\text{valeur théorique} - \text{valeur expérimentale}}{\text{valeur théorique} \times 100} = \frac{500 - 471}{500 \times 100} = 6 \%$$

39 1. a. Une solution d'ions fer (III) est de couleur jaune-vert car elle absorbe principalement dans le violet (entre 400 nm et 424 nm).

b. Une solution d'ions cuivre (II) est de couleur bleu-vert car elle absorbe principalement dans le rouge (entre 647 nm et 850 nm).

c. En travaillant à 800 nm, on est sûr que les ions fer (III) n'absorbent pas la lumière et donc que l'absorbance mesurée est uniquement due aux ions cuivre (II).

2. On trace le graphe $A = f(c)$:



On obtient une droite passant par l'origine, ce qui correspond bien à une situation de proportionnalité. La loi de Beer-Lambert est vérifiée.

3. On lit l'abscisse du point d'ordonnée $A = 0,575$ et on obtient $c = 42 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

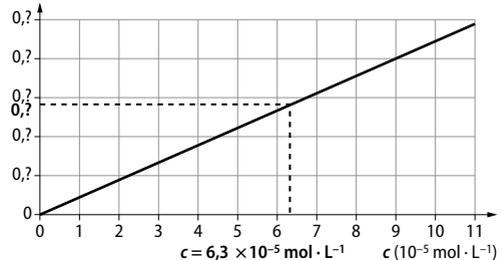
$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = c \cdot V \cdot M(\text{Cu}) = 42 \times 10^{-3} \times 0,100 \times 63,5 = 0,27 \text{ g.}$$

$$4. \% \text{ massique} = \frac{0,27}{3,93} \times 100 = 6,9\%$$

40 1. a. Le rouge et une partie du bleu sont transmis, la solution est violette.

b. Pour améliorer la précision des mesures, il faut se placer à la longueur d'onde du maximum d'absorption, ici $\lambda_{\text{max}} = 530 \text{ nm}$.

2. a. On trace le graphe $A = f(c)$.



On trouve graphiquement $c = 6,3 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. Ici, une graduation vaut $0,2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Masse de permanganate de potassium dans le bain :

$$m = c \cdot V \cdot M(\text{KMnO}_4) = 6,30 \times 10^{-5} \times 100 \times (39,1 + 54,9 + 4 \times 16,0) = 0,995 \text{ g}$$

La valeur obtenue est proche de celle préconisée par les aquariophiles, le bain est donc conforme.

41 Exemple d'exposé oral

(Utilisation de l'animation Bordas sur le principe de la spectrophotométrie.)

La lumière incidente est de la lumière blanche, elle composée de toute les radiations du visible (longueurs d'onde comprises entre 380 nm et 780 nm). Dans un premier temps le spectrophotomètre disperse (grâce à un prisme par exemple) cette lumière blanche et sélectionne une à une les radiations. Certaines de ces radiations sont absorbées par la solution étudiée, d'autres sont transmises.

L'absorbance de la solution pour une longueur d'onde donnée est mesurée par comparaison avec l'intensité transmise par le solvant utilisé (la solution de référence).

Le spectrophotomètre fournit alors un graphe appelé spectre d'absorption, il représente l'absorbance A en fonction de la longueur d'onde λ .

42 Exemple d'exposé oral

Les solutions absorbent une partie du rayonnement électromagnétique.

Seule les radiations transmises parviennent à nos yeux. La solution aura alors la couleur correspondant aux radiations transmises.

Acquérir des compétences p. 37 et 38

43 1. La solution a une absorbance de 0,40 ce qui correspond d'après le graphique (loi de Beer-Lambert) à $0,60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Il s'agit donc d'une solution à $0,60 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ en tout de glucose et de fructose puisque ces deux sucres réagissent de la même manière avec le DNS.

La solution a été diluée 10 fois donc les 50 mL ont une concentration $6,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. La solution diluée contient donc $m = c \cdot V = 6,0 \times 50 \times 10^{-3} = 0,300 \text{ g}$ de sucre.

Réponse à la problématique : ces 0,300 g de sucre sont contenus dans 0,60 g de miel. On calcule la teneur pour 100 g afin de comparer à la norme.

Masse de sucre (en g)	0,300	$\frac{0,300 \times 100}{0,60} = 50$
Masse de miel (en g)	0,60	100

La teneur est supérieure à 45 g de sucre pour 100 g de miel, donc la norme est respectée.

44 Lors d'une dilution une solution est diluée 100 fois.

La conception d'une solution 9 CH nécessite 9 dilutions successives, la teinture mère est donc diluée 100^9 fois.

Alors $c_{9\text{CH}} = \frac{c_{\text{TM}}}{100^9} = 10^{-18} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$n_{9\text{CH}} = c_{9\text{CH}} \times V = 10^{-18} \times 10 \times 10^{-3} = 10^{-20} \text{ mol}$.

Et $N_{9\text{CH}} = n_{9\text{CH}} \times N_{\text{A}} = 10^{-20} \times 6,02 \times 10^{23} = 6 \text{ 020}$ molécules dans 10 mL environ.

45 > Démarche experte

1. Les UVA de longueurs d'onde comprises entre 315 nm et 400 nm atteignent la surface terrestre. Le spectre d'absorbance du doc. 4 indique que

ces longueurs d'onde sont bien absorbées donc la crème est bien adaptée.

2. Le seuil d'efficacité est à 2,5 %. On cherche l'absorbance de cette crème sachant qu'à 3 % on a $A = 0,52$.

Le doc. 3 montre qu'il y a proportionnalité entre A et C

(loi de Beer-Lambert) donc $A_{2,5} = \frac{2,5 \times 0,52}{3} = 0,43$.

C'est au bout de 9 mois que la crème atteint le seuil d'efficacité : on ne peut pas garder un tube de crème d'une année sur l'autre.

> Démarche avancée

1. Les UVA de longueurs d'onde comprises entre 315 nm et 400 nm sont bien absorbées par la crème.

2. a. Le seuil d'efficacité est à 2,5 %. On cherche l'absorbance de cette crème sachant qu'à 3 % on a $A = 0,52$. Le doc. 3 montre qu'il y a proportionnalité entre A et C (loi de Beer-Lambert) donc

$A_{2,5} = \frac{2,5 \times 0,52}{3} = 0,43$.

b. C'est au bout de 9 mois que la crème atteint cette absorbance.

3. On ne peut donc pas garder un tube de crème d'une année sur l'autre.

46 1. Il faut tout d'abord introduire quelques bonbons bleus dans de l'eau et les filtrer une fois le colorant passé en solution.

Il faut ensuite réaliser sur le même graphe les spectres d'absorption des 3 échantillons de colorants et de la solution obtenue à partir des bonbons.

2. Les deux solutions qui ont la même longueur d'onde au maximum d'absorption sont de même nature. C'est ici le bleu brillant qui est présent dans les bonbons.