

1^{re}

Spé

Physique Chimie

1 DEVOIR



PAR SEMAINE

*Devenez incollable
à l'écrit !*

ellipses

Introduction

1 Comment utiliser l'ouvrage

Avant la rentrée de Première : l'élève peut traiter les devoirs abordant les révisions de Seconde.

Pendant l'année : l'enseignant aborde les notions dans l'ordre qui lui est propre. L'élève peut alors utiliser la table thématique pour retrouver les exercices qui correspondent aux notions qu'il a vues en classe avec son enseignant.

En fin d'année : l'élève peut faire les devoirs bilans de chaque thème, un peu comme s'il faisait un bac blanc : cela permettra d'ancrer durablement les notions pour l'année suivante.

Avant la rentrée de Terminale : l'élève avec quelques fragilités peut refaire les devoirs dans l'ordre chronologique pour combler des lacunes. Les élèves les plus performants qui veulent viser les plus hauts résultats seront amenés à traiter les devoirs bilan.

2 Méthodologie de travail

Pour acquérir une notion : tout est dans le bon TIMING !

La chronologie dans l'organisation de son travail personnel doit être progressive :

Étape 1 : devoir sur les rappels de seconde

Étape 2 : exercices sur la notion ciblée

Étape 3 : les corrigés

Étape 4 : devoir bilan.

3 S'entraîner pour les examens

Bien utiliser un devoir et son corrigé : clef de la réussite

- Avant de faire le devoir : apprendre le cours vu en classe.
- Faire le devoir dans le temps recommandé « en conditions d'examen » : écrire en bleu.
- En utilisant le cours, les fiches méthodes, compléter les réponses apportées précédemment mais en écrivant en vert.

- Utiliser le corrigé en écrivant ce qui manque à vos réponses en rouge, cette étape est essentielle !
- S'auto-évaluer : remplir la grille en fin de corrigé de chaque devoir avec les indicateurs de réussite suivants :
 - A : Tout est juste ou presque.
 - B : Quelques éléments « mineurs » ont été rajoutés lors de la correction en rouge.
 - C : Il y a au moins un élément de réponse juste écrit soit en bleu soit en vert.
 - D : Tout est en rouge.

4 Conseils pour réussir sa copie

Deux principes à appliquer :

Penser à l'évaluateur Il doit voir que vous avez des connaissances et que vous fournissez un travail sérieux. Comment • Citer les éléments du cours vous permettant de répondre : formule, définition, etc. • Écrivez les détails du raisonnement. • Toujours écrire une unité derrière un résultat calculé. • Aérer la rédaction. • Pour les calculs en plusieurs étapes, annoncer ce que vous faites.	Penser à vous Vous devez rester en confiance et ne pas perdre de temps. Comment • Respecter la durée prévue pour les exercices en fonction du barème. • Ne pas chercher à « trouver un truc » mais plutôt à utiliser les méthodes apprises. • Commencer par les exercices qui ressemblent le plus à ceux que vous connaissez.
--	--

5 Méthode pour rédiger une réponse calculatoire

Les étapes à suivre :

Formule (littérale) : $P = mg$	
Grandeurs de l'énoncé en SI	$P = 12\text{ mN} = 12 \cdot 10^{-3}\text{ N}$ $g = 9,8\text{ N/kg}$
Signification et unité des « lettres » de la formule	P en N, m en kg, g en N/kg
Identifier la grandeur cherchée	$m = ?$
Modifier la formule en fonction des données disponibles	$m = P/g$
Remplacer les lettres par les valeurs (AN)	$m = 12 \cdot 10^{-3} / 9,8$
Effectuer le calcul et donner le résultat avec une unité	$m = 1,2 \cdot 10^{-3}\text{ kg}$
Phrase de conclusion	Par exemple : la masse calculée est inférieure à celle donnée par le fabricant.



Devoir





Notions abordées

- Conversions unités
- Transformation de formules littérales

Exercice 1.1

3/20 pts

5 min

Utilisation de la calculatrice et chiffres significatifs

Effectuer les calculs ci-dessous à l'aide de la calculatrice et donner le résultat avec le bon nombre de chiffres significatifs.

- 1 $3\,560 - 70\,783 \times 50,1$
- 2 $2,5 \cdot 10^{-3} + (5,50 \cdot 10^{-3} + 34 \cdot 10^{-4})$
- 3 $8,78 \cdot 10^{-6} - (1,89 \cdot 10^3 / 2 \cdot 10^{-1})$

Exercice 1.2

7/20 pts

20 min

Conversions d'unités

Partie A : Effectuer le changement d'unité pour exprimer la valeur en unité du système international (unité SI)

- | | |
|-------------|------------------------|
| 1 2 405 kg | 4 0,0075 μs |
| 2 85,4 pm | 5 0,425 nmol |
| 3 0,0505 MA | |

Partie B : À partir des résultats obtenus ci-dessus, **établir** pour chaque exemple la notation scientifique

- | | |
|-------------|------------------------|
| 1 2 405 kg | 4 0,0075 μs |
| 2 85,4 pm | 5 0,425 nmol |
| 3 0,0505 MA | |

Partie C : Convertir dans l'unité demandée :

- | | |
|---|--|
| 1 50 cm^3 en m^3 | 3 35 $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$ en $\text{km} \cdot \text{h}^{-1}$ |
| 2 1 543 $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$ | 4 34 mm^2 en m^2 |

Exercice 1.3

10/20 pts

25 min

Transformation de formules littérales

Pour chaque formule, **transformer** la formule littérale pour extraire le terme en gras.

1 $U = \mathbf{R} \times I$

2 $n = \frac{\mathbf{N}}{N_a}$

3 $C_m = \frac{\mathbf{m}}{\mathbf{V}}$

4 $F_g = G \times \frac{\mathbf{m_A} \times m_B}{d^2}$

5 $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OF'}}$; transformer la formule pour extraire $\overline{OA}$.

6 $F_g = G \times \frac{\mathbf{m_A} \times m_B}{d^2}$; transformer la formule pour extraire d .

7 $T = 2 \times \pi \times \sqrt{\frac{\mathbf{\ell}}{g}}$; transformer la formule pour extraire g .

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Chiffres significatifs** : chiffres dans un nombre qui ont un sens d'un point de vue des sciences physiques (attention la définition est différente en mathématiques).
➡ Voir Fiche méthode 1.
- ❖ **Unité SI** : Les formules correspondantes aux différentes lois (loi d'Ohm, etc.) sont toujours exprimées en prenant les grandeurs dans les unités du système international.
➡ Voir Fiche méthode 1.
- ❖ **Formule littérale** : Formule uniquement avec les symboles des grandeurs sans valeur numérique. Penser à préciser les unités SI des grandeurs.
- ❖ **Notation scientifique** : Écriture d'un nombre à l'aide de puissance de 10 sous la forme $a \cdot 10^b$ avec a un nombre décimal tel que $1 \leq a < 10$ et b entier relatif.



Notions abordées

- ▶ Modélisation/Droite
- ▶ Incertitudes

Exercice 2.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- Quelques notions et définitions :
 - Pour mesurer la vraie longueur d'un objet (un stylo par exemple) il faut utiliser l'appareil de mesure permettant d'atteindre la résolution la plus faible (nm par exemple).
 - Si on mesure plusieurs fois la même grandeur, on peut dire que la série de mesures est fidèle si la moyenne des mesures est proche de la valeur vraie.
 - Pour une règle graduée au millimètre on dit qu'elle a une précision de 1 mm.
- On pose un objet sur une balance, la valeur affichée est de 12,53 g. Le constructeur indique une tolérance de 0,03 g :
 - La balance est juste à 0,01 g près.
 - La masse de l'objet est comprise entre 12,50 g et 12,56 g.
 - L'incertitude de mesure est de 0,01 g.
- La Loi d'Ohm peut s'énoncer ainsi : $U = R \times I$
 - U et I sont proportionnels.
 - U et R sont inversement proportionnels.
 - La représentation de I en fonction de U est une droite.
 - $I = U/R$.

Exercice 2.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Des élèves ont mesuré simultanément la tension et l'intensité électrique aux bornes d'une résistance, puis ils ont représenté ces résultats expérimentaux sur un graphique (Figure 2.1).

Formule donnée : $U = R \times I$

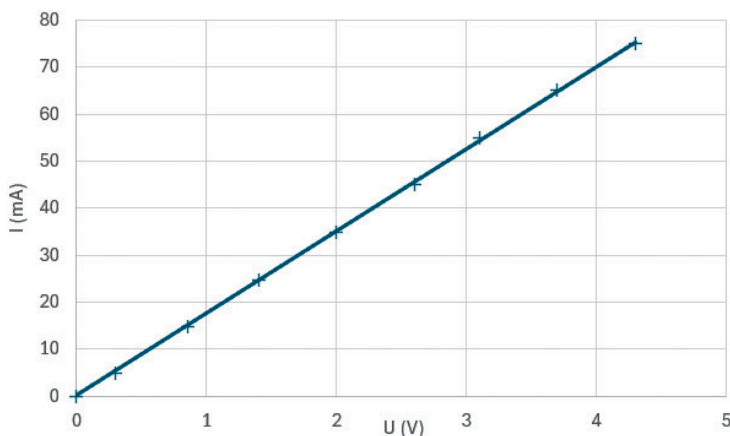


Figure 2.1 : Tracé de I en fonction de U

- 1 **Montrer que** la loi d'Ohm est vérifiée pour ce dipôle.
- 2 **Déterminer** l'équation de la droite tracée sur la Figure 2.1.
- 3 **Calculer** la valeur de la résistance.
- 4 Le fabricant de la résistance donne une valeur de $60\ \Omega$ avec une tolérance de 10 %. **Valider** les résultats expérimentaux.

Exercice 2.3

9/20 pts

25 min

Problème

L'enseignant met à votre disposition une boîte de masse marquée, un élastique et une règle graduée au millimètre. Il vous met au défi d'utiliser ces matériels pour concevoir une « balance artisanale » et de s'en servir pour mesurer la masse d'un objet de masse inconnue.

Aide de l'enseignant : l'allongement de l'élastique est proportionnel à la force que l'on exerce sur lui.

- 1 **Proposer** un protocole permettant de déterminer cette masse.
- 2 Ci-dessous sont répertoriées les mesures de l'allongement de l'élastique en fonction de la masse. **Justifier que** cet élastique peut être utilisé comme balance.

Masse en g	0	50	100	150	200
Allongement de l'élastique en cm	0	2,1	4,5	6,4	9,4

- 3 Pour l'objet de masse inconnue on mesure une longueur de 5,5 cm, **calculer** la masse de cet objet.

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Équation de droite** : C'est l'expression mathématique permettant de relier les valeurs des abscisses et des ordonnées.
➡ Pour son calcul voir Fiche méthode 4.
- ❖ **Incertitude de mesure** : Toute mesure est associée à des erreurs de mesure dues aux appareils ou méthodes utilisées. L'incertitude associée à la mesure est une estimation de l'ensemble de différentes erreurs, on l'appelle aussi incertitude type.
- ❖ **Proportionnel/proportionnalité** : Deux grandeurs A et B sont proportionnelles si $A/B = \text{constante}$ ou au lycée on préférera $A = \text{constante} \times B$. On peut aussi repérer une situation de proportionnalité sur un graphique si la représentation de A en fonction de B (ou $B = f(A)$) est une droite passant par l'origine.
- ❖ **Résolution** : Elle peut être associée à la « finesse » avec laquelle une mesure est effectuée à l'aide d'un appareil, elle peut être assimilée au lycée au nombre de « chiffre derrière la virgule » donné par un appareil.
- ❖ **Valeur vraie** : C'est la vraie valeur d'une grandeur qui par définition n'est jamais atteignable par une mesure car celle-ci est toujours associée à une incertitude de mesure.



Devoir 3

Notions abordées

- Microcontrôleur
- Programmation Python

Exercice 3.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- 1 Les microcontrôleurs :
 - a. Les entrées analogiques d'un microcontrôleur « se comportent » comme des voltmètres.
 - b. Un microcontrôleur peut être programmé en langage Python.
 - c. Un microcontrôleur peut mesurer de manière indirecte une intensité électrique.
- 2 Le langage de programmation Python :
 - a. Le symbole # permet d'arrêter la lecture d'un programme.
 - b. Dans le langage Python le séparateur des décimales est la virgule.
 - c. Le nom des variables peut être choisi arbitrairement en utilisant par exemple des mots : distance, temps, etc.
- 3 Soit le script suivant :

```
x = [0, 0.5, 1.5, 3.5, 5]
dt = 0.05
longueur = len(x) # len retourne le nombre de valeurs
contenues dans une liste
v = []
for i in range (0, ): # ligne à compléter
v.append((x[i+1]-x[i])/(dt))
print(«v =», v)
```

 - a. Le programme va devoir calculer la valeur de v 4 fois.
 - b. La valeur de v calculée au point 2 sera 20,0.
 - c. Pour la ligne à compléter on doit écrire (0, longueur).
 - d. v = [] est incomplet, des nombres doivent être indiqués dans les crochets.

Exercice 3.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

On se propose d'étudier un détecteur de luminosité. On dispose d'un montage électrique (Figure 3.1) comportant un microcontrôleur permettant d'allumer ou d'éteindre une lampe en fonction de la luminosité ambiante. Le capteur utilisé sera une photorésistance dont la résistance diminue quand la luminosité augmente. Ici on choisira d'allumer une LED quand la luminosité deviendra trop faible.

```
void setup ()
{
  Serial.begin(9600);
}
void loop ()
{
  int mesure = analogRead(A4);
  int reference=530; // Valeur seuil d'éclairage
  int sortie= map(mesure,0, 1023, 255, 0);
  analogWrite (3,sortie);
  delay(100); // Wait for 100 millisecond(s)
}
```

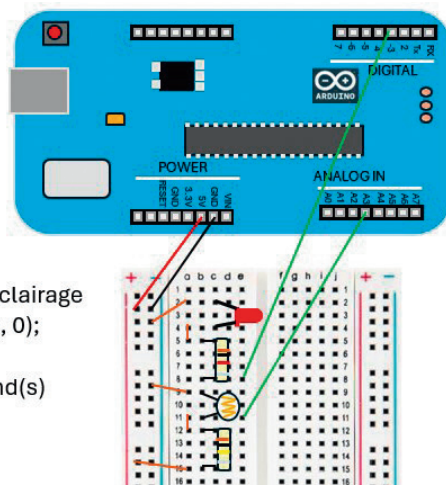


Figure 3.1 : Montage électrique détecteur de luminosité.

- 1 **Proposer** un schéma de ce circuit électrique à l'aide de symboles normalisés.
- 2 Le programme ne permet pas l'allumage de la lampe **indiquer** où se situe l'erreur dans le programme.
- 3 **Justifier** pourquoi il y a une boucle avec un délai de 100 ms.
- 4 **Indiquer** à quoi correspond la valeur 530.

Exercice 3.3

9/20 pts

25 min

Problème

- 1 On propose le programme ci-dessous (Figure 3.2) qui permet à partir d'un stock de matières premières de connaître le nombre de sandwiches que l'on peut réaliser en fonction de la recette choisie. Pour simplifier l'étude ici, on ne prend que deux ingrédients. **Proposer** une suite à ce programme permettant d'afficher la quantité d'ingrédients restants.

```

(1)→stockpain = eval(input("combien de tranches de pain en
    stock ?"))
(2)→stocksteak = eval(input("combien de steaks en stock ?"))
(3)→pain = float(input("combien de tranches de pain dans le
    sandwich ?"))
(4)→steak = float(input("combien de steak dans le sandwich ?"))
(5)→painlimi = stockpain/pain
(6)→steaklimi = stocksteak/steak
(7)→if painlimi<steaklimi:
(8)→  nb=painlimi
(9)→  print("on peut faire",nb,"sandwich")
(10)else:
(11)  nb = steaklimi
(12)  print("on peut faire", nb, "sandwich")

```

Figure 3.2 : Programme de fabrication de sandwichs

- 2 On propose le programme Python ci-dessous (Figure 3.3) permettant de calculer une moyenne avec des coefficients. On teste le programme avec 2 notes : 10 coefficient 1 et 20 coefficient 2. **Déterminer** la valeur des variables totcoef et notetot au moment où le programme calcule la moyenne.

```

(1)→nb_notes = int(input("Entrer le nombre de notes:"))
(2)→totcoef = 0
(3)→notetot = 0
(4)→liste = []
(5)→for i in range (nb_notes):
(6)→  note = float (input("Entrer note:"))
(7)→  coef = float (input("Entrer coef de la note:"))
(8)→  totcoef =totcoef + coef
(9)→  notetot = note *coef +notetot
(10)→moyenne = notetot/totcoef
(11)→print ("la moyenne est : ", moyenne)

```

Figure 3.3 : Programme pour calculer une moyenne avec coefficients

- 3 Pour être plus efficaces dans le traitement de grandes séries de valeurs, on utilise souvent des listes dans les programmes. On peut par exemple calculer une moyenne pondérée à l'aide du programme donné Figure 3.4 pour la série de notes : 10 coef 1 ; 20 coef 2 ; 15 coef 0,5. **Identifier** l'erreur présente à la ligne 2 et **proposer** une correction.

```
(1)→note = [10,20,15]
(2)→coef = [1,2,0,5]
(3)→N = len(note) # Nombre de notes
(4)→notecoeff = [0]*N # Liste de N éléments à zéro
(5)→for i in range(0, N):
(6)→ notecoeff[i] = note[i]*coef[i]
(7)→moyenne = sum(notecoeff)/sum(coef)
(8)→print("la moyenne est", round(moyenne, 2))
```

Figure 3.4 : Programme pour calculer une moyenne à l'aide d'une liste.

- 4 À partir du programme de la question 3 (Figure 3.4), une fois la ligne (2) corrigée, **déterminer** le calcul effectué par le programme à la ligne 6 pour $i = 2$.

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Microcontrôleur** : appareil électronique disposant d'une capacité de calcul qui peut recevoir des informations via ses entrées (souvent reliées à des capteurs en lycée) et qui a des sorties sur lesquelles des signaux électriques peuvent être produits grâce à un programme.
- ❖ **Capteur** : composant électrique transformant une grandeur physique en un signal électrique, par exemple un capteur de pression, de température...



Devoir 4

Notions abordées

- Quantité de matière
- Dilution/Dissolution
- Réaction chimique/Réactif limitant
- Programmation

Exercice 4.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- Quelles sont les propositions correctes :
 - V signifie volume exprimé en L (SI).
 - m signifie masse exprimée en kg (SI).
 - ρ peut être exprimée en g/mL.
- Quelle est la formule correcte ?
 - $m = C_m / V$
 - $m = \rho \times V$
 - $n = N_A \times N$
- Quelles sont les équations équilibrées ?
 - $C_3H_8 + 6 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
 - $Cu^{2+} + 2 HO^- \rightarrow Cu(OH)_2$
 - $Al^{3+} + Cl^- \rightarrow AlCl$
 - $MgCl_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2 Cl^-$

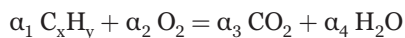
Exercice 4.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Pierre a été puni par son professeur de physique chimie il a près de 50 équations bilan de combustion à équilibrer. Il remarque de nombreuses similitudes entre toutes les équations : il y a toujours O_2 en réactif et CO_2 et H_2O en produits. Ce qui change c'est la molécule impliquée dans la combustion mais Pierre observe rapidement qu'elles sont toutes composées uniquement de carbone et d'hydrogène. Il propose donc une écriture générale pour ces équations :



- Donner** le principe de conservation de la matière au cours d'une transformation chimique.
- En appliquant la conservation de la matière à l'élément carbone on obtient l'équation : $x \alpha_1 = \alpha_3$. **Établir** de même les équations de conservation pour les éléments O et H.
- Pierre a préparé le script Python suivant (seul le début est donné). **Compléter** les lignes permettant de calculer α_2 et α_4 .

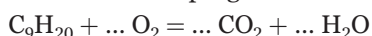
```

(1) #l'utilisateur doit saisir les valeurs de son équation
(2) x=input("entrer x:")
(3) y=input("entrer y:")
(4) alpha1=input("entrer alpha1:")
(5) alpha1=int(alpha1)
(6) #Relation permettant de calculer les coefficients alpha :
(7) alpha3=x*alpha1
(8) alpha4=..... #A compléter
(9) alpha2=..... #A compléter
.....
(31) #Permet au programme d'afficher le résultat des calculs
(32) Print("l'équation est :", alpha1,"C",x,"H",y,"+",
alpha2,"O2","->", alpha3,"CO2","+ ",alpha4,"H2O")

```

Figure 4.1 : Programme pour équilibrer une équation

- 4 Pierre teste son programme sur l'équation :



Établir les valeurs à saisir dans le programme pour x, y et α_1 ainsi que les valeurs retournées par le programme pour α_2 , α_3 et α_4 .

Exercice 4.3

9/20 pts

25 min

Problème

Un préparateur de lycée doit réaliser 500,0 mL de solution aqueuse S_1 de sulfate de fer II (Fe^{2+} , SO_4^{2-}) de concentration en masse $C_{m1} = 2,5 \text{ g.L}^{-1}$.

- Donner** le nom de cette opération puis **proposer** un protocole permettant de la réaliser.
- Calculer** la masse de sulfate de fer à peser pour réaliser cette solution.
- On souhaite préparer 50,0 mL d'une solution fille S_2 telle que $C_{m2} = 1,0 \text{ g.L}^{-1}$. **Donner** le nom de cette opération puis **calculer** le volume de S_1 à prélever.
- On mélange $6,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ de Fe^{2+} avec $4,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ d'ions HO^- . Ces deux ions réagissent selon l'équation proposée ci-dessous. **Déterminer** le réactif limitant.

$$\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{HO}_{(\text{aq})}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{s})}$$

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- » **Réactif limitant/excès** : réactif dont la quantité de matière s'annule en premier, la transformation s'arrête alors quelles que soient les quantités de matière des autres réactifs appelés alors réactifs en excès.

Formulaire

$n = \frac{N}{N_A}$	n N N_A	mol / mol^{-1}	Quantité de matière Nombre d'entités ions, molécules, etc. Nombre d'Avogadro : $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
$C_m = \frac{m}{V}$	Cm m V	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ g L	Concentration massique Masse de l'échantillon Volume de solution
$\rho = \frac{m}{V}$	ρ m V	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ g L	Masse Volumique (En physique on utilise kg/m^3) Masse de l'échantillon Volume de l'échantillon



Notions abordées

- ▶ Quantité de matière
- ▶ Dissolution/Dilution

Exercice 5.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- 1 Une coupelle de pesée contenant 1 mole de sucre et 1 mole de sel ont :
 - a. même masse
 - b. une masse différente
 - c. même volume
 - d. un volume différent
- 2 Le volume molaire V_m :
 - a. varie avec la température
 - b. $V_m = \frac{V}{n}$
 - c. varie en fonction du gaz
- 3 L'éthanol a une masse molaire de 46 g.mol^{-1} , sa masse volumique est de $0,79 \text{ g.cm}^{-3}$. On en prélève $20,0 \text{ cm}^3$. Calculer la quantité de matière prélevée.
 - a. $7,3 \cdot 10^2 \text{ mol}$
 - b. $2,9 \text{ mol}$
 - c. $0,34 \text{ mol}$

Exercice 5.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Un élève de première spécialité doit préparer $200,0 \text{ mL}$ d'une solution de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) à $5,0 \text{ g.L}^{-1}$.

- 1 **Calculer** la masse molaire du glucose.
- 2 **Calculer** la masse de glucose à peser pour préparer cette solution par dissolution.
- 3 **Calculer** la quantité de matière de glucose présente dans cette solution.
- 4 **Calculer** la concentration en quantité de matière en glucose dans cette solution.

Données : masses molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{C}) = 12,0$; $M(\text{O}) = 16,0$

Exercice 5.3

9/20 pts

25 min

Problème

Un professeur de spécialité doit préparer pour le TP de ses élèves 500,0 mL d'acide chlorhydrique de concentration en quantité de matière $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Il ne dispose en réserve que d'un flacon où figurent les informations suivantes :

$$\text{Densité} = 1,18 - P_m = 37 \% - M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 1 À partir des données, **exprimer** la masse de la solution (m_{solution}) en fonction de d , V et ρ_0 .
- 2 À partir de l'expression du pourcentage massique en HCl, **exprimer** la masse d'acide chlorhydrique (m_{HCl}) contenu dans le flacon en fonction de $P_m(\text{HCl})$, d , V et ρ_0 .
- 3 En vous aidant de l'expression établie à la question 2, **exprimer** la *concentration en quantité de matière* $C(\text{HCl})$ en acide chlorhydrique en fonction de m_{HCl} , M_{HCl} et V .
- 4 **Calculer** la *concentration en quantité de matière* de la solution contenue dans le flacon et vérifier que la valeur est proche de $12 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- 5 **Calculer** le volume de solution que le professeur doit prélever pour préparer la solution diluée dont il a besoin pour faire le TP.

Données : $\rho_0 = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Masse molaire** : masse d'une mole d'entité. Elle s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de tous les atomes contenus dans l'entité. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- ❖ **Quantité de matière** : grandeur macroscopique permettant de regrouper $6,02 \cdot 10^{23}$ entités (atomes, ions, molécules) identiques. Elle s'exprime en mol.
- ❖ **Concentration en quantité de matière** : Rapport d'une quantité de matière sur le volume de solution. Elle s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Selon les exercices elle est notée soit C soit c .

Formulaire

$n = \frac{m}{M}$	n m M	mol g g.mol ⁻¹	quantité de matière masse masse molaire
$C = \frac{n}{V}$	C n V	mol.L ⁻¹ mol L	concentration en quantité de matière quantité de matière volume
$n = \frac{V}{V_m}$	n V V _m	mol L L.mol ⁻¹	quantité de matière volume de gaz volume molaire
$d = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_0}$	ρ_{solution} ρ_0	kg.m ⁻³ kg.m ⁻³	masse volumique de la solution masse volumique de l'eau
$P_m(A) = \frac{m(A)}{m(\text{tot})} \times 100$	P _m (A) m(A) m(tot)	% g g	pourcentage en masse de l'espèce A dans le mélange masse de l'espèce A dans le mélange masse du mélange



Devoir 6

Notions abordées

- Loi de Beer Lambert
- Quantité de matière
- Dilution/Dissolution
- Modélisation/Droite
- Programmation
- Incertitude

Exercice 6.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / Faux

- 1 Absorbance et couleur :
 - a. Une solution colorée absorbe dans l'infrarouge (IR).
 - b. Pour vérifier la loi de Beer Lambert, il faut régler le spectrophotomètre à la longueur d'onde correspondant à la couleur de la solution.
 - c. L'absorbance est une grandeur sans unité.
 - d. La loi de Beer Lambert est vérifiée pour toutes les solutions colorées.
- 2 Si pour une solution de concentration en quantité de matière c la loi de Beer Lambert est vérifiée alors on peut écrire :
 - a. $c = \frac{A}{k}$
 - b. $k = \frac{c}{A}$
 - c. $A = k \times c_m \times M$
- 3 La mesure des absorbances d'une gamme étalon de sulfate de cuivre (masse molaire $M = 249,69 \text{ g.mol}^{-1}$) permet d'obtenir la modélisation suivante : $A = 350 \times c$ avec c en mol.L^{-1} . La mesure de l'absorbance d'une solution de concentration inconnue donne $A = 0,28$.
 - a. Le coefficient de proportionnalité 350 est sans unité.
 - b. La concentration massique de cet échantillon est de $0,2 \text{ g.L}^{-1}$.
 - c. La concentration en quantité de matière de cet échantillon est de $8,0.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 6.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Lors d'une séance de travaux pratiques, des élèves doivent déterminer si la loi de Beer Lambert est vérifiée pour une solution de permanganate de potassium. L'enseignant leur fournit un spectre d'absorption (Figure 6.1) ainsi qu'un cercle chromatique (Figure 6.2) :

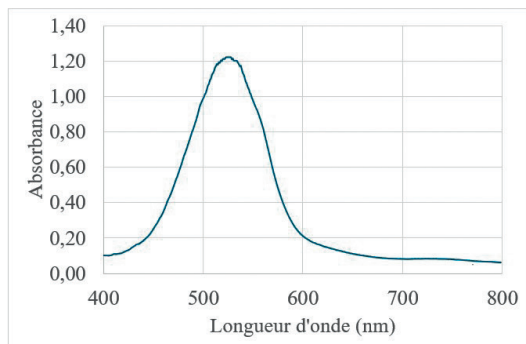


Figure 6.1 : spectre de la solution de permanganate de potassium

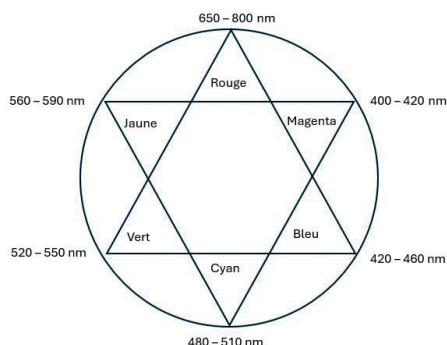


Figure 6.2 : cercle chromatique

- 1 **Justifier** la longueur d'onde à laquelle les élèves doivent régler le spectrophotomètre.
- 2 À l'aide du spectre et des informations fournies, **indiquer en justifiant** votre réponse la couleur de la solution.
- 3 **Expliquer** en quoi consiste l'étape « faire le blanc » sur le spectrophotomètre. Après avoir réalisé des solutions étalons, les élèves mesurent leur absorbance, puis à l'aide d'un tableur représentent $A = f(c)$ et obtiennent la Figure 6.3 :

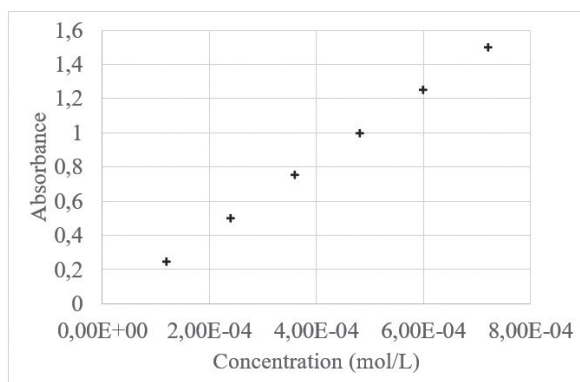


Figure 6.3 : Graphique représentant l'absorbance en fonction de la concentration

- 4 À partir de la Figure 6.3, **montrer que** la loi de Beer Lambert est vérifiée et **établir** son expression ici.

Exercice 6.3

9/20 pts

25 min

Problème

Une entreprise agroalimentaire souhaite remplacer le colorant vert issu de l'industrie chimique qu'elle utilise habituellement, par un colorant naturel contenant de la chlorophylle. Pour pouvoir adapter les recettes, la concentration en chlorophylle du colorant doit être supérieure à $0,60 \text{ g.L}^{-1}$.

Les ingénieurs du secteur R&D (recherche et développement) doivent donc déterminer la concentration en chlorophylle du colorant naturel.

Données : $M(\text{chlorophylle}) : 893,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$$\text{Écart relatif d'une grandeur } X : \Delta X = \frac{|X_{\text{expérimental}} - X_{\text{théorique}}|}{X_{\text{théorique}}} \times 100$$

- 1 La solution de colorant naturel notée S_0 est trop concentrée et doit être diluée 20 fois. Il faut préparer 100,0 mL de solution diluée notée S_{inc} . Parmi la liste de matériel ci-dessous, **choisir** en justifiant ceux qui seront utilisés pour effectuer la dilution (3) :

Béchers : 200 mL, 100 mL, 50 mL

Éprouvettes graduées : 125 mL, 100 mL, 50 mL

Fioles jaugées : 250,0 mL, 200,0 mL, 100,0 mL

Pipettes jaugées : 25,0 mL, 20,0 mL, 10,0 mL, 5,0 mL.

Des solutions étalons sont réalisées et leur absorbance est mesurée, les données sont regroupées dans le tableau suivant :

A	0,15	0,25	0,33	0,40	0,82	1,8
c (mol.L ⁻¹)	$1,0 \cdot 10^{-5}$	$1,6 \cdot 10^{-5}$	$2,1 \cdot 10^{-5}$	$2,6 \cdot 10^{-5}$	$5,1 \cdot 10^{-5}$	$10,1 \cdot 10^{-5}$

Pour exploiter ces valeurs, les ingénieurs utilisent un programme Python qui permet de représenter $A = f(c)$ et de proposer une modélisation des résultats par une fonction linéaire. Les premières lignes du script sont représentées ci-dessous :

```
1 import numpy as np
2 import matplotlib.pyplot as plt
3 import scipy.stats as sc
4
5 # Données expérimentales
6 C=np.array([1e-5, 1.6e-5, 2.1e-5, 2.6e-5, 5.1e-5, 10.1e-5]))
7 A=np.array([...]) # à compléter
8
9 # Affichage du graphique
10 plt.plot(C,A,'r+',label='A=f(C)')
11 plt.xlabel(...) # à compléter
12 plt.ylabel("Absorbance")
13 plt.grid()
14 plt.title('Evolution de l\'absorbance en fonction de la concentration')
15 plt.show()
```

Figure 6.4 : script python permettant de représenter $A = f(C)$

- 2 Recopier les lignes 7 et 11 puis les **compléter**.
Une fois complété et exécuté, le programme affiche les indications suivantes :
Modèle proposé : $A = 18\,128,5 \times C$ Coefficient de corrélation $r^2 : 0,996$.
- 3 À partir du modèle proposé par le programme, que peut-on **en déduire** sur la validité de la *loi de Beer Lambert* ?
- 4 Les ingénieurs réalisent la mesure de l'absorbance de la solution S_{inc} et obtiennent la valeur de $A_{\text{inc}} = 0,63$. **Calculer** la concentration en quantité de matière de l'échantillon dilué.
- 5 **En conclure** si ce colorant pourra être utilisé pour les recettes de l'entreprise.

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Spectrophotomètre** : Appareil permettant de mesurer l'absorbance d'une solution. Il est utilisé pour réaliser des spectres d'absorption ou pour appliquer la loi de Beer Lambert.
- ❖ **Absorbance** : notée A c'est une grandeur sans unité qui permet de relier la « quantité de lumière » absorbée par une solution à une longueur d'onde donnée, elle est liée à la couleur des solutions.

Formulaire

Loi de Beer Lambert :	C	mol.L^{-1}	concentration en quantité de matière
$A = k \times C$	k	L.mol^{-1}	coefficient de proportionnalité
	A	sans unité	absorbance
avec $k = \varepsilon \times \ell$	ε	$\text{L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$	coefficient d'extinction molaire
	ℓ	cm	largeur de cuve



Devoir 7

Notions abordées

- Oxydoréduction
- Loi de Beer Lambert
- Réaction chimique/Réactif limitant

Exercice 7.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

1 Définitions

- a. Un oxydant est une espèce chimique qui perd des électrons.
- b. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, il y a un échange d'électrons entre deux couples oxydant/réducteur.
- c. $\text{Cl}_{(\text{aq})}^- / \text{Cl}_{2(\text{g})}$ est un couple oxydant/réducteur.

2 Dans l'équation $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{Ag}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + 2\text{Ag}_{(\text{aq})}^+$

- a. $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ est oxydé.
- b. $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$ perd des électrons.
- c. Ag est le réducteur du couple $\text{Ag}_{(\text{aq})}^+ / \text{Ag}_{(\text{s})}$.
- d. Un des couples ox / red est : $\text{Ag}_{(\text{s})} / \text{Ag}_{(\text{aq})}^+$.

3 En faisant réagir en milieu acide des ions permanganate ($\text{MnO}_{4(\text{aq})}^-$), appartenant au couple $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- / \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$ avec des ions ferreux ($\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$), appartenant au couple $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} / \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$, l'équation de réaction est :

- a. $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- + 8 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} \rightarrow \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$
- b. $\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} \rightarrow \text{MnO}_{4(\text{aq})}^- + 8 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$
- c. $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- + 8 \text{H}_{(\text{aq})}^+ + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+} \rightarrow \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 5 \text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$

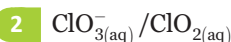
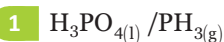
Exercice 7.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Écrire pour chaque couple oxydant/réducteur les demi-équations suivantes en milieu acide :



On étudie maintenant l'oxydation de l'eau oxygénée ($\text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})}$) par les ions permanganate ($\text{MnO}_{4(\text{aq})}^-$), oxydant puissant.

3 **Écrire** les couples oxydant/réducteur intervenant dans cette réaction.

- 4 **Écrire** les demi-équations électroniques pour chaque couple puis **écrire** la réaction d'oxydoréduction mise en jeu.

Données : $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$; $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{2(\text{l})}$; $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^- / \text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$

Exercice 7.3

9/20 pts

25 min

Problème

Des élèves de première spécialité doivent déterminer en travaux pratiques la concentration en quantité de matière en ions iodure $\text{I}_{(\text{aq})}^-$ dans les 50,0 mL de solution d'iodure de potassium qu'ils ont à leur disposition. Voici les informations dont ils disposent :

- Solution de peroxodisulfate ($\text{S}_2\text{O}_{8(\text{aq})}^{2-}$) a une concentration en quantité de matière égale à $4,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Couples oxydant / réducteur : $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}_{(\text{aq})}^-$ et $\text{S}_2\text{O}_{8(\text{aq})}^{2-} / \text{SO}_{4(\text{aq})}^{2-}$.
- La seule espèce colorée en solution est le diiode, de couleur marron. Ils disposent d'un spectrophotomètre réglé à la longueur d'onde de 600 nm pour effectuer l'étude.

- 1 **Écrire** la réaction d'oxydoréduction se produisant en milieu acide.
- 2 **Justifier** pourquoi cette transformation peut être suivie par spectrophotométrie.

Les élèves ont mélangé 20,0 mL de solution de peroxodisulfate avec 20,0 mL de solution d'iodure.

- 3 **Calculer** la quantité de matière d'ions peroxodisulfate introduite.

En fin de transformation, les élèves mesurent l'absorbance du mélange réactionnel et obtiennent $A = 0,90$ à la longueur d'onde de 600 nm. La loi de Beer-Lambert dans cette situation est telle que $A = 45 \times C$.

- 4 **Déterminer** la concentration finale en diiode.
- 5 **Déterminer** la quantité de matière initiale d'ions iodure introduite ainsi que la composition du milieu à l'état final.

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Oxydant** : espèce chimique qui gagne des électrons.
- ❖ **Réducteur** : espèce chimique qui perd des électrons.
- ❖ **Demi-équation électronique** : réaction où il y a transfert d'électrons entre le réducteur et l'oxydant.
- ❖ **Réaction d'oxydoréduction** : réaction entre un oxydant et un réducteur appartenant à 2 couples ox/red, elle s'obtient en faisant le bilan des demi-équations établies pour 2 couples.



Devoir 8

Notions abordées

- Réaction chimique/Réactif limitant
- Quantité de matière

Exercice 8.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- 1 L'avancement x , avancement maximal $x_{\max}$, avancement final x_f :
 - a. $x_{\max}$ détermine la composition du milieu à l'état final.
 - b. Au cours de la réaction, x augmente.
 - c. Au cours de la réaction, x diminue pour les réactifs.
 - d. Pour une réaction totale $x_{\max} > x_f$.
 - e. Une réaction chimique est limitée si $x_f = x_{\max}$.
 - f. Pour un réactif R ayant un coefficient stœchiométrique 2, on peut écrire à l'état final : $n_f = n_i - x_{\max}^2$.
 - g. Pour un produit P ayant un coefficient stœchiométrique 2 on peut écrire à l'état final : $n_f = 2x_{\max}$.

- 2 Soit la réaction suivante considérée comme totale :

$\text{Cu}_{(s)} + 2 \text{Ag}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{Ag}_{(s)}$, si on introduit 2.10^{-2} moles de cuivre et 2.10^{-2} moles d'ions $\text{Ag}_{(aq)}^+$

- a. c'est un mélange stœchiométrique
- b. $x_{\max} = 2.10^{-2}$ mol
- c. $x_{\max} = 1.10^{-2}$ mol

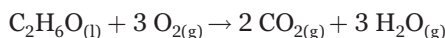
Exercice 8.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

Une lampe à alcool de 100,0 mL est utilisée en TP pour réaliser certaines expériences de façon sécuritaire. En fonctionnement, la réaction qui se produit est la suivante :



- 1 **Calculer** la quantité de matière initiale d'éthanol contenue dans la lampe.
- 2 **Établir** le *tableau d'avancement* de la transformation chimique, sachant que la quantité de matière de dioxygène $n_i(\text{O}_2) = 6,0$ mol.
- 3 **Déterminer** le réactif limitant.
- 4 **Établir** la composition à l'état final du milieu.

Données : $\rho(\text{éthanol}) = 789 \text{ kg.m}^{-3}$ et $M(\text{éthanol}) = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$

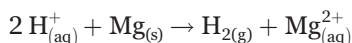
Exercice 8.3

9/20 pts

25 min

Problème

On souhaite étudier en TP la transformation chimique entre des ions H^+ en solution et du magnésium solide qui produit du dihydrogène gazeux. L'équation de la réaction est :



Ils prélèvent 100,0 mL d'acide chlorhydrique ($0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ en ions H^+), puis coupent 5,0 cm de ruban de magnésium masse linéique $\mu = 1,04 \text{ g.m}^{-1}$.

Les élèves ont à disposition : une éprouvette de 100 mL, un erlenmeyer de 125 mL, une fiole jaugée de 100,0 mL, bécher de 100 mL, un cristalliseur rempli aux $\frac{3}{4}$ d'eau, un tube à dégagement avec bouchon adapté à l'erlenmeyer, un réglet.

- 1 Ils souhaitent recueillir le gaz formé à l'aide du matériel disponible et mesurer le volume produit. **Schématiser** le montage.
- 2 **Calculer** les quantités de matière initiales d'ions H^+ et de magnésium introduites au départ.
- 3 **Déterminer** le réactif limitant.
- 4 Il se forme 51 mL de $\text{H}_{2(\text{g})}$ en fin de réaction. **Conclure** sur l'avancement final de la réaction.

Donnée : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$ – $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Tableau d'avancement** : tableau permettant de suivre les quantités de matière de chaque espèce chimique d'une transformation au cours des états initial, intermédiaire et final.
- ❖ **Avancement maximal/final** : l'avancement maximal correspond à la plus petite valeur de l'avancement qui mène à l'épuisement total de l'un des réactifs ; l'avancement final est l'avancement observé dans le milieu à l'état final.
- ❖ **Mélange stœchiométrique** : mélange pour lequel les quantités de matière finales des réactifs sont toutes nulles.



Devoir 9

Notions abordées

- Titrage
- Oxydoréduction
- Dissolution/Dilution
- Quantité de matière

Exercice 9.1

5/20 pts

10 min

Les connaissances – QCM : Vrai / faux

- 1 La réaction modélisant le titrage est :
 - a. Lente et totale
 - b. Rapide et totale
 - c. Exothermique
- 2 À l'équivalence :
 - a. Les réactifs sont introduits en quantités égales.
 - b. Il y a changement de réactif limitant.
 - c. Les quantités de réactifs sont nulles.
- 3 Expérimentalement :
 - a. Le réactif titré est le réactif dont la concentration est connue.
 - b. Le réactif titrant est prélevé avec une pipette jaugée.
 - c. Le réactif titré est placé dans une burette graduée.
 - d. L'équivalence est repérée par un changement de couleur.

Exercice 9.2

6/20 pts

15 min

Application directe des connaissances

On réalise le *titrage* de 10,0 mL d'acide méthanoïque de formule $\text{H}_2\text{CO}_{2(\text{aq})}$ par une solution de diiode.

- 1 **Schématiser** et légender le montage expérimental du titrage.
- 2 **Déterminer** avec quelle verrerie est prélevé l'acide méthanoïque dans la liste suivante : éprouvette graduée, pipette graduée de 10 mL, pipette jaugée de 10,0 mL.
- 3 **Vérifier** que la réaction de titrage est :
$$\text{H}_2\text{CO}_{2(\text{aq})} + \text{I}_{2(\text{aq})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{I}^-_{(\text{aq})}$$
- 4 **Indiquer** comment l'équivalence peut être repérée.

Données : couples ox / red : $\text{I}_{2(\text{aq})} / \text{I}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{CO}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{CO}_{2(\text{aq})}$

$\text{I}_{2(\text{aq})}$ de couleur jaune est la seule espèce colorée du milieu.

Exercice 9.3

9/20 pts

25 min

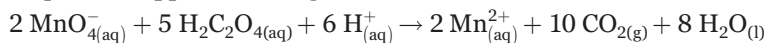
Problème

Une solution d'acide oxalique est retrouvée dans le garage de votre professeur de spécialité physique. Pour pouvoir l'utiliser pour nettoyer sa terrasse, il doit vérifier sa concentration en réalisant un dosage.

- 1 Dans ses souvenirs, la solution est « très » concentrée. Il décide donc de la diluer 20 fois et prépare ainsi 100,0 mL de solution diluée. **Calculer** le volume de solution mère à prélever.

Il dose 20,0 mL de la solution diluée avec une solution de permanganate de potassium de concentration $C(\text{MnO}_4^-) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. L'équivalence est atteinte pour un volume $V_{\text{eq}} = 15,3 \text{ mL}$.

- 2 L'équation support du titrage est :



Indiquer comment l'équivalence est repérée.

- 3 **Donner** à l'équivalence, la relation entre les quantités de matière des ions permanganate introduits $n(\text{MnO}_4^-)$ et d'acide oxalique $n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})})$ initialement présent dans l'échantillon titré.

- 4 **Calculer** la concentration molaire en acide oxalique de la solution initiale puis sa concentration massique.

- 5 Différents sites internet indiquent que la solution d'acide oxalique doit être concentrée à $100 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ pour nettoyer le bois. **Indiquer** si votre professeur peut utiliser cette solution pour nettoyer sa terrasse.

Donnée : couples ox / red : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})}$ et $\text{CO}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_{4(\text{aq})}$

L'ions MnO_4^- est la seule espèce colorée du milieu et est de couleur violette

$M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 90,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Liste des mots à surligner dans les énoncés

- ❖ **Titrage** : technique expérimentale permettant de déterminer la concentration d'une espèce chimique dissoute dans une solution.
- ❖ **Réactif titrant** : réactif de concentration connue.
- ❖ **Réactif titré** : réactif de concentration inconnue.
- ❖ **Équivalence** : moment où les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques.



Devoir 10

Notions abordées

- Loi de Beer-Lambert
- Modélisation/droite
- Incertitudes
- Titrage
- Oxydoréduction
- Dissolution/dilution
- Réaction chimique/Réactif limitant
- Quantité de matière

Exercice 10.1

10/20 pts

45 min

La spiruline

Sujet du Bac 2022, centres étrangers, jour 1.

La spiruline est un produit à base de cyanobactéries généralement séchées et broyées. Ce produit est vendu en tant que complément alimentaire supposé améliorer le tonus et la vitalité. La spiruline est très riche en phycocyanine, un pigment bleu, également utilisé comme colorant alimentaire naturel. Une entreprise commercialisant de la spiruline déshydratée utilise la teneur en phycocyanine comme critère qualité pour sa production.

Pour une qualité optimale du produit fabriqué, la teneur en phycocyanine doit être comprise entre 10 et 15 grammes pour 100 grammes de spiruline déshydratée.

Dans la partie A, on s'intéresse à la validité d'une méthode de dosage par spectrophotométrie ; dans la partie B, on utilise cette méthode pour déterminer la qualité de la spiruline.

Partie A – Validité d'une méthode de dosage

On met en œuvre une méthode de dosage de la phycocyanine par spectrophotométrie suivant le protocole ci-après :

- On dispose d'une solution mère de phycocyanine, notée S_0 , de concentration en masse $C_0 = 25,0 \text{ mg.L}^{-1}$.
- Préparer une gamme de cinq solutions notées S_1, S_2, S_3, S_4, S_5 , par dilution à partir de la solution mère.
- Mesurer l'absorbance A de chacune des cinq solutions à une longueur d'onde fixée.
- Tracer le graphique présentant l'absorbance en fonction de la concentration.
- Mesurer l'absorbance de la solution aqueuse étudiée et en déduire sa concentration par lecture graphique.

Données :

On considère que, dans les solutions étudiées, seule la phycocyanine absorbe la lumière dans la gamme de longueurs d'onde considérée.

Le spectre d'absorption d'une solution aqueuse de phycocyanine est donné ci-contre (Figure 10.1).

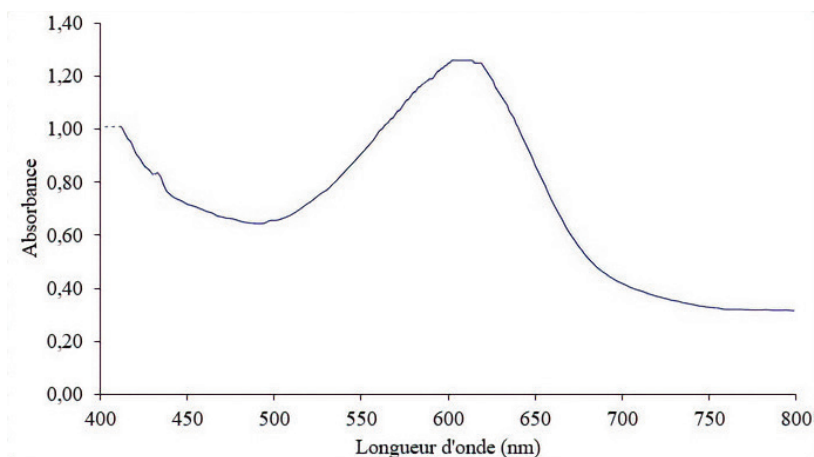


Figure 10.1 : Spectre de la phycocyanine

- 1 **Décrire** un protocole de dilution permettant d'obtenir 100 mL de la solution S_2 de concentration $C_2 = 5,00 \text{ mg.L}^{-1}$ à partir de la solution S_0 .
- 2 **Indiquer** une valeur de la longueur d'onde adaptée pour mesurer l'absorbance de la solution à l'aide du spectrophotomètre.

Pour valider la méthode de dosage mise en œuvre, on dispose d'une solution aqueuse étalon de phycocyanine, notée S_E , de concentration en masse connue $C_E = 15,0 \text{ mg.L}^{-1}$. Pour S_E on mesure $A = 0,54$.

On cherche donc à savoir dans un premier temps si cette méthode permet de retrouver cette valeur. Pour cela on réalise une gamme d'étalonnage dont on mesure l'absorbance. Le nuage de points de l'absorbance pour différentes concentrations en masse de phycocyanine des solutions est donné ci-dessous Figure 10.2 :

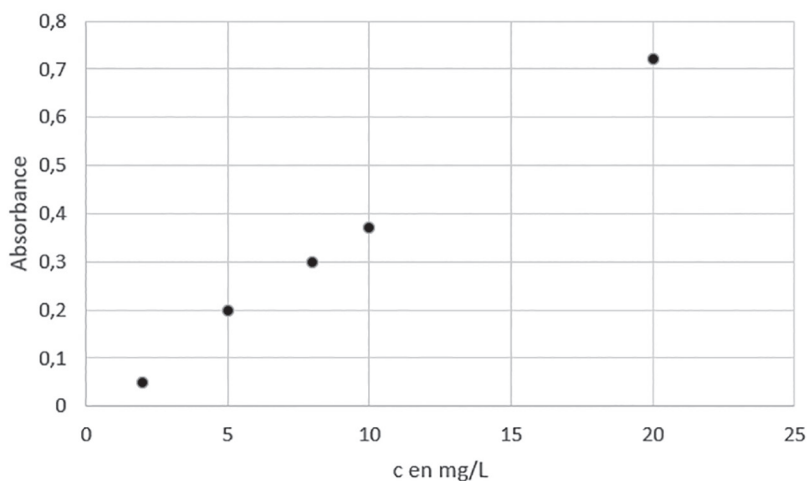


Figure 10.2 : Évolution de l'absorbance mesurée en fonction de la concentration en phycocyanine.