

Devoir de Sciences Physiques n°3

L'épreuve dure 1 heure. L'usage de la calculatrice est autorisé. La notation tiendra compte de la qualité de la rédaction, du respect des notations, des chiffres significatifs et de l'orthographe.

Exercice I : formation de diiode par réaction entre l'eau oxygénée et l'ion iodate

« Eau oxygénée » est le nom commun du peroxyde d'hydrogène de formule chimique H_2O_2 . Ce composé réagit très violemment avec les ions iodate de formule IO_3^- . La réaction se produit en milieu acide et conduit à la formation de dioxygène gazeux O_2 et de diiode I_2 . De l'eau est aussi produite lors de la transformation.

Remarque : cette transformation est très rapide et exothermique. En ajoutant un peu de liquide vaisselle au mélange réactionnel, on forme très rapidement une grande quantité de mousse, ce qui rend la manipulation assez spectaculaire. Elle est étudiée plus précisément en Terminale S.

Dans un grand bécher, on verse 10,0 mL d'eau oxygénée très concentrée ($c_A = 11,6 \text{ mol/L}$) suffisamment acidifiée puis 40,0 mL de solution d'iodate de potassium $\text{K}^+ + \text{IO}_3^-$ de concentration $c_B = 1,00 \text{ mol/L}$. Une vive réaction se produit et libère beaucoup de chaleur. La solution se colore en « rouge – brun ».

Les ions potassium sont spectateurs. L'acidification du système réactionnel correspond à la présence d'ions H^+ **en excès**. L'eau, bien qu'apparaissant dans les produits, est ici **le solvant**. Elle est présente en très grande quantité et la quantité produite est négligeable devant la quantité présente au départ : on pourra donc considérer que le volume total du système chimique ne change pas durant la transformation.

Données :

- ✓ Volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L/mol}$
- ✓ Masse molaire de quelques éléments : $M_H = 1,0 \text{ g/mol}$ $M_O = 16,0 \text{ g/mol}$ $M_I = 132 \text{ g/mol}$

Partie A : étude quantitative de la réaction chimique **(7 points)**

1/ En justifiant à l'aide des règles de conservation fondamentales de la Chimie, élimine deux des trois équations suivantes pour ne garder que celle qui modélise la transformation chimique étudiée :

- a) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{IO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{IO}_3^- + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{I}_2 + 5\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- c) $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{IO}_3^- + \text{H}_2 \longrightarrow \text{I}_2 + 5\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

2/ A partir de cette équation et des informations données, construis le tableau d'avancement de la réaction.

3/ Calcule les quantités initiales en réactifs.

4/ Détermine le réactif limitant et l'avancement maximal x_{max} .

5/ Calcule la quantité de matière puis le volume de dioxygène gazeux O_2 libéré.

6/ Calcule la quantité de matière de diiode I_2 formé. Détermine alors la concentration finale en diiode.

Partie B : vérification expérimentale de la concentration en diiode à l'état final **(7 points)**

Une fois la transformation terminée, on se propose de vérifier que la concentration en diiode calculée théoriquement (question A.6) correspond à la concentration réelle du diiode dans la solution. Le diiode étant la seule espèce chimique colorée du mélange réactionnel, on réalise pour cela un dosage colorimétrique par étalonnage du diiode en solution.

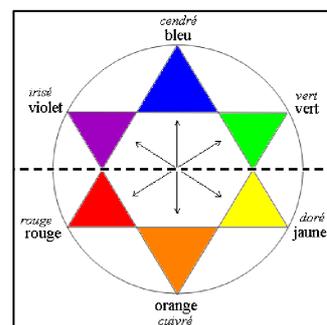
Tout d'abord, on doit mesurer l'absorbance de la solution expérimentale. Comme celle-ci est trop concentrée (et donc trop sombre) pour que son absorbance soit mesurée directement, on la dilue 100 fois puis on mesure l'absorbance de la solution diluée : $A_{\text{Sol diluée}} = 0,67$

Ensuite, on prépare à partir d'une solution mère S_0 de concentration en diiode $c_0 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L, trois solutions filles S_1 , S_2 et S_3 de concentrations respectives en diiode $c_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L, $c_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L et $c_3 = 2,5 \cdot 10^{-3}$ mol/L puis on mesure les absorbances de la solution mère et des trois solutions filles. Les résultats des mesures sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3
Concentration en mmol/L	10,0	7,5	5,0	2,5
Absorbance	1,72	1,28	0,83	0,45

1/ Mesures d'absorbance

L'énoncé indique que la solution obtenue est de couleur « rouge – brun ». Pour effectuer les mesures d'absorbance, doit-on utiliser un filtre de longueur d'onde 440 nm ou un filtre de longueur d'onde 660 nm ? Justifie à partir du cercle chromatique ci-contre.



2/ Préparation des solutions filles

2a – Quel volume de solution mère faudra-t-il prélever pour préparer 100 mL de la solution fille S_3 ? Justifie par un calcul.

2b – Détaille le protocole de dilution pour préparer cette solution fille en nommant le matériel.

3/ Application de la loi de Beer – Lambert

Trace le graphe $A = f(C)$ et commente son allure. Fais apparaître un lien cohérent entre le graphique obtenu et la loi de Beer – Lambert qui modélise l'absorbance des solutions en fonction de leur concentration.

4/ Détermination de la concentration de diiode

Déduis, par la méthode de ton choix, la concentration molaire en diiode de la solution diluée, puis celle du mélange réactionnel étudié.

5/ Conclusion

Confronte le résultat obtenu expérimentalement par mesure d'absorbance (question B.4) au résultat prévu par la théorie (question A.6) et conclus.

Exercice II : représentation de Lewis et de Cram d'une molécule halogénée (3 points)

Le chlorofluorométhane est un composé organique de formule chimique CH_2FCl .

1/ Donne les structures électroniques des atomes de carbone ${}_6\text{C}$, d'hydrogène ${}_1\text{H}$, de fluor ${}_9\text{F}$ et de chlore ${}_{17}\text{Cl}$.

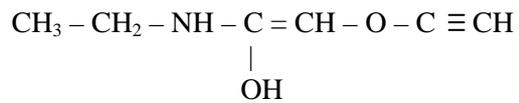
2/ Déduis-en, pour chaque atome, le nombre de liaisons covalentes qu'il va engendrer et le nombre de doublets non liants qu'il va porter.

3/ Donne la représentation de Lewis de la molécule de chlorofluorométhane.

4/ Représente la géométrie dans l'espace en 3 dimensions de cette molécule (représentation de Cram) ?

Exercice III : géométrie autour d'un atome**(3 points)**

1/ Recopie la molécule représentée ci-dessous et place les doublets non liants manquants (sans justifier) :



2/ Numérote les atomes de carbone de gauche à droite et indique, sans justifier, la géométrie autour de chacun de ces atomes de carbone.

3/ Indique la géométrie autour des deux atomes d'oxygène.

4/ Indique la géométrie autour de l'atome d'azote.

5/ Donne la formule topologique de cette molécule.

Nom – Prénom :

Papier millimétré proposé pour le graphique à faire dans la partie B de l'exercice I : pensez à mettre votre nom et à rendre cette feuille !

