

# Dilution, dissolution

## I. Préparation d'une solution mère.

### Doc.1. matériel disponible

- 1 fiole jaugée de 50 mL
- 1 pissette d'eau distillée
- 1 pipette pasteur
- 2 béchers
- 1 balance + coupelle + spatule
- du sulfate de cuivre

### Doc.2:comment réaliser une dissolution



On veut réaliser une solution mère de concentration massique  $t = 24 \text{ g/L}$  par dissolution.

Calculer la masse de soluté à dissoudre. Détaillez vos calculs.

Ecrire le protocole de dissolution.

Effectuer la dissolution. *Vider cette solution mère dans un bécher.*

## II. Préparation de la solution fille à étudier.

### Doc.3 . matériel disponible

- La solution mère précédente
- 1 fiole jaugée de 50 mL
- pipettes jaugées de 5 mL, 10 mL, 20 mL
- 1 poire à pipeter
- 1 pissette d'eau distillée
- 1 pipette pasteur
- 1 bécher

### Doc.4 : comment réaliser une dilution



On veut réaliser une solution fille en diluant 5 fois la solution mère.

Calculer le volume mère que vous allez prélever. Détaillez vos calculs.

Ecrire le protocole de dilution.

Réaliser la solution. *Garder la solution réalisée dans la fiole jaugée pour la suite des questions.*

## III. Etude de la solution fille

Remplir le tableau suivant :

Formule de la masse volumique	Formule de la concentration massique

Effectuer les expériences nécessaires pour calculer la masse volumique de la solution de sulfate de cuivre (solution fille) et la calculer. Détaillez votre raisonnement et vos calculs.

Calculer la concentration massique en sulfate de cuivre de la solution de sulfate de cuivre (solution fille). Détaillez vos calculs.

# La pile Cuivre-Fer

## Matériel

### Solutions

Solution de sulfate de cuivre (II) ( $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;

Solution de sulfate de fer (II) ( $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;

Solution de sulfate de zinc (II) ( $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-1}$

$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ; Solution de sulfate d'aluminium ( $2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ) de

concentration  $C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Pont salin avec solution de  $\text{K}^+ + \text{Cl}^-$ .

**Électrodes et verrerie** plaques de cuivre, fer,

zinc et aluminium. Support pour pile. 4

bécher de 100 mL, 1 bécher de 50 mL Clou

en fer et papier abrasif.

### Matériel électrique

Multimètre, fils, résistance de  $10 \Omega$  ou boîte de résistances variables

## Données

- Couples oxydo-réducteur :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$  ;  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$  ;  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$  ;  $\text{Al}^{3+}(\text{aq})/\text{Al}(\text{s})$ .
- Constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .
- La charge élémentaire :  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

Réaliser une pile cuivre-fer comme sur le schéma ci-dessous, en prenant  $R = 10 \Omega$ .

Appeler le professeur

### I. Fonctionnement de la pile

1. Que se passe-t-il si on enlève le pont salin ?
2. Déterminer, justifier et noter sur le schéma : - le sens du courant.  
- le sens de déplacement des électrons. - la polarité de la pile.
3. Dédire les réactions d'oxydo-réduction qui ont lieu à chaque électrode.
4. Préciser l'anode et la cathode.
5. Donner l'équation globale de la pile. (C'est une réaction limitée.)
6. Quel est l'intérêt d'avoir séparé les 2 demi-piles, par rapport à l'expérience préliminaire ?

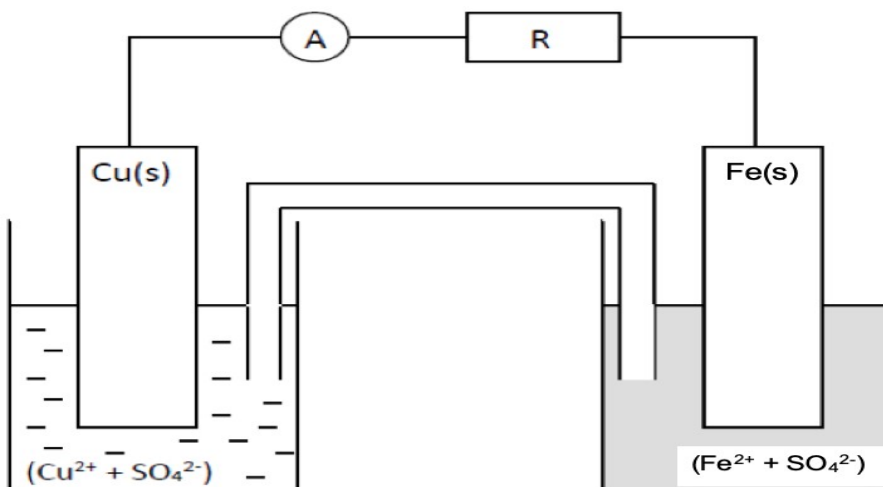
7. Quel est l'intérêt du pont salin ? Le pont salin est constitué des ions  $K^+$  et  $Cl^-$ , noter le sens de déplacement de ces ions.

### Comment brancher un multimètre en mode ampèremètre ?

- **Les bornes** : On utilise la borne COM et une borne d'intensité (mA ou A). – **Le type de courant** : une pile produit du courant continu (DC)
- **Le sens de branchement** : Le courant électrique doit rentrer par la borne d'intensité mA ou A et sortir par la borne COM. Il est équivalent de dire que la borne COM est la plus proche de la borne négative et la borne d'intensité la plus proche de la borne positive du générateur du circuit. Si le branchement est inversé, le multimètre affichera un courant négatif.

### Comment brancher un multimètre en mode voltmètre ?

- **Les bornes** : On utilise la borne COM et une borne de tension (V)
- **Le sens de branchement** : Lorsque la borne COM est la plus proche de la borne négative et la borne de tension la plus proche de la borne positive du générateur, la tension est positive.
- **L'insertion dans le circuit** : Le multimètre est branché en dérivation (Le multimètre est branché aux deux bornes du dipôle dont on veut connaître la tension).



## II. Tension à vide et capacité électrique de la pile

Remplacer la résistance et l'ampèremètre par un voltmètre

8. Mesurer la tension à vide  $U$  de la pile.
9. Si les électrodes métalliques sont assez épaisses, quel est le réactif limitant de cette pile ?
10. Déterminer la capacité électrique  $Q_{max}$  de la pile ainsi fabriquée.

## III. Évolution spontanée

11. Déterminer le quotient de réaction initial  $Q_{r,i}$ .
12. La constante de réaction vaut  $K = 2,5 \cdot 10^{26}$ . Déterminer si la réaction a lieu dans le sens direct ou indirect.
13. Est-ce cohérent ?

# Suivi cinétique d'une réaction chimique par spectrophotométrie

## Objectifs :

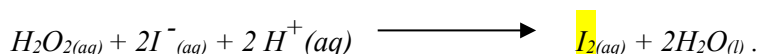
- Détermination d'un temps de demi-réaction.
- Détermination d'une vitesse volumique de formation d'un produit.

## I) Principe.

On étudie l'oxydation des ions iodure  $I^-_{(aq)}$  par l'eau oxygénée  $H_2O_{2(aq)}$ .

On donne les couples redox suivants :  $H_2O_{2(aq)}/H_2O$  et  $I_{2(aq)}/I^-_{aq}$

- 1) Montrer que l'équation de la réaction entre les ions iodure et l'eau oxygénée est la suivante :



Cette réaction produit lentement du diiode. Vous pourrez constater à posteriori qu'en solution aqueuse, l'eau oxygénée, les ions iodures et les ions hydrogènes sont incolores. Le diiode formé est brun-jaune.

- 2) Expliquer pourquoi on peut suivre cette réaction en utilisant un spectrophotomètre, c'est-à-dire en mesurant l'absorbance  $A$  de la solution au cours du temps pour une longueur d'onde convenablement choisie.

Le spectrophotomètre est relié au pc (usb) et le logiciel utilisé est spectral analysis.



- 3) Réalisez le spectre d'absorption d'une solution de diiode à votre disposition. A l'aide du spectre déterminez la longueur d'onde pour le suivi cinétique.

## II) Protocole de suivi cinétique

La réaction est lente et on veut suivre son évolution au cours du temps. Sans vous soucier des quantités dont vous aurez besoin et avec le matériel dont vous disposez, écrire un protocole permettant de suivre l'évolution temporelle de cette réaction. Lorsque celui-ci sera écrit, le montrer au professeur, celui-ci vous donnera alors la marche à suivre pour réaliser l'expérience avec les quantités correctes des différentes solutions.

### Manipulations.

Choisir le sous menu cinétique



## Absorbance ^

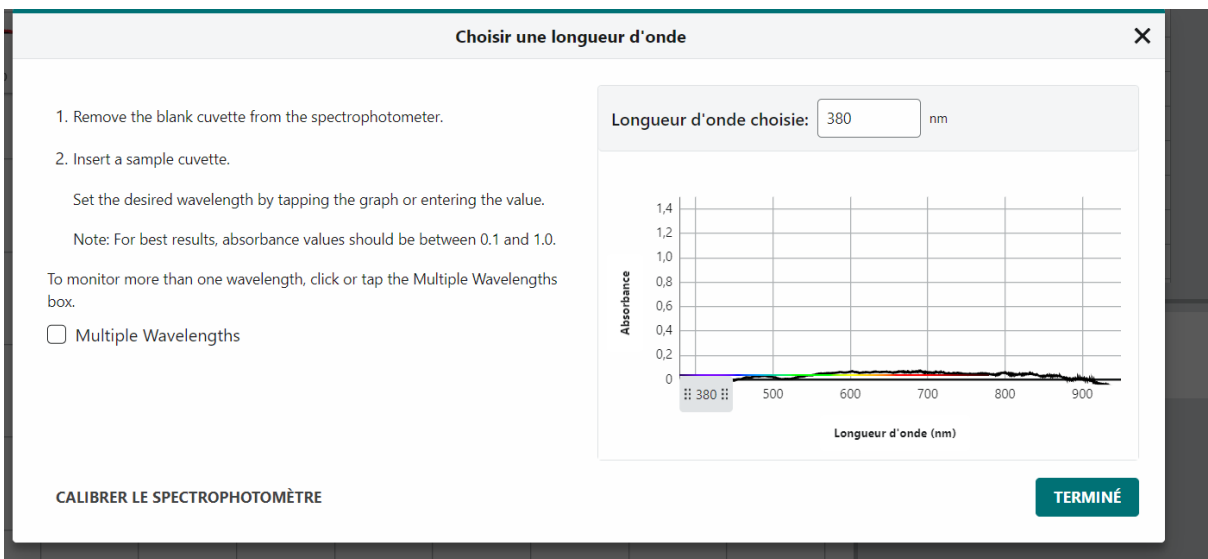
- [vs. longueurs d'onde \(Spectre complet\)](#)
- [vs. Concentration \(Beer's Law\)](#)
- [vs. Temps \(cinétique\)](#)

CHOISIR UN FICHER

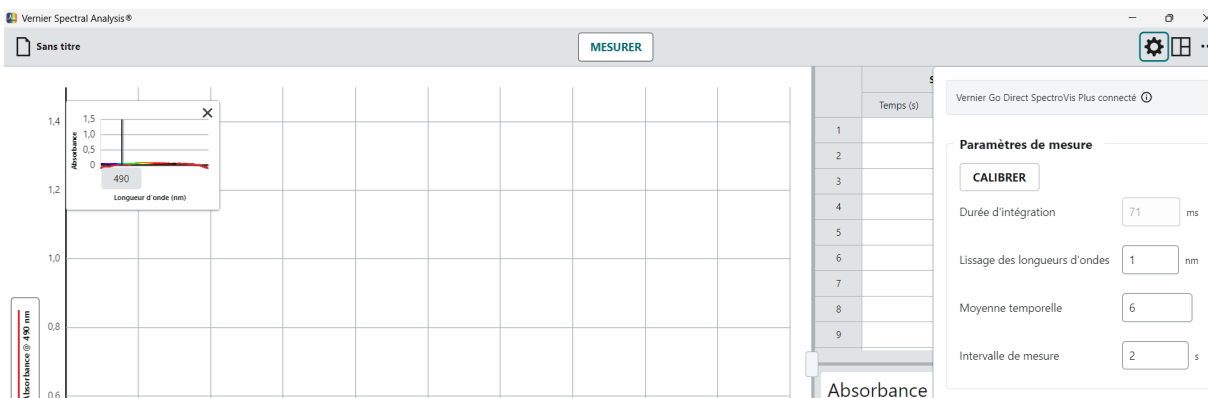
DE VERNIER.COM

- ☞ [Manuel utilisateur](#)
- ☞ [Données exemple](#)
- ☞ [Spectrophotomètres Vernier](#)

- Cliquer sur calibrer pour faire le « blanc » avec une cuve remplie d'eau distillée placée au préalable dans le spectrophotomètre. Lancer la mesure. Une fois le spectre affiché cliquez sur stop. Vous pourrez imprimer ou sauvegarder le spectre avant de passer à la suite.
- Quitter le logiciel puis réouvrir. Choisir le sous menu vs. Temps (cinétique)
- Régler la longueur d'onde du spectrophotomètre à  $\lambda=490\text{nm}$ . Puis cliquer sur terminer



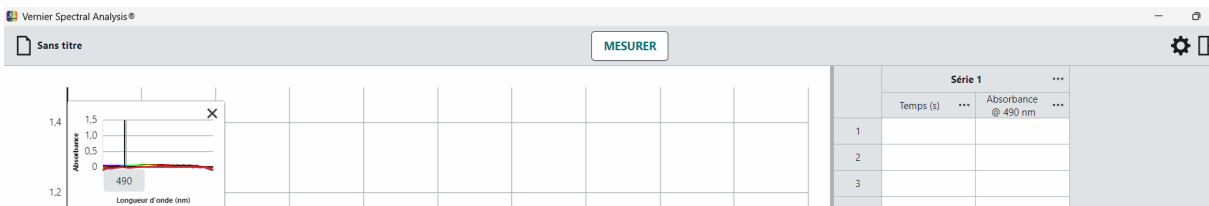
- On veut tracer  $A=f(t)$ . (On dit que l'on fait un suivi cinétique de la réaction)
- Régler la durée entre deux acquisitions sur 10s



- Cliquer sur calibrer pour faire le « blanc » avec une cuve remplie d'eau distillée.
- A l'aide d'une pipette jaugée, prélever un volume  $V_1=10,0\text{ mL}$  d'iodure de potassium de concentration

$C_1 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Les verser dans un bécher.

- A l'aide d'une pipette jaugée, prélever un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  d'eau oxygénée de concentration  $C_2 = 3,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Les verser dans un bécher différent et y ajouter  $1,0 \text{ mL}$  de solution d'acide sulfurique à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$  à l'aide de la burette graduée qui est au bureau.
- **Bien lire et comprendre ce qu'il faut faire ensuite AVANT de commencer la manipulation.**
- Verser le contenu du second bécher dans le premier et agiter manuellement juste une ou deux secondes avec un agitateur en verre (ou en plastique).
- Démarrer alors l'acquisition (cliquer sur mesurer) même si la cuve n'a pas encore été mise en place.



- Verser **sans attendre** un peu de ce mélange dans une cuve de spectrophotomètre et placer cette cuve dans l'appareil. Lorsque l'expérience est lancée, passer au III) et au bout d'un certain temps (30 minutes environ), stopper l'expérience en accord avec le professeur et imprimer une courbe par personne.

Grace à l'icône ci-dessous en bas à gauche vous pouvez modifier le type d'affichage pour avoir des points.



- Verser **sans attendre** un peu de ce mélange dans une cuve de spectrophotomètre et placer cette cuve dans l'appareil. Lorsque l'expérience est lancée, passer au III) et au bout d'un certain temps (30 minutes environ), stopper l'expérience en accord avec le professeur et imprimer une courbe par personne.

### III) Exploitation des mesures

- 1) Quelle espèce chimique est à l'origine de la variation de l'absorbance du mélange réactionnel au cours du temps ? Dans la suite, on notera  $C$  sa concentration à l'instant  $t$
- 2) Justifier que la courbe obtenue est croissante et tend vers une asymptote horizontale.
- 3) Appliquer la loi de Beer-Lambert et donner la relation littérale entre  $C$  et l'absorbance  $A$  à un instant  $t$ .
- 4) En déduire que la courbe  $A=f(t)$  permet de connaître  $C=f(t)$
- 5) Donner l'expression de la vitesse volumique de formation du diiode à un instant  $t$  en utilisant les notations de l'énoncé et en déduire que cette vitesse à un instant  $t$  est donnée par  $V = \frac{1}{k} \frac{dA}{dt}$  ;  $k$  étant une constante.
- 6) Déterminer graphiquement (a un facteur multiplicatif près l'aide de la courbe imprimée) cette vitesse à  $t_1 = 2 \text{ minutes}$  et à  $t_2 = 10 \text{ minutes}$  (on expliquera la méthode une seule fois, dans le cas de la vitesse à  $t_1 = 2 \text{ minutes}$ ).

L'outil tangente sur le logiciel vous permettra de vérifier les valeurs obtenues.

- 7) Dresser le tableau d'avancement de la réaction et trouver la valeur de l'avancement maximal  $x_m$ .

8) On peut montrer que l'on a :  $x(t) = \frac{x_m \cdot A(t)}{A_m}$

Avec  $A(t)$  : absorbance à l'instant  $t$  ;  $A_m$  : absorbance maximale, et  $x_m$  avancement maximal.

Déduire de cette expression que le temps de demi-réaction correspond ici au temps nécessaire pour que l'absorbance soit égale à la moitié de sa valeur maximale.

9) Déterminer le temps de demi-réaction (On détaillera la méthode utilisée).



- Rincer la burette graduée avec de l'eau distillée puis avec la solution d'acide chlorhydrique  $S_A$ .
- Remplir la burette avec la solution  $S_A$  en veillant à ce qu'il n'y ait aucune bulle d'air sous le robinet.
- Prélever un volume  $V_B = 10,0$  mL d'une solution de Destop diluée  $S_B$ , introduire ce prélèvement dans le bécher de 250 mL.
- Ajouter environ 100 mL d'eau distillée dans le bécher.
- Mettre le barreau aimanté dans le bécher et placer ce dernier sur l'agitateur magnétique. Placer la burette au-dessus de bécher.

Dosage conductimétrique : Rincer la sonde du conductimètre avec de l'eau distillée (au-dessus d'un bécher poubelle), essuyer délicatement la sonde, la placer dans le bécher de façon à ce que le trou de la sonde soit totalement immergé mais à une hauteur telle que le barreau en tournant ne frappe pas la sonde. **On versera la solution titrante de 2mL en 2mL.**

Dosage colorimétrique :

- Un premier dosage rapide
- Un deuxième à la goutte près

## II) Dosage colorimétrique

1) Choisir l'indicateur coloré sachant que le pH à l'équivalence est proche de 7

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Teinte de la forme basique	$pK_a$
Hélianthine	rouge	jaune	3,7
Rouge de méthyle	rouge	jaune	5,2
Bleu de bromothymol	jaune	bleu	6,8
Rouge de crésol	jaune	rouge	8
Phénolphtaléine	incolore	rose	9,1

2) Déterminer le volume équivalent

## III) Exploitation

- 1) Ecrire l'équation de la réaction utilisée lors de ce dosage sachant qu'il s'agit d'une réaction acidobasique (On supposera la réaction totale). Justifier que cette réaction puisse servir de support comme réaction de titrage.
- 2) Définir l'équivalence.
- 3) Préciser le réactif limitant avant l'équivalence puis après l'équivalence. 4) Justifier l'allure de la courbe de dosage conductimétrique.
- 5) Donner la relation à l'équivalence entre les  $C_a$ ,  $V_{aE}$ ,  $V_b$  et  $C_b$ .
- 6) En déduire la concentration  $C_b$  en hydroxyde de sodium de la solution  $S_B$ .
- 7) Vérifier que la valeur trouvée correspond bien avec les indications de l'étiquette.
- 8) Calculer l'erreur relative
- 9) Quelles peuvent être les sources d'incertitude sur cette manipulation ?