1T1 - C11 - A01 : Dissolution, dilution et échelle de teintes

Expérimental

Objectifs : Réaliser une solution de concentration donnée par dissolution ou dilution d'un soluté • Déterminer une concentration à partir du protocole de préparation

La **bouillie bordelaise** est un fongicide utilisé depuis la fin du XIXe siècle, notamment contre le mildiou de la vigne. Elle est obtenue en mélangeant une solution de **sulfate de cuivre** avec de la chaux. Pour qu'elle soit efficace sans être excessivement toxique pour les plantes, les sols et les eaux, la concentration de la solution de sulfate de cuivre utilisée doit être connue et maîtrisée. Dans cette activité, vous allez préparer des solutions de sulfate de cuivre, puis construire avec toute la classe une **échelle de teintes** afin de déterminer la concentration d'une solution inconnue.

Comment préparer des solutions de sulfate de cuivre de concentration connue, puis déterminer une concentration inconnue ?

Déroulement conseillé (1 h 30)

30 min	**Partie A** : calculs puis préparation de la solution mère S_0 par **dissolution** (en binôme)
55 min	**Partie B** : calculs puis préparation d'une ou deux solutions filles par **dilution** (en binôme), mise en commun de l'échelle de teintes et détermination de la concentration de S_x
5 min	rangement, vaisselle, déchets

Documents

Document 1 : Le sulfate de cuivre pentahydraté

Le sulfate de cuivre pentahydraté est un solide cristallisé bleu, de formule $\mathrm{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O}$: à chaque ion $\mathrm{Cu^{2+}}$ et chaque ion $\mathrm{{SO_4}^{2-}}$ sont associées 5 molécules d'eau. Dans l'eau, il se dissocie en ions : ce sont les ions $\mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}}$ qui donnent la couleur bleue à la solution.

C'est un produit **irritant pour les yeux et la peau**, **nocif en cas d'ingestion** et **très toxique pour les organismes aquatiques**.

Masses molaires atomiques : $M_{\mathrm{Cu}} = 63{,}5\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$; $M_{\mathrm{S}} = 32{,}1\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$; $M_{\mathrm{O}} = 16{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$; $M_{\mathrm{H}} = 1{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$.

Document 2 : Rappels sur les grandeurs

$n = \dfrac{m}{M}$	$C = \dfrac{n}{V}$	$C_m = \dfrac{m}{V}$
n en mol, m en g, M en $\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$	C en $\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}}$, V en L	C_m en $\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$

Document 3 : Protocole de dissolution – solution mère S_0

On prépare $V_0 = 100{,}0\,\mathrm{mL}$ d'une solution S_0 de sulfate de cuivre de concentration massique $C_{m,0} = 25{,}0\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$ à partir du solide $\mathrm{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O}$.

1. **Peser** la masse de solide nécessaire dans une coupelle posée sur une balance préalablement tarée, avec une spatule.
2. **Verser** le solide dans une fiole jaugée de $100{,}0\,\mathrm{mL}$ avec un entonnoir à solide.
3. **Rincer** la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée au-dessus de la fiole, puis remplir la fiole aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée.
4. **Agiter** la fiole jusqu'à dissolution complète du solide.
5. **Compléter** avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (le bas du ménisque au niveau du trait), puis **homogénéiser**.

Document 4 : Dilution

La solution de concentration connue est la **solution mère** S_0 ; la solution obtenue après dilution est la **solution fille**.

Protocole :

(1) **Verser** un peu de solution mère dans un bécher.
(2) **Rincer** la pipette jaugée avec la solution mère.
(3) **Prélever** le volume V_i de solution mère (le bas du ménisque au trait de jauge, pipette sortie du liquide, pointe contre la paroi du bécher).
(4) **Vider** la pipette dans la fiole jaugée de volume V_f inclinée, contre la paroi.
(5) **Remplir** la fiole aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée, agiter, compléter jusqu'au trait de jauge, puis homogénéiser.

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté ne change pas ($n_i = n_f$). On en déduit la relation de dilution et le facteur de dilution F :

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f \qquad \text{et} \qquad F = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i} > 1$$

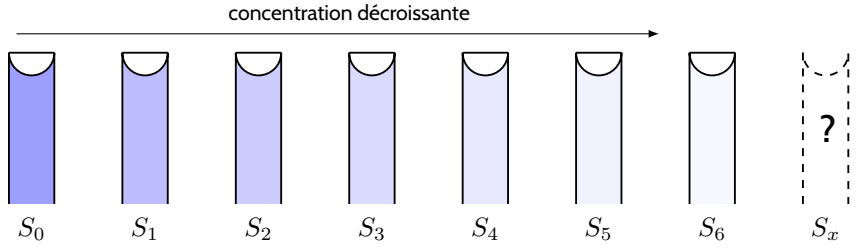
Les concentrations C_i et C_f (molaires ou massiques, mais du même type) sont dans la même unité, de même que les volumes V_i et V_f.
Exemple de méthode : pour préparer $V_f = 200{,}0\,\text{mL}$ de solution à $C_f = 10{,}0\,\text{g·L}^{-1}$ à partir d'une solution à $C_i = 40{,}0\,\text{g·L}^{-1}$: $F = \frac{40{,}0}{10{,}0} = 4{,}00$ donc $V_i = \frac{V_f}{F} = \frac{200{,}0}{4{,}00} = 50{,}0\,\text{mL}$.

Document 5 : L'échelle de teintes de la classe

Chaque binôme prépare **une ou deux solutions filles** par dilution de sa solution mère S_0. Toutes les solutions, versées dans des tubes à essais identiques (même volume, même fond blanc), forment l'échelle de teintes de la classe. Le professeur fournit en plus une solution S_x de sulfate de cuivre de concentration inconnue.

Solution	C_m à obtenir (g·L^{-1})	Fiole jaugée	Binôme(s)
S_1	12,5	50,0 mL	
S_2	6,25	100,0 mL	
S_3	5,00	50,0 mL	
S_4	2,50	50,0 mL	
S_5	1,25	100,0 mL	
S_6	1,00	50,0 mL	

Pipettes jaugées disponibles : 2,0 mL ; 5,0 mL ; 10,0 mL ; 25,0 mL.



Questions

Partie A – Préparation de la solution mère S_0 par dissolution

A1. Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté $\mathrm{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O}$. *(doc. 1)*

A2. Calculer la masse m de solide à peser pour préparer $100{,}0\,\mathrm{mL}$ de solution à $25{,}0\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$. *(doc. 2 et 3)*

A3. Calculer la quantité de matière n de soluté correspondante, puis la concentration molaire C_0 de la solution S_0. *(doc. 1 et 2)*

A4. Établir, à partir des relations du document 2, un lien entre C_m, C et M. Vérifier avec les valeurs de S_0.

A5. Écrire l'équation de dissolution du sulfate de cuivre pentahydraté dans l'eau. En déduire les concentrations en ions $\mathrm{Cu^{2+}}$ et $\mathrm{SO_4{}^{2-}}$ dans S_0. *(doc. 1)*

A6. Citer les précautions de sécurité à prendre, ainsi que ce qu'il faut faire des solutions restantes en fin de séance. *(doc. 1)*

A7. **Réaliser** la dissolution (doc. 3), puis appeler le professeur pour valider.

A8. Justifier les gestes suivants : **a.** tarer la balance ; **b.** noter la masse avec 3 chiffres significatifs ; **c.** rincer la coupelle et l'entonnoir à l'eau distillée au-dessus de la fiole ; **d.** agiter lorsque la fiole est remplie aux $\frac{3}{4}$; **e.** homogénéiser après avoir ajusté au trait de jauge. *(doc. 3)*

Partie B – Dilution, échelle de teintes et détermination de la concentration de S_x

B1. Justifier les gestes suivants : **a.** rincer la pipette jaugée avec la solution mère (et non avec de l'eau distillée) ; **b.** sortir la pipette du liquide avant d'ajuster le ménisque au trait de jauge ; **c.** incliner la fiole jaugée lors du transvasement. *(doc. 4)*

B2. Montrer que la relation $C_i \times V_i = C_f \times V_f$ traduit la conservation de la quantité de matière de soluté. Peut-on l'écrire aussi avec des concentrations massiques ? *(doc. 4)*

B3. Pour la (ou les) solution(s) S_k qui vous est (sont) attribuée(s) : calculer le facteur de dilution F, puis le volume V_i de solution mère à prélever, et choisir la pipette jaugée adaptée. Calculer aussi la concentration molaire de S_k. *(doc. 4 et 5)*

B4. Un élève prélève $10{,}0\,\mathrm{mL}$ de S_0, les verse dans un bécher et ajoute $50\,\mathrm{mL}$ d'eau distillée mesurés à l'éprouvette. Calculer la concentration obtenue et expliquer pourquoi il n'a pas préparé la solution de facteur de dilution $F = 5$. *(doc. 4)*

B5. On voudrait préparer $100{,}0\,\mathrm{mL}$ de solution à $4{,}00\,\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$ à partir de S_0. Calculer le volume à prélever. Existe-t-il une pipette jaugée adaptée dans le matériel proposé ? Que peut-on utiliser à la place ? *(doc. 4 et 5)*

B6. **Réaliser** la (ou les) dilution(s) attribuée(s), puis appeler le professeur pour valider avant de remplir un tube à essais.

Mise en commun de l'échelle de teintes

B7. Verser chaque solution dans un tube à essais identique, étiqueté, puis les ranger par ordre de concentration décroissante (échelle de classe). Compléter le tableau ci-dessous avec les résultats de tous les binômes (calculs de la question B3) :

Solution	S_0	S_1	S_2	S_3	S_4	S_5	S_6
F	1						
V_i (mL)	–						
C_m ($\mathrm{g{\cdot}L^{-1}}$)	25,0						
C ($\mathrm{mol{\cdot}L^{-1}}$)							

B8. Décrire comment évolue la teinte quand la concentration augmente. Expliquer, à l'échelle des ions $\mathrm{Cu^{2+}}$, pourquoi une solution fille est moins colorée que la solution mère. *(doc. 1)*

B9. Pourquoi faut-il utiliser des tubes identiques remplis du même volume et observés sur un fond blanc ?

B10. Comparer la teinte de S_x à celles de l'échelle. En déduire un encadrement de sa concentration massique, puis de sa concentration molaire.

B11. Proposer une solution intermédiaire S_7, de concentration comprise dans cet encadrement, qui permettrait de préciser le résultat. Calculer le volume de S_0 à prélever pour en préparer $50{,}0\,\mathrm{mL}$. Comparer ensuite sa teinte à celle de S_x et conclure.

B12. Peut-on obtenir par dilution une solution plus concentrée que S_0 ? Si non, comment procéder ?

B13. Quelle est la principale limite de cette méthode de dosage ? Quel appareil de mesure permettrait de s'en affranchir ? *(voir l'activité 4)*

B14. **Bilan :** compléter. Pour préparer une solution par _____, on pèse une masse $m =$ _____ $\times$ $V \times M$ de soluté. Pour préparer une solution par _____, on prélève un volume V_i de solution mère tel que $C_i \times V_i =$ _____ ; le facteur de dilution vaut $F =$ _____.

Correction

Partie A

A1. $M_{CuSO_4\cdot 5\,H_2O} = M_{Cu} + M_S + 4\,M_O + 5\,(2\,M_H + M_O) = 63{,}5 + 32{,}1 + 4\times 16{,}0 + 5\times(2\times 1{,}0 + 16{,}0) = 249{,}6\,\text{g·mol}^{-1}$.

A2. $m = C_{m,0}\times V_0 = 25{,}0\,\text{g·L}^{-1}\times 0{,}1000\,\text{L} = 2{,}50\,\text{g}$.

A3. $n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{2{,}50}{249{,}6} = 1{,}00\times 10^{-2}\,\text{mol}$; $C_0 = \dfrac{n}{V_0} = \dfrac{1{,}00\times 10^{-2}}{0{,}1000} = 0{,}100\,\text{mol·L}^{-1}$.

A4. $C_m = \dfrac{m}{V} = \dfrac{n\times M}{V} = C\times M$. Vérification : $C_0\times M = 0{,}100\times 249{,}6 = 25{,}0\,\text{g·L}^{-1}$, ce qui correspond bien à $C_{m,0}$.

A5. $CuSO_4\cdot 5\,H_2O_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)} + 5\,H_2O_{(l)}$. Une mole de solide libère une mole de chaque ion donc $[Cu^{2+}] = [SO_4^{2-}] = C_0 = 0{,}100\,\text{mol·L}^{-1}$.

A6. Blouse, gants et lunettes (irritant, nocif). Les solutions restantes ne sont **pas** jetées à l'évier (toxique pour le milieu aquatique) : elles sont récupérées dans le bidon « déchets contenant du cuivre ».

A7. Réalisation (validation par le professeur).

A8. **a.** La balance affiche alors uniquement la masse du solide (la masse du creuset est retirée). **b.** La balance a une précision de $0{,}01\,\text{g}$: on note donc $2{,}50$ g (3 chiffres significatifs). **c.** Des cristaux restent sur le creuset et l'entonnoir : on récupère tout le soluté pour que la masse introduite soit bien $2{,}50\,\text{g}$. **d.** Cela facilite la dissolution des cristaux (volume plus petit, agitation plus efficace). **e.** Sinon la solution est plus concentrée au fond et moins en surface (concentration non uniforme).

Partie B

B1. **a.** L'eau distillée restant dans la pipette diluerait la solution mère prélevée ; on rince donc avec la solution à prélever, pour que sa concentration ne soit pas modifiée. **b.** Lorsqu'on sort la pipette, le liquide peut remonter ou descendre à la pointe : on ajuste le ménisque pipette hors du liquide, pointe contre la paroi, pour que le volume prélevé soit exactement V_i. **c.** Le liquide coule le long de la paroi sans éclaboussure et on ne perd rien lors du transvasement.

B2. Avant : $n_i = C_i\times V_i$ (soluté dans le volume prélevé). Après : $n_f = C_f\times V_f$. Le soluté prélevé est entièrement transféré dans la fiole : $n_i = n_f$ donc $C_iV_i = C_fV_f$. Oui : en multipliant par M (masse molaire constante), $C_{m,i}V_i = C_{m,f}V_f$ (conservation de la masse de soluté).

B3. $F = \dfrac{C_{m,0}}{C_{m,f}} = \dfrac{V_f}{V_i}$ donc $V_i = \dfrac{V_f}{F}$; $C = \dfrac{C_m}{M}$.

Solution	C_m (g·L^{-1})	C (mol·L^{-1})	F	V_f (mL)	V_i (mL)	Pipette
S_1	12,5	$5{,}00\times 10^{-2}$	2	50,0	25,0	$25{,}0\,\text{mL}$
S_2	6,25	$2{,}50\times 10^{-2}$	4	100,0	25,0	$25{,}0\,\text{mL}$
S_3	5,00	$2{,}00\times 10^{-2}$	5	50,0	10,0	$10{,}0\,\text{mL}$
S_4	2,50	$1{,}00\times 10^{-2}$	10	50,0	5,0	$5{,}0\,\text{mL}$
S_5	1,25	$5{,}00\times 10^{-3}$	20	100,0	5,0	$5{,}0\,\text{mL}$
S_6	1,00	$4{,}00\times 10^{-3}$	25	50,0	2,0	$2{,}0\,\text{mL}$

B4. Le volume final n'est pas $10{,}0\,\text{mL} + 50\,\text{mL}$ de façon contrôlée : l'élève obtient environ $V_f = 60{,}0$ mL, d'où $C_m = \dfrac{25{,}0\times 10{,}0}{60{,}0} = 4{,}17\,\text{g·L}^{-1}$ (soit $F = 6$ et non 5). Il faut compléter dans une **fiole jaugée** jusqu'au trait de jauge pour obtenir exactement $V_f = 50{,}0\,\text{mL}$, et on ne mesure pas un volume d'eau à ajouter.

B5. $V_i = \dfrac{C_f\times V_f}{C_i} = \dfrac{4{,}00\times 100{,}0}{25{,}0} = 16{,}0\,\text{mL}$. Aucune pipette jaugée de $16{,}0\,\text{mL}$ n'est disponible : on peut utiliser une pipette graduée de $20\,\text{mL}$ (ou une burette), moins précise qu'une pipette jaugée.

B6. Réalisation (validation par le professeur).

Mise en commun de l'échelle de teintes

B7. Tableau : voir B3 (valeurs de S_1 à S_6 ; $C(S_0) = 0{,}100\,\text{mol·L}^{-1}$).

B8. Plus la concentration est grande, plus la teinte bleue est intense. Une solution fille contient, dans un même volume, moins d'ions Cu^{2+} (responsables de la couleur) que la solution mère : la quantité de soluté se répartit dans un volume plus grand.

B9. Pour que la seule différence entre les tubes soit la concentration : l'épaisseur de solution traversée par la lumière et l'éclairage influencent la teinte perçue. Le fond blanc facilite la comparaison.

B10. Exemple (si S_x est préparée à $8{,}0\,\text{g·L}^{-1}$ par le professeur) : la teinte de S_x est comprise entre celles de S_2 et de S_1, donc $6{,}25\,\text{g·L}^{-1} < C_m < 12{,}5\,\text{g·L}^{-1}$, soit $2{,}5 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1} < C < 5{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}$ (on utilise $C = C_m/M$).

B11. Exemple : S_7 à $C_m = 8{,}00\,\text{g·L}^{-1}$: $V_i = \dfrac{8{,}00 \times 50{,}0}{25{,}0} = 16{,}0\,\text{mL}$ (pipette graduée de $20\,\text{mL}$) dans une fiole de $50{,}0\,\text{mL}$ ($F = 3{,}13$). Si les teintes de S_7 et de S_x sont identiques, alors $C_m(S_x) \approx 8\,\text{g·L}^{-1}$; sinon on choisit une autre solution intermédiaire (encadrement plus serré).

B12. Non : une dilution ne peut que diminuer la concentration ($F > 1$). Pour une solution plus concentrée, on dissout une masse plus grande de soluté (ou on évapore une partie du solvant).

B13. La comparaison à l'œil est subjective : elle dépend de l'observateur et de l'éclairage, et la précision est limitée par le nombre de tubes de l'échelle. Un **spectrophotomètre** mesure l'absorbance de chaque solution : on trace alors une droite d'étalonnage et on lit la concentration de S_x (activité 4).

B14. Pour préparer une solution par *dissolution*, on pèse une masse $m = C \times V \times M$ de soluté. Pour préparer une solution par *dilution*, on prélève un volume V_i de solution mère tel que $C_i \times V_i = C_f \times V_f$; le facteur de dilution vaut $F = \dfrac{C_i}{C_f} = \dfrac{V_f}{V_i}$.