

T.P. C8 : Préparation de solutions

Objectifs : Se familiariser avec la notion de concentration d'un soluté dans un solvant et réaliser une solution de concentration donnée par dissolution. Réaliser des dilutions pour obtenir une solution de concentration c' à partir d'une solution de concentration c .

I.- Concentration molaire volumique d'un soluté

C.1. : Le sulfate de cuivre comme le sucre sont des espèces chimiques solides à température ordinaire. Placés dans un peu d'eau (alors appelé le **solvant**), on observe la **dissolution** de ces cristaux solides (alors qualifiés de **solutés**). On obtient des solutions **aqueuses** (littéralement « dans l'eau » car aqua = eau en latin). La question est de savoir quelle quantité de matière de soluté on place dans quel volume de solution finale.

Le but de ce TP est de se familiariser avec cette notion appelée concentration d'un soluté dissous dans un solvant.

C.2. : La **concentration molaire volumique** en espèce apportée se note **c**, elle est définie comme étant égale à la **quantité de matière de soluté** dissoute dans **un litre de solvant**. On peut la calculer par la relation suivante :

$$c(\text{mol.L}^{-1}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

II.- Préparation de solution par dissolution

C.3. : Préparer une solution par dissolution d'un soluté solide est une opération très courante en chimie. Il faut y attacher le plus de soin possible et le faire avec la plus grande précision.

Le mode opératoire est le suivant :

- peser la masse de soluté nécessaire dans une coupelle
- placer le contenu de la coupelle dans une fiole jaugée
- rincer à l'eau distillée la coupelle afin de récupérer tous les cristaux
- ajouter de l'eau dans la fiole aux $\frac{3}{4}$ puis agiter pour dissoudre complètement les cristaux (une solution aqueuse est nécessairement limpide)
- ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge : le bas du ménisque doit affleurer avec le trait de jauge (on pourra se servir d'une pipette pasteur pour plus de précision)
- boucher la fiole et effectuer une dizaine de retournements

Remarque : il est parfois difficile d'introduire les cristaux dans la fiole (col trop étroit), on pourra soit utiliser un entonnoir, soit réaliser la dissolution des cristaux dans un petit bécher avec **une petite** quantité d'eau distillée puis verser son contenu dans la fiole (rincer le bécher à l'eau distillée et rajouter les eaux de rinçage dans la fiole).

S.4. : A l'aide de schémas soignés, décrire l'intégralité de ce protocole expérimental.

1) Solution de saccharose

E.5. : En appliquant la méthode précédente, préparer une des trois solutions de saccharose comme l'indique le tableau ci-dessous. Le contenu de ces 3 fioles est placé dans 3 tubes à essais notés T_1 , T_2 et T_3 placés devant.

Q.6. : Observer les 3 tubes. Se distinguent-ils à l'œil nu ?

Nom de la solution	Masse à peser	Volume de la fiole à utiliser
S_1	2,1 g	50 mL
S_2	1,5 g	100 mL
S_3	4,2 g	250 mL

Q.7. : A votre avis, quelle est la solution la plus sucrée ? Est-ce facile, sans calcul, de l'affirmer ?

Q.8. : Calculer pour le savoir la concentration molaire en saccharose de chacune des trois solutions. Conclure.

2) Solution de sulfate de cuivre

Les cristaux solides de sulfate de cuivre sont bleus lorsqu'ils sont hydratés. Un cristal de formule chimique CuSO_4 (s) s'entourent de 5 molécules d'eau H_2O . On écrit alors que la formule chimique du sulfate de cuivre hydraté est $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ (s).

Q.9. : Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre hydraté.

E.10. : Chaque binôme prépare une solution : S_4 de sulfate de cuivre en dissolvant 2,4 g de cristaux dans une fiole de 50 mL.

S_5 50 mL de sulfate de cuivre dont la concentration en soluté est à $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$

S_6 de sulfate de cuivre à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en utilisant 2,5 g de cristaux

Q.11. : Calculer la concentration molaire de S_4 , la masse à prélever de S_5 et la fiole à employer pour S_6 . Compléter le tableau.

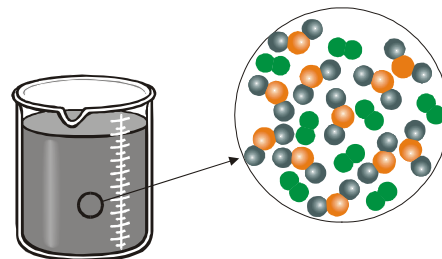
Q.12. : Placer le contenu de chaque fiole dans un tube noté T_4 , T_5 et T_6 placés devant.

Q.15. : Observer les trois tubes T_4 , T_5 et T_6 . Que peut-on dire ?

II.- Préparation de solutions par dilution – Echelle de teinte

Le diiode de formule chimique I_2 est solide à température ambiante. Il peut (comme le sucre en poudre) se dissoudre dans l'eau. On obtient alors une solution aqueuse de diiode de couleur jaune à brun foncé selon la concentration molaire.

On dispose d'une solution de diiode à une concentration $c_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. En ajoutant de l'eau à cette solution, on a réalisé une série de **dilutions** : les solutions obtenues s'appellent les solutions-**filles**, celle de départ est la solution-**mère**.



Q.16. : Que dire des concentrations des solutions-filles par rapport à celle de la solution-mère ?

Q.17. : Les différentes solutions obtenues, de concentration connue, ont été placés dans des tubes à essais leurs concentrations marquées dessus. Que remarque-t-on ?

L'opération de dilution est très courante en chimie, il faut la mener avec le plus grand soin si on veut obtenir un maximum de précision sur la concentration de la solution fille obtenue. On dispose pour cela du matériel suivant :

- une solution-mère de concentration $c_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en diiode I_2
- une burette graduée
- une fiole jaugée de volume $V = 50 \text{ mL}$

E.18. : Chaque groupe prépare 1 solution-filles en respectant le protocole suivant :

- 1) Remplir la burette avec la solution-mère de diiode. **Appeler le professeur.**
- 2) Introduire directement dans la fiole le volume V_0 de solution-mère de diiode.
- 3) Compléter la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. **Appeler le professeur.**
- 4) Boucher puis agiter la fiole. Remplir un tube à essai de la solution préparée. Le placer devant.

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8
$V_0 \text{ (mL)}$	16	14	12	10	8	6	4	2
$c \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$								

S.19. : Faire un schéma légendé de cette dilution.

E.20. : Utiliser l'échelle de teinte au bureau pour donner un encadrement de la concentration molaire c de la solution inconnue. Quel inconvénient présente cette échelle de teinte ?

Q.24. : Quelle masse de cristaux de diiode a t-on utilisé pour préparer 250 mL de la solution-mère ?

Donnée : Masse molaire de l'iode $M(I) = 127 \text{ g.mol}^{-1}$

Q.25. : Quelle masse de cristaux de diiode aurait-il fallu peser pour préparer les 50 mL de la solution-fille du groupe 5 ? Sachant qu'on utilise des balances à 0,01g près (au mieux), est-ce possible ? Conclure : quel est l'avantage d'une dilution vis à vis d'une dissolution ?

Résultats :

Groupe	1		2		3		4		5		6		7		8	
Vo (mL)	1	16	2	15	3	14	4	13	5	12	6	11	7	10	8	9
c (mol.L ⁻¹)	2.10 ⁻⁴	1,6.10 ⁻²	4.10 ⁻⁴	3.10 ⁻³	6.10 ⁻⁴	2,8.10 ⁻³	8.10 ⁻⁴	2,6.10 ⁻³	10 ⁻³	2,4.10 ⁻³	1,2.10 ⁻³	2,2.10 ⁻³	1,4.10 ⁻³	2.10 ⁻³	1,6.10 ⁻³	1,8.10 ⁻³

L'échelle de teinte donne un encadrement de la concentration de la solution inconnue. Il est cependant difficile de ne pas se tromper car l'œil a dû mal à faire la différence entre 2 concentrations très proches.

On place le tube à essai inconnue entre les tubes 12 et 13 donc la concentration inconnue est comprise entre 2,4.10⁻³ mol.L⁻¹ et 2,6.10⁻³ mol.L⁻¹

$$2,4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} < c_{\text{inconnue}} < 2,6.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Une solution avec une concentration élevée en diode va absorber beaucoup de lumière qu'une autre moins concentrée. Un spectrophotomètre est un dispositif utilisé au laboratoire qui permet de mesurer la quantité de lumière absorbée.

Tube n°12 : A₁=.....

Tube n°13 : A₂=.....

Tube inconnue : A₃=.....

On vérifie bien que A₁ < A₃ < A₂ donc que 2,4.10⁻³ mol.L⁻¹ < c_{inconnue} < 2,6.10⁻³ mol.L⁻¹

MATERIEL

Matériel à disposition :

- Des fioles jaugées de 25 mL ; 50 mL et 100 mL
- Du sucre en poudre $C_{12}H_{22}O_{11}$ (saccharose)
- Du sulfate de cuivre hydraté $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$
- Des balances à 0,1 g près
- De l'eau distillée
- Une spatule
- Un petit bécher de 50 mL
- 6 tubes à essai sur un support en bois
- une coupelle en plastique

Au bureau :

- Une Solution de diiode I_2 à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (1L pour les 2 groupes)
- Une solution de diiode à $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ (25 mL de la solution précédente dans une fiole de 100 mL)
- 4 supports tubes à essai (pour aligner 16 tubes à essai) placés derrière un panneau blanc (boite blanche pour ranger les pipettes par exemples)

Elèves :

- Une burette graduée de 25 mL
- Support tubes à essai
- Une fioles de 50 mL
- Une pipette plastique
- 2 béchers