

1^{ère} Spé
Physique

Thème :
Solvant, Extraction et dissolution

TP n°17

 **Chap.5-6**

- **Buts du TP** : Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants. Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.

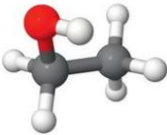
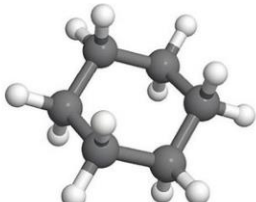
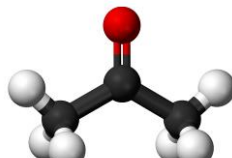
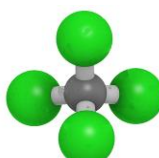





I. Solvant polaire ou apolaire ?

- Nous allons comparer la solubilité d'une espèce chimique dans différents solvants, polaires ou apolaires.

Document 1 : Matériel mis à disposition.

- Solide ionique : Nitrate de cuivre (II) hémipentahydraté $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2,5 \text{H}_2\text{O}$
- Solvants : Eau, Ethanol, Cyclohexane, Acétone, Tétrachlorométhane
- Solution aqueuse de diiode à $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Solution verte d'un mélange à recycler
- Verrerie : Bêchers, ampoule à décanter, tubes à essais avec bouchon, spatule, coupelle, fiole jaugée, entonnoir, balance
- Flacon récupérateur pour les solvants apolaires et flacon récupérateur pour les sels métalliques.

Document 2 : Caractéristiques des solvants

Solvant	Éthanol	Cyclohexane	Acétone	Tétrachlorométhane	Eau
Formule	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	C_6H_{12}	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$	CCl_4	H_2O
Modèle moléculaire					
Densité	0,79	0,78	0,79	1,59	1
Pictogramme					
Miscibilité avec l'eau	Miscible	Non miscible	Miscible	Non miscible	

Document 3 : Données

Élément chimique	H	C	N	O	Cl	Cu
Numéro atomique Z	1	6	7	8	17	29
Masse molaire M (en g.mol^{-1})	1,0	12,0	14,0	16,0	35,5	63,5
Electronégativité χ	2,2	2,6	3,0	3,5	3,0	1,9

- Un soluté est soluble dans un solvant si les interactions qui existent entre les entités du soluté sont de même type que celles qui s'exercent entre les molécules de solvant. C'est pourquoi un solide ionique est plus soluble dans les solvants polaires.

Questions préalables (Réaliser)

- 1) Donner le schéma de Lewis de chaque solvant.
- 2) En déduire le caractère polaire ou apolaire de chacun d'entre eux.

Protocole expérimental (Réaliser-Analyser)

- 3) Proposer un protocole expérimental pour classer chaque solvant en tant que polaire ou apolaire.

 **Faire vérifier votre protocole par le professeur, puis le mettre en œuvre.** 

- 4) Mélanger certaines de ces solutions pour vérifier leur miscibilité entre elles ou avec l'eau.
- Vider les solvants apolaires dans le flacon « *solvants organiques* » et les solvants polaires dans le flacon « *sels métalliques* ».

II. Extraction d'une espèce en solution

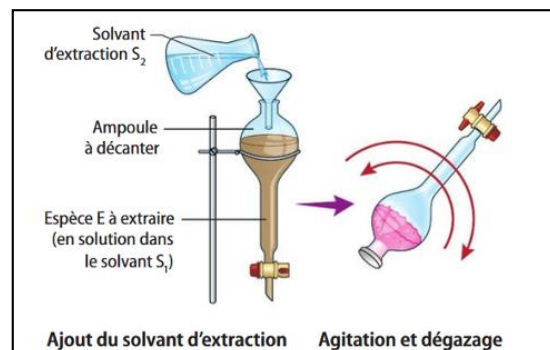
- Après une activité expérimentale, on dispose d'une solution aqueuse de nitrate de cuivre (II) et de diiode I_2 . Cette solution ne peut pas être jetée à l'évier. Les solutions contenant du diiode doivent être recyclées dans un flacon étiqueté « dérivés halogénés » et les solutions de nitrate de cuivre (II) dans un flacon étiqueté « solutions de sels métalliques ».

Document 4 : Le diiode.

- Le diiode I_2 est un solide violet dont la couleur change selon le solvant dans lequel il est dissout. Son schéma de Lewis est : $|\bar{I}-\bar{I}|$
- Le diiode est jaune-orangé dans l'eau (solubilité : $s_{eau} = 0,33 \text{ g.L}^{-1}$)
- Le diiode est rose dans le cyclohexane (solubilité : $s_{cyclo} = 27,2 \text{ g.L}^{-1}$)



Document 5 : L'ampoule à décanter

- L'ampoule à décanter est employée pour séparer deux liquides non miscibles. Elle est souvent utilisée pour extraire une espèce E dissoute dans un solvant S_1 à l'aide d'un autre solvant S_2 non miscible au premier et dans lequel E est plus soluble.



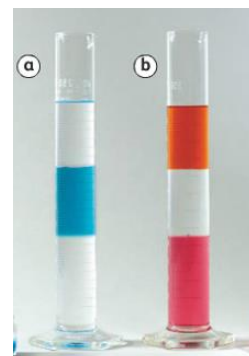
Protocole expérimental (Réaliser-Analyser)

- - Dans un tube à essais, verser environ 1 mL de la solution aqueuse de diiode, puis ajouter 2 mL de cyclohexane.
 - - Boucher, agiter et laisser décanter.
 - - Schématiser le tube.
- 1) Interpréter cette expérience en expliquant la plus grande solubilité du diiode dans l'un des deux solvants.
 - 2) Elaborer un protocole expérimental permettant de recycler les solutions de nitrate de cuivre (II) et de diiode du mélange coloré.

 **Faire vérifier votre protocole par le professeur, puis le mettre en œuvre.** 

Problème (Raisonner)

- Sur la paillasse du professeur, deux belles éprouvettes a) et b) ont été préparées avec :
 - Trois solvants : Eau, Cyclohexane, Tétrachlorométhane ;
 - Deux solides : Nitrate de cuivre (II) et diiode.
- 3) Déterminer la composition de chaque phase.



III. Préparation d'une solution par dissolution

- Le laborantin doit préparer un volume $V = 50,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de cuivre (II) dont la concentration molaire en ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ doit être égale à $C = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Protocole expérimental (Réaliser)

- Comment doit-il procéder ? Détailler le mode opératoire et vos calculs.

Exploitation (Analyser)

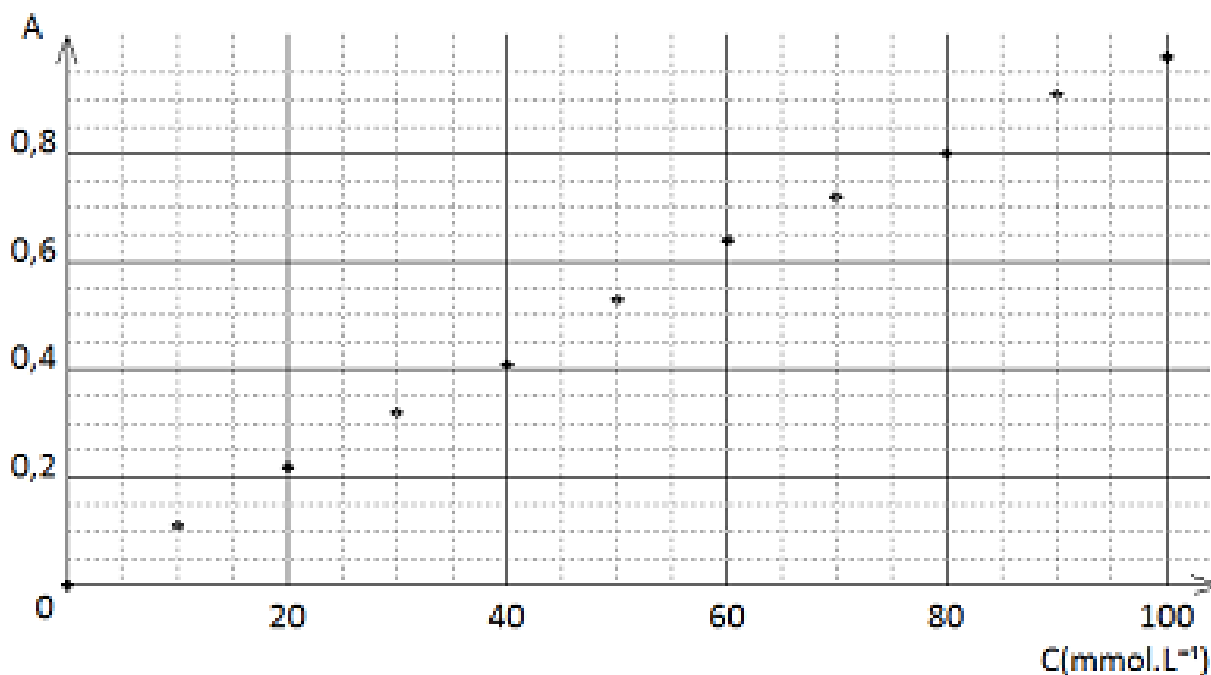
- Calculer la concentration en ion nitrate notée $[\text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}]$ dans la solution préparée.

Problème (Raisonner)

- Déterminer si la solution a été correctement préparée, sachant qu'un résultat est acceptable si l'écart relatif est inférieur à 5 %.

Document 6 : Droite d'étalonnage

- On mesure l'absorbance de plusieurs solutions de nitrate de cuivre (II) à $\lambda_{\text{max}} = 778 \text{ nm}$.
- La courbe d'étalonnage est représentée ci-dessous.



- Dans les mêmes conditions expérimentales, l'absorbance de la solution préparée vaut $A = 0,55$
- Pourquoi ne peut-on pas mesurer l'absorbance de la solution que vous venez de préparer pour le vérifier ?