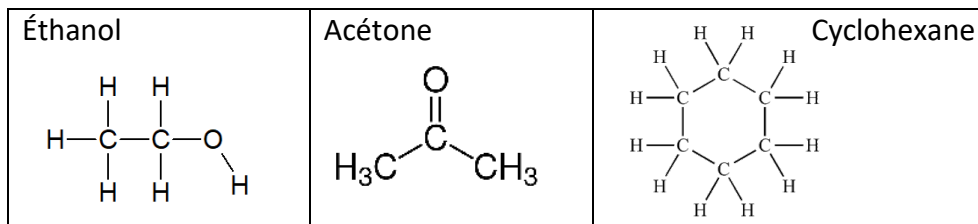


Séquence 6	<b>La dissolution</b>	Exercices
------------	-----------------------	-----------

- Quelques cations et anions

aluminium	fer 3	ammonium	calcium	sodium	phosphate	sulfate	chlorure
$\text{Al}^{3+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{NH}_4^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Na}^+$	$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Cl}^-$

**Exercice 1** Dans le laboratoire d'un lycée, les solvants les plus couramment utilisés sont l'éthanol, l'acétone (propanone) et le cyclohexane  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ .



Indiquer si ces solvants sont polaires ou non.

**Exercice 2** On cherche à dissoudre différentes espèces solides dans de l'eau à température ambiante.

- 1) L'eau est-elle un solvant polaire ou apolaire ?
- 2) Pour chaque cas, indiquer si l'espèce est **soluble** ou **peu soluble** dans l'eau,

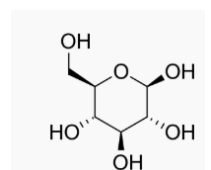
Espèce solide	Nature de l'espèce	Solubilité dans l'eau
Urée	Moléculaire polaire	
Nitrate de potassium ( $\text{KNO}_3$ )	Ionique	
Paraffine solide (cire)	Moléculaire apolaire	

Justifier les réponses en formulant une phrase du type : « Un soluté ... est généralement soluble dans un solvant ... » et en utilisant les mots : *solvant polaire / soluté polaire / soluté apolaire*.

**Exercice 3** On dissout 9,0 g de glucose de formule  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (s), dans 100 mL d'eau.

**Donnée :**  $M_{\text{soluté}} = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1) Pourquoi le glucose est-il soluble dans l'eau ?
- 2) Rappeler les 3 étapes de la dissolution d'un solide moléculaire dans un solvant.
- 3) Donner l'équation de dissolution du glucose dans l'eau.
- 4) Calculer les concentrations en masse et en quantité de matière de glucose dans la solution préparée.



**Exercice 4** On a introduit **0,025 mol** de chlorure de fer  $\text{FeCl}_3$  (s) dans **200 mL** d'eau.

- 1) Pourquoi le chlorure de fer est-il soluble dans l'eau.
- 2) Rappeler les 3 étapes de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau.
- 3) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de fer dans l'eau.
- 4) Calculer la concentration en quantité de matière de soluté apporté dans la solution préparée.
- 5) En déduire la concentration effective des ions fer III et chlorure présents dans la solution préparée.

**Exercice 5** Les hortensias roses deviennent mauves voire bleus si le sol est acide et riche en aluminium, par exemple grâce à l'ajout de sulfate d'aluminium. Le sulfate d'aluminium se présente sous la forme d'un solide ionique blanc de formule  $Al_2(SO_4)_3 (s)$ .

Afin de faire bleuir des hortensias, on cherche à préparer 500 mL d'une solution de sulfate d'aluminium de concentration  $0,100 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

**Donnée :**  $M_{\text{soluté}} = 342,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1) Calculer la masse de sulfate d'aluminium à peser pour obtenir cette solution.
- 2) Écrire l'équation de dissolution du sulfate d'aluminium dans l'eau
- 3) En déduire la concentration effective en ions aluminium et sulfate dans la solution.



**Exercice 6** Le phosphate de sodium est principalement employé comme antioxydant mais il peut aussi être utilisé comme régulateur d'acidité, émulsifiant, stabilisant ou épaississant.

On dispose d'une solution à la concentration en masse de phosphate de sodium de  $2,5 \text{ g} \cdot L^{-1}$

**Donnée :**  $M_{\text{soluté}} = 164 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1) Ecrire l'équation de dissolution du phosphate de sodium dans l'eau.
- 2) Déterminer la concentration en quantité de matière de phosphate de sodium dans la solution préparée
- 3) En déduire la concentration effective en ions phosphate et sodium dans la solution.

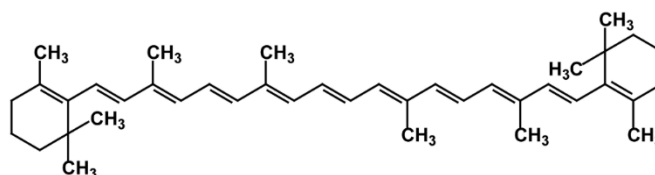
**Exercice 7** Le sulfate d'ammonium est couramment utilisé comme engrais destiné à l'acidification des sols alcalins. Afin de préparer une solution de sulfate d'ammonium, on dissout 3,5 g de soluté dans 250 mL d'eau distillée

**Donnée :**  $M_{\text{soluté}} = 132,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1) Ecrire l'équation de dissolution du sulfate d'ammonium dans l'eau.
- 2) Déterminer la concentration en quantité de matière de sulfate d'ammonium dans la solution préparée
- 3) En déduire la concentration effective en ions sulfate et ammonium dans la solution.

**Exercice 8** Le  $\beta$ -carotène est un pigment orange présent dans la carotte.

On souhaite extraire le  $\beta$ -carotène d'un **jus de carotte**.



#### Protocole expérimentale

- Verser 40 mL de **jus de carotte** (filtré) dans une ampoule à décanter.
- Ajouter 20 mL de **cyclohexane**. On observe 2 phases, l'une est colorée et l'autre incolore
- Boucher, agiter doucement en dégazant, puis laisser reposer.
- On observe de nouveau 2 phases : une phase orangée et une phase moins colorée.
- Séparer les phases et récupérer celle contenant le  $\beta$ -carotène.

**Quelques données sur les solvants**

	Eau	Cyclohexane
Densité	<b>1,0</b>	<b>0,78</b>
Polarité	<b>Polaire</b>	<b>Apolaire</b>

1) D'après les informations ci-dessus, dans quel solvant le  $\beta$ -carotène est-il le plus soluble ?

2) Indiquer ce que contiennent les deux phases (ainsi que leur couleur) avant et après agitation.

3) Comment peut-on interpréter la migration du  $\beta$ -carotène au cours de l'agitation ?

4) Quel est l'intérêt d'avoir fait passer le  $\beta$ -carotène de la phase aqueuse (jus de carotte) à la phase organique (cyclohexane) ?

**Exercice 9**

1) Le diiode  $I_2$  se dissout très bien dans le cyclohexane et très peu dans l'eau.

**Données :**  $s_{cyclo} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$  ;  $s_{eau} = 30 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$  à  $20^\circ\text{C}$ .

1.1. Pourquoi le diiode se dissout-il bien dans le cyclohexane et peu dans l'eau ?

1.2. Ecrire les équations de dissolution du diiode dans l'eau et dans le cyclohexane

2) On verse  $100 \text{ mg}$  de diiode dans  $V_{cyclo} = 25,0 \text{ mL}$  de cyclohexane.

2.1. Est-ce que la totalité du diiode s'est dissous dans le cyclohexane ?

2.2. Déterminer la concentration en masse de diiode dans le cyclohexane.

3) On dissout la même masse de diiode dans  $V_{eau} = 25 \text{ mL}$  d'eau.

3.1. Est-ce que la totalité du diiode s'est dissous dans l'eau ?

3.2. Déterminer la concentration en masse de diiode dans l'eau.

**Exercice 10**

Le chlorure de calcium est un solide ionique utilisé notamment pour le déneigement des routes et comme agent desséchant. Un technicien de laboratoire doit préparer et étudier une solution aqueuse de chlorure de calcium.

**Donnée :**  $M_{\text{soluté}} = 111 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Situation 1	Situation 2
On introduit une masse $m = 100 \text{ g}$ de chlorure de calcium dans $100 \text{ mL}$ d'eau	
La température de l'eau est de $20^\circ\text{C}$	La température de l'eau est de $50^\circ\text{C}$
Solubilité à $20^\circ\text{C}$ : $s = 740 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$	Solubilité à $50^\circ\text{C}$ : $s = 1200 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

1) Écrire l'équation de dissolution du chlorure de calcium dans l'eau.

2) Pour chacune des situations précédentes :

- Indiquer si tout le soluté se dissout.
- Si la solution est saturée, déterminer la masse du solide qui reste au fond du récipient
- Calculer la concentration en masse en chlorure de calcium dans la solution préparée
- Calculer la concentration en quantité de matière en chlorure de calcium de la solution obtenue.
- En déduire la concentration effective en ions chlorure et calcium dans la solution.