

8 Solide ionique ou solide moléculaire ?

Préciser si les solides suivants sont ioniques ou moléculaires :

- a. chlorure de sodium NaCl (s) ;
- b. diiode I₂ (s) ;
- c. saccharose C₁₂H₂₂O₁₁ (s) ;
- d. glace H₂O (s) ;
- e. chlorure de lithium LiCl (s) ;
- f. chlorure d'iode ICl (s) ;
- g. fluorure de sodium NaF (s).

11 Avec ou sans pont hydrogène ?

Les températures de fusion du sulfure d'hydrogène et de l'eau sont données dans le tableau suivant :

Molécule	Schéma de Lewis	Température de fusion (en °C)
sulfure d'hydrogène		-85
eau		0

Données : électronégativité de quelques atomes :

Atome	H	S	O
Électronégativité	2,2	2,6	3,4

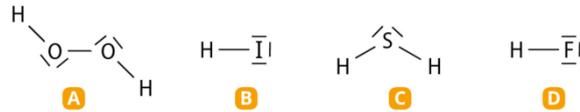
1. Les deux molécules sont-elles polaires ? Justifier.
2. Quel est l'état physique des deux composés pour des températures inférieures à la température de fusion ?
3. a. Comment peut-on interpréter la cohésion des deux solides moléculaires ?
b. À partir de la réponse à la question précédente, expliquer pourquoi la température de fusion de l'eau est beaucoup plus élevée que celle du sulfure d'hydrogène.

14 Calcul de la concentration des ions dans une solution

1. Une solution aqueuse de volume V = 200 mL est préparée en dissolvant 2,50 mmol de chlorure de potassium KCl (s) dans de l'eau.
a. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure de potassium KCl (s).
b. Quelles sont les quantités d'ions chlorure Cl⁻ (aq) et d'ions potassium K⁺ (aq) dans la solution ?
c. À partir de la réponse obtenue à la question précédente, déterminer les concentrations en quantité de matière des ions chlorure [Cl⁻] et des ions potassium [K⁺] dans la solution.
2. Une solution aqueuse de volume V = 500 mL est préparée en dissolvant 5,00 mmol de chlorure d'aluminium AlCl₃ (s) dans de l'eau.
a. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du chlorure d'aluminium AlCl₃ (s).
b. Quelles sont les quantités d'ions chlorure Cl⁻ (aq) et d'ions aluminium Al³⁺ (aq) dans la solution ?
c. À partir de la réponse obtenue à la question précédente, déterminer les concentrations en quantité de matière des ions chlorure [Cl⁻] et des ions aluminium [Al³⁺] dans la solution.

10 À la recherche de ponts hydrogène

Voici les schémas de Lewis des molécules d'eau oxygénée H₂O₂ **A**, d'iodeure d'hydrogène HI **B**, de sulfure d'hydrogène H₂S **C**, et de fluorure d'hydrogène HF **D** :



1. Quelles molécules peuvent participer à des ponts hydrogène ? Justifier.
2. Représenter quelques ponts hydrogène pour chacune des molécules concernées.

13 Équations de dissolution dans l'eau

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau :

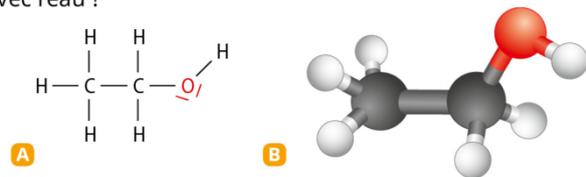
- a. du chlorure de sodium NaCl (s) ;
- b. du chlorure de cobalt CoCl₂ (s) ;
- c. du chlorure d'aluminium AlCl₃ (s) ;
- d. du sulfate de fer (II) FeSO₄ (s) ;
- e. du bromure de fer (III) FeBr₃ (s) ;
- f. du thiosulfate de sodium Na₂S₂O₃ (s) ;
- g. de l'hydroxyde de sodium NaOH (s) ;
- h. du sulfate d'aluminium Al₂(SO₄)₃ (s).

Données : noms et formules de quelques ions :

Anions		Cations	
ion sulfate	SO ₄ ²⁻	ion cobalt	Co ²⁺
ion bromure	Br ⁻	ion aluminium	Al ³⁺
ion thiosulfate	S ₂ O ₃ ²⁻	ion fer (II)	Fe ²⁺
ion hydroxyde	HO ⁻	ion fer (III)	Fe ³⁺

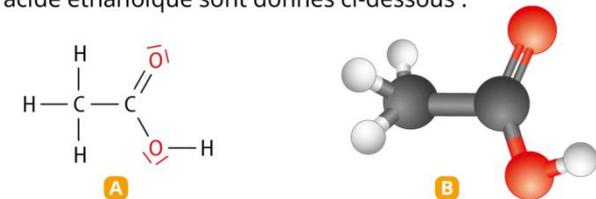
15 Espèces miscibles en toutes proportions

Lorsqu'on dit que l'éthanol et l'eau sont « miscibles en toutes proportions », cela signifie que l'on peut mélanger autant d'eau et d'éthanol que l'on veut. À la fin on n'obtiendra toujours qu'une seule phase. La formule **A** et le modèle moléculaire **B** de la molécule d'éthanol sont donnés ci-dessous. Comment justifier la très grande miscibilité de l'éthanol avec l'eau ?



18 Solubilité du vinaigre dans l'eau

Le vinaigre est une solution aqueuse d'acide éthanoïque. La formule **A** et le modèle moléculaire **B** de la molécule d'acide éthanoïque sont donnés ci-dessous :



Comment justifier la très grande solubilité de l'acide éthanoïque dans l'eau ?

19 Arôme d'ananas

Des arômes naturels ou de synthèse sont abondamment utilisés dans l'industrie alimentaire. Les arômes de fruit peuvent être obtenus à partir de mélanges de molécules organiques. D'après l'ouvrage *La Chimie des couleurs et des odeurs* de Mady Capon, le butanoate d'éthyle est prépondérant dans le parfum artificiel d'ananas.

Pour vérifier s'il est présent dans un arôme d'ananas du commerce (en phase aqueuse), on prévoit de réaliser une extraction liquide-liquide à l'aide d'une ampoule à décanter. On dispose de trois solvants : éthanol **A**, cyclohexane **B** et dichlorométhane **C**, dont voici quelques propriétés :

Solvant	eau	A	B	C
Masse volumique (g · mL ⁻¹)	1,0	0,8	0,6	1,3
Solubilité du butanoate d'éthyle	faible	bonne	moyenne	bonne
Miscible avec l'eau	-	oui	non	non

1. Quel solvant faut-il choisir parmi ceux du tableau pour extraire le maximum de butanoate d'éthyle ? Justifier la réponse en donnant deux critères de choix.
2. Dessiner l'ampoule à décanter et son contenu après agitation, en précisant le contenu de chaque phase.

37 Le bleuissement des hortensias

DÉMARCHES D

REA Raisonner et effectuer des calculs

Les hortensias roses peuvent devenir bleus dans une terre plutôt acide et riche en ions aluminium Al³⁺. Un arrosage régulier avec une solution aqueuse de sulfate d'aluminium enrichit la terre en ions aluminium.



Le sulfate d'aluminium est un solide ionique de formule Al₂(SO₄)₃ (s). On le trouve dans le commerce sous forme de cristaux blancs.

On désire préparer une solution aqueuse de sulfate d'aluminium de volume V = 5,0 L et de concentration en matière en ions Al³⁺ (aq) égale à 4,0 × 10⁻³ mol · L⁻¹.

DÉMARCHE AVANCÉE

1. Écrire l'équation de dissolution du sulfate d'aluminium solide Al₂(SO₄)₃ (s) dans l'eau.
2. En déduire c_s, la concentration en quantité de matière de soluté de la solution.
3. Calculer la quantité de matière de sulfate d'aluminium nécessaire pour préparer la solution.
4. En déduire la masse de sulfate d'aluminium à peser.

38 Séparation

DÉMARCHE EXPÉRIMENTALE

ECE

AN/RAI Élaborer et justifier un protocole

À l'issue d'une expérience, on récupère une solution aqueuse **S**. Elle résulte d'un mélange d'une solution bleue de sulfate de cuivre **B** et d'une solution rouge de rouge de méthyle **C**.

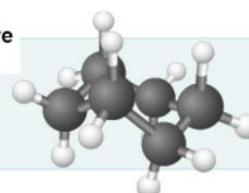
Ces deux espèces chimiques ne sont pas destinées au même laboratoire de retraitement des déchets chimiques, on souhaite donc les séparer.

Le sulfate de cuivre est un solide ionique de formule CuSO₄ (s). Le rouge de méthyle est un solide moléculaire de formule brute C₁₅H₁₅N₃O₂ (s). Sa molécule est peu polaire.



1. Rédiger un protocole détaillé contenant texte et schémas pour obtenir deux autres solutions à partir de la solution S :
 - l'une ne contenant quasiment que du sulfate de cuivre ;
 - l'autre ne contenant quasiment que du rouge de méthyle.
2. Expliquer pourquoi le sulfate de cuivre est très soluble dans l'eau et insoluble dans le cyclohexane, et pourquoi le rouge de méthyle est très soluble dans le cyclohexane et très faiblement soluble dans l'eau.

DOC 1 Modèle moléculaire du cyclohexane



DOC 2 Quelques données

	solution S	eau	éthanol	cyclohexane
Masse volumique (g · mL ⁻¹)	1,02	1,00	0,78	0,79
Pictogramme de sécurité				

	Miscibilité dans		
	l'eau	l'éthanol	le cyclohexane
eau	-	très grande	nulle
éthanol	très grande	-	très grande
cyclohexane	nulle	très grande	-

	Solubilité à 20 °C dans		
	l'eau	l'éthanol	le cyclohexane
sulfate de cuivre (II)	très grand	faible	nulle
rouge de méthyle	faible	grande	grande

Élément	H	C	O
Électronégativité	2,2	2,6	3,4