

Exercices 1

Cohésion de la matière, solubilité, extraction, savons

Les bases : interactions, dissolution, concentrations des ions, miscibilité

7 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 30 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Expliquer la cohésion d'un solide ; reconnaître et représenter un pont hydrogène ; décrire la dissolution d'un solide ionique, écrire son équation et calculer les concentrations effectives des ions.
- Prévoir une solubilité ou une miscibilité ; repérer les phases dans une ampoule à décanter ; reconnaître une espèce hydrophile, lipophile ou amphiphile.

■ RAPPEL — L'essentiel du chapitre

- **Solide ionique** : cohésion due à l'interaction électrostatique entre ions de signes opposés. **Solide moléculaire** : cohésion due aux interactions de **van der Waals** et, s'il y a lieu, aux **ponts hydrogène**.
- **Pont hydrogène** : interaction entre un atome H lié à un atome N, O ou F et un doublet non liant d'un atome N, O ou F d'une autre molécule ; on le représente en pointillés : $O-H \cdots O$.
- **Dissolution** : dissociation, solvation (hydratation), dispersion. $CaCl_2(s) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2 Cl^{-}(aq)$ donne $[Ca^{2+}] = c$ et $[Cl^{-}] = 2c$, où c est la concentration en soluté apporté.
- « Qui se ressemble s'assemble » : une espèce polaire se dissout bien dans un solvant polaire, une espèce apolaire dans un solvant apolaire. Une espèce amphiphile possède une partie **hydrophile** et une partie **lipophile**.

Exercice 1 Ionique ou moléculaire ?

●○○

On considère les solides suivants : chlorure de potassium KCl ; saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$; glace H_2O ; fluorure de calcium CaF_2 ; diiode I_2 ; carboglace CO_2 ; oxyde de magnésium MgO ; naphthalène $C_{10}H_8$.

- 1.1 Classer ces solides en deux catégories : solides ioniques et solides moléculaires.
- 1.2 Nommer, pour chaque catégorie, le type d'interaction qui assure la cohésion du solide.
- 1.3 Le fluorure de calcium est constitué d'ions Ca^{2+} et F^{-} . Justifier sa formule statistique CaF_2 .

Exercice 2 Pont hydrogène ou pas ?

●○○

- 2.1 Parmi les espèces suivantes, indiquer celles dont les molécules peuvent établir des ponts hydrogène entre elles. Justifier à l'aide des schémas de Lewis et des électronégativités (échelle de Pauling) : H : 2,2 ; C : 2,6 ; S : 2,6 ; N : 3,0 ; O : 3,4 ; F : 4,0.

a) H_2O	b) CH_4	c) NH_3	d) H_2S
e) HF	f) CH_3-OH	g) CH_3-O-CH_3	h) CH_3-NH_2
- 2.2 Représenter, à l'aide des schémas de Lewis, un pont hydrogène entre deux molécules de méthanol CH_3-OH , puis un pont hydrogène entre une molécule d'eau et une molécule d'ammoniac NH_3 .

Exercice 3 Concentrations effectives des ions

●○○

Recopier et compléter le tableau, en écrivant l'équation de dissolution de chaque solide ionique; c désigne la concentration en soluté apporté. Ions polyatomiques : nitrate NO_3^- , sulfate SO_4^{2-} .

Soluté	c ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	Équation de dissolution	[cation] ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	[anion] ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
KCl	0,20			
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	0,15			
Na_2SO_4				$5,0 \times 10^{-2}$
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			$4,0 \times 10^{-2}$	

Pour la dernière solution, vérifier que la solution est électriquement neutre.

Exercice 4 Des ions entourés de molécules d'eau

●○○

La figure 1 représente, à l'échelle microscopique, deux ions A et B en solution aqueuse, chacun entouré de molécules d'eau (O en rouge, H en blanc).

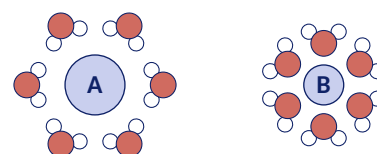


Figure 1 — Deux ions en solution aqueuse (schéma)

- 4.1 Reproduire une molécule d'eau et indiquer les charges partielles δ^+ et δ^- portées par ses atomes. Pourquoi la molécule d'eau est-elle polaire ?
- 4.2 Lequel des ions A et B est un cation ? Justifier par l'orientation des molécules d'eau.
- 4.3 Comment nomme-t-on le phénomène représenté ? Nommer les deux autres étapes de la dissolution d'un solide ionique.

Exercice 5 Qui se ressemble s'assemble

●○○

On dispose d'eau (polaire), de glycérol $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH}$ (polaire, trois groupes $-\text{OH}$) et de cyclohexane C_6H_{12} (apolaire).

- 5.1 On mélange ces liquides deux à deux. Prévoir, pour chaque mélange, s'il est homogène (liquides miscibles) ou s'il présente deux phases. Justifier.
- 5.2 Dans quel solvant, l'eau ou le cyclohexane, chacune des espèces suivantes est-elle la plus soluble ? Justifier.
 - a) chlorure de sodium NaCl
 - b) diiode I_2 (apolaire)
 - c) glucose (cinq groupes $-\text{OH}$)

Exercice 6 Hydrophile, lipophile ou amphiphile ?

●●○

Le stéarate de sodium, constituant de nombreux savons, contient l'ion stéarate de formule semi-développée $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COO}^-$.

- 6.1 Recopier la formule de l'ion stéarate, entourer sa partie hydrophile et souligner sa partie lipophile. Justifier le qualificatif « amphiphile ».
- 6.2 Classer les espèces suivantes en hydrophiles, lipophiles ou amphiphiles. Glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (cinq groupes $-\text{OH}$); octane $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$; ion dodécylsulfate $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{11}-\text{O}-\text{SO}_3^-$; ion sodium Na^+ .

Exercice 7 Quelle phase est en haut ?

●●○

Dans une ampoule à décanter, on verse 20 mL d'eau salée (densité 1,03) et 20 mL de dichlorométhane (densité 1,33), liquide non miscible à l'eau. On agite, on dégaze et on laisse décanter.

- 7.1 Faire un schéma légendé de l'ampoule après décantation (bouchon, robinet, nom et position de chaque phase). Justifier la position des phases.
- 7.2 Que change-t-on sur le schéma si l'on remplace le dichlorométhane par du cyclohexane (densité 0,78) ?