

# Cohésion, dissolution et extraction

Comprendre ce qui tient la matière ensemble,  
dissoudre un solide ionique et calculer la concentration de  
ses ions,  
et **extraire une espèce ou laver une salissure grasse.**



## 1 Quatre parties, une vraie progression

Les interactions entre entités, la dissolution d'un solide ionique, la solubilité et l'extraction, puis les savons. On part de ce qui tient un cristal ensemble, on arrive à une salissure emportée par le rinçage.

## 2 « Les erreurs qui coûtent des points »

Dans chaque partie, les erreurs classiques du chapitre, en X / √, avec le réflexe qui les évite. Et le barème d'une question type, décrypté sur un exemple.

## 3 Rien que le programme officiel

Les capacités exigibles de la rubrique, et pas une de plus. **Tu sais pourquoi tu travailles chaque exercice.**

## 4 L'essentiel pour réviser

Le formulaire des cartes sur une page, la table de référence du chapitre, et les plans de réponse de chaque type de question.

**4**

parties  
progressives

**16**

exercices corrigés  
pas à pas

**16**

cartes  
repères

**6**

méthodes  
pas à pas

Conforme au programme de **physique-chimie de première générale, enseignement de spécialité** - annexe de l'arrêté du 17 janvier 2019, B.O. spécial n° 1 du 22 janvier 2019. Thème « Constitution et transformations de la matière », partie « 2. De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière », sous-partie « **B) De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques** ». Un test de positionnement en page 3 t'indique par où commencer.

« *Le sel se dissout, l'huile non.  
Tout vient des interactions.* »

**Génies des Sciences**

Méthodes & entraînement · Lycée  
[www.geniessciences.com](http://www.geniessciences.com)



| QUESTIONS | PARTIE | SI TU RATES L'UNE D'ELLES...                                    |
|-----------|--------|-----------------------------------------------------------------|
| 1 à 4     | 1      | les interactions entre entités et la cohésion des solides       |
| 5 à 8     | 2      | la dissolution d'un solide ionique et la concentration des ions |
| 9 à 12    | 3      | la solubilité, la miscibilité et l'extraction liquide-liquide   |
| 13 à 16   | 4      | les espèces amphiphiles et le pouvoir lavant des savons         |

### ★ Comment lire ton résultat

Les réponses sont en tête des corrigés, page 24 : ne les consulte qu'une fois tes seize réponses écrites. Une réponse « je ne sais pas » ou fausse compte pour une question non sue.

**14 à 16 bonnes réponses :** enchaîne les quatre parties dans l'ordre, en te concentrant sur les exercices ★★★. **9 à 13 :** commence par les parties où une question est restée sans bonne réponse, puis reprends les autres.

**8 ou moins :** fais les quatre parties dans l'ordre, sans en sauter une seule : le pack est construit pour ce parcours complet.

### Le conseil du prof

Ce test n'est pas une note, c'est une boussole. Son seul but est de te dire où passer ton temps en premier : inutile de reprendre une partie que tu maîtrises déjà, mieux vaut la garder pour la fin.

C'est pour cela que l'honnêteté compte plus que le score : une réponse devinée au hasard qui tombe juste t'enverrait sauter une partie que tu ne sais pas vraiment faire. Si tu hésites, coche « je ne sais pas » : **le test travaille pour toi, pas contre toi.**



Note bien tes seize réponses sur une feuille avant d'ouvrir les corrigés : en les comparant d'un coup, tu verras tout de suite les parties à reprendre, au lieu de corriger question par question. Et garde cette feuille : après avoir travaillé le pack, refaire le test est une façon simple de mesurer ce que tu as gagné. Ce test ne porte que sur les idées du chapitre : si une question te laisse hésitant, c'est déjà le signe que la partie correspondante mérite d'être retravaillée.

## Exercice 1 Reconnaître le type d'un solide

★★★ ☐

**Données.** On considère trois solides : le chlorure de potassium (empilement d'ions potassium et d'ions chlorure), le diiode (empilement de molécules  $I_2$ ), la glace (empilement de molécules d'eau  $H_2O$ ).

1. Pour chacun des trois solides, dire s'il s'agit d'un solide ionique ou d'un solide moléculaire.
2. Nommer, pour chaque solide, la ou les interactions responsables de sa cohésion.
3. Dans la glace, les molécules d'eau peuvent former des liaisons hydrogène. Rappeler la condition pour qu'une liaison hydrogène existe.
4. Entre les interactions responsables de la cohésion du chlorure de potassium et celles du diiode, lesquelles sont les plus intenses ? Justifier.

## Exercice 2 Comparer deux températures de fusion

★★★ ☐

**Données.** Le chlorure de calcium est un solide ionique (fusion à  $772\text{ }^{\circ}\text{C}$ ). Le dioxyde de carbone solide, appelé neige carbonique, est un solide moléculaire apolaire (il passe à l'état gazeux dès  $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).

1. Identifier le type de chacun des deux solides.
2. Nommer les interactions responsables de la cohésion de chacun.
3. Expliquer pourquoi le chlorure de calcium reste solide bien au-delà de la température ordinaire, alors que la neige carbonique disparaît dès qu'on la sort du congélateur.
4. Un élève affirme : « c'est la masse qui décide, le chlorure de calcium est plus lourd ». Expliquer pourquoi cet argument ne suffit pas, et quel est le vrai critère.

## Exercice 3 La liaison hydrogène dans l'eau

★★★ ☐

**Données.** Une molécule d'eau  $H_2O$  comporte deux liaisons O–H et deux doublets non liants portés par l'atome d'oxygène. Le sulfure d'hydrogène  $H_2S$ , molécule voisine, ne forme pas de liaison hydrogène entre ses molécules ; il est gazeux à température ordinaire, alors que l'eau y est liquide.

1. Montrer qu'une molécule d'eau possède ce qu'il faut pour établir une liaison hydrogène avec une molécule d'eau voisine : l'atome d'hydrogène requis et le doublet requis.
2. Pourquoi le soufre, moins électronégatif que l'oxygène, ne permet-il pas la liaison hydrogène dans  $H_2S$  ?
3. En déduire une explication du fait que l'eau soit liquide à température ordinaire, alors que le sulfure d'hydrogène est gazeux.
4. Les liaisons covalentes O–H de la molécule d'eau sont-elles concernées quand l'eau passe de l'état liquide à l'état de vapeur ? Justifier.

## Exercice 4 Classer quatre solides

★★★ ☐

**Données.** Quatre solides et leur température de fusion : le diazote  $N_2$  solide (fusion à  $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$ , solide moléculaire apolaire), le dioxyde de soufre  $SO_2$  solide (fusion à  $-72\text{ }^{\circ}\text{C}$ , solide moléculaire polaire), le saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$  (fusion à  $186\text{ }^{\circ}\text{C}$ , solide moléculaire riche en liaisons hydrogène), le fluorure de sodium  $NaF$  (fusion à  $993\text{ }^{\circ}\text{C}$ , solide ionique).

1. Classer les quatre solides par température de fusion croissante.
2. Associer à chacun la ou les interactions qui assurent sa cohésion.
3. Le diazote et le dioxyde de soufre sont tous deux moléculaires ; expliquer pourquoi le dioxyde de soufre fond plus haut que le diazote.
4. Le saccharose fond beaucoup plus haut que les deux autres solides moléculaires. Quelle interaction, en plus de Van der Waals, explique cette cohésion renforcée ?
5. Un seul de ces quatre solides fond au-dessus de  $900\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Lequel, et pourquoi sa cohésion est-elle de loin la plus forte ?

## → Ce que la partie 2 va ajouter

Tu sais maintenant ce qui tient un solide ensemble. La partie 2 s'intéresse à ce qui se passe quand on plonge un **solide ionique** dans l'eau : comment l'eau sépare ses ions, les entoure et les disperse, comment écrire l'**équation de dissolution**, et comment calculer la **concentration des ions** obtenus.

## 2 Écrire l'équation de dissolution d'un solide ionique

## 1 J'écris le solide à gauche, avec (s).

Sa formule, suivie de l'état solide.

## 2 J'identifie les ions qu'il libère.

Le cation et l'anion, avec leurs charges, chacun suivi de (aq).

## 3 J'ajuste les coefficients.

Pour conserver chaque élément et la charge totale de la solution, qui reste neutre.

## 4 Je relis la charge.

La somme des charges à droite doit être nulle, comme le solide de gauche.

## L'EXEMPLE RÉDIGÉ

Écrire l'équation de dissolution du sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$ , puis celle du sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

Le sulfate de cuivre libère un ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et un ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  :



Le sulfate de sodium libère deux ions sodium  $\text{Na}^+$  pour un ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  :



Dans les deux cas, la charge totale à droite est nulle.

## 3 Calculer les concentrations des ions en solution

## 1 J'écris l'équation de dissolution.

Elle me donne les coefficients de chaque ion.

## 2 Je calcule la concentration apportée.

$c = n/V$ , avec le volume de solution en litre.

## 3 J'applique le coefficient à chaque ion.

$[\text{ion}] = \text{coefficient} \times c$ .

## 4 J'écris chaque concentration

à trois chiffres significatifs, en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

## L'EXEMPLE RÉDIGÉ

On dissout  $n = 0,0500$  mol de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  dans  $V = 0,250$  L de solution. Calculer la concentration des ions calcium et des ions chlorure.

L'équation est  $\text{CaCl}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ .

La concentration apportée :  $c = \frac{n}{V} = \frac{0,0500 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} =$

$0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Il y a un ion calcium et deux ions chlorure par motif :

$[\text{Ca}^{2+}] = c = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , et

$[\text{Cl}^-] = 2 \times 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,400 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

## 5 Les erreurs qui coûtent des points

## LES PIÈGES CLASSIQUES

## 1 Oublier le coefficient d'un ion

X pour le chlorure de calcium, écrire  $[\text{Cl}^-] = c$  · ✓ l'équation  $\text{CaCl}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$  libère **deux** ions chlorure par motif :  $[\text{Cl}^-] = 2c$ . Pour  $c = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , cela donne  $[\text{Cl}^-] = 0,400 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , le double de la concentration apportée.

**Le réflexe** : lis le coefficient de l'ion dans l'équation avant d'écrire sa concentration.

## 2 Laisser le volume en millilitre

X diviser la quantité de matière par un volume en millilitre · ✓ le volume doit être en litre :  $250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$ , puis  $c = \frac{0,0500 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Diviser par 250 au lieu de 0,250 donne un résultat mille fois trop petit.

**Le réflexe** : convertis le volume en litre sur une ligne visible, avant d'écrire la concentration.

## 3 Oublier la charge dans l'équation

X écrire «  $\text{NaCl}(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}(\text{aq}) + \text{Cl}(\text{aq})$  » · ✓ ce ne sont pas des atomes neutres qui partent en solution, mais des **ions** :  $\text{NaCl}(\text{s}) \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ . La charge se conserve : une charge + et une charge - à droite, un solide neutre à gauche.

**Le réflexe** : un ion garde sa charge en solution ; vérifie que la somme des charges à droite est nulle.



# ✓ Les corrigés détaillés

La rédaction modèle est à gauche, les remarques du correcteur à droite. Compare **ta rédaction**, pas seulement tes résultats : le correcteur note le raisonnement qu'il peut suivre, pas seulement la valeur finale.

## ✓ Les réponses du test de positionnement (page 3)

1. b - 2. c - 3. a - 4. c - 5. a - 6. c - 7. b - 8. a - 9. c - 10. b - 11. a - 12. c - 13. b - 14. a - 15. c - 16. b



### Comment lire un corrigé

Chaque réponse est écrite comme sur une copie : la donnée utilisée, l'équation ou la formule littérale, l'application numérique avec les unités, puis la conclusion. Quand ta réponse diffère de la mienne, cherche **où** les deux chemins se séparent : c'est ce point précis qu'il faut retravailler, pas l'exercice entier. Avant de comparer, relis ta copie avec la liste de vérifications de la page 31.

Les résultats numériques sont arrondis à trois chiffres significatifs. Les concentrations d'ions se lisent sur l'équation de dissolution, coefficient compris. Les valeurs de solubilité et de masse volumique sont celles fournies par les énoncés.

### Exercice 1 Reconnaître le type d'un solide



- Le chlorure de potassium est un empilement d'ions : **solide ionique**. Le diiode et la glace sont des empilements de molécules : **solides moléculaires**.
- Chlorure de potassium : **interactions entre les ions  $K^+$  et  $Cl^-$** . Diiodé : **interactions de Van der Waals** entre molécules  $I_2$ . Glace : **liaisons hydrogène** (et Van der Waals) entre molécules d'eau.
- Une liaison hydrogène demande un atome d'hydrogène lié à O, N ou F, et un doublet non liant porté par un O, N ou F voisin (**F3**). Dans la glace, l'hydrogène d'une molécule et un doublet de l'oxygène d'une molécule voisine remplissent cette condition.
- Les interactions du chlorure de potassium sont les plus intenses** : les attractions entre ions l'emportent sur les interactions de Van der Waals du diiode (**F1**).

### Ions ou molécules ?

La première question à se poser devant un solide : est-il fait d'ions ou de molécules ? La réponse décide des interactions, et donc de toute la suite.

### Le classement des intensités

De la plus faible à la plus forte : Van der Waals, liaison hydrogène, attraction entre ions. Ce classement sert à comparer deux cohésions sans aucun calcul.

### Exercice 2 Comparer deux températures de fusion



- Le chlorure de calcium est un **solide ionique** ; la neige carbonique (dioxyde de carbone solide) est un **solide moléculaire apolaire**.
- Chlorure de calcium : **interactions entre ions**. Neige carbonique : **interactions de Van der Waals** entre molécules  $CO_2$ .
- Les attractions entre ions du chlorure de calcium sont intenses : il faut beaucoup chauffer pour les défaire, d'où une fusion à  $772^\circ C$ . Les interactions de Van der Waals de la neige carbonique sont faibles : **elle passe à l'état gazeux dès  $-78^\circ C$** .
- L'argument de la masse ne suffit pas : ce qui fixe la température de fusion, c'est **la nature et l'intensité des interactions entre entités**, pas la masse du solide. Ici, des attractions entre ions face à des interactions de Van der Waals.

### Intensité, pas masse

Un solide ionique fond haut parce que ses interactions sont intenses, pas parce qu'il est lourd. La masse n'intervient que pour comparer deux solides moléculaires entre eux.

### Un repère de température

Au-dessus de plusieurs centaines de degrés, on pense « solide ionique ». En dessous de la température ordinaire, on pense « petites molécules, Van der Waals faibles ».

