

Extrait

Livre du professeur

Édition 2005



BORDAS

2

Les solutions électrolytiques

Programme

EXEMPLES D'ACTIVITÉS	CONTENUS	CONNAISSANCES ET SAVOIR-FAIRE EXIGIBLES
<p>Observer les modèles du chlorure de sodium et du fluorure de calcium.</p> <p>Mise en solution de solides, de liquides et de gaz (expérience du jet d'eau) et mise en évidence des ions par des tests chimiques.</p> <p>Préparation de solutions ioniques de concentrations données à partir de solides ioniques ou de solutions concentrées.</p> <p>Expérience d'électrisation mettant en évidence le caractère dipolaire de la molécule d'eau.</p>	<p>2.2. Les solutions électrolytiques</p> <p>Obtention d'une solution électrolytique par dissolution de solides ioniques, de liquides et de gaz.</p> <p>Caractère dipolaire d'une molécule (dipôle permanent): exemples de la molécule de chlorure d'hydrogène et de la molécule d'eau; corrélation avec la classification périodique des éléments.</p> <p>Solvation des ions; interaction entre les ions dissous et les molécules d'eau.</p> <p>Cas particulier du proton.</p> <p>Concentration molaire de soluté apporté, notée c, et concentration molaire effective des espèces dissoutes, notée $[X]$.</p>	<p><i>Savoir que, dans un solide ionique, l'attraction entre un ion et ses plus proches voisins est assurée par l'interaction coulombienne.</i></p> <p><i>Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'une espèce conduisant à une solution électrolytique.</i></p> <p><i>À partir des quantités de matière apportées et du volume de solution, déterminer la concentration molaire d'une solution électrolytique et la distinguer de la concentration molaire effective des ions.</i></p> <p><i>Rendre compte du caractère dipolaire de la molécule d'eau selon la nature des atomes et la structure géométrique de la molécule.</i></p> <p><i>Savoir que les ions en solution sont solvatés.</i></p>

(B.O n° 7, 31 août 2000, hors-série pp. 182 à 205).

Cours ♦ (page 26)

♦ Découpage du cours

1. *Qu'est-ce qu'un solide ionique cristallin?*
2. *Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ionique?*
3. *Comment expliquer la dissolution d'un électrolyte par l'eau?*
4. *Concentration molaire effective des ions en solution*

• Ce chapitre aborde l'étude des solutions électrolytiques sous l'angle de la solvation des ions et de la détermination des concentrations molaires effectives de ces ions. Les ions et les solides ioniques sont connus des élèves, mais jusqu'à présent dans leur cursus, aucune formalisation n'avait été faite ni aucune explication donnée sur le phénomène de dissolution d'une espèce chimique.

• Le déroulement du cours est construit à partir de l'ordre chronologique des activités, dans lesquelles

les notions essentielles sont abordées et les propriétés mises en évidence. Le cours reprend ces notions essentielles de façon synthétique, accompagnées éventuellement de compléments utiles à la compréhension des phénomènes.

Conformément au programme en vigueur, on aborde donc, dans l'ordre, la structure du solide ionique et sa cohésion, le caractère polaire de la molécule d'eau et son origine (propriété élargie à d'autres molécules), le rôle de l'eau dans le mécanisme de dissolution et dans la solvation des ions, des exemples de dissolution d'électrolytes à l'état moléculaire et gazeux, les écritures associées aux transformations se produisant lors de la dissolution; on termine sur l'aspect quantitatif par la détermination des concentrations effectives des ions en solution, en montrant qu'elles ne sont pas forcément égales aux concentrations en soluté apporté.

Activités

- *Fiches pratiques du Manuel de l'élève pouvant être utilisées pour l'étude de ce chapitre*
Classification périodique des éléments, p. 253.

Sécurité en chimie, p. 254-255.

Lecture de l'étiquette d'un produit chimique, p. 256.

Tests de reconnaissance d'ions en solution, p. 260.
 Utiliser la verrerie de précision, p. 262.
 Prélever une solution avec une pipette jaugée, p. 263.
 Préparer une solution, p. 264.
 Filtration, p. 270.
 Barycentre et polarité d'une molécule, p. 279.

Activité 1

Qu'est-ce qu'un solide ionique ?

♦ (page 31)

- Dans cette activité, on aborde de façon simple la structure d'un solide ionique (ici, le chlorure de sodium). En partant d'un décompte des ions, on évoque la notion de formule statistique, puis à partir de notions mathématiques élémentaires et de physique (une bonne occasion de mettre en œuvre des compétences transversales), on explique la stabilité de l'état ionique cristallin. Cette activité peut être menée par l'élève seul à la maison.

Corrigés

A. Formule statistique du chlorure de sodium

1. Seuls les ions de signe contraire sont en contact entre eux : les ions chlorure sont en contact avec les ions sodium.

2. L'ion sodium central est en contact avec 6 ions chlorure.

3. L'ion central appartient entièrement au cube : sa contribution au volume est 1.

L'ion situé au milieu d'une arête est partagé entre 4 cubes : sa contribution au volume est de 1/4.

L'ion situé sur une face est partagé entre deux cubes : sa contribution au volume est 1/2.

4. • Pour les ions sodium : 1 au centre, 12 sur les arêtes.

On a donc : $1 \times 1 + 12 \times 1/4 = 4$ ions sodium.

• Pour les ions chlorure : 6 sur les faces et 8 aux sommets.

• On a donc : $6 \times 1/2 + 8 \times 1/8 = 4$ ions chlorure.

5. Un cube contient donc 4 Na^+ et 4 Cl^- : la formule du cube serait $(\text{NaCl})_4$. La formule statistique est bien NaCl.

B. Cohésion du cristal ionique

1. a. Entre deux ions de même signe, la force d'interaction électrique est répulsive.

b. Entre deux ions de signes contraires, la force d'interaction électrique est attractive.

2. La distance minimale séparant deux ions de signes contraires vaut la moitié de l'arête du cube, soit :

$$d = (r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-}) = 0,279 \text{ nm.}$$

3. La valeur de la force d'interaction électrique attractive vaut : $F_{\text{attract}} = 2,96 \times 10^{-9} \text{ N.}$

4. Deux ions de même signe les plus proches sont séparés par une demi-diagonale de la face d'un cube. Donc :

$$d = (r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-}) \times \sqrt{2} = 0,395 \text{ nm.}$$

$$F_{\text{répulsive}} = 1,47 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

5. La valeur et l'orientation des interactions électriques sont telles que, globalement, les effets de l'interaction attractive l'emportent sur ceux de l'interaction répulsive : le cristal ionique présente donc une structure stable.

Activité 2

L'eau, une molécule polaire

♦ (page 32)

- On introduit ici les notions de molécules polaires (en relation avec la polarisation de leurs liaisons et de leur structure géométriques) et leur comportement lorsqu'elles sont soumises à des interactions électriques, le but étant d'expliquer pourquoi l'eau est en général un bon solvant des solides ioniques et des molécules polaires.

- Cette activité peut être traitée en classe.

Liste du matériel pour l'expérience à l'appui :

- une burette graduée de 25 mL ou 50 mL et son support ;
- un cristallisateur ;
- une pissette d'eau distillée ;
- un bâton d'ébonite ou/et une tige de verre ;
- peau de chat ou/et tissu de laine ;
- hexane ou cyclohexane (manipulation sous hotte) ;
- caméra et téléviseur.

Corrigé

1. Il s'agit d'interactions électriques liées à la présence des charges présentes sur la tige en verre.

2. On pourrait croire que les molécules d'eau sont chargées électriquement, puisqu'elles subissent une action traduite par la déviation du filet d'eau.

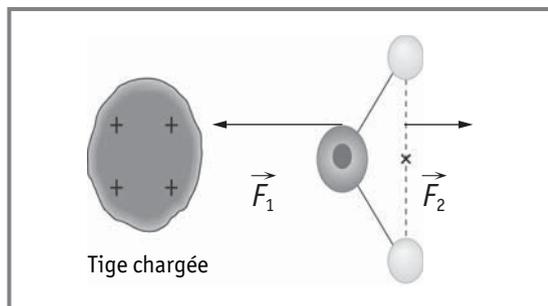
3. La molécule est électriquement neutre : il semble apparaître ici une anomalie !

4. La différence de comportement est liée à la nature des atomes liés.

5. C'est le schéma 2 qui convient, car il respecte, d'une part, la géométrie de la molécule et, d'autre part, la polarité des liaisons hydrogène-oxygène.

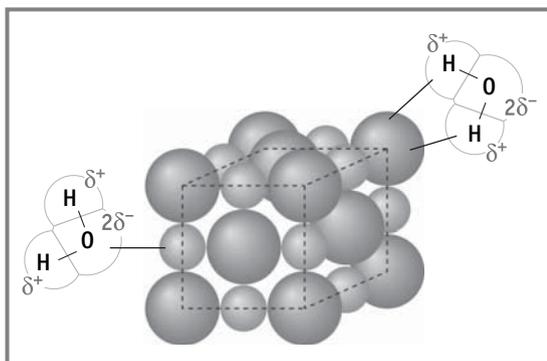
6. a. Deux charges de signe contraire s'attirent, deux charges de même signe se repoussent.

b.



7. Sur l'atome d'oxygène s'exerce une force d'interaction électrique \vec{F}_1 dirigée vers la tige (interaction attractive) et au milieu des atomes d'hydrogène, une force \vec{F}_2 de sens contraire (interaction répulsive). La distance séparant les charges de la tige et l'atome d'oxygène étant inférieure à celle séparant les charges de la tige au milieu du segment formé par les deux hydrogènes, la valeur de F_1 est supérieure à celle de F_2 (les valeurs des charges étant égales par ailleurs). La résultante est une action dirigée vers la tige, d'où la déviation observée.

8. Les molécules d'eau s'orientent autour des ions du solide en fonction de leur signe.



Les interactions exercées par les molécules d'eau l'emportent sur celles internes au solide ionique : ce dernier finit par se disloquer et les ions se dissocient.

➤ *Remarque* : le phénomène est accentué par le changement de milieu dans lequel se retrouve l'ion. La force électrique prend en compte la permittivité du milieu, ici l'eau où $\epsilon_r \approx 80$.

Activité 3

Phénomène de solvation des ions par un solvant

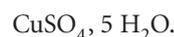
◆ TP ◆ (page 33)

• Dans cette activité, on montre que l'environnement de l'ion en solution est modifié par le solvant. On dit que les ions sont solvatés.

Les ions complexes du cuivre(II) se prêtent bien à cette mise en évidence, puisqu'ils sont colorés. Il est hors de question d'évoquer de la théorie des champs cristallins ni d'étudier la nomenclature des ions complexes.

Une fois l'étude terminée, on pourra expliquer la couleur du solide ionique « sulfate de cuivre » en prenant en compte l'eau de cristallisation.

Dans le solide hydraté, la formule de l'ion complexe est $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ (ion tétraaquacuire(II), de géométrie plan carré), la cinquième molécule d'eau assurant la liaison entre le cation Cu^{2+} et deux ions sulfates SO_4^{2-} , eux-mêmes liés au cation. D'où la formule statistique :



En solution aqueuse, l'ion s'hydrate encore plus et a pour formule $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (ion hexaaquacuire(II), de géométrie octaédrique).

En solution amoniacale il se forme progressivement le complexe tétrammine cuivre(II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, de couleur bleu céleste lorsque l'on rajoute l'ammoniac en excès.

• Cette activité peut être préparée à la maison ou réalisée en classe.

Liste du matériel :

- cristaux de sulfate de cuivre penta-hydraté ;
- cristaux de sulfate de cuivre anhydre ;
- flacon de solution de sulfate de sodium ;
- porte tubes à essais + 4 tubes à essais ;
- pince ;
- pissette d'eau distillée ;
- dispositif de chauffage pour tubes à essais ;
- solution d'ammoniac concentrée (1 mol.L^{-1}) ;
- pipettes simples ;
- gants et lunettes ;
- spatule ;
- capsule.

Cette modification constitue une véritable transformation chimique, puisqu'il y a formation d'une liaison de coordination entre le métal et le ligand. Cette liaison est également appelée liaison dative : les deux électrons de liaison sont fournis par l'atome du ligand comportant des doublets libres.



■ **Savoir le cours**

■ 1. *Vrai ou faux?*

Vrai, faux, faux, vrai, faux, faux.

■ 2. *Formule statistique d'un solide ionique*

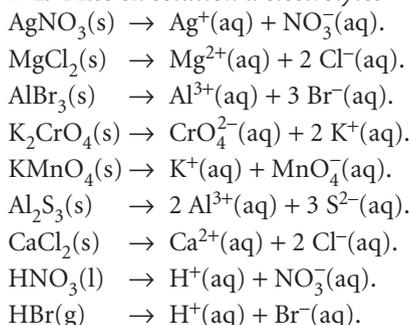
Anion \ Cation	Ion sodium Na ⁺	Ion aluminium Al ³⁺	Ion baryum Ba ²⁺	Ion fer(III) Fe ³⁺
Ion chlorure Cl ⁻	NaCl	AlCl ₃	BaCl ₂	FeCl ₃
Ion sulfate SO ₄ ²⁻	Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	BaSO ₄	Fe ₂ (SO ₄) ₃
Ion oxyde O ²⁻	Na ₂ O	Al ₂ O ₃	BaO	Fe ₂ O ₃
Ion phosphate PO ₄ ³⁻	Na ₃ PO ₄	AlPO ₄	Ba ₃ (PO ₄) ₂	FePO ₄

■ 3. *Formules statistiques*

1. et 2.

- a. AgNO₃ : M = 169,90 g.mol⁻¹.
- b. CaCl₂ : M = 111,1 g.mol⁻¹.
- c. K₂SO₄ : M = 174,3 g.mol⁻¹.
- d. Ba(NO₃)₂ : M = 261,3 g.mol⁻¹.
- e. KCl : M = 74,6 g.mol⁻¹.
- f. Cu(NO₃)₂ : M = 187,5 g.mol⁻¹.

■ 4. *Mise en solution d'électrolytes*



■ 5. *Concentration effective d'un ion*

- 1. a. Faux.
- b. Faux.
- c. Faux.
- 2. a. Vrai.
- b. Vrai.
- c. Faux.

■ **Appliquer le cours**

■ 6. *Structure de la fluorine*

- 1. 4 × 1 = 4 ions fluorure.
- 2. 8 × 1/8 + 6 × 1 / 6 = 2 ions calcium.
- 3. CaF₂.
- 4. L'interaction électrique attractive entre ions de signe contraire l'emporte sur l'interaction répulsive entre ions de même signe.

■ 7. *Structure du chlorure de césium*

- 1. 4 ions chlorure sont en contact avec un ion césium.
- 2. 4 ions césium sont en contact avec un ion chlorure.
- 3. a. Le cube contient :
 1 × 1 = 1 ion césium ; 8 × 1/8 = 1 ion chlorure.
- b. 1 Cl⁻ et 1 Cs⁺ : formule statistique CsCl.
- 4. Distance minimale entre deux ions de même signe :

$$a = 0,212 \text{ nm.}$$

La distance minimale entre deux ions de signe contraire est une demi-diagonale du cube :

$$a \frac{\sqrt{3}}{2} = 0,184 \text{ nm.}$$

- 5. Interaction répulsive entre deux ions de même signe :

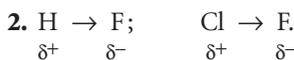
$$f = 5,12 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

- 6. Interaction attractive entre deux ions de signe contraire :

$$f = 6,8 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

- 7. L'interaction attractive l'emporte sur l'interaction répulsive.

■ 8. *Molécules polaires ou non?*

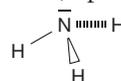


- 3. Ces deux molécules sont polaires (non-superposition des barycentres des charges).

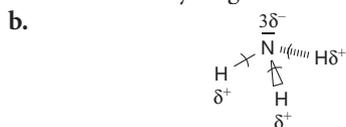
■ 9. *Molécule d'ammoniac*



- 2. Forme pyramidale (répulsion maximale des doublets)



3. a. Liaisons hydrogène-azote polarisées.

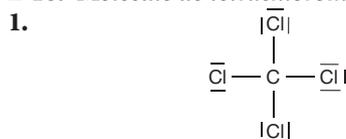


4. Barycentre des charges - : atome N.
Barycentre des charges + : centre du triangle formé par les H.

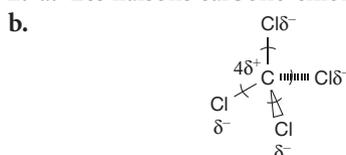
Non-superposition des barycentres = molécule polaire.

5. La molécule d'ammoniac (polaire) est soluble dans l'eau, car elle est un solvant polaire.

■ 10. Molécule de tétrachlorométhane



2. a. Les liaisons carbone-chlore sont polarisées



3. Barycentre des charges + : atome C.
Barycentre des charges - : centre du tétraèdre formé par les H = atome C.

Les deux barycentres sont confondus: la molécule n'est pas polaire.

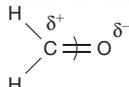
4. La molécule n'est pas soluble dans l'eau.

■ 11. L'odeur de pomme du méthanal



2. Molécule plane triangulaire:

3. Liaisons carbone-oxygène polarisée (polarisation négligeable des liaisons carbone-hydrogène).



4. Barycentre des charges + : atome C.
Barycentre des charges - : atome O.
Non-superposition des barycentres: molécule polaire.

5. Molécule soluble dans l'eau.

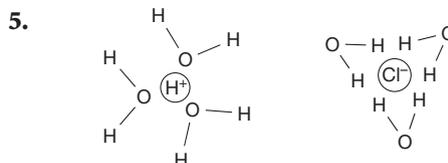
■ 12. Dissolution du chlorure de lithium

1. Cf. cours.

2. Li^+ et Cl^- .

3. Cf. cours: interaction électrique entre les molécules d'eau et les ions.

4. $\text{LiCl(s)} \rightarrow \text{Li}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.

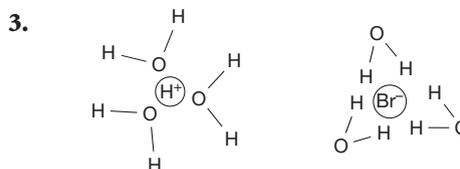


■ 13. Dissolution du bromure d'hydrogène

1. Électronégativité différente entre les deux atomes.

Le barycentre des charges + ne coïncide pas avec celui des charges - : la molécule est polaire.

2. $\text{HBr(g)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$.



■ 14. Étude d'une solution de sulfate d'aluminium

Exercice résolu

■ 15. Eau minérale

1. et 2.

On applique la relation $[X] = \frac{m_x}{M_x \cdot V}$.

Ions calcium: $[\text{Ca}^{2+}] = 1,38 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ions magnésium: $[\text{Mg}^{2+}] = 4,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ions sodium: $[\text{Na}^+] = 6,09 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ions sulfate: $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,54 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ions nitrate: $[\text{NO}_3^-] = 6,29 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

Ions hydrogénocarbonate:
 $[\text{HCO}_3^-] = 6,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

■ 16. Solution de sulfate d'aluminium

1. $[2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})]$.

2. $[\text{Al}^{3+}] = 2c$; $[\text{Al}^{3+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

$[\text{SO}_4^{2-}] = 3c$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

■ 17. Solution de phosphate de sodium

1. $[\text{PO}_4^{3-}] = [\text{Na}^+] / 3 = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2. Na_3PO_4 .

3. $c = [\text{PO}_4^{3-}] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

■ **18. Mélange de deux solutions contenant un ion commun**

- $n_1(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_1 \cdot v_1 = c_1 \cdot v_1; n_1(\text{Cl}^-) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$
 $n_1(\text{Na}^+) = [\text{Na}^+]_1 \cdot v_1 = c_1 \cdot v_1; n_1(\text{Na}^+) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$
- $n_2(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_2 \cdot v_2 = 2 \cdot c_2 \cdot v_2; n_2(\text{Cl}^-) = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
 $n_2(\text{Ba}^{2+}) = [\text{Ba}^{2+}]_2 \cdot v_2 = c_2 \cdot v_2; n_2(\text{Ba}^{2+}) = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
- $n(\text{Cl}^-) = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
 $n(\text{Na}^+) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$
 $n(\text{Ba}^{2+}) = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
- $V = 75 \text{ mL.}$
 $[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V}; [\text{Cl}^-] = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$
 $[\text{Na}^+] = 6,7 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$
 $[\text{Ba}^{2+}] = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$

■ **Utiliser les connaissances**

■ **19. Solution de sulfate de sodium**

- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- $n_{\text{Na}^+} = [\text{Na}^+] \cdot V; n_{\text{Na}^+} = 1,9 \times 10^{-2} \text{ mol.}$
- a. $n_{\text{SO}_4^{2-}} = \frac{n_{\text{Na}^+}}{2}; n_{\text{SO}_4^{2-}} = 9,5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
- $[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V}; [\text{SO}_4^{2-}] = 3,75 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$
 $c = [\text{Na}^+] / 2 = [\text{SO}_4^{2-}] = 3,75 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$
 $n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = c \cdot V; n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol.}$
 $m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}; m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 1,33 \text{ g.}$

■ **20. Le sel de Mohr**

- Ions ammonium NH_4^+ ; ions sulfate SO_4^{2-} ; ion fer(II) Fe^{2+} .
- $M = 392 \text{ g.mol}^{-1}.$
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, \text{FeSO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{NH}_4^+(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}.$
- $[\text{Fe}^{2+}] = c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}.$
 $m = v \cdot c \cdot M; m = 7,84 \text{ g.}$
- $[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{NH}_4^+] = 2c = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.$
- $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot v}{V}; [\text{Fe}^{2+}] = 4,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$

■ **21. Mélange de deux électrolytes**

- $\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}).$
 $\text{MgCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq}).$

- $n_{\text{Na}^+} = 0,2 \text{ mol.}$
 $n_{\text{Mg}^{2+}} = 0,04 \text{ mol.}$
 $n_{\text{Cl}^-} = 0,28 \text{ mol.}$
- $[\text{Na}^+] = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}.$
 $[\text{Mg}^{2+}] = 0,08 \text{ mol.L}^{-1}.$
 $[\text{Cl}^-] = 0,56 \text{ mol.L}^{-1}.$

■ **22. Solution d'acide sulfurique**

Exercice résolu

■ **23. Une énigme: que contient la bouteille?**

- On réalise une électrolyse avec la solution.
- a. *Premier test:* présence de Fe^{3+} .
Deuxième test: présence de Cl^- .
- Solution de chlorure de fer(III).
- Chlorure de fer(III) : FeCl_3 .
- $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq}).$
- a. $c = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot v}{V};$
 $c = 8,3 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.$
- $[\text{Fe}^{3+}] = c = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$

■ **Un pas vers la Terminale**

■ **24. Solution d'acide bromhydrique**

- $\text{HBr}(\text{g}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq}).$
- $c_0 = \frac{0,46 \times d \times \rho_{\text{eau}}}{M};$
 $c_0 = 8,36 \text{ mol.L}^{-1}.$
- $c_1 = c_0 / 100$, donc $v_1 = 100 v_0$.
 → Pipette jaugée 100 mL.
 → Fiole jaugée 1000 mL.

■ **25. Solution de Dakin**

- $m_{\text{KMnO}_4} = c_0 \cdot V \cdot M;$
 $m_{\text{KMnO}_4} = 0,79 \text{ g.}$
- Cf. cours.
- $\text{KMnO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq}).$
- a. $v = 2 \text{ mL.}$
- $v = 0,2 \text{ mL.}$
- Cf. cours.
- Même épaisseur de solution à comparer.
- $8 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1} < c < 6 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$
- $c = 6,32 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$
- Il y a concordance des résultats.

• Dans le cadre de la préparation aux épreuves expérimentales du BAC, on propose une série de manipulations, correctes ou erronées basées sur des observations faites lors des manipulations d'élèves. Ces fiches sont destinées à préparer l'élève à ces épreuves.

Corrigé

1. Préparation d'une solution

La manipulation correcte est la **B**.

La manipulation **A** met l'accent sur le choix erroné de la verrerie : lors de la préparation de la solution, la verrerie doit être la plus précise possible, ce qui n'est pas le cas de l'éprouvette graduée.

Par ailleurs, on n'utilise pas la spatule pour dissoudre un solide.

2. Homogénéisation d'une solution par dissolution d'un solide

La manipulation correcte est la **A**.

En aucun cas, il ne faut boucher l'ouverture de la fiole jaugée avec le pouce pour agiter cette dernière : une raison évidente est la toxicité éventuelle du produit (certains produits toxiques diffusent à travers la peau).

Cela peut éventuellement provoquer une perte de matière ou une pollution de la solution préparée. De plus, si la fiole est remplie, la dissolution du solide ionique n'en sera que plus difficile.

3. Transvasement d'un liquide

La manipulation correcte est la **A**.

La manipulation **B** ne permet pas un écoulement lent de la solution. Des pertes de matières peuvent apparaître par projection lorsque la solution s'écoule et tombe dans le bécher.

✓ *Remarque* : ne jamais souffler la dernière goutte retenue par capillarité, elle n'est pas comprise dans le volume limité au trait de jauge.

4. Ajustement du niveau du contenu d'une fiole jaugée

La manipulation correcte est la **B**.

Plusieurs erreurs apparaissent lors de la manipulation **A** :

- l'ajustement ne se fait pas par visée du bas du ménisque avec le trait de jauge ;
- l'introduction de l'agitateur magnétique avant ajustement du trait de jauge va conduire à un volume contenu inférieur à celui de la fiole.

◆ EXERCICE SUPPLÉMENTAIRE

■ Solution de bromure de cuivre

On prépare au laboratoire une solution en dissolvant une masse de bromure de cuivre (CuBr_2) égale à 2,8 g dans 250 mL d'eau.

1. Quelles précautions doit-on prendre pour manipuler ce produit ?
2. Décrire le protocole expérimental de la préparation de la solution.
3. Calculer la concentration en soluté apporté de la solution
4. Écrire l'équation de réaction modélisant la dissolution du bromure de cuivre dans l'eau.
5. Déterminer les quantités de matières d'ions bromure et d'ions cuivre II dans la solution préparée.
6. Calculer la concentration effective des ions dans cette solution.

Corrigé

1. Manipuler avec des gants, ne pas respirer les poussières.
2. Cf. Fiche pratique p. 264 du Manuel de l'élève.
3. $c = \frac{m}{M \cdot V}$; $c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
4. $\text{CuBr}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^{-}(\text{aq})$.
5. $n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuBr}_2} = \frac{m}{M}$; $n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuBr}_2} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
 $n_{\text{Br}^{-}} = 2 \times n_{\text{CuBr}_2}$; $n_{\text{Br}^{-}} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
6. $[\text{Cu}^{2+}] = c = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 $[\text{Br}^{-}] = 2c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.