

Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- électrons
- moins ; doublet
- litre ; mol.L⁻¹
- neutre ; égale

2. QCM

- polaire
- polaire
- peut être apolaire
- $\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- $[\text{Na}^{+}] = [\text{Cl}^{-}] = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$
- trois fois plus d'ions chlorure que d'ions ferrique

Mobiliser ses connaissances

Polarité d'un solvant (§1 du cours)

3. Les atomes constituant le pentane ayant des électronégativités voisines, ce solvant est apolaire.

4. L'atome de brome est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène : l'atome de brome attire à lui les électrons de la liaison H–Br, il acquiert une charge partielle négative, tandis que l'atome d'hydrogène acquiert une charge partielle positive. Le centre géométrique des charges partielles positives est sur l'atome d'hydrogène, il est bien distinct du centre géométrique des charges partielles négatives (sur l'atome de brome). La molécule est donc polaire.

5. Les deux solvants étant non miscibles, on observe deux phases dans le tube à essais : la phase inférieure contient l'eau, et la phase supérieure contient le cyclohexane, moins dense. L'eau est un solvant polaire, le cyclohexane est apolaire (car constitué d'atomes d'électronégativités voisines).

Le diiode I₂ est un solide moléculaire apolaire, car constitué de deux atomes du même élément chimique, et ayant donc la même électronégativité. Il se dissout donc bien dans le cyclohexane (apolaire), mais pas dans l'eau (polaire). Le chlorure de cobalt est un solide ionique, qui se dissout bien dans un solvant polaire comme l'eau, mais qui ne se dissout pas dans un solvant apolaire comme le cyclohexane.

Sirius 1S - Livre du professeur

Chapitre 13. Dissolution et solvatation

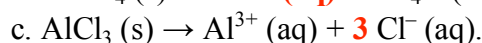
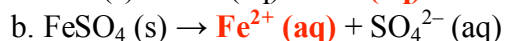
La phase inférieure, aqueuse, sera donc rose pâle (couleur de l'ion cobalt dissous en solution aqueuse), et la phase supérieure sera violette (couleur du diiode dissous dans le cyclohexane).

Dissolution d'un solide ionique (§2 du cours)

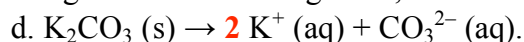
6. a. La notation « (aq) » signifie que l'ion correspondant est dissous dans l'eau, et donc entouré d'un cortège de molécules d'eau. Il est dit solvaté, ou plus précisément, hydraté, si le solvant est l'eau.

b. C'est le côté chargé partiellement positivement (soit le côté des atomes d'hydrogène) des molécules d'eau qui s'oriente à proximité d'un anion (chargé négativement) (voir le schéma (a) de la figure 13 p. 225, dans le cours).

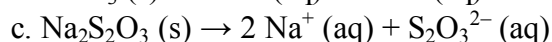
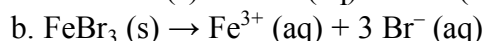
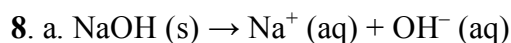
7. Dans chaque cas, il faut faire attention à respecter la loi de conservation des éléments chimiques et de la charge électrique : à gauche de la flèche figure un solide, donc électriquement neutre. À droite de la flèche, il doit donc y avoir autant de charges positives que de charges négatives.



Pour compenser les trois charges positives élémentaires portées par l'ion Al^{3+} , il faut trois charges élémentaires négatives, soit trois anions chlorure.



Pour compenser les deux charges négatives élémentaires portées par l'ion CO_3^{2-} , il faut deux charges élémentaires positives, soit deux cations potassium.



9. Un ion Co^{2+} apporte deux charges élémentaires positives. Il faut donc deux charges élémentaires négatives pour les compenser, qui sont apportées par deux ions Cl^- . Pour que la solution soit neutre, il faut donc qu'elle contienne deux fois plus d'ions chlorure que d'ions cobalt ; la quantité de matière d'ions chlorure est donc le double de celle d'ions cobalt :

$$n_{\text{Cl}^-} = 2n_{\text{Co}^{2+}}$$

En notant V le volume de la solution, on a donc :

$$\frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 2 \frac{n_{\text{Co}^{2+}}}{V}, \text{ soit } [\text{Cl}^-] = 2 [\text{Co}^{2+}].$$

Or $[\text{Cl}^-] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Co}^{2+}] = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$: l'électroneutralité de la solution est bien vérifiée.

Utiliser ses compétences

10. L'eau contenue dans l'air dissout des cristaux de chlorure de calcium quand elle est à leur contact : ce n'est donc pas de l'eau seule qui tombe dans le bac, mais une solution aqueuse de chlorure de calcium. La dernière phrase, pour être exacte d'un point de vue chimique, devrait être réécrite : « La solution aqueuse de chlorure de calcium obtenue est ensuite récoltée dans un bac spécial qu'il faut vider dans les sanitaires. »

11. a. La quantité de matière n s'exprime en mole (mol), le volume V en litre (L) et la concentration molaire $[\text{SO}_4^{2-}]$ en mole par litre (mol.L^{-1}).

b. On obtient des moles (unité de la quantité de matière) en multipliant des mol.L^{-1} (moles par litre) par des L (litres), c'est-à-dire en multipliant une concentration molaire par un volume.

On en déduit la relation utile pour compléter le tableau : $n = [\text{SO}_4^{2-}] \times V$.

Volume	$V_1 = 0,50 \text{ L}$	$V_2 = 100 \text{ mL}$	$V_3 = 50 \text{ mL}$
Concentration en ions sulfate	$[\text{SO}_4^{2-}]_1 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{SO}_4^{2-}]_2 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{SO}_4^{2-}]_3 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$
Quantité de matière d'ions sulfate	$n_1 = [\text{SO}_4^{2-}]_1 \times V_1$ $n_1 = 1,0 \times 0,50 = 0,50 \text{ mol}$	$n_2 = [\text{SO}_4^{2-}]_2 \times V_2$ $n_2 = 0,20 \times 0,100 = 0,020 \text{ mol}$	$n_3 = [\text{SO}_4^{2-}]_3 \times V_3$ $n_3 = 0,50 \times 0,050 = 0,025 \text{ mol}$

12. Déterminons dans un premier temps la quantité de matière n_0 puis la masse m de nitrate d'ammonium à peser pour préparer la solution.

L'équation de dissolution dans l'eau du nitrate d'ammonium s'écrit :



Soit n_0 la quantité de matière de solide ionique dissous. À l'état final, les quantités de matière d'ions nitrate et d'ions ammonium sont égales :

$$n = [\text{NH}_4^+] \times V = [\text{NO}_3^-] \times V = 0,10 \times 0,100 = 0,010 \text{ mol}.$$

On peut compléter le tableau d'évolution.

Équation		$\text{NH}_4\text{NO}_3 (\text{s})$	\rightarrow	$\text{NH}_4^+ (\text{aq})$	+	$\text{NO}_3^- (\text{aq})$
État	Avancement	Quantités de matière (mol)				
initial	0	n_0		0		0
en cours	x	$n_0 - x$		x		x
final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}} = 0$		$x_{\text{max}} = n$		$x_{\text{max}} = n$

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n_0 - x_{\text{max}} = 0$, donc $x_{\text{max}} = n_0$.

On a donc $n = n_0 = 0,010 \text{ mol}$.

La masse de nitrate d'ammonium solide à peser est donc : $m = n_0 \times M = 0,010 \times 80 = 0,80 \text{ g}$.

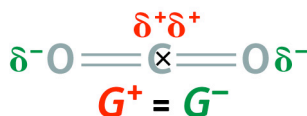
Mode opératoire à suivre pour la préparation de la solution :

- poser une coupelle de pesée propre et sèche sur une balance, et faire le zéro (tarer) ;
- peser une masse $m = 0,80 \text{ g}$ de nitrate d'ammonium dans cette coupelle de pesée ;

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

- introduire le solide pesé dans une fiole jaugée de 100 mL, à l'aide éventuellement d'un entonnoir à solide ;
- rincer la coupelle (et l'entonnoir) à l'eau distillée, en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole ;
- compléter la fiole aux deux tiers environ avec de l'eau distillée, agiter latéralement ;
- compléter la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; boucher et agiter vigoureusement.

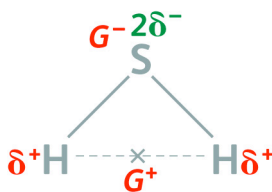
13. L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone, chacune des liaisons C=O est donc polarisée. L'atome de carbone porte une charge partielle positive. Chaque atome d'oxygène porte une charge partielle négative. Le centre géométrique G^+ des charges partielles négatives est situé sur l'atome de carbone, de même que le centre géométrique G^- des charges partielles négatives : cette molécule est donc polaire.



© Corédoc. Nathan 2011

14. Dans la molécule de sulfure d'hydrogène, l'atome de soufre est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène. Chaque liaison S–H est polarisée : chaque atome d'hydrogène de la molécule est porteur d'une charge partielle positive δ^+ , et l'atome de soufre est porteur de la charge partielle négative $2\delta^-$.

Le centre géométrique G^- des charges partielles négatives, situé sur l'atome de soufre, ne coïncide pas avec le centre géométrique G^+ des charges partielles positives, situé au milieu du segment formé par les deux atomes d'hydrogène.



© Corédoc. Nathan 2011

La molécule de sulfure d'hydrogène est donc polaire.

15. a. La quantité de matière n de sulfate de sodium dissous peut s'exprimer en fonction de la masse m de solide dissous et de sa masse molaire M : $n = m / M$.

A.N. : $n = 3,6 / 142 = 0,025 = 2,5 \times 10^{-2}$ mol.

b. Dressons un tableau d'évolution du système.

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

Équation		Na ₂ SO ₄ (s) → 2 Na ⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	<i>n</i>	0	0
en cours	<i>x</i>	<i>n</i> - <i>x</i>	2 <i>x</i>	<i>x</i>
final	<i>x</i> _{max}	<i>n</i> - <i>x</i> _{max} = 0	2 <i>x</i> _{max} = 2 <i>n</i>	<i>x</i> _{max} = <i>n</i>

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n - x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n$.

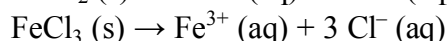
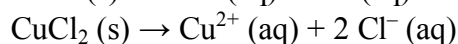
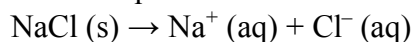
La quantité de matière d'ions Na⁺ est donc $n_{\text{Na}^+} = 2 x_{\max} = 2 n$, et la quantité de matière d'ions SO₄²⁻ est donc $n_{\text{SO}_4^{2-}} = x_{\max} = n$. On en déduit la concentration des différents ions dans la solution obtenue :

$$[\text{Na}^+] = (2 n) / V \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = n / V.$$

A.N. : $[\text{Na}^+] = (2 \times 0,025) / 0,250 = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,025 / 0,250 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercices d'entraînement

17. Les équations associées aux réactions de dissolution s'écrivent :



Solide ionique	NaCl (s)	CuCl ₂ (s)	FeCl ₃ (s)
Quantité de matière d'ions Cl ⁻ dans la solution	$n_1 = [\text{Cl}^-] \times V$ = 0,010 × 0,100 = 1,0 × 10 ⁻³ mol	$n_2 = [\text{Cl}^-] \times V$ = 0,010 × 0,100 = 1,0 × 10 ⁻³ mol	$n_3 = [\text{Cl}^-] \times V$ = 0,010 × 0,100 = 1,0 × 10 ⁻³ mol
Quantité de matière de solide à peser	$n'_1 = n_1$ = 1,0 × 10 ⁻³ mol	$n'_2 = n_2 / 2$ = 5,0 × 10 ⁻⁴ mol	$n'_3 = n_3 / 3$ = 3,3 × 10 ⁻⁴ mol
Masse de solide à peser	$m_1 = n_1 \times M_1$ = 1,0 × 10 ⁻³ × 58,5 = 0,059 g	$m_2 = n_2 \times M_2$ = 5,0 × 10 ⁻⁴ × 134,5 = 0,067 g	$m_3 = n_3 \times M_3$ = 3,3 × 10 ⁻⁴ × 62,3 = 0,054 g

- Tableau d'évolution pour NaCl

Équation		NaCl (s) → Na ⁺ (aq) + Cl ⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	<i>n</i> ' ₁	0	0
en cours	<i>x</i>	<i>n</i> ' ₁ - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>
final	<i>x</i> _{max}	<i>n</i> ' ₁ - <i>x</i> _{max} = 0	<i>x</i> _{max} = <i>n</i> ' ₁	<i>x</i> _{max} = <i>n</i> ' ₁ = <i>n</i> ₁

À l'état final, $n'_1 - x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n'_1$; la quantité de matière d'ions Cl⁻ formés est donc :

$$n_1 = x_{\max} = n'_1.$$

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

- Tableau d'évolution pour CuCl_2

Équation		$\text{CuCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n'_2	0	0
en cours	x	$n'_2 - x$	x	$2x$
final	x_{max}	$n'_2 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n'_2$	$2x_{\text{max}} = 2n'_2 = n_2$

À l'état final, $n'_2 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n'_2$; la quantité de matière d'ions Cl^- formés est donc :
 $n_2 = 2x_{\text{max}} = 2n'_2$.

On en déduit $n'_2 = n_2/2$.

- Tableau d'évolution pour FeCl_3

Équation		$\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n'_3	0	0
en cours	x	$n'_3 - x$	x	$3x$
final	x_{max}	$n'_3 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n'_3$	$3x_{\text{max}} = 3n'_3 = n_3$

À l'état final, $n'_3 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n'_3$; la quantité de matière d'ions Cl^- formés est donc :
 $n_3 = 3x_{\text{max}} = 3n'_3$.

On en déduit $n'_3 = n_3/3$.

18. a. La structure électronique de l'atome d'hydrogène est $(\text{K})^1$; il doit donc former une liaison covalente pour respecter la règle du duet.

La structure électronique de l'atome de carbone est $(\text{K})^2 (\text{L})^4$; il doit donc former quatre liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

La structure électronique de l'atome d'azote est $(\text{K})^2 (\text{L})^5$; il doit donc former trois liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

Dans la formule développée donnée ici, l'atome d'hydrogène forme bien une liaison, l'atome de carbone quatre (trois vers l'atome d'azote et une vers celui d'hydrogène), et l'atome d'azote établit trois liaisons covalentes (avec l'atome de carbone).

b. L'atome de carbone et l'atome d'hydrogène ont des électronégativités voisines : la liaison $\text{H}-\text{C}$ n'est pas polaire.

L'atome d'azote étant plus électronégatif que l'atome de carbone, la triple liaison entre l'atome de carbone et l'atome d'azote est polarisée : l'atome d'azote acquiert une charge partielle négative δ^- , et l'atome de carbone acquiert une charge partielle positive δ^+ . Le centre géométrique des charges partielles négatives (sur l'atome d'azote) est distinct du centre géométrique des charges partielles positives (sur l'atome de carbone) : la molécule d'acide cyanhydrique est donc polaire.

Remarque : on peut conclure plus rapidement : la molécule ne possédant qu'une seule liaison covalente polarisée, elle est forcément polaire.

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation



b. La quantité de matière d'ions Cl^- qui doit être présente à l'état final dans la solution est :

$$n = [\text{Cl}^-] \times V = 0,750 \times 0,100 = 0,0750 \text{ mol.}$$

On appelle n_0 la quantité de matière de solide ionique dissous.

Dressons et complétons un tableau d'évolution.

Équation		$\text{FeCl}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{Cl}^- (\text{aq})$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n_0	0	0
en cours	x	$n_0 - x$	x	$3x$
final	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}} = 0$	x_{max}	$3x_{\text{max}} = n$

À l'état final, tout le solide ionique est dissous : $n_0 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n_0$; et la quantité de matière d'ions chlorure formés est $n = 3x_{\text{max}} = 3n_0$.

On en déduit $n_0 = n / 3$.

La masse m de chlorure de fer (III) à peser est donc :

$$m = n_0 \times M = (n/3) \times (M(\text{Fe}) + 3 \times M(\text{Cl})) = ([\text{Cl}^-] \times V / 3) \times (M(\text{Fe}) + 3 \times M(\text{Cl})).$$

A.N. : $m = (0,750 \times 0,100 / 3) \times (55,8 + 3 \times 35,5) = 4,06 \text{ g.}$

20. a. La formation du précipité blanc (qui noircit à la lumière) en présence de nitrate d'argent met en évidence les ions chlorure Cl^- présents dans la solution.

La formation du précipité rouille en présence d'hydroxyde de sodium met en évidence les ions ferriques Fe^{3+} présents dans la solution.

b. Un ion Fe^{3+} possède trois charges élémentaires positives : il faut donc trois charges élémentaires négatives pour les compenser, soit trois ions Cl^- . Il y a donc trois fois plus d'ions Cl^- que d'ions Fe^{3+} dans la solution ; on en déduit : $[\text{Cl}^-] = 3 [\text{Fe}^{3+}]$.

21. a. Une liaison entre deux atomes du même élément n'est pas polarisée : la double liaison $\text{C}=\text{C}$ n'est donc pas polarisée.

L'atome de fluor étant plus électronégatif que l'atome de carbone, les quatre liaisons covalentes $\text{C}-\text{F}$ sont polarisées.

La molécule comporte donc quatre liaisons covalentes polarisées.

b. Chacun des deux atomes de carbone possède une charge partielle positive : le centre géométrique G^+ des charges partielles positives est donc le milieu du segment formé par les deux atomes de carbone.

Chaque atome de fluor possède une charge partielle négative δ^- ; le centre géométrique G^- des charges partielles négatives est donc le centre du rectangle formé par les quatre atomes de fluor, qui est aussi le milieu du segment formé par les deux atomes de carbone.



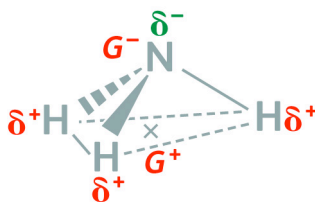
© Corédoc. Nathan 2011

Le centre géométrique des charges partielles positives et celui des charges partielles négatives sont donc confondus : la molécule de tétrafluoroéthylène est donc apolaire.

22. L'atome d'azote est plus électronégatif que chacun des atomes d'hydrogène : il acquiert donc une charge partielle négative, et est donc le centre géométrique des charges partielles négatives de la molécule.

Chaque atome d'hydrogène acquiert une charge partielle positive δ^+ : le centre géométrique des charges partielles positives coïncide donc avec le centre de gravité du triangle équilatéral formé par les trois atomes d'hydrogène.

Le centre géométrique des charges partielles positives et celui des charges partielles négatives ne sont donc pas confondus : la molécule d'ammoniac est donc polaire.



© Corédoc. Nathan 2011

23. a. Dans le tube à essais, on observe un liquide incolore (le pentane), et un dépôt de solide au fond.

Le pentane C_5H_{12} , constitué d'atomes d'électronégativités voisines, est un solvant apolaire. Un solide ionique comme le sulfate de cuivre n'est donc pas soluble dans le pentane, ce qui explique que ce solide ionique se dépose au fond du tube contenant le pentane.

b. L'eau est un solvant polaire, dans lequel le sulfate de cuivre est très soluble ; quand de l'eau est introduite dans le tube et que le contenu du tube est agité, le sulfate de cuivre se dissout dans l'eau, ce qui conduit à la formation d'ions cuivre (II) et d'ions sulfate solvatés. On n'observe plus de dépôt solide dans le tube.

L'eau et le pentane étant non miscibles, on observe deux phases liquides : le pentane, de densité par rapport à l'eau inférieure à 1, constitue la phase supérieure, incolore, au-dessus de la phase aqueuse (de couleur bleue, à cause de la présence des ions Cu^{2+} dissous dans l'eau).

24. a. Sans agent tensioactif, l'émulsion ne serait pas stable : l'huile se séparerait de la phase aqueuse, l'eau et l'huile étant des solvants non miscibles.

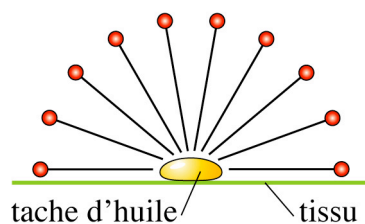
b. La partie polaire de l'agent tensioactif est très soluble dans un solvant polaire comme l'eau. Sa longue partie apolaire est au contraire soluble dans un solvant apolaire comme l'huile. La partie polaire a donc une grande affinité pour les phases aqueuses, elle est dite hydrophile. La

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

partie apolaire a une grande affinité pour les phases huileuses : elle est dite lipophile (ou hydrophobe).

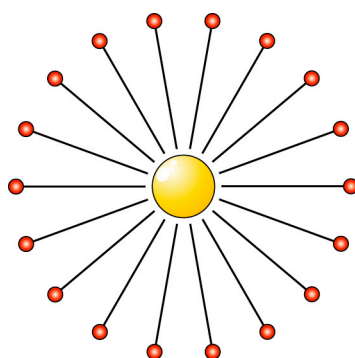
c. La partie apolaire du tensioactif est lipophile, elle se place donc sur la gouttelette, tandis que sa partie polaire, hydrophile, se place du côté de l'eau.

25. a. C'est la partie apolaire des ions carboxylate qui s'orientent à proximité de la tache de gras.



© Corédoc. Nathan 2011

b. Les frottements mécaniques finissent par arracher la tache de gras au tissu ; l'espèce grasse se retrouve dans l'eau, mais entourée d'ions carboxylate (schéma ci-dessous).



26. a. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2, 6 \text{H}_2\text{O} (\text{s}) \rightarrow 2 \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-} (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

b. La quantité de matière d'ions Fe^{2+} dans la solution souhaitée est $n = [\text{Fe}^{2+}] \times V$.

La dissolution d'une mole de sel de Mohr conduit à la formation d'une mole d'ions Fe^{2+} .

Il faut donc dissoudre la quantité de matière n de sel de Mohr, ce qui correspond à une masse :

$$m = n \times M = [\text{Fe}^{2+}] \times V \times M.$$

A.N. : $m = 0,020 \times 0,1000 \times 392 = 0,78 \text{ g}$.

c. D'après l'équation de la réaction de dissolution, il y a deux fois plus d'ions NH_4^+ que d'ions Fe^{2+} en solution, donc $[\text{NH}_4^+] = 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 2 \times 0,020 = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$.

Il y a aussi deux fois plus d'ions SO_4^{2-} que d'ions Fe^{2+} en solution, donc :

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 2 \times [\text{Fe}^{2+}] = 2 \times 0,020 = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}.$$

27. a. Calculons dans un premier temps la concentration molaire en ions nitrate de la solution dont on dispose.

Si la masse molaire du nitrate de calcium est notée M , la quantité de matière n de nitrate de calcium dissous est $n = m / M$.

Dressons et complétons le tableau du système correspondant à la préparation de la solution dont on dispose au début de l'exercice.

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

Équation		Ca(NO ₃) ₂ (s) → Ca ²⁺ (aq) + 2 NO ₃ ⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	<i>n</i>	0	0
en cours	<i>x</i>	<i>n - x</i>	<i>x</i>	2 <i>x</i>
final	<i>x</i> _{max}	<i>n - x</i> _{max} = 0	<i>x</i> _{max}	2 <i>x</i> _{max}

On en déduit la concentration en ions nitrate de la solution dont on dispose :

$$[\text{NO}_3^-] = (2 x_{\text{max}}) / V = (2 n) / V = (2 \times [m / M]) / V.$$

A.N. : $[\text{NO}_3^-] = (2 \times [1,64 / 164,1]) / 0,100 = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$

Pour prélever une quantité de matière d'ions nitrate $n(\text{NO}_3^-)$, il faut donc prélever un volume de solution initiale $V' = n(\text{NO}_3^-) / [\text{NO}_3^-]$.

A.N. : $V' = (5,00 \times 10^{-3}) / 0,200 = 0,0250 \text{ L} = 25,0 \text{ mL}$

On utilisera une pipette jaugée de 25 mL.

28. On note $n(\text{Cl}^-)$ la quantité de matière d'ions chlorure dans le mélange.

$$[\text{Cl}^-] = n(\text{Cl}^-) / (V_1 + V_2) = ([\text{Cl}^-]_1 \times V_1 + [\text{Cl}^-]_2 \times V_2) / (V_1 + V_2).$$

A.N. : $[\text{Cl}^-] = (1,0 \times 10^{-2} \times 50 + 3,0 \times 10^{-2} \times 20) / (50 + 20) = 0,016 \text{ mol.L}^{-1}$

29. a. Si une eau à 1 °f contient des ions calcium mais pas d'ions magnésium, alors sa concentration en ions calcium est $[\text{Ca}^{2+}] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, ce qui correspond à une concentration massique $c_m(\text{Ca}^{2+}) = [\text{Ca}^{2+}] \times M(\text{Ca}^{2+}) = 10^{-4} \times 40,1 = 4 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 4 \text{ mg.L}^{-1}$.

Si une eau à 1 °f contient des ions magnésium mais pas d'ions calcium, alors sa concentration en ions magnésium est $[\text{Mg}^{2+}] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, ce qui correspond à une concentration massique $c_m(\text{Mg}^{2+}) = [\text{Mg}^{2+}] \times M(\text{Mg}^{2+}) = 10^{-4} \times 24,3 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ g.L}^{-1} = 2,4 \text{ mg.L}^{-1}$.

Les valeurs numériques données par Wikipédia sont donc correctes.

b. À l'aide d'un tableur, on calcule la concentration molaire en ions Ca²⁺

$$([\text{Ca}^{2+}] = c_m(\text{Ca}^{2+}) / M(\text{Ca}^{2+})) \text{ et la concentration molaire en ions Mg}^{2+}$$

($[\text{Mg}^{2+}] = c_m(\text{Mg}^{2+}) / M(\text{Mg}^{2+})$). On en déduit ensuite la somme des concentrations molaires de ces deux ions, avant de calculer le degré français ($10^4 \times ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}])$) (voir la feuille Excel jointe).

c. La Cristalline Vosgia et la Volvic sont très douces, la Cristalline St-Cyr est moyennement dure, et l'Hépar et la Contrex sont très dures.

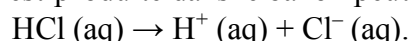


Exercices de synthèse

30. - L'atome de chlore est beaucoup plus électronégatif que l'atome d'hydrogène : la liaison H-Cl de la molécule de chlorure d'hydrogène est polaire. Le centre géométrique des charges partielles positives (situé sur l'atome d'hydrogène) et le centre géométrique des charges partielles négatives (situé sur l'atome de chlore) sont donc distincts. La molécule de chlorure d'hydrogène est donc polaire, et donc très soluble dans un solvant polaire comme l'eau.

- La teinte rose de l'hélianthine met en évidence la présence d'ions H^+ en plus grande concentration qu'au départ ; la formation du précipité blanc en présence de nitrate d'argent met en évidence des ions chlorure Cl^- . Lors de la dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux, il y a donc eu formation d'ions H^+ et d'ions Cl^- .

- L'équation de la réaction qui s'est produite dans le ballon peut donc s'écrire :



- Le « jet d'eau » observé peut s'expliquer par la grande solubilité du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau : il se dissout dans l'eau avec laquelle il est en contact dès l'ouverture de la pince. La quantité de gaz dans le ballon diminue, ce qui entraîne une diminution de pression du gaz dans le ballon : l'eau du cristalliseur est alors aspirée dans le ballon.

31. a. $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$

b. Pour vérifier que le filtrat ne contient plus d'ions sulfate, il suffit d'introduire quelques millilitres de filtrat dans un tube à essais, puis d'ajouter quelques gouttes de la solution de chlorure de baryum. Si aucun précipité blanc ne se forme, cela confirme que le filtrat ne contient plus d'ions sulfate.

c. Si l'on note M la masse molaire du sulfate de baryum, la quantité de matière de précipité obtenu est $n = m / M = m / [M(Ba) + M(S) + 4 \times M(O)]$.

A.N. : $n = 0,720 / (137,3 + 32,0 + 4 \times 16,0) = 3,09 \times 10^{-3}$ mol.

d. Construisons un tableau d'évolution. On note n_1 la quantité de matière d'ions baryum (en excès) dans le volume V_1 de solution de chlorure de baryum.

Équation		$Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$		
État	Avancement	Quantités de matière (mol)		
initial	0	n_1	n'	0
en cours	x	$n_1 - x$	$n' - x$	x
final	x_{\max}	$n_1 - x_{\max}$	$n' - x_{\max}$	$x_{\max} = n$

Les ions baryum ont été introduits en excès : les ions sulfate ont donc été introduits en défaut, et on a donc $n' - x_{\max} = 0$, soit $n' = x_{\max}$.

Or, la quantité de matière de précipité formé est $x_{\max} = n$.

On a donc $n = n'$.

e. La concentration des ions sulfate dans l'eau de Contrex est donc $[SO_4^{2-}] = n' / V' = n / V'$.

A.N. : $[SO_4^{2-}] = (3,09 \times 10^{-3}) / 0,250 = 0,0124$ mol.L⁻¹.

$c_m = [SO_4^{2-}] \times [M(S) + 4 \times M(O)]$.

A.N. : $c_m = 0,0124 \times (32,0 + 4 \times 16,0) = 1,19$ g.L⁻¹.

Sirius 1S - Livre du professeur
Chapitre 13. Dissolution et solvatation

La méthode utilisée ne permet de déterminer la concentration massique qu'avec trois chiffres significatifs, alors que l'étiquette la donne avec quatre chiffres significatifs :

$$c_{m, \text{indiquée}} = 1187 \text{ mg.L}^{-1} = 1,187 \text{ g.L}^{-1}.$$

La méthode expérimentale permet donc une bonne détermination de la concentration massique en ions sulfate, mais au centième de g.L^{-1} près seulement.

32. a. Un ion Ca^{2+} possède deux charges élémentaires positives. La concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Ca^{2+} est donc $2 [\text{Ca}^{2+}]$.

De même, la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Mg^{2+} est donc $2 [\text{Mg}^{2+}]$, la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions Na^+ est donc $[\text{Na}^+]$, et la concentration molaire en charges élémentaires positives due aux ions K^+ est donc $[\text{K}^+]$.

La concentration molaire en charges élémentaires positives d'une solution contenant des ions Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ et K^+ vaut donc : $2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+]$.

De même, la concentration molaire en charges élémentaires négatives d'une solution contenant des ions SO_4^{2-} , HCO_3^- , NO_3^- et Cl^- vaut : $2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-]$.

Pour que la solution soit électriquement neutre, la relation suivante doit donc être vérifiée :

$$2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-].$$

b. La masse molaire d'un ion monatomique est celle de l'atome correspondant. La masse molaire d'un ion polyatomique se calcule en additionnant les masses molaires de tous les atomes le constituant.

Calculons la concentration molaire de chaque ion X présent dans l'eau étudiée :

$[X] = c_{m,X} / M_X$, avant de calculer la valeur de chacun des deux membres de l'égalité démontrée à la question a.

$$\text{c. } 2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 3,79 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{et } 2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-] = 3,85 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

L'égalité entre $(2 [\text{Ca}^{2+}] + 2 [\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+])$ et $(2 [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-])$ est pratiquement vérifiée. Or, l'eau est électriquement neutre. L'écart relatif de 1,6 % est sans doute dû aux arrondis dans les valeurs de concentrations massiques données par l'étiquette de la bouteille, mais aussi à la présence d'ions (minoritaires) non mentionnés sur l'étiquette.

d. La conclusion est la même avec d'autres eaux minérales, comme par exemple celle de Vittel®.

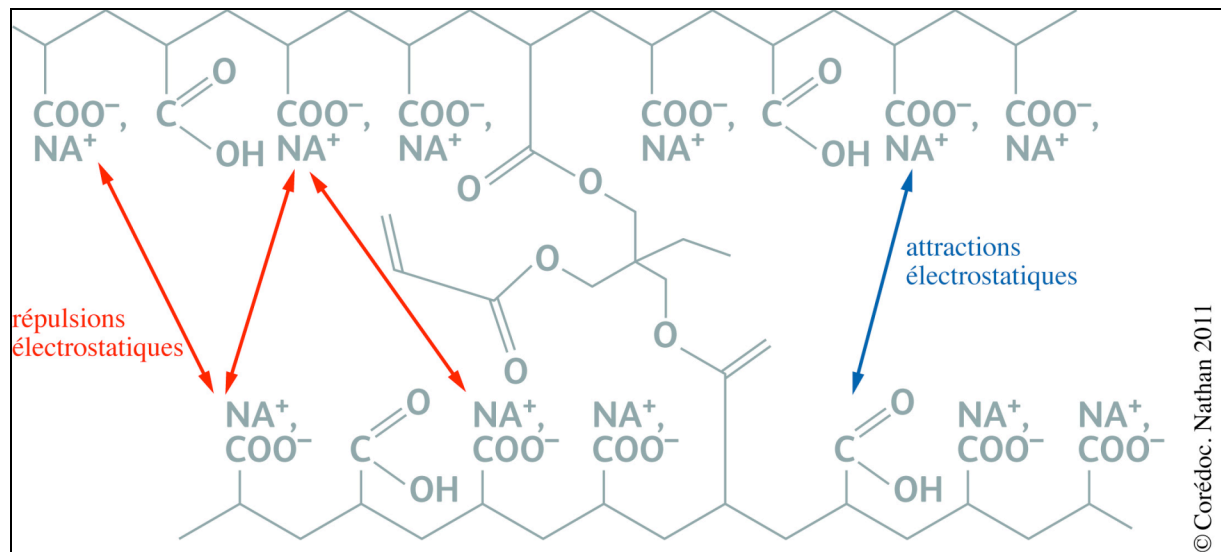


Culture scientifique et citoyenne

Faire une recherche

http://culturesciencesphysique.ens-lyon.fr/XML/db/csphysique/metadata/LOM_CSP_psa.xml

L'eau pénètre entre les chaînes du polymère, d'une part à cause de la répulsion électrostatique qui existe entre elles, et d'autre part sous l'effet de l'attraction des groupements hydrophiles (ioniques ou polaires du polymère). Sous l'effet de l'insertion de l'eau, le réseau se déploie, le matériau gonfle.



Structure d'un polymère superabsorbant.