

I États de la matière (§1 du cours)**14. Déterminer le caractère ionique ou moléculaire**

Solides ioniques : LiCl (Li⁺ et Cl⁻) ; NaF (Na⁺ et F⁻) ; KCl (K⁺ et Cl⁻) ; solides moléculaires : I₂ ; CO₂

15. Décrire un solide ionique

– **KI** : le potassium est dans la première colonne de la classification périodique, cet atome est donc susceptible de perdre un électron pour former le cation K⁺. L'iode fait partie des halogènes (avant-dernière colonne) : l'atome d'iode peut donc gagner un électron pour former l'ion iodure I⁻. L'iodure de potassium est donc formé d'ions K⁺ et I⁻ (autant de cations que d'anions).

– **BaCl₂** : le baryum est dans la deuxième colonne de la classification périodique, cet atome est donc susceptible de perdre deux électrons pour former le cation Ba²⁺. Le chlore fait partie des halogènes (avant-dernière colonne) : il peut donc gagner un électron pour former l'ion chlorure Cl⁻. Le chlorure de baryum est donc formé d'ions Ba²⁺ et Cl⁻ (deux fois plus d'anions que de cations, pour que le solide soit électriquement neutre).

– **CaCO₃** : le calcium appartient à la deuxième colonne de la classification, cet atome est donc susceptible de former l'ion Ca²⁺. L'anion présent est donc l'ion carbonate CO₃²⁻ : il y a autant d'anions que de cations dans ce cristal.

– **Na(HCO₃)** : le sodium appartient à la première colonne de la classification, cet atome est donc susceptible de former l'ion Na⁺. L'anion présent est donc l'ion hydrogénocarbonate HCO₃⁻ : il y a autant d'anions que de cations dans ce cristal.

– **Na(OH)** : ce solide ionique contient autant d'ions Na⁺ que d'ions HO⁻.

– **Fe(OH)₂** : l'anion est l'ion hydroxyde HO⁻ ; il y a deux fois plus d'anions que de cations, le cation présent est donc deux fois plus chargé électriquement que l'ion hydroxyde, c'est donc l'ion ferreux Fe²⁺.

Cohésion des solides et des liquides

(§2 et 3 du cours)

16. Réaliser des schémas

Faire un schéma analogue au document 1 page 214 du manuel, en dessinant les molécules comme indiquées dans l'énoncé.

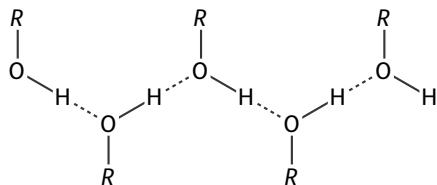
17. Déterminer la nature d'interactions

La température d'ébullition de l'éthanol est supérieure de plus de 100 °C à celle du propane : les interactions intermoléculaires sont donc plus importantes au sein de l'éthanol liquide qu'au sein du propane liquide.

Dans ces deux liquides moléculaires, il y a des interactions de Van der Waals entre les molécules. Dans l'éthanol, un autre type d'interaction, plus forte, permet d'expliquer une plus grande cohésion : la liaison hydrogène entre

l'atome d'oxygène d'une molécule d'éthanol et l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène d'une autre molécule d'éthanol.

18. Représenter une liaison hydrogène



Avec $R = \text{CH}_3$.

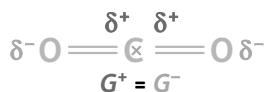
19. Déterminer si un solvant est polaire

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

20. Déterminer si une molécule est polaire

a. L'atome de brome est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène : il attire plus à lui les électrons de la liaison H–Br et 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.

b. 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 positives est situé sur l'atome de carbone, de même que le centre géométrique G^- des charges partielles négatives : cette molécule est donc apolaire.



21. Citer des interactions

- La carboglace est un solide moléculaire formé de molécules de dioxyde de carbone.
- La sublimation d'une espèce est le passage de l'état solide à l'état gazeux.
- Comme dans tout solide moléculaire, il existe des interactions de Van der Waals entre les molécules de dioxyde de carbone. Il n'y a pas d'atome d'hydrogène dans la molécule de dioxyde de carbone, il ne peut donc y avoir de liaison hydrogène.

I Solides ioniques (§4 du cours)

22. Compléter des équations de dissolution

- $\text{KCl}(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. La conservation de l'élément potassium K est déjà assurée (1 « K » à gauche et 1 « K » à droite de la flèche) : pour assurer la conservation de l'élément chlore Cl, il faut 1 « Cl » à droite de la flèche et pour compenser la charge élémentaire positive

portée par le cation K^+ , il faut aussi une charge élémentaire négative. L'autre produit formé est donc l'anion Cl^- .

b. $\text{FeSO}_4(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$. La conservation de l'élément soufre S est déjà assurée (1 « S » à gauche et 1 « S » à droite de la flèche), de même que la conservation de l'élément oxygène O (4 « O » à gauche comme à droite de la flèche) : pour assurer la conservation de l'élément fer Fe, il faut 1 « Fe » à droite de la flèche (comme à gauche) et pour compenser les deux charges élémentaires négatives portées par l'anion SO_4^{2-} , il faut aussi deux charges élémentaires positives. L'autre produit formé est donc le cation Fe^{2+} .

- $\text{AlCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$. La conservation de l'élément aluminium Al est déjà assurée (1 « Al » à gauche et 1 « Al » à droite de la flèche) : pour assurer la conservation de l'élément chlore Cl, il faut 3 « Cl » à droite de la flèche et pour compenser les trois charges élémentaires positive portée par le cation Al^{3+} , il faut aussi trois charges élémentaires négatives. Il se forme donc 3 Cl^- .
- $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{K}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$. Suivre un raisonnement analogue à la question précédente.

23. Écrire des équations de dissolution

- $\text{KOH}(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$
- $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{K}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

24. Calculer des concentrations en ions

La quantité de matière de chlorure de sodium dissoute est $n = \frac{m}{M} = \frac{4,5}{58,5} = 0,077 \text{ mol}$. La quantité de matière d'ions sodium en solution est égale à celle d'ions chlorure : elles sont aussi égales à n .

On en déduit les concentrations :

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n}{V} = \frac{0,077}{0,500} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

25. Faire preuve d'esprit critique

L'eau contenue dans l'air dissout les 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. »

EXERCICES S'entraîner

26. Exercice résolu dans le manuel

27. Application de l'exercice résolu

> COMPÉTENCES : S'approprier, restituer, analyser.

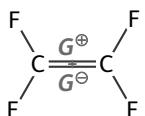
- Une liaison entre deux atomes du même élément n'est pas polarisée : la double liaison C=C n'est donc pas polarisée.

L'atome de fluor étant plus électronégatif que l'atome de carbone, les quatre liaisons covalentes C–F sont polarisées. La molécule comporte donc quatre liaisons covalentes polarisées.

Chacun des deux atomes de carbone possède une charge partielle positive : le centre géométrique G^+ des charges partielles positives δ^+ 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.

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

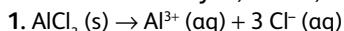


2. Le chlorure de cobalt est un solide ionique qui ne se dissout que dans certains solvants polaires : il n'est donc pas soluble dans un solvant apolaire comme le tétrafluoroéthène.

28. Exercice résolu n° 2 dans le manuel

29. Application de l'exercice résolu n° 2

> COMPÉTENCES : Analyser, réaliser, valider.



2. La quantité de matière de chlorure d'aluminium introduit dans l'eau est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,134}{133,5} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

3. Construisons le tableau d'avancement du système :

AlCl ₃ (s) → Al ³⁺ (aq) + 3 Cl ^{-(aq)}				
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n	0	0
final	x_{\max}	$n - x_{\max} = 0$	x_{\max}	$3x_{\max} = 3n$

On en déduit les concentrations dans l'état final :

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{n}{V} = \frac{1,00 \times 10^{-3}}{0,100} = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{3n}{V} = \frac{3 \times 1,00 \times 10^{-3}}{0,100} = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. L'ion aluminium est trois fois plus chargé que l'ion chlorure. Pour que la solution soit électriquement neutre, elle doit contenir trois fois plus d'ions chlorure que d'ions aluminium, ce qui est conforme aux calculs de la question précédente.

30. Apprendre à rédiger

> COMPÉTENCES : Analyser, réaliser.

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 : $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{A.N. : } n = \frac{3,6}{142} = 0,025 \text{ mol.}$$

b. Dressons un tableau d'évolution du système :

Na ₂ SO ₄ (s) → 2Na ⁺ (aq) + SO ₄ ²⁻ (aq)				
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n	0	0
intermédiaire	x	$n - x$	$2x$	x
final	x_{\max}	$n - x_{\max} = 0$	$2x_{\max} = 2n$	$x_{\max} = n$

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 $n(\text{Na}^+) = 2x_{\max} = 2n$, 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 :

$$[\text{Na}^+] = \frac{2n}{V} \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n}{V}$$

$$\text{A.N. : } [\text{Na}^+] = \frac{2 \times 0,025}{0,250} = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,025}{0,250} = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

31. Cyanure d'hydrogène

> COMPÉTENCES : Restituer, valider.

a. La structure électronique de l'atome d'hydrogène est (K)¹ : il doit donc former une liaison covalente pour satisfaire la règle du « duet ».

La structure électronique de l'atome de carbone est (K)²(L)⁴ : il doit donc former quatre liaisons covalentes pour satisfaire la règle de l'octet.

La structure électronique de l'atome d'azote est (K)²(L)⁵ : il doit donc former trois liaisons covalentes pour satisfaire la règle de l'octet.

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

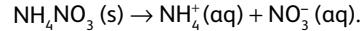
b. La molécule d'acide cyanhydrique possède une seule liaison covalente polarisée, elle est donc forcément polaire.

32. Préparation d'une solution ionique

> COMPÉTENCES : Analyser, réaliser.

a. Déterminons dans un premier temps la quantité 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 solide ionique dissoute. À l'état final, les quantités 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'avancement du système suivant :

NH ₄ NO ₃ (s) → NH ₄ ⁺ (aq) + NO ₃ ^{-(aq)}				
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n_0	0	0
final	x_{\max}	$n_0 - x_{\max} = 0$	$x_{\max} = n$	$x_{\max} = n$

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

On a donc $n = n_0 = 0,010$ mol.

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

b. 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 $m = 0,80$ g de nitrate d'ammonium dans cette coupelle de pesée ;
- 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 et récupérer 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.

33. Loi de Coulomb

> COMPÉTENCES : Restituer, analyser, valider.

a. La charge électrique de l'ion sodium est :

$q(\text{Na}^+) = e = 1,6 \times 10^{-19}$ C ; celle de l'ion chlorure est :

$q(\text{Cl}^-) = -e = -1,6 \times 10^{-19}$ C.

b. D'après la loi de Coulomb, la valeur de la force entre deux entités chargées est proportionnelle à la charge de chaque entité, et est inversement proportionnelle à la valeur du carré de la distance les séparant.

Les charges des anions et cations étant ici égales en valeur absolue, c'est la distance entre les ions considérés qui va être responsable de la plus ou moins grande valeur de la force.

La distance entre un cation et un anion ($d_1 = 282$ pm) étant inférieure à la distance entre deux cations ($d_2 = 399$ pm), l'interaction attractive entre un cation et un anion a une valeur plus grande que la force d'interaction répulsive entre deux cations (les plus proches possibles).

34. Masse volumique et viscosité

> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser, valider.

La présence de liaisons hydrogène a généralement pour effet de rapprocher les molécules les unes des autres. Dans le butan-1-ol, la présence du groupe hydroxyle $-\text{OH}$ rend possible l'établissement de liaisons hydrogène, ce qui n'est pas le cas dans l'éthoxyéthane. La masse volumique du butan-1-ol doit donc être plus élevée que celle de l'éthoxyéthane : dans un certain volume de butan-1-ol, il y a plus de molécules de butan-1-ol qu'il n'y a de molécules d'éthoxyéthane dans le même volume d'éthoxyéthane (les deux molécules étant isomères et ayant donc la même masse molaire). Cette interprétation est bien cohérente avec la donnée des masses volumiques de l'énoncé.

De la même façon, plus les molécules constituant le liquide sont proches les unes des autres, moins le liquide s'écoule facilement : les molécules étant plus proches les unes des autres dans le butan-1-ol que dans l'éthoxyéthane (du fait de la présence de liaisons hydrogène dans le butan-1-ol), le butan-1-ol est plus visqueux que l'éthoxyéthane.

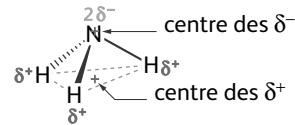
35. In English Please

> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser.

L'atome d'azote est plus électronégatif que chacun des atomes d'hydrogène : il acquiert 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.



36. Interactions intermoléculaires

> COMPÉTENCES : Restituer, analyser.

a. La cohésion du propane liquide est assurée par des interactions de Van der Waals ; la cohésion de l'éthanol liquide est assurée par les interactions de Van der Waals, mais aussi par les liaisons hydrogène.

En effet, une liaison hydrogène peut s'établir entre l'atome d'oxygène d'un groupe hydroxyle $-\text{OH}$ et l'atome d'hydrogène du groupe hydroxyle d'une autre molécule.

b. À 25 °C, l'éthanol est liquide, donc le changement d'état (de liquide à gazeux) s'effectue à une température supérieure à 25 °C.

À 25 °C, le propane est gazeux, donc le changement d'état (de liquide à gazeux) s'effectue à une température inférieure à 25 °C. Le propane a donc une température d'ébullition moins élevée que l'éthanol. Dans les deux cas, des interactions de Van der Waals assurent la cohésion de l'état liquide. Dans le cas de l'éthanol, la cohésion est renforcée par la présence de liaisons hydrogène, de valeur plus forte que les interactions de Van der Waals, ce qui permet d'observer une température d'ébullition plus élevée pour l'éthanol que pour le propane.

c. Pour le diiode et le difluor, seules les interactions de type Van der Waals assurent la cohésion de la phase condensée (il n'y a pas d'atome d'hydrogène qui pourrait établir une liaison hydrogène).

d. Le diiode a une température de changement d'état plus élevée que le difluor, donc les interactions de Van der Waals en phase condensée sont plus importantes pour le diiode que pour le difluor. L'iode et le fluor sont deux éléments de la même colonne de la classification périodique, mais l'iode est dans la cinquième période, tandis que le fluor est dans la deuxième. Le diiode est plus volumineux que le difluor, donc les interactions de Van der Waals entre molécules sont plus importantes dans le cas du diiode que dans celui du difluor.

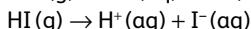
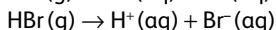
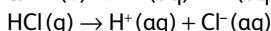
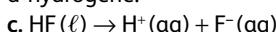
37. ★ Halogénures d'hydrogène

► COMPÉTENCES : S'approprier, réaliser, analyser.

a. Pour les halogénures d'hydrogène HCl, HBr et HI, ce sont les interactions de Van der Waals qui permettent d'interpréter la cohésion à l'état liquide. Plus la molécule est volumineuse, plus les interactions sont importantes : la température d'ébullition de HI est donc plus élevée que celle de HBr, elle-même plus élevée que celle de HCl.

b. Dans le cas du fluorure d'hydrogène, il s'établit en plus des interactions de Van der Waals, des liaisons hydrogène entre l'atome de fluor d'une molécule et l'atome d'hydrogène d'une autre molécule : H–F ... H–F.

La valeur des forces d'interaction modélisées par les liaisons hydrogène étant plus grande que celle des interactions de Van der Waals, la température d'ébullition de HF est plus grande que celle des autres halogénures d'hydrogène.



d. Pour chaque halogénure d'hydrogène, on calcule la quantité de matière dissoute :

$$n(\text{HX}) = \frac{m}{M(\text{HX})}.$$

D'après l'écriture des équations de dissolution, la quantité d'ions H^+ est égale à la quantité d'ions X^- dans la solution, ces quantités étant égales à la quantité d'halogénure d'hydrogène dissous.

On en déduit les concentrations : $[\text{H}^+] = [\text{X}^-] = \frac{n(\text{HX})}{V}$.

Pour le fluorure d'hydrogène :

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = \frac{n(\text{HF})}{V} = \frac{[m / M(\text{HF})]}{V}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = \frac{(0,100 / 20,0)}{0,100} = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Pour le chlorure d'hydrogène :

$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{HCl})}{V} = \frac{[m / M(\text{HCl})]}{V}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{(0,100 / 36,5)}{0,100} = 2,74 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Pour le bromure d'hydrogène :

$$[\text{H}^+] = [\text{Br}^-] = \frac{n(\text{HBr})}{V} = \frac{[m / M(\text{HBr})]}{V}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{Br}^-] = \frac{(0,100 / 80,9)}{0,100} = 1,24 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Pour l'iode d'hydrogène :

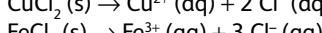
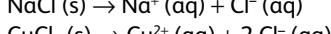
$$[\text{H}^+] = [\text{I}^-] = \frac{n(\text{HI})}{V} = \frac{[m / M(\text{HI})]}{V}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{I}^-] = \frac{(0,100 / 127,9)}{0,100} = 7,82 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

38. ★ Préparation de solutions

► COMPÉTENCES : Restituer, réaliser.

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	$n_1 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n_2 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n_3 = [\text{Cl}^-] \times V$ $= 0,010 \times 0,100$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$
Quantité de matière de solide à peser	$n'_1 = n_1$ $= 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n'_2 = \frac{n_2}{2}$ $= 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$	$n'_3 = \frac{n_3}{3}$ $= 3,3 \times 10^{-4} \text{ mol}$
Masse de solide à peser	$m_1 = n'_1 \times M_1$ $= 1,0 \times 10^{-3} \times 58,5$ $= 0,059 \text{ g}$	$m_2 = n'_2 \times M_2$ $= 5,0 \times 10^{-4} \times 134,5$ $= 0,067 \text{ g}$	$m_3 = n'_3 \times M_3$ $= 3,3 \times 10^{-4} \times 162,3$ $= 0,054 \text{ g}$

• Tableau d'avancement pour NaCl

		NaCl (s) → Na ⁺ (aq) + Cl ⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n'_1	0	0
final	x_{max}	$n'_1 - x_{\text{max}} = 0$	$x_{\text{max}} = n'_1$	$x_{\text{max}} = n'_1 = n_1$

À l'état final, $n'_1 - x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n'_1$; la quantité de matière d'ions Cl⁻ formés est donc $n_1 = x_{\text{max}} = n'_1$.

• Tableau d'avancement pour CuCl₂

		CuCl ₂ (s) → Cu ²⁺ (aq) + 2 Cl ⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n'_2	0	0
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 $n'_2 = \frac{n_2}{2}$.

• Tableau d'avancement pour FeCl₃

		FeCl ₃ (s) → Fe ³⁺ (aq) + 3 Cl ⁻ (aq)		
État	Avancement	Quantités de matière		
initial	0	n'_3	0	0
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 $n'_3 = \frac{n_3}{3}$.

39. ★ Polymères superabsorbants

► COMPÉTENCES : S'approprier, restituer, analyser, communiquer.

a. Un grand nombre de molécules d'eau se trouvent piégées dans le réseau tridimensionnel formé par les longues chaînes de polymères : en effet, il peut s'établir un grand nombre de liaisons hydrogène entre les groupes carboxyle et carboxylate et les molécules d'eau. 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 groupes hydrophiles (ioniques ou polaires du polymère : établissement de liaisons hydrogène). Sous l'effet de l'insertion de l'eau, le réseau se déploie, le matériau gonfle.

b. Plus la différence de concentration en Na^+ entre le milieu intérieur et le milieu extérieur est grande, plus la capacité d'absorption des polymères superabsorbants est élevée. Si le polymère est introduit dans une solution ionique de chlorure de sodium (comme le sérum physiologique), la différence de concentration en ions sodium entre milieux extérieur et intérieur sera plus faible que dans le cas de l'eau distillée (concentration nulle en ions sodium) : la capacité d'absorption sera donc moindre dans le sérum physiologique que dans l'eau distillée.

40. ★ Le sel de Mohr

> COMPÉTENCES : S'approprier, restituer, réaliser.

a. Le sel de Mohr contient des ions ammonium NH_4^+ , des ions sulfate SO_4^{2-} et des ions fer. La formule statistique indique qu'il y a deux ions ammonium (donc 2+) et deux ions sulfate (donc 4-), soit en tout 2-, pour un ion fer, qui est donc chargé 2+. Le sel de Mohr contient donc des ions fer (II) Fe^{2+} .

b. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$.

c. 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 :

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

$$= 0,020 \times 0,1000 \times 392 = 0,78 \text{ g.}$$

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

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

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

41. ★★ Dureté d'une eau

> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser, réaliser, valider.

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

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

b. À l'aide d'un tableau, on calcule la concentration molaire en ions Ca^{2+} ($[\text{Ca}^{2+}] = \frac{c_m(\text{Ca}^{2+})}{M(\text{Ca}^{2+})}$) et la concentration molaire en ions Mg^{2+} ($[\text{Mg}^{2+}] = \frac{c_m(\text{Mg}^{2+})}{M(\text{Mg}^{2+})}$).

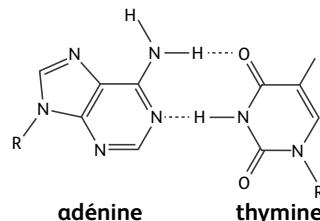
On en déduit ensuite la somme des concentrations molaires de ces deux ions, avant de calculer le degré français ($10^4 \times ([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}])$).

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.

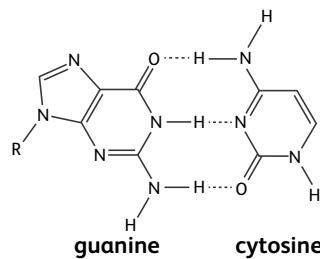
42. ★★ ADN

> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser.

a. Il peut s'établir deux liaisons hydrogène entre l'adénine et la thymine.



b. Il peut s'établir trois liaisons hydrogène entre la guanine et la cytosine.



43. ★ Lait démaquillant

> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser, communiquer.

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 partie apolaire, 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.

44. S'auto-évaluer

a. Dans le tube, 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 inférieure à 1 par rapport à l'eau et incolore, constitue la phase

supérieure ; la phase aqueuse de couleur bleue à cause de la présence des ions Cu^{2+} dissous dans l'eau.

EXERCICES Vers le Bac

Les fiches-guides permettant d'évaluer ces exercices par compétences sont disponibles sur le site : www.nathan.fr/sirius2015

45. RÉSOLUTION DE PROBLÈME

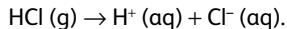
L'expérience du jet d'eau

> COMPÉTENCES : S'approprier, restituer, analyser.

1. L'atome de chlore est beaucoup plus électronégatif que celui de l'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 polaire, et donc très soluble dans un solvant polaire comme l'eau.

2. 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^- .

3. 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 cristallisoir est alors aspirée dans le ballon.

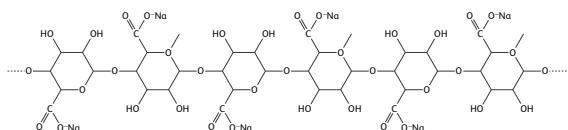
46. ANALYSE ET SYNTHÈSE DE DOCUMENTS

Cuisiner avec des alginates

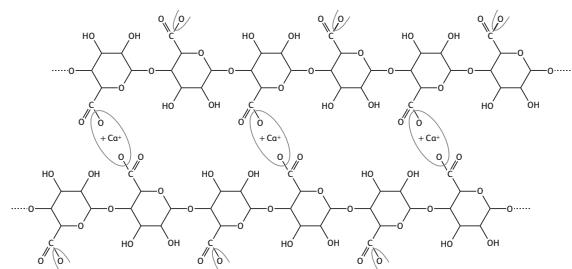
> COMPÉTENCES : S'approprier, analyser, communiquer.

1. Un alginat de sodium est très soluble dans l'eau, contrairement à un alginat de calcium.

2. L'alginate de sodium est une longue chaîne composée de groupes carboxyles (COO^-) et d'ions sodium Na^+ .

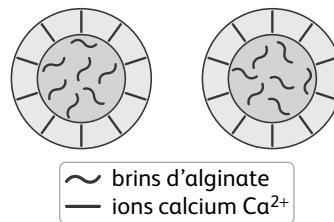


L'alginate de calcium est aussi formé de longues chaînes d'alginate, mais les ions calcium comportent deux charges élémentaires positives.



Chaque ion calcium peut ainsi interagir électriquement avec les groupes COO^- chargés négativement de deux chaînes d'alginate, ce qui va rapprocher les chaînes d'alginate les unes des autres. Elles ne sont plus dispersées dans la solution, ce qui explique la non solubilité des alginates de calcium dans l'eau.

3.



~~~~~ brins d'alginate  
—— ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$

4. 1<sup>re</sup> étape : dissolution de l'alginate de sodium, soluble en solution aqueuse.

2<sup>e</sup> étape : préparation d'une solution aqueuse contenant des ions calcium.

3<sup>e</sup> étape : lorsque le lactate de calcium est introduit dans la solution d'alginate de sodium, les ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  réagissent avec deux brins d'alginate. Les ions calcium prennent la place des ions sodium. Les ions calcium étant doublement chargés positivement, chaque ion calcium peut interagir avec deux charges négatives donc deux groupements carboxylate  $\text{COO}^-$ . Il y a donc formation d'un réseau, puisque les ions calcium permettent de « lier » deux chaînes d'alginate entre elles. Cette polymérisation des chaînes d'alginate crée le gel qui devient épais, il durcit : une peau souple se forme à la surface d'une perle.

4<sup>e</sup> étape : On fait tomber goutte-à-goutte le mélange avec l'alginate de sodium dans la solution aqueuse de chlorure de calcium et on obtient les perles souhaitées, à condition de les retirer rapidement (sinon la polymérisation se fait aussi à l'intérieur des billes).

### 47. ÉVALUATION DES COMPÉTENCES EXPÉRIMENTALES

#### Teneur en sulfate d'une eau minérale

Pour cet exercice, se reporter à la fiche-guide disponible sur le site : [www.nathan.fr/sirius2015](http://www.nathan.fr/sirius2015)