

Chapitre 12 Cohésion des solides ioniques et moléculaires

Manuel pages 200 à 217

Choix pédagogiques. Ce chapitre s'inscrit dans le thème « Lois et modèles ». Après avoir abordé les interactions fondamentales qui régissent l'Univers aux différentes échelles (chapitre 10), les élèves vont étudier plus spécifiquement les interactions qui interviennent dans la cohésion des édifices chimiques, donc à l'échelle moléculaire. La cohésion des solides ioniques et moléculaires est ici traitée.

Les modèles physiques appliqués aux objets chimiques ne sont pas développés, car trop complexes (et hors programme). En revanche, la notion d'interactions entre molécules et/ou ions est abordée grâce à une notion connue de tous les élèves, les températures de changement d'état, qui sont des « indicateurs de cohésion » de la matière condensée.

Qui dit température de changement d'état, dit transfert thermique. Ainsi, les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état sont interprétés à l'échelle microscopique.

Tout est une question d'énergie !

L'activité 1 permet de faire le lien entre cohésion et température de changement d'état selon la nature du solide considéré. L'activité 2 est une démarche d'investigation qui se base sur les acquis du chapitre 10 et qui permettra d'introduire la notion de moment dipolaire au chapitre 13. Elle est basée sur une expérience simple d'électrisation. L'interprétation de cette manipulation n'est pas ici modélisée par une grandeur physique (ce sera fait au chapitre 13).

L'activité 3 décrit une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.

Des animations et des simulations ont été créées pour illustrer ce chapitre et aider à sa compréhension. Elles sont disponibles dans le manuel numérique enrichi.

Pages d'ouverture de chapitre

La fluorine est une forme cristalline du fluorure de calcium

La question posée indique que le solide est ionique. Les élèves doivent rebondir sur ce terme et faire le lien avec ce qui a été vu au chapitre 10 concernant les interactions électromagnétiques s'exerçant entre des corps possédant une charge électrique.

Les ions constitutifs d'un solide ionique doivent être considérés comme des corps possédant une charge électrique et donc soumis à la loi de Coulomb.

Le débat s'ouvre ainsi sur les forces attractives et répulsives et leurs valeurs relatives. Un questionnement peut apparaître ici : « Comment sont organisés les cations et les anions pour faire en sorte que la structure tienne ? ».

Iceberg à la dérive

Les élèves doivent d'abord considérer l'objet à étudier. Un iceberg, c'est de l'eau solide. La molécule H_2O est électriquement neutre. Donc, deux molécules d'eau ne peuvent pas interagir selon la loi de Coulomb. Mais le fait que la molécule d'eau soit constituée de deux atomes différents ne peut-il pas lui conférer des propriétés particulières ?

Autres questions possibles :

- Est-il possible « d'électriser » les molécules d'eau comme on électrise un pendule ? (chapitre 10)

- Les atomes sont constitués de protons et de neutrons dans le noyau, et d'électrons autour du noyau. Quelle(s) particule(s) peu(ven)t jouer un rôle important dans la cohésion de la glace ?

- À quelle échelle intervient l'interaction entre deux molécules d'eau ? (chapitre 10)

La conclusion doit amener à réfléchir sur la nature électrostatique (mais autre que l'interaction décrite par la loi de Coulomb) des interactions qui permettent aux molécules d'eau de rester assemblées dans le solide et le liquide, car ces interactions sont aux électrons présents dans la molécule (interactions de Van der Waals).

Lâcher de ballons

L'observation du document doit amener les élèves à se poser des questions sur les distances entre molécules ou ions (assimilés aux ballons) dans les différents états de la matière, le lâcher de ballons correspondant à l'état gazeux.

L'état gazeux est assez facile à décrire, mais l'état condensé (liquide ou solide) devra être discuté avec soin. En particulier, il faudra aborder la notion de mouvement des molécules ou des ions comme entités microscopiques propres mais aussi leur mouvement relatif les uns par rapport aux autres.

Un lien est à faire entre ces notions à l'échelle microscopique et des propriétés macroscopiques des liquides et des solides.

Découvrir et réfléchir

Activité documentaire 1 : Changement d'état et interactions

Commentaire : l'élève doit savoir lire le schéma d'une représentation d'espèce chimique et ainsi classer les solides selon des critères descriptifs et des grandeurs physiques caractéristiques des espèces chimiques considérées : les températures de changement d'état. Il doit alors confronter ces deux classements. Le lien entre cohésion et température de changement d'état selon la nature du solide considéré permet d'aborder la notion d'interactions intermoléculaires.

Réponses

1. Analyser le document

a. La température de fusion d'un corps pur est la température à laquelle ce corps passe de l'état solide à l'état liquide, à une pression donnée.

La température d'ébullition d'un corps pur est la température à laquelle ce corps passe de l'état liquide à l'état gazeux, à une pression donnée.

b. Comme le suggère la question précédente, on peut classer les espèces chimiques selon leurs températures respectives de changement d'état.

Faibles températures de changement d'état : **(a)** dichlore et **(c)** eau.

Températures de changement d'état élevées : **(b)** chlorure de césium et **(d)** chlorure de sodium.

c. Le dichlore **(a)** et l'eau **(c)** sont des solides moléculaires ; le chlorure de césium **(b)** et le chlorure de sodium **(d)** sont des solides ioniques. Ce classement correspond à celui de la question **b**.

2. Raisonner

a. La distance entre les molécules ou les ions dans un liquide ou dans un solide est de l'ordre d'une molécule, soit 10^{-10} m. Dans le cas d'un gaz, les molécules sont bien plus éloignées les unes des autres.

b. Les forces d'interactions entre molécules ou ions ont des valeurs bien plus importantes en phase condensée qu'en phase gaz. (Se souvenir de la loi de Coulomb entre deux charges électriques (qui peuvent être deux ions) en $1/d^2$, vue dans le chapitre 10.)

3. Conclure

a. Les éléments constitutifs d'un solide ionique sont des ions que l'on peut assimiler à des charges électriques ponctuelles. L'interaction existante, de nature électrostatique, peut être décrite par une loi de Coulomb.

b. Les températures de changement d'état sont moins importantes pour les solides moléculaires, donc les interactions qui existent dans les solides moléculaires sont moins importantes que dans les solides ioniques.

Activité expérimentale 2 : Propriétés électriques des molécules

Commentaires. Cette activité est présentée comme une démarche d'investigation. Elle permet aux élèves de consolider les connaissances acquises lors du chapitre 10 et de pratiquer une expérience d'électrisation simple.

De plus, cette activité pourra être reprise et interprétée avec la notion de moment dipolaire introduite au chapitre suivant.

Réponses

1. Formuler des hypothèses

a. On peut électriser un objet par influence ou par contact.

b. Les liquides moléculaires disponibles sont l'eau et le cyclohexane. Ils sont électriquement neutres.

c. Contrairement à une petite boule métallique qui possède sa forme propre, les liquides s'écoulent.

Pour faire interagir un liquide moléculaire et un objet électrisé, plusieurs démarches peuvent être proposées par les élèves :

- approcher une baguette électrisée, un aimant ou une petite boule métallique électrisée de la surface d'un liquide contenu dans un tube à essais ou une éprouvette ? **(1)**

- plonger une baguette électrisée, un aimant ou une petite boule métallique électrisée dans le liquide ? **(2)**

- concevoir un dispositif où le liquide s'écoule (burette, pipette) et approcher une baguette électrisée, un aimant ou une petite boule métallique électrisée du liquide ? **(3)**

- concevoir un dispositif où le liquide s'écoule (burette, pipette) et toucher le liquide avec une baguette électrisée, un aimant ou une petite boule métallique électrisée ? **(4)**

2. Débattre

a. Les démarches par contact **((2) et (4))** ne semblent pas adaptées. La démarche **(1)** n'est pas non plus adaptée car l'objet liquide est trop important par rapport à l'objet électrisé : aucun effet ne sera visible.

b. Remplir une burette graduée en versant un liquide moléculaire. Ouvrir le robinet pour qu'un mince filet de liquide s'écoule. Approcher du filet d'eau ou de cyclohexane une règle en Plexiglas[®] ou un bâton en matériau polymère préalablement frotté avec un chiffon de laine, sans qu'il y ait contact.

3. Expérimenter pour conclure

a. On observe la déviation du filet d'eau à l'approche d'un objet électrisé, mais pas de déviation du filet de cyclohexane.

b. L'eau interagit avec un objet électrisé, mais pas le cyclohexane.

c. Les molécules d'eau possèdent des propriétés électriques, mais pas le cyclohexane.

Activité expérimentale 3 : Mesure de l'énergie de fusion de la glace

Objectifs : réaliser une mesure de l'énergie de changement d'état de l'eau solide. Confronter la valeur obtenue expérimentalement à la valeur des tables.

Réponses

1. Observer

La température de l'eau liquide contenue dans le calorimètre diminue alors que les glaçons fondent.

2. Interpréter

a. Le vase du calorimètre permet de minimiser les pertes thermiques. On considère ainsi que le transfert thermique se fait sans pertes.

b. La masse m de glace fondue est égale à $m_2 - m_1$. La quantité de matière correspondante est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{m_2 - m_1}{M}.$$

c. C'est l'eau liquide contenue dans le calorimètre (corps chaud) qui apporte à la glace (corps froid) l'énergie nécessaire à sa fusion.

d. On relève la valeur de la température dès que le dernier cristal de glace a fondu afin de pouvoir considérer que les variations de températures observées sont dues seulement à l'échange thermique entre la glace et l'eau liquide lors de la fusion.

e. L'énergie reçue $\mathcal{E}_{\text{reçue}}$ par la glace dans l'étui provient de l'eau liquide ($V = 400 \text{ mL}$) qui passe de la température initiale θ_i à la température finale θ_f .

$$\mathcal{E}_{\text{reçue}} = \rho \times V \times (\theta_i - \theta_f) \times 4,18$$

3. Conclure

a. $\mathcal{E}_{\text{m, fusion}} = \mathcal{E}_{\text{reçue}} / n = \frac{\rho \times V \times (\theta_i - \theta_f) \times 4,08 \times M}{m_2 - m_1}.$

b. La différence de valeur peut être due :

- à des mesures de volumes d'eau liquide trop imprécises ;
- à des mesures de masses trop imprécises (pesée, mais aussi mauvais essuyage des glaçons entraînant une surestimation de la masse d'eau solide) ;
- à une mauvaise estimation du moment où le dernier cristal de glace fond ;
- à des pertes thermiques dues au calorimètre ;
- etc.

Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- a. contact ; vibration
- b. d'anions et de cations
- c. transfert thermique
- d. élevées
- e. Van der Waals ; liaison hydrogène
- f. faible

2. QCM

- a. Une vaporisation.
- b. Il existe des forces attractives et répulsives.
- c. Moins importantes.
- d. Mg^{2+} et O^{2-} .
- e. Un anion et un cation.

Mobiliser ses connaissances

États de la matière et transferts thermiques (§1 et 2 du cours)

3. Transformation d'un état plus ordonné à un état moins ordonné :

- solide à liquide : fusion ;
- liquide à gaz : vaporisation ;
- solide à gaz : sublimation.

Transformation d'un état moins ordonné à un état plus ordonné :

- liquide à solide : solidification ;
- gaz à liquide : liquéfaction ;
- gaz à solide : condensation.

4. À 25 °C : l'acétone est liquide ; l'eau est liquide ; le menthol est solide ; le permanganate de potassium est solide.

À 100 °C : l'acétone est gazeuse ; l'eau existe sous deux formes, liquide et gazeuse, en équilibre car $\theta_{\text{éb}}(\text{H}_2\text{O}) = 100\text{ °C}$; le menthol est liquide ; le permanganate de potassium est solide.

5. Solides ioniques : LiCl ; NaF ; KBr.

Solides moléculaires : I₂ ; S.

6. La quantité de matière d'or est :

$$n = m / M = 1,0 / 197 = 5,1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Pour faire fondre un objet de masse $m = 1,0 \text{ g}$ d'or, il faut fournir une énergie :

$$\mathcal{E} = n \times \mathcal{E}_{\text{fus}} = 5,1 \times 10^{-3} \times 12,55 \times 10^3 = 64,0 \text{ J}.$$

7. KI : K^+ et I^-
BaCl₂ : Ba^{2+} et Cl^-
CaCO₃ : Ca^{2+} et CO_3^{2-}
Na(HCO₃) : Na^+ et HCO_3^-
NaOH : Na^+ et HO^-
Fe(OH)₂ : Fe^{2+} et HO^-

8. Les ions qui constituent le sel de Mohr de formule $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ sont : deux ions NH_4^+ pour un ion Fe^{n+} et deux ions SO_4^{2-} .
Cette espèce est neutre électriquement, d'où : $0 = 2 \times (+1) + 1 \times (+n) + 2 \times (-2)$.
La charge de l'ion fer est donc $n = +2$. Des ions fer (II) Fe^{2+} sont donc présents dans le sel de Mohr.

Cohésion de la matière condensée (§3 du cours)

9. a. Faux. b. Vrai. c. Faux. d. Vrai.

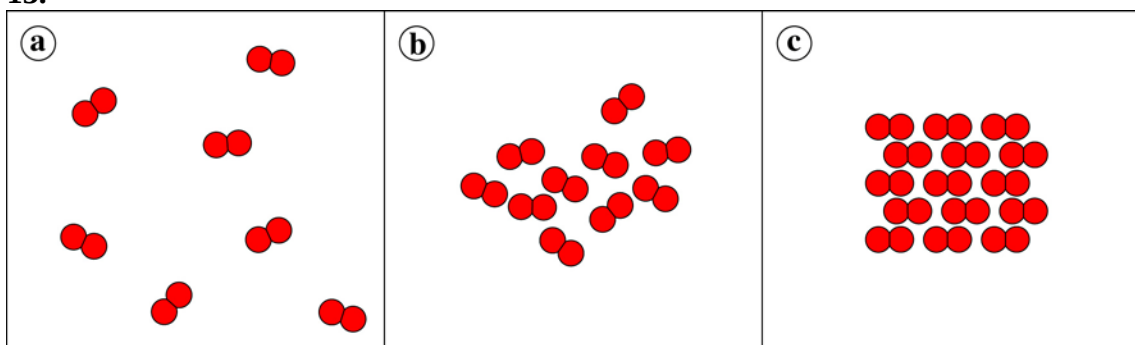
10. Classons par valeurs croissantes des forces les trois principaux types d'interactions qui existent dans les phases condensées : interaction de Van der Waals ; liaison hydrogène ; interaction électrostatique selon une loi de Coulomb.

11. a. La carboglace est un solide moléculaire.
b. La sublimation désigne le changement d'état d'un corps pur de l'état solide à l'état gazeux.
c. Au sein de ce solide moléculaire, il existe des interactions de Van der Waals (pas de liaison hydrogène possible).

12. À l'état liquide, pour chacun de ces liquides moléculaires, il existe des interactions de Van der Waals. La température d'ébullition de l'éthanol est bien plus élevée que celle du propane. Il existe donc des interactions supplémentaires pour l'éthanol, seulement à l'état liquide : les liaisons hydrogène.

Utiliser ses compétences

13.



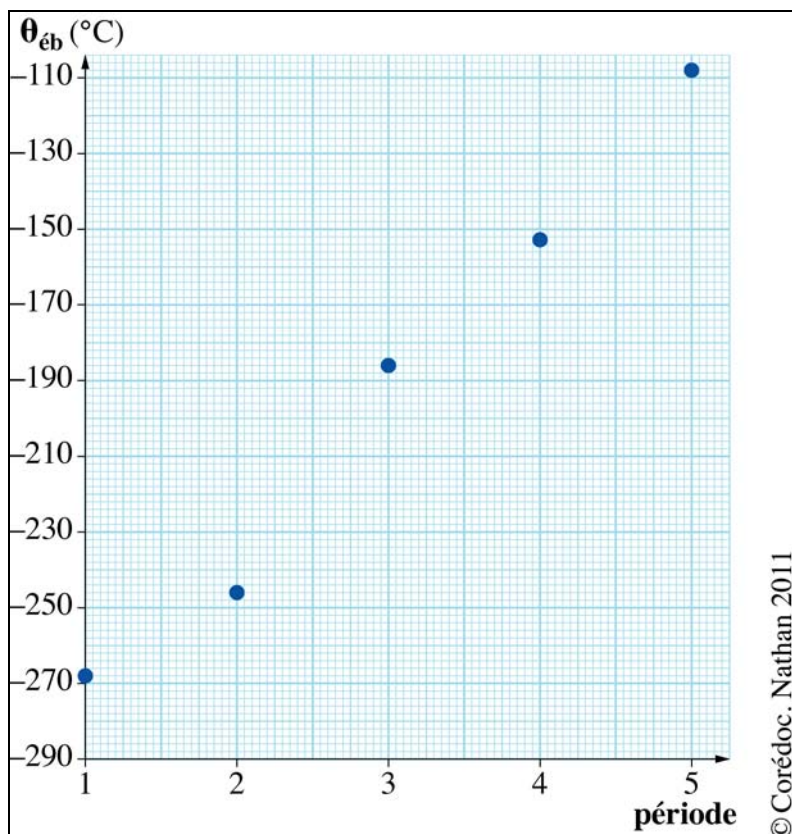
© Corédoc. Nathan 2011

14.



© Corédoc. Nathan 2011

15. a.



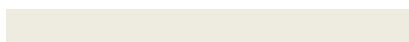
© Corédoc. Nathan 2011

b. L'évolution est régulière.

c. Les interactions qui existent entre ces molécules à l'état liquide sont des interactions de Van der Waals. À l'état gazeux, on peut considérer que les interactions entre molécules sont nulles.

16. a. À l'état liquide, il existe des interactions de Van der Waals et des liaisons hydrogène pour les molécules d'éthanol **(a)**. Pour les molécules de méthoxyméthane **(b)**, il existe seulement des interactions de Van der Waals (il n'y a pas possibilité de former de liaisons hydrogène, car l'atome d'oxygène n'est pas relié à un atome d'hydrogène).

b. Les températures d'ébullition sont d'autant plus élevées que les interactions à l'état liquide sont importantes entre les molécules (on considère que les interactions sont nulles à l'état gazeux). Les liaisons hydrogène sont des interactions plus importantes que les interactions de Van der Waals. Par conséquent, d'après la question précédente, la température d'ébullition de l'éthanol est plus élevée que celle du méthoxyméthane.



Exercices d'entraînement

18. a. Loi de Coulomb : la valeur des forces qui s'exercent entre deux objets ponctuels de charge électrique q_A et q_B s'exprime comme suit :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = k \frac{|q_A||q_B|}{d^2}$$
$$k = 9,0 \times 10^9 \text{ N.m}^2.\text{C}^{-2}$$

b. La charge électrique q_A de l'ion sodium Na^+ est $q_A = z_A \times e = +e$.

La charge électrique q_B de l'ion chlorure Cl^- est $q_B = z_B \times e = -e$.

c. Interaction attractive :

$$F_{\text{Na}^+/\text{Cl}^-} = k \frac{e^2}{d_1^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(282 \times 10^{-12})^2} = 2,9 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

Interaction répulsive :

d. La force de l'interaction attractive est de plus forte valeur que celle de l'interaction répulsive.

$$F_{\text{Na}^+/\text{Na}^+} = k \frac{e^2}{d_2^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(399 \times 10^{-12})^2} = 1,4 \times 10^{-19} \text{ N}$$

19. Les forces d'interactions modélisées par des liaisons hydrogène possèdent des valeurs plus fortes de celles des forces d'interactions de Van der Waals (qui existent pour toute espèce chimique).

Les composés **(a)** et **(d)** peuvent former des liaisons hydrogène mais pas les composés **(b)** et **(c)**. Donc les températures d'ébullition de **(a)** et **(d)** sont plus importantes que celles de **(b)** et **(c)**.

Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus importantes que les molécules sont volumineuses.

Donc le classement des composés par ordre croissant de leur température d'ébullition est :

$$\text{(c)} < \text{(b)} < \text{(a)} < \text{(d)}$$

20. a. Le chlorure de césium est un solide ionique.

b. La distance minimale entre les noyaux de deux ions chlorure est égale à $a = 411 \text{ pm}$.

c. La distance entre un ion Cl^- et un ion Cs^+ est égale à $d = a \times \sqrt{3} / 2 = 356 \text{ pm}$.

d. La valeur de la force électrique qu'exerce un ion Cl^- sur un ion Cs^+ est :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cs}^+} = k \frac{e^2}{d^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(356 \times 10^{-12})^2} = 1,8 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

Cette interaction est attractive.

e. La valeur de la force électrique qu'exerce un ion Cl^- sur un autre ion Cl^- à la distance a est :

$$F_{\text{Cl}^-/\text{Cl}^-} = k \frac{e^2}{a^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(411 \times 10^{-12})^2} = 1,4 \times 10^{-9} \text{ N.}$$

Cette interaction est répulsive.

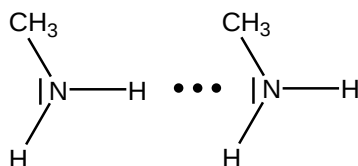
21. a. Sous un bar, la température d'ébullition de l'eau est 100°C .

b. Si l'évolution des températures d'ébullition était régulière, on devrait avoir une valeur d'environ -75°C .

c. Dans tous les composés, il existe à l'état liquide des interactions de Van der Waals.
d. Pour l'eau à l'état liquide, il existe des interactions appelées liaisons hydrogène, qui s'établissent entre les molécules. Ces liaisons hydrogène sont des interactions dont les valeurs des forces sont plus fortes que celles des interactions de Van der Waals. Les températures d'ébullition sont d'autant plus élevées que les interactions à l'état liquide entre les molécules sont importantes. D'où la température d'ébullition particulièrement élevée de l'eau.

22. a. La cohésion à l'état liquide du propane est assurée par des interactions de Van der Waals.

b. Dans l'éthanamine, il existe un atome d'azote relié à un atome d'hydrogène. Une liaison hydrogène peut donc s'établir entre l'hydrogène relié par covalence à l'atome d'azote et un autre atome d'azote.



c. Les températures d'ébullition sont d'autant plus élevées que les interactions à l'état liquide entre les molécules sont importantes. Les interactions à l'état liquide pour l'éthanamine (Van der Waals et liaison hydrogène) sont plus importantes que pour le propane (Van der Waals), d'où sa température d'ébullition plus élevée.

23. a. Entre le conducteur ohmique et l'eau, il se produit un transfert thermique.

b. Après que l'eau a atteint 100 °C, le transfert thermique sert à vaporiser l'eau, c'est-à-dire à transformer l'eau liquide en eau gazeuse à température constante.

c. L'énergie reçue par l'eau pendant la durée Δt est fournie par le conducteur ohmique :

$$\mathcal{E} = E \times I \times \Delta t = 24 \times 0,70 \times 30 \times 60 = 30,24 \text{ kJ.}$$

d. Pendant le temps Δt , une quantité de matière $n = (m_1 - m_2)/M$ d'eau a été vaporisée. Donc :

$$\mathcal{E} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, vap}} = (m_1 - m_2) \times \mathcal{E}_{\text{m, vap}} / M.$$

e. On a donc $\mathcal{E} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, vap}} = (m_1 - m_2) \times \mathcal{E}_{\text{m, vap}} / M = E \times I \times \Delta t$.

On en déduit la valeur de l'énergie molaire de vaporisation de l'eau :

$$\mathcal{E}_{\text{m, vap}} = \frac{E \times I \times \Delta t \times M}{m_1 - m_2} = \frac{24 \times 0,70 \times 30 \times 60 \times 18}{100 - 86,6} = 40,6 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

24. a. Les liaisons hydrogène « rapprochent » les molécules entre elles. Dans un même volume, s'il existe des liaisons hydrogène, le nombre de molécules sera plus important, donc la masse volumique sera plus importante.

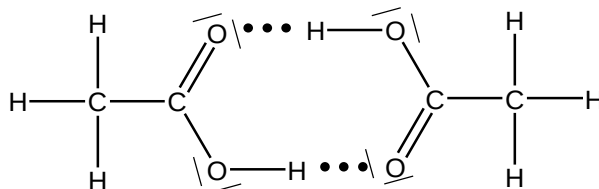
b. La masse volumique du butan-1-ol est plus élevée à 20 °C que celle de l'éthoxyéthane. À l'état liquide, il existe des liaisons hydrogène entre les molécules de butan-1-ol, mais pas entre les molécules d'éthoxyéthane. Il n'y a pas possibilité de former des liaisons hydrogène, car l'atome d'oxygène n'est pas relié à un atome d'hydrogène. D'où l'écart observé.

25. a. S'il existe des liaisons hydrogène à l'intérieur d'un liquide, les déplacements relatifs des molécules entre elles sont moins faciles.

b. À 0 °C, la viscosité du butan-1-ol est plus élevée que celle de l'éthoxyéthane. À l'état liquide, il existe des liaisons hydrogène entre les molécules de butan-1-ol, mais pas entre les

molécules d'éthoxyéthane. Il n'y a pas possibilité de former des liaisons hydrogène, car l'atome d'oxygène n'est pas relié à un atome d'hydrogène. D'où l'écart observé.

26. Les molécules d'acide éthanoïque peuvent s'associer par deux liaisons hydrogène.



27. a. La structure primaire d'une protéine est la structure spatiale au niveau du groupe caractéristique amide. Le motif est plan, c'est-à-dire que les atomes C, O, N et H sont dans un même plan.

b. Les interactions mises en évidence sur ces schémas sont des liaisons hydrogène qui s'établissent entre les atomes d'hydrogène reliés à l'atome d'azote d'un groupe amide et l'atome d'oxygène d'un autre groupe amide de la chaîne d'acides aminés. Ces interactions sont en partie responsables de la structure secondaire des protéines.

Remarque : les liaisons hydrogène ne sont pas les seules responsables de la structure secondaire des protéines. Il existe par exemple des ponts disulfure (liaison covalente qui s'établit entre deux atomes de soufre présents dans le « résidu acide aminé »).

28. a. Pour chaque molécule H-X, les interactions qui existent entre ces molécules à l'état liquide sont des interactions de Van der Waals. À l'état gazeux, on peut considérer que les interactions entre molécules sont nulles. Donc plus les températures d'ébullition sont élevées, plus les interactions à l'état liquide sont importantes.

L'évolution des températures d'ébullition pour HCl, HBr et HI est régulière. Seules des interactions de Van der Waals sont envisageables pour ces composés. On en déduit donc que les interactions de Van der Waals pour HI sont plus importantes que celles pour HBr qui, elles-mêmes, sont plus importantes que pour HCl. On remarque que l'élément iode est dans la 5^e période de la classification périodique, il possède donc un nombre plus important d'électrons, donc est plus volumineux que Br et donc que Cl. Une interaction de Van der Waals est d'autant plus importante que les molécules sont volumineuses. D'où l'évolution observée.

b. Le fluorure d'hydrogène ne suit pas cette évolution régulière des températures d'ébullition des H-X. En effet, à l'état liquide, les molécules de HF, en plus des interactions de Van der Waals, peuvent former entre elles des liaisons hydrogène qui sont des interactions plus importantes que les interactions de Van der Waals. D'où une augmentation de la température d'ébullition de HF.

Exercices de synthèse

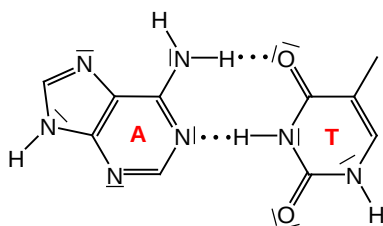
29. On met en contact un corps chaud, la boisson à rafraîchir et un corps froid, l'eau (liquide ou solide) à 0 °C. Un **transfert thermique** va s'opérer entre ces deux systèmes, jusqu'à ce qu'ils soient à la même température. Le corps chaud se refroidit.

- Situation 1 : le corps chaud doit fournir de l'énergie pour mettre en **fusion** 10 g d'eau solide à 0 °C ($\mathcal{E} = (m/M) \times \mathcal{E}_{m,\text{fus}}$) puis pour réchauffer 10 g d'eau liquide de 0 °C à la température finale.

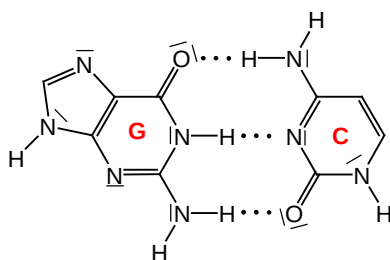
- Situation 2 : le corps chaud doit fournir de l'énergie seulement pour réchauffer 10 g d'eau liquide de 0 °C à la température finale.

Dans la situation 2, le corps chaud doit fournir moins d'énergie, donc sa température baissera moins.

30. a. L'adénine et la thymine peuvent s'associer par l'intermédiaire de deux liaisons hydrogène.

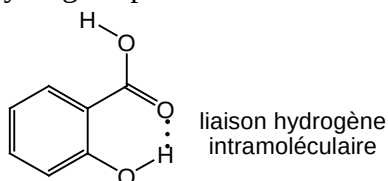


b. La guanine et la cytosine peuvent s'associer par l'intermédiaire de trois liaisons hydrogène.



31. 1. a. Ce composé peut former des liaisons hydrogène par l'intermédiaire des deux atomes d'hydrogène reliés à un atome d'oxygène (soit celui de la fonction alcool et celui de la fonction acide carboxylique).

b. On peut former une liaison intramoléculaire. (Remarque : ici O-H---O ne sont pas alignés, mais la présence d'une liaison hydrogène permet de former un cycle à six atomes.)



2. a. L'acide 3-hydroxybenzoïque peut former des liaisons hydrogène par l'intermédiaire des mêmes atomes que l'acide salicylique. En revanche, il ne peut pas former de liaisons hydrogène intramoléculaires, les atomes étant trop éloignés. Les deux atomes d'hydrogène sont disponibles ici (contre un seul pour l'acide salicylique) pour former des liaisons hydrogène intermoléculaires.

L'acide 3-hydroxybenzoïque peut donc former plus de liaisons hydrogène intermoléculaires que l'acide salicylique.

b. Les interactions intermoléculaires sont plus importantes pour l'acide 3-hydroxybenzoïque (Van der Waals et deux liaisons hydrogène) que pour l'acide salicylique (Van der Waals de même ordre de grandeur, car même taille de molécule, et une liaison hydrogène).

La température de fusion de l'acide 3-hydroxybenzoïque est donc plus élevée.

32. Le gel de silice constituant la phase fixe d'une C.C.M. peut former des liaisons hydrogène (par l'intermédiaire des groupes –OH à la surface de la silice) avec les composés déposés sur la plaque. Plus les interactions sont fortes entre la surface de la silice et les composés que l'on dépose sur la plaque, plus les composés vont être retenus sur la plaque lors de l'élution, donc plus le rapport frontal va être petit.

Les deux composés à séparer ici diffèrent principalement par la présence d'un groupe alcool –OH pour le linalol *A* et d'un groupe ester pour l'éthanoate de linalyle *B*. Le composé *A* est donc susceptible de former plus de liaisons hydrogène avec la surface de la silice, donc d'être plus retenu. Le composé *A* possède donc un rapport frontal plus faible.
