

PARTIE 2 - COMPRENDRE : LOIS ET MODÈLES

Chapitre 9 : Cohésion de la matière à l'état solide (p. 151)

Savoir-faire :

- ✓ Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.
- ✓ Réaliser et interpréter des expériences simples d'électrisation.*
- ✓ Prévoir si une molécule est polaire.
- ✓ Interpréter à l'échelle microscopique les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état.
- ✓ Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.*

(*) Savoir-faire expérimentaux.

Activité n°1 : L'électrisation de la matière

Correction :

- 1.
2. Lors du frottement de deux corps l'un sur l'autre des électrons sont transférés d'un corps à l'autre, ce qui aboutit à l'électrisation positive d'un corps et négative de l'autre.
3. Comme la cire d'Espagne et la gomme copal attirent la feuille d'or, elles se chargent de la même façon, donc si on les approchait, **elles se repousseraient**.
Comme une boule de cristal repousse la feuille d'or, elle se charge de façon différente que la cire d'Espagne, donc **elles s'attireraient**.
4. En frottant un tube de PVC ("matière négative") avec de la fourrure de lapin ("matière positive"), le tube de PVC va arracher des électrons à la fourrure de lapin, donc le tube de PVC va se charger négativement et la fourrure de lapin va se charger positivement.

TP n°12 : Cohésion des solides ioniques et polarité des molécules

I- Comment interpréter la cohésion des solides ioniques ? (p. 154)

1. Électrisation (p. 154)

Lors de l'électrisation, un corps se charge électriquement.
Il est possible d'électriser de la matière par frottement ou par contact avec un corps chargé.
Ce phénomène est interprété par un transfert d'électrons entre les corps.

Remarque :

- Par **frottement**, une matière arrache ou cède des électrons à une autre matière. Celle qui a arraché les électrons devient chargée négativement tandis que celle qui les cède devient chargée positivement.
- Un corps se charge de la même façon que le corps **au contact** duquel il se place.

2. Loi de Coulomb (p. 154)

Deux corps ponctuels chargés A et B, de charges électriques q_A et q_B et séparés d'une distance d , exercent l'un sur l'autre une force électrostatique F telle que :

$$\vec{F}_{A/B} = - \vec{F}_{B/A}$$

Ces deux forces :

- ont la même direction, celle de la droite (AB) ;
- sont respectivement appliquées en A et en B ;
- sont répulsives si les charges sont de même signe et attractives si les charges ont des signes opposés ;
- ont la même valeur F, telle que :

$$F_{\text{elec}} = k \frac{|q_A| \cdot |q_B|}{d^2}$$

avec

k constante de Coulomb (= $9,0 \cdot 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$ dans le vide)
 q_A et q_B en coulomb (C)
d en mètre (m)
F en newton (N)

3. Le solide ionique (p. 155)

Un **solide ionique** (ou **cristal ionique**) est constitué d'un empilement compact régulier d'**anions** et de **cations**, assimilés à des sphères dures.

Un solide ionique est **électriquement neutre**.

Les solides ioniques **ne conduisent pas l'électricité** car les ions ne sont pas mobiles.

La formule d'un solide ionique, appelée **formule statique**, indique le nombre minimal de cations et d'anions permettant la neutralité électrique. Elle commence toujours par la formule du cation.

Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de signes opposés.

La **cohésion d'un solide ionique** est assurée par des **liaisons ioniques**, c'est-à-dire des forces électrostatiques respectant la loi de Coulomb.

Exercices n°(7), 8, (9), (10), 11 p. 164 et n°19 p. 165

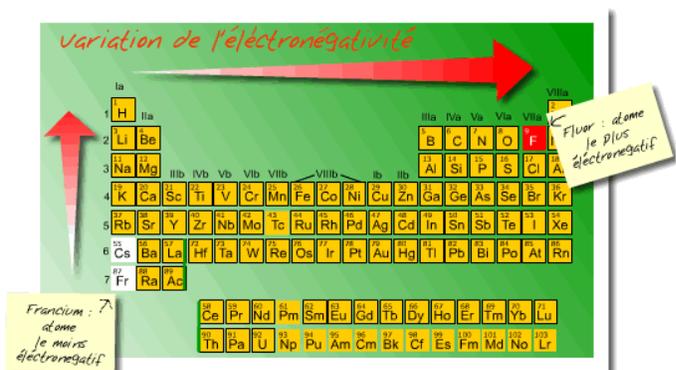
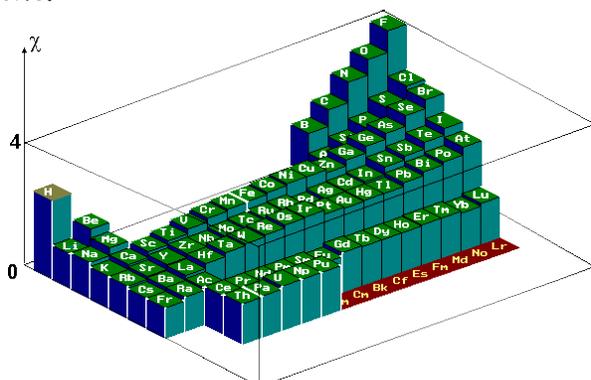
II- Qu'est-ce qu'une molécule polaire ? (p. 155)

1. L'électronégativité (p. 156)

L'**électronégativité d'un élément chimique** est sa capacité à attirer les électrons partagés avec un autre élément d'une liaison covalente. Elle est représentée par la lettre **χ** .

Remarque :

Dans la classification périodique des éléments, les éléments les plus électronégatifs se trouvent en haut et à droite (sauf les gaz rares) et les moins électronégatifs (soit les plus électropositifs) à gauche.



2. La liaison polaire (p. 155)

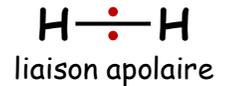
Lorsqu'il s'établit une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativité assez différente, on dit que la liaison est **polarisée** :

- l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée : δ^-
- l'autre atome porte une charge électrique partielle positive notée : δ^+

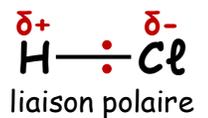
Remarque :

Les liaisons entre atomes pourront être de trois types différents :

→ la liaison sera **covalente apolaire**, c'est-à-dire non polaire, lorsqu'elle relie deux atomes identiques ou des atomes différents ayant une différence d'électronégativité faible ($< 0,5$). Le doublet d'électrons de la liaison est alors équitablement réparti (liaisons H—H, Cl—Cl, C—H) ;



→ la liaison sera **covalente polaire** lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité moyenne ou forte ($> 0,5$). Le doublet d'électrons est plus proche de l'atome le plus électronégatif (liaisons $\text{O}^{\delta-} \text{---} \text{H}^{\delta+}$, $\text{N}^{\delta-} \text{---} \text{H}^{\delta+}$, $\text{C}^{\delta+} \text{---} \text{O}^{\delta-}$) ;



→ la liaison sera **ionique** lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité très forte. L'atome le plus électronégatif a totalement capté le doublet d'électrons de la liaison et les deux atomes sont devenus des ions. La liaison n'est plus alors covalente et les ions portent des charges entières multiples de la charge élémentaire e.



3. Molécule polaire (p. 156)

On dit qu'une molécule est **polaire** lorsque le centre géométrique des charges partielles négatives est différent du centre géométrique des charges électriques partielles positives.

Exercices n°12, (13) p. 164 n°(14) p. 165 et n°21 p. 166

III- Comment interpréter la cohésion des solides moléculaires ? (p. 157)

TP n°13 : Cohésion des solides et transfert thermique

1. Les solides moléculaires (p. 157)

Un **solide moléculaire** est un **empilement régulier de molécules** dans l'espace.

La cohésion des solides moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les **interactions de Van der Waals** ;
- les **liaisons hydrogène**.

L'énergie mise en jeu dans ces interactions est **très inférieure** à celle rencontrée dans les cristaux ioniques : la cohésion des cristaux moléculaires est **beaucoup moins forte** que celle des cristaux ioniques.

Remarque :

Il suffit de comparer les températures de fusion de solides ioniques et de solides moléculaires pour mettre en évidence cette différence. Par exemple, à pression atmosphérique, $T_{\text{fusion}}(\text{eau}) = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$ alors que $T_{\text{fusion}}(\text{NaCl}) = 801 \text{ } ^\circ\text{C}$.

2. Les interactions de Van der Waals (p. 157)

Les interactions de Van der Waals sont des interactions entre dipôles électriques.

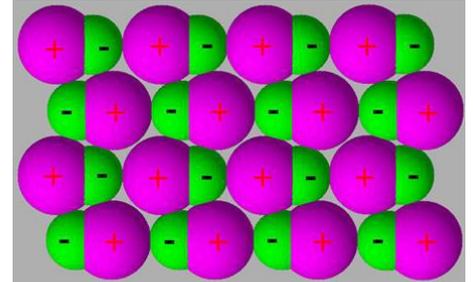
Ce sont des interactions attractives en général, de type électrostatique. Elles ont une portée faible et une intensité plus faible que les interactions s'exerçant au sein des solides ioniques. Elles sont d'autant plus grandes que les électrons sont nombreux et la molécule volumineuse.

- Dans le cas de molécules polaires, ces dipôles électriques sont permanents et les interactions électrostatiques orientent les molécules de façon à ce que les pôles de signes différents soient toujours voisins ce qui assurent la cohésion du solide.

C'est le cas du chlorure d'iode. Le chlorure d'iode I-Cl se présente, à température ambiante, sous la forme d'un liquide rouge très foncé. Sa température de fusion est 13,9 °C.

La liaison I-Cl est polarisée car le chlore est plus électronégatif que l'iode.

Dans le cristal moléculaire, les molécules s'orientent de telle manière que l'atome d'iode (pôle +) soit toujours voisin d'un atome de chlore (pôle -).



Interaction dipôle-dipôle dans le chlorure d'iode

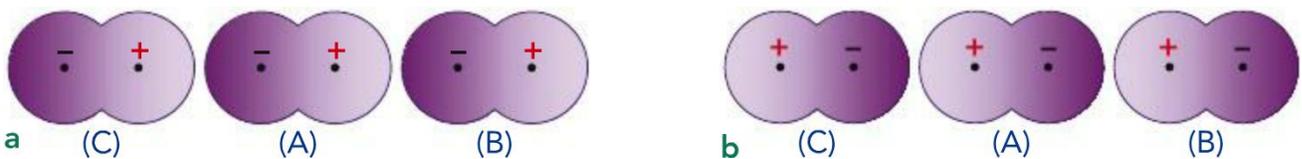
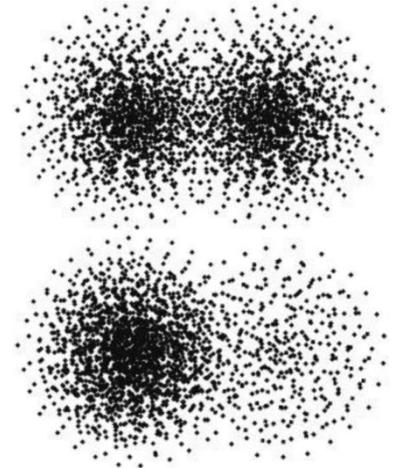
- Dans le cas de molécules apolaires, ces dipôles électriques sont instantanés et changent à tout instant mais les interactions électrostatiques sont permanentes et assurent la cohésion du solide.

Le diiode est constitué d'un empilement compact et ordonné de molécules de diiode I-I. Cette molécule est apolaire car elle est constituée de deux atomes identiques.

Mais les électrons n'ont pas de position définie. Ils ont une probabilité de présence dans le nuage électronique qui entoure les noyaux. Les électrons s'y déplacent à grande vitesse.

À un instant donné, il se peut que les électrons soient plus proches d'un des noyaux. Il apparaît alors un dipôle électrique instantané au sein de la molécule.

Ce dipôle instantané engendre la création d'autres dipôles instantanés et ceci de proche en proche.



Interactions entre dipôle instantané (A) et dipôles instantanés induits (B et C) à l'instant t (a) et à l'instant t' (b).

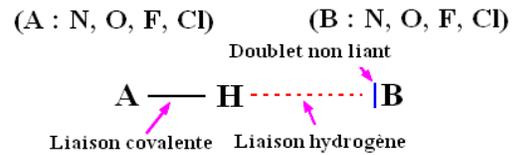
Ces interactions sont aussi présentes dans les liquides.

3. La liaison hydrogène (p. 158)

La liaison hydrogène est la plus forte des liaisons intermoléculaires. C'est un cas particulier des interactions de Van der Waals.

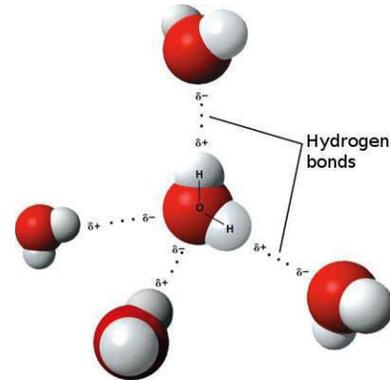
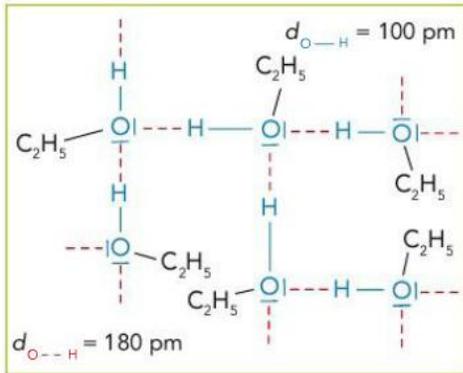
Elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d'hydrogène lié à un atome A très électronégatif (N, O, Cl ou F) et un autre atome, B, également très électronégatif et possédant un doublet non liant (N, O, Cl ou F).

Les trois atomes qui participent à la liaison hydrogène sont généralement alignés et on la représente en général par des pointillés.



Remarques :

- Toute molécule qui possède des groupes -O-H présente des liaisons hydrogène qui vont participer, en plus des liaisons de Van der Waals, à la cohésion du solide moléculaire. C'est le cas, par exemple, de l'éthanol C_2H_5-OH ou de la glace H_2O .



- Les liaisons hydrogène peuvent aussi s'établir entre les molécules d'espèces liquides.
- Les liaisons hydrogènes sont plus intenses que les liaisons de Van der Waals mais beaucoup moins intense qu'une liaison covalente.
- Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques.

Exercices n°(15), 16 p. 165 et n°25 p. 167

IV- Que se passe t-il lorsque l'on chauffe un solide ? (p. 159)

Nous prendrons l'exemple d'un solide moléculaire, le diiode.

À la pression atmosphérique sa température de fusion est de $113^{\circ}C$ et sa température d'ébullition est de $184^{\circ}C$. On suppose que l'on chauffe un cristal de diiode de $25^{\circ}C$ à $200^{\circ}C$.

Allure de l'évolution temporelle de la température au cours du chauffage :



Interprétation :

Étape 1 : de 25 à $113^{\circ}C$: le diiode est solide, les molécules reçoivent l'énergie thermique (chaleur) et leur agitation moléculaire augmente donc leur température augmente.

Étape 2 : à 113°C : l'énergie thermique reçue est maintenant utilisée pour rompre certaines interactions de Van der Waals qui maintenaient le diiode à l'état solide : c'est la **fusion**.



Étape 3 : de 113 à 184°C : le diiode est liquide et à nouveau, l'énergie thermique reçue a pour effet d'augmenter son agitation moléculaire et donc sa température.

Étape 4 : à 184°C : l'énergie thermique reçue est maintenant utilisée pour rompre les dernières interactions de Van der Waals qui maintenaient le diiode à l'état liquide : c'est la **vaporisation**.



Étape 5 : au delà de 184°C : le diiode est gazeux, son agitation moléculaire croît à nouveau de même que sa température, il n'y a plus d'interaction intermoléculaire.

Remarque :

Pour l'eau H₂O, en plus des interactions de Van Der Waals, il faut rompre les liaisons hydrogène.

Lors d'un chauffage, l'énergie thermique apportée à un corps pur moléculaire a deux effets :

- Effet 1 : la température s'élève avec rupture d'interactions intermoléculaires et augmentation de l'agitation thermique,

OU

- Effet 2 : la température reste constante, il y a changement d'état avec seulement rupture d'interactions.

Énergie de changement d'état

On souhaite déterminer un ordre de grandeur de l'énergie thermique massique de vaporisation L_{vap} de l'eau.

On introduit une masse $m_1 = 150$ g d'eau liquide à 20 °C dans un ballon se trouvant dans un chauffe-ballon alimenté avec une tension $U = 220$ V et un courant électrique d'intensité $I = 1,2$ A.

Au bout de 13 minutes de chauffage, l'eau est rentrée en ébullition et une partie a été vaporisée. On arrête le chauffage et mesure la nouvelle masse d'eau présente $m_2 = 99$ g.

Information 1

- On fait l'hypothèse que toute l'énergie électrique reçue par le chauffe-ballon a été transformée en énergie thermique.
- On fait l'hypothèse que 80 % de l'énergie thermique fournie par le chauffe-ballon a été reçue par l'eau.

Information 2

- Puissance électrique d'un appareil : $P = U \times I$ avec U en V, I en A et P en W
- Énergie électrique consommée par un appareil pendant une durée t : $E = P \times t$ avec P en W, t en s et E en J.

Information 3

- Énergie thermique E reçue par une masse d'eau m passant d'une température initiale θ_i à une température finale θ_f : $E = m \times 4,18 \times (\theta_f - \theta_i)$ avec E en J, m en g et θ en °C
- Énergie thermique E reçue par une masse d'eau m lors de son changement d'état à une température θ :
 $E = m \times L$ avec E en J, m en g et L en J.g⁻¹

→ Déterminer la valeur de L_{vap} .

Exercices n°(17), 18 p. 165 et n°26 p. 167