

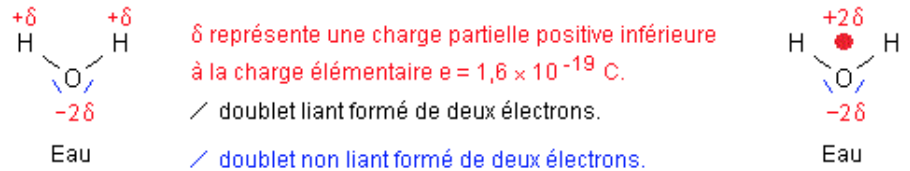
## Correction exercices C3

### Exercice 1

**Question 1-** L'atome d'oxygène O est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène H.

Par suite l'atome d'oxygène O attire vers lui les doublets d'électrons qui le lient aux deux atomes d'hydrogène H (liaisons covalentes O - H).

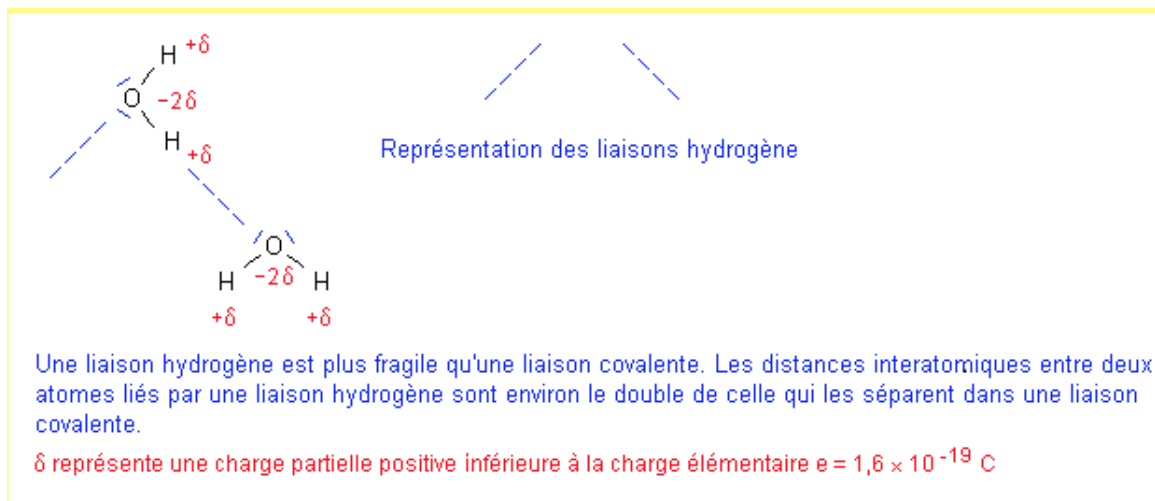
L'eau est un solvant polaire.



L'atome d'oxygène O, électronégatif, attire partiellement vers lui le doublet qui le lie à l'atome d'hydrogène H, électropositif. La molécule d'eau est polaire : le pôle négatif est sur l'atome O, le pôle positif se trouve entre les deux atomes H.

**Question 2-** La liaison hydrogène (pont hydrogène) entre les molécules d'eau dans la glace et l'eau liquide.

La **liaison hydrogène** est une interaction électrostatique entre 2 molécules. Une des molécules contient un atome d'hydrogène H électropositif lié à un atome électronégatif (O,N,F,Cl, etc). L'autre molécule contient un atome fortement électronégatif (O, N, F, Cl).



Dans la glace (eau solide) chaque molécule d'eau forme des liaisons hydrogène (ponts hydrogène) avec 4 molécules voisines.

Dans l'eau liquide ces "ponts" hydrogène existent aussi mais l'agitation des molécules est plus grande.

### Question 3

Expliquons pourquoi l'eau bout à 100 ° C alors qu'il suffit de - 60,7 °C pour faire bouillir du sulfure d'hydrogène dans lequel il n'y a pas de liaisons hydrogène.

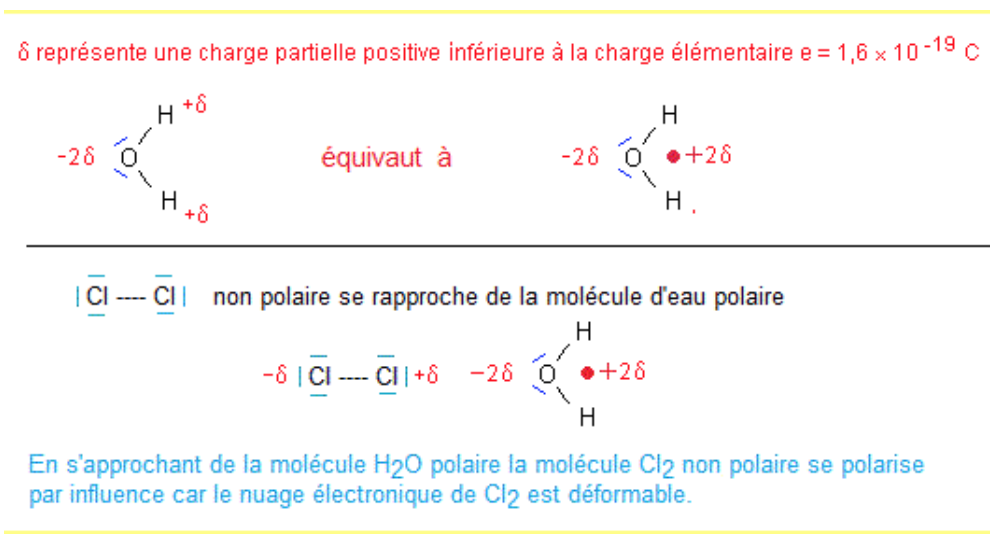
La masse molaire moléculaire de l'eau est  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  g / mol. La masse molaire moléculaire du sulfure d'hydrogène est  $M(\text{H}_2\text{S}) = 34$  g / mol.

L'eau pourtant plus légère que le sulfure d'hydrogène bout à une température supérieure sous la pression atmosphérique normale : 100 ° C pour H<sub>2</sub>O et seulement - 60,7 °C pour H<sub>2</sub>S.

Cela s'explique par l'existence de liaisons hydrogène (ponts hydrogène) entre les molécules d'eau. Elles sont plus difficiles à séparer par ébullition que les molécules de sulfure d'hydrogène qui, elles, n'ont pas de "pont hydrogène" entre elles.

**Question 4** Interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit (interaction de Debye),

Le schéma ci-dessous est un exemple d'interaction de Van der Waals entre un dipôle permanent (molécule d'eau) et un dipôle induit Cl - Cl qui ne se polarise qu'en s'approchant de la molécule polaire H<sub>2</sub>O. Cette interaction dite de Debye fait intervenir un dipôle permanent H<sub>2</sub>O et un dipôle induit Cl<sub>2</sub> entre lesquels s'exerce une force électrique. Grace à cette polarisation induite, le chlore, normalement apolaire, devient un dipôle induit soluble dans l'eau pure.



**Question 5**

Calculons la masse volumique en kg / m<sup>3</sup> de cette variété de glace.

Calculons le volume de la maille cubique d'arête a = 637 × 10<sup>-12</sup> m = 632 pm qui contient 8 molécules.H<sub>2</sub>O.

Volume du cube :  $V = a^3 = (6,37 \times 10^{-10})^3 = 258,47 \times 10^{-30} \text{ m}^3 = 2,5847 \times 10^{-28} \text{ m}^3$

Masse du cube : M =masse des 8 molécules H<sub>2</sub>O =8 [18 /( 6,02 × 10<sup>23</sup>)] =23,92026×10<sup>-23</sup>g  
M = 2,392026 × 10<sup>-25</sup> kg

La masse volumique en kg / m<sup>3</sup> de cette variété de glace est : ρ = M / V

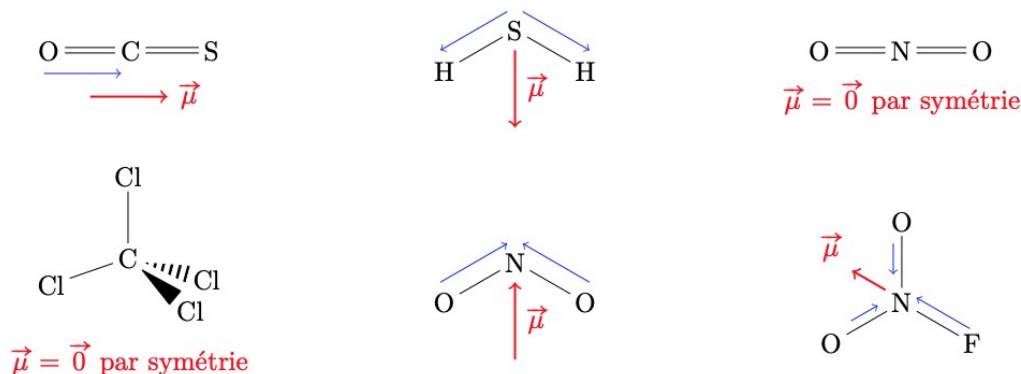
$\rho = 2,392026 \times 10^{-25} / ( 2,5847 \times 10^{-28}) = 0,925456 \times 10^3 \text{ kg / m}^3$

$\rho = 925 \text{ kg / m}^3$

Cette glace flotterait sur l'eau liquide de masse volumique ρ' = 1000 kg / m<sup>3</sup>

## Exercice 2

Les moments dipolaires des liaisons sont représentés en bleu, le moment dipolaire de la molécule est représenté en rouge.



Le moment dipolaire de la molécule correspond à la somme vectorielle des moments dipolaires des liaisons polaires.

## Exercice 3

L'eau est un solvant polaire et protique, qui dissout donc efficacement les composés ioniques, polaires, et capables de former des liaisons hydrogène.

- La molécule de dioxyde de carbone est symétrique, et n'a donc pas de moment dipolaire permanent : elle est apolaire. Elle est donc peu soluble dans l'eau.
- La molécule de dioxyde de soufre n'est pas symétrique, et possède un moment dipolaire permanent. En tant que molécule polaire, elle est bien soluble dans l'eau.
- La molécule d'ammoniac  $\text{NH}_3$  est également une molécule polaire, mais en plus l'atome d'azote peut former des liaisons hydrogène (il fait partie de la deuxième période et est très électronégatif). L'ammoniac est donc extrêmement soluble dans l'eau.

L'eau est un solvant polaire et protique, à même de dissoudre les espèces chimiques qui présentent les mêmes caractéristiques.

- L'éthanol possède un moment dipolaire permanent (liaison C-O), et son groupement alcool lui permet de former des liaisons hydrogène, ce qui explique sa totale miscibilité à l'eau.
- Comme l'éthanol, l'aniline possède un moment dipolaire permanent (liaison C-N) et le groupement amine lui permet de former des liaisons hydrogène. Cependant, le cycle aromatique est très peu polaire et constitue un groupe hydrophobe. La miscibilité de l'aniline à l'eau n'est donc que partielle.
- Le benzène est une molécule symétrique et donc apolaire. Il est donc logique qu'elle ne soit pas soluble à l'eau.

## Exercice 4

Dans l'hexan-2,4-diol, les deux groupements alcool sont suffisamment proches l'un de l'autre pour former des liaisons hydrogène intra-moléculaires (à l'intérieur de la molécule). Ce n'est pas le cas dans l'hexan-2,6-diol. Ces groupements sont alors moins disponibles pour former des liaisons hydrogène inter-moléculaires (entre molécules), les molécules sont donc moins liées entre elles, l'énergie à fournir pour les séparer est plus faible, et finalement la température d'ébullition de l'hexane-2,4-diol est plus faible que celle de l'hexane-2,6-diol.

*Pour savoir quels groupements peuvent interagir dans une molécule, il faut se rappeler qu'une liaison hydrogène est environ deux fois plus longue qu'une liaison covalente. Des groupements séparés de plus de deux ou trois atomes dans la chaîne carbonée ne peuvent donc pas interagir entre eux*

## **Exercice 5**

**1.a** Par symétrie, la molécule de méthane ne possède pas de moment dipolaire permanent.

**1.b** Tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence. Par conséquent, leurs composés hydrogénés ont tous la même structure, et en particulier **leur géométrie est la même que celle de la molécule de méthane** en ne changeant que l'atome central. De même, **tous les composés hydrogénés de la colonne du carbone n'ont pas de moment dipolaire permanent.**

**2** Des interactions de London (dipôle induit–dipôle induit) existent dans les deux familles. Les éléments de la famille des halogènes sont bien plus électronégatifs que l'hydrogène et les molécules ne sont pas symétriques. Tous les composés de type H–X où X est un halogène ont donc un moment dipolaire permanent. Ainsi, des interactions de Keesom (dipôle permanent–dipôle permanent) et de Debye (dipôle permanent–dipôle induit) existent entre les composés hydrogénés de la colonne 17 alors qu'elles n'existent pas entre les composés hydrogénés de la colonne 14. Ces interactions supplémentaires expliquent les différences de température d'ébullition.

**3** La masse molaire de HI est plus élevée que celle de HCl, ce qui indique que la molécule est davantage polarisable. Les interactions de London (dipôle induit–dipôle induit) entre molécules sont donc plus fortes dans le cas de l'iode que dans le cas du chlore, ce qui explique la croissance observée.

**4** L'atome de fluor appartient à la deuxième période et il est fortement électronégatif. Des liaisons hydrogène peuvent donc se former entre molécules de HF, ce qui n'est pas possible dans les autres espèces chimiques. Comme ces liaisons sont beaucoup plus fortes que les autres interactions faibles, elles expliquent la forte anomalie de température d'ébullition observée pour HF.

## **Exercice 6**

*On cite souvent cet exemple car les forces de Van der Waals interviennent de manière prépondérante dans les phénomènes d'adhésion. On pense que la technologie « naturelle » utilisée par le gecko permettrait de réaliser des nanosutures chirurgicales. D'ailleurs, une étude récente, menée par Geim, a permis de réaliser à l'aide de polyimide, un polymère synthétisé dès la fin des années 1960, un ruban adhésif comportant des poils de 2 micromètres de long environ qui jouent le même rôle que les soies de kératine du gecko.*

*Malgré ses bonnes performances (1 mètre carré devrait suffire à coller un éléphant au plafond !), ce matériau n'égale pas encore les pattes du gecko. En effet, le lézard peut s'attacher et se détacher d'une surface plus de 15 fois par seconde : la façon dont il contrôle son adhésion reste encore à comprendre et à reproduire.*

On calcule la force exercé par les quatre pattes du gecko :

Nbre de poils de kératine sur  $1 \text{ mm}^2 = 6000$

Nbr de terminaisons en soies par poil = 750

Force d'attraction exercé par chaque terminaisons = 20 nN

Surface totale des quatre pattes =  $225 \times 4 = 900 \text{ mm}^2$

$$(6000 \times 750 \times 20) \times 900 = 8,1 \cdot 10^{10} \text{ nN} = 81 \text{ N}$$

On calcule la masse équivalente à ce poids :

$m = P/g$  où  $g = 10 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$ , p est en N et m est en kg

$$m = F/g = 81/10 = 8 \text{ kg}$$

masse de 8kg.