

Rappels sur la structure de la matière

I Constitution

1) Les trois particules

La matière (ce qui possède de) est composée de particules au nombre de trois :

Particule élémentaire	Masse (unité du SI :)	Charge (unité du SI : ...)
.....	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,6 \cdot 10^{-19}$ notée « + e »
.....	$1,675 \cdot 10^{-27}$	0
.....	$9,11 \cdot 10^{-31}$

2) Edifices

Les particules peuvent se réunir pour former des « édifices de la matière ». On peut ainsi trouver :

- un noyau :
- un atome :
- un ion monoatomique :
- une molécule :
- un ion moléculaire :

Parmi les édifices précédents, entourer en rouge ceux qui sont massiques donc qui interagissent suivant l'interaction et en vert ceux qui sont chargés (les autres étant dits) donc qui interagissent suivant l'interaction

Parmi ces deux interactions, laquelle prédomine du niveau microscopique jusqu'à l'échelle humaine ?

.....

3) Élément chimique

Définition :

.....

Un élément chimique est donc caractérisé par :

-
-
-
-

4) Que signifie « atome » ? (travail de recherche sur internet ou dans une encyclopédie)

Quel physicien de l'antiquité a été le premier à émettre que la matière était composée d'atomes ?

.....

Trouver l'étymologie du mot « atome » :

.....

Que penser du sens étymologique aujourd'hui de ce mot ?

.....

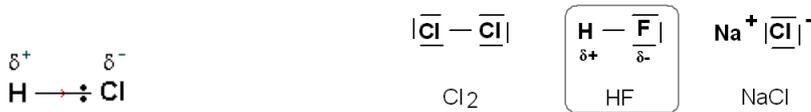
II Electronégativité et classement des entités chimiques

1) Définition

L'électronégativité χ d'un atome traduit la propriété qu'il possède d'attirer à lui les électrons d'une liaison covalente dans laquelle il est engagé. On peut prévoir l'électronégativité relative des atomes à partir du tableau périodique : l'électronégativité augmente lorsqu'on se déplace de gauche à droite et de bas en haut du tableau, la colonne des gaz nobles étant mise de côté (ils n'interviennent pas dans les molécules). Se rappeler de l'enchaînement suivant : $F > O > Cl \approx N \approx Br > I \approx C \approx H$ où $>$ signifie « plus électronégatif que ».

Lorsque deux atomes liés par une liaison covalente ont des électronégativités différentes, les doublets de la liaison se rapprochent de celui qui est le plus électronégatif. L'atome le plus électronégatif se charge alors légèrement négativement (charge notée δ^-) tandis que l'autre se charge positivement (charge notée δ^+). La liaison est alors dite polarisée. Si la différence d'électronégativité est trop importante, l'atome le plus électronégatif « emporte » le doublet et la liaison s'ionise avec formation d'un cation et d'un anion.

Exemples :



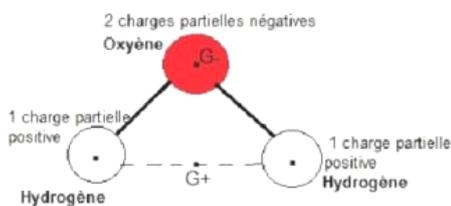
Justifier la polarisation ou non, l'ionisation ou non des exemples précédents. Pourquoi les liaisons des alcanes ne sont-elles pas polarisées ?

2) Molécules polaires et molécules apolaires

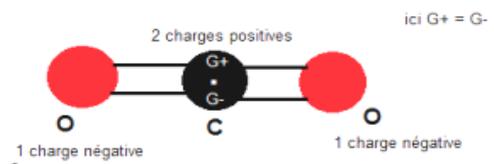
A partir de la localisations des charges partielles δ^- et δ^+ d'une molécule, on peut en déduire le lieu des centres géométriques (ou barycentres) des charges négatives noté G^- et des charges positives noté G^+ .

- Si ces deux centres coïncident, la molécule est dite apolaire, son moment dipolaire permanent est nul.
- Si ces deux centres ne coïncident pas, la molécule est dite polaire, son moment dipolaire permanent (ou dipôle permanent) est non nul et on le modélise par un vecteur symbolisé par un segment fléché $\vec{\mu}$ dirigé de G^- vers G^+ .

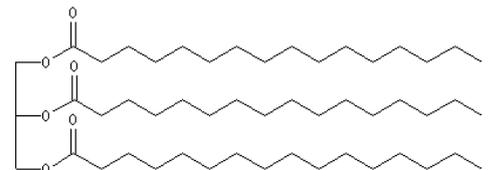
Attention ! Une molécule qui ne présente aucune liaison polarisée est bien sûr apolaire. Mais une molécule qui présente des liaisons polarisées peut également être apolaire. Cela dépend de la géométrie de la molécule. C'est par exemple la différence fondamentale entre H_2O et CO_2 :



G^- = le barycentre des charges négatives
 G^+ = le barycentre des charges positives
 ici : G^- n'est pas confondu avec G^+
 et les 2 liaisons covalentes sont polaires

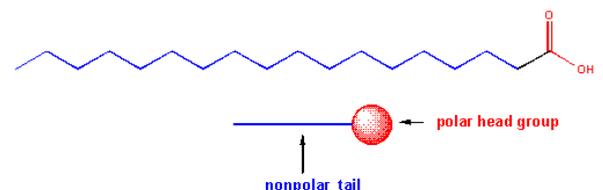


Citer deux solvants polaires autres que l'eau en justifiant. Les alcanes sont-ils des molécules polaires ? Justifier. Même question avec les graisses dont le comportement suit celui du triester d'acide gras représenté ci-contre.



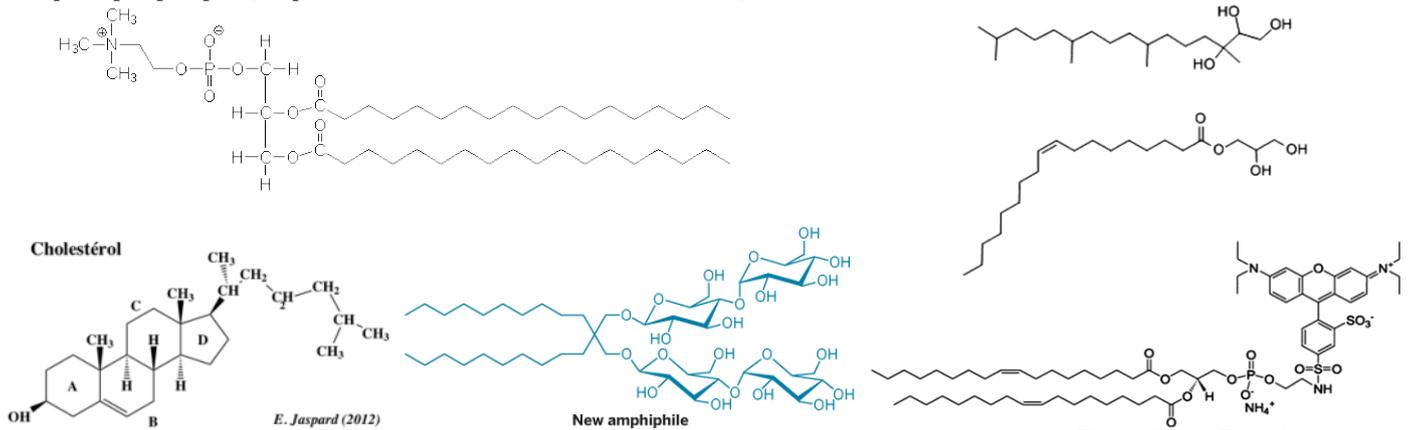
3) Molécules/ions amphiphiles

Certaines entités comme les acides carboxyliques à longue chaîne possèdent une tête polaire et une queue apolaire. La tête polaire voire parfois ionique (symbolisée par une boule avec éventuellement sa charge), a des affinités avec l'eau, elle est dite **hydrophile**, et n'en a pas avec les graisses, elle est dite **lipophobe**. La queue (symbolisée par un trait) est **hydrophobe** et **lipophile**. La molécule, possédant ainsi une partie hydrophile et une partie lipophile est dite **amphiphile**.



Justifier que les molécules ci-contre sont des tensioactifs, entourer leur tête hydrophile en rouge et leur queue hydrophobe en bleu puis classer les en tensioactifs non ioniques, cationiques, anioniques, zwitterioniques

Exemple de phospholipide (composé naturel des membranes des cellules vivantes)



II Liaisons et cohésion entre entités (

1) Les différentes liaisons à connaître

Sources : matière et matériaux, 2010, Belin, pour la science, p.246

- la liaison covalente : d'origine quantique, Lewis la décrit comme la mise en commun de deux électrons de valence. Elle est très énergétique, elle n'a lieu qu'à l'intérieur d'une entité. $150 \text{ à } 1000 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- la liaison ionique : entre une entité chargée positivement et une entité chargée négativement, elle est décrite par l'interaction coulombienne (revoir la formule de la force coulombienne). Elle est comparable à la liaison covalente en terme énergétique. Très souvent d'ailleurs, la liaison covalente est en partie ionique quand elle est polarisée. 400 kJ.mol^{-1}
- la liaison hydrogène : elle nécessite un atome d'hydrogène chargé partiellement positivement car relié forcément par liaison covalente à un atome plus électronégatif que lui, et un 3^{ème} atome souvent électronégatif afin d'être chargé partiellement négativement. L'atome d'H et le 3^{ème} atome entre lesquels a lieu cette liaison appartiennent soit à deux molécules différentes, soit à la même molécule. La liaison H est plus faible que les précédentes. $12\text{-}40 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- les liaisons de Van der Waals : de manière très très simplifiée, elles résultent de l'attraction coulombienne entre les électrons chargés négativement d'une certaine entité avec les noyaux chargés positivement d'une autre entité et vice versa. Elles sont faibles énergétiquement parlant mais plus la taille des entités sont importantes et plus elles sont nombreuses. $8\text{-}30 \text{ kJ.mol}^{-1}$

2) Cohésion de la matière (par cœur)

- Les forces de liaisons sont à connaître : liaison covalente = liaison ionique > liaison H > liaison de Van der Waals
- Plus les liaisons sont fortes et plus elles sont nombreuses, meilleure est la cohésion de la matière
- Qui se ressemble s'assemble au niveau macroscopique : en particulier, à cause des liaisons de Van der Waals, les molécules polaires ont une bonne cohésion avec les molécules polaires ; de même pour les molécules apolaires ; une molécule apolaire aura peu d'affinité pour une molécule polaire et tendra davantage à « aller retrouver » les autres molécules polaires, et vice versa.
- Les ions sont très stabilisés dans un solvant polaire à cause de leur solvatation et l'apparition entre eux et le solvant correctement orienté autour d'eux de liaisons quasi ioniques.

3) Conséquences immédiates au niveau macroscopique (par cœur, revoir le cours de 1S)

- Miscibilité : les molécules polaires sont davantage miscibles entre elles qu'avec des molécules apolaires et vice versa. Ceci est dû avant tout aux liaisons de Van der Waals. La présence de liaisons hydrogène renforce cette miscibilité.
- Solubilité : un solvant polaire solubilise davantage les cristaux polaires et/ou ioniques (exemple NaCl dans l'eau). Un solvant apolaire solubilise davantage les cristaux moléculaires apolaires (ex I₂ dans le pétrole, mélange d'alcane en première approximation). La présence de liaisons hydrogène renforce cette solubilité.
- Températures de changement d'état : dans une même famille chimique, plus les molécules sont longues, plus les températures de changement d'état sont élevées ; les liaisons de Van der Waals à rompre sont en effet plus nombreuses pour le passage vers un état moins ordonné. De plus, les alcools ont une température de changement d'état plus élevés que leurs homologues alcanes car, à nombre de liaisons de Van der Waals constant à peu près (même longueur de chaîne), la présence de liaisons H à rompre pour les alcools lors du changement d'état vers un état moins ordonné demande davantage d'énergie.