

Chapitre 6

Les forces intermoléculaires

Dr. Pierre-Alexis GAUCHARD

Chapitre 6.

Les forces intermoléculaires : cohésion entre molécules

- I. La cohésion moléculaire
- II. Notion de dipôle électrostatique
- III. Interactions électrostatiques
- IV. Liaison hydrogène

I. La cohésion moléculaire

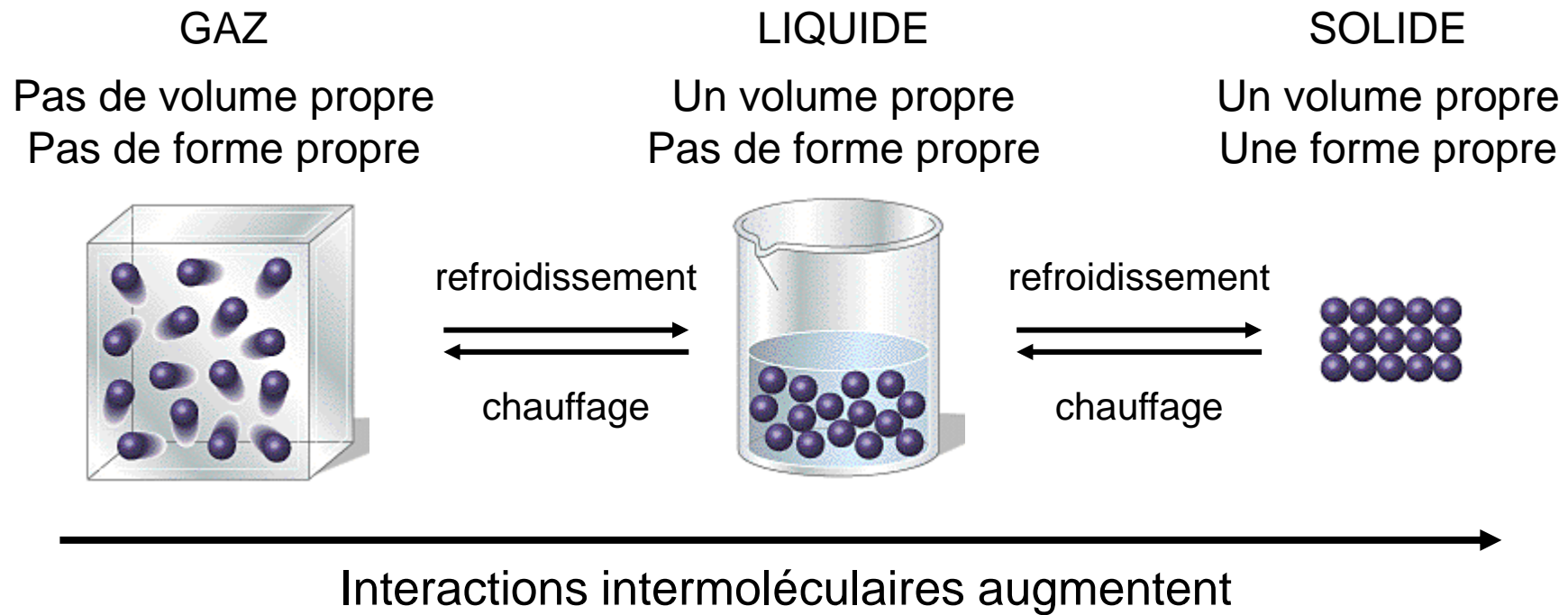
On ne raisonne plus au sein de la molécule mais entre molécules distinctes d'une même espèce chimique.

On ne s'intéresse donc plus à l'interaction intramoléculaire qu'est la liaison covalente mais aux interactions intermoléculaires dites « liaisons de faible énergie » (quelques de kJ.mol^{-1} en comparaison à la centaine ou plusieurs centaines de kJ.mol^{-1} d'une liaison covalente)

Ce sont des interactions réversibles, impliquées dans de nombreux phénomènes transitoires en biochimie (\sim agencement spatial des protéines, reconnaissance d'une enzyme et son substrat, dénaturation des protéines (perte de leur fonction) par rupture de liaisons de faible énergie, etc.)

Ces interactions sont des interactions à très courte distance qui assurent la cohésion d'un solide ou d'un liquide moléculaire

I. La cohésion moléculaire



Plus les interactions intermoléculaires sont élevées, plus la cohésion entre molécules est grande et plus les températures de changement d'état sont élevées.

II. Notion de dipôle électrostatique

II.1) Définition

II.2) Dipôle électrostatique permanent

II.3) Dipôle électrostatique induit

II.4) Dipôle électrostatique instantané

II.1) Définition

Un dipôle électrostatique se définit par une répartition de charges électriques de somme nulle mais telles que le centre des charges positives ne coïncide pas avec celui des charges négatives.

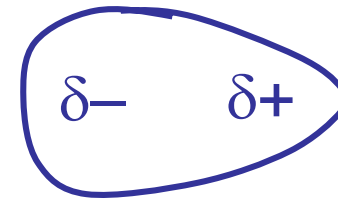
Le dipôle le plus simple est donc un couple de deux charges de signe opposé distantes d'une longueur non nulle quelconque.



II.2) Dipôle électrostatique permanent

Rappel chapitre 5 : « une molécule est dite polaire si elle possède des liaisons polarisées et que le centre des charges partielles positives n'est pas confondu avec le centre des charges partielles négatives. »

Du fait de sa dissymétrie dans la répartition électronique globale, une molécule polaire est donc un dipôle électrostatique

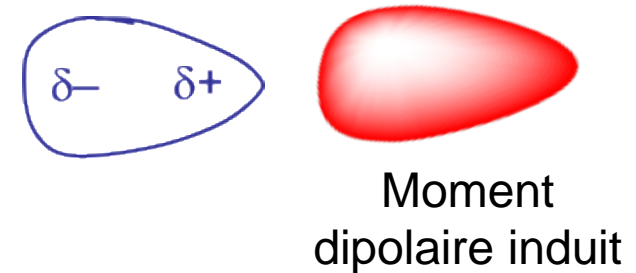
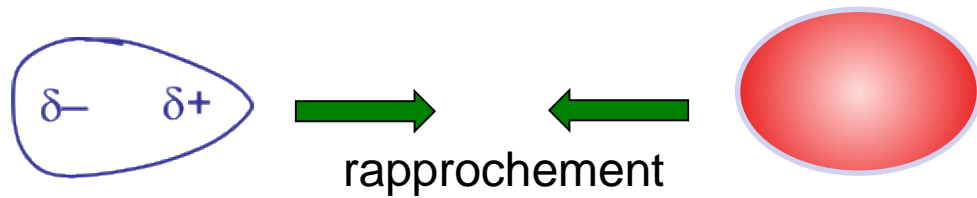


Une molécule polaire est un dipôle permanent

II.3) Dipôle électrostatique induit

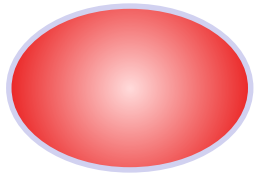
Polarisation : déformation du nuage électronique sous l'action d'un champ électrique

Polarisabilité : capacité d'une espèce à subir une polarisation = capacité à déformer son nuage électronique sous l'action d'un champ électrique



Plus une espèce est grosse, plus elle sera polarisable.

II.4) Dipôle électrostatique instantané



Molécule apolaire
Répartition **moyenne** du nuage
électronique : pas de dissymétrie



Pendant un court intervalle de temps, des fluctuations
dans la répartition du nuage électronique confèrent à
la molécule un caractère de dipôle

La création de dipôles instantanés dans un milieu polarise les molécules voisines (dipôles induits).
Plus l'espèce est polarisable, et plus la polarisation de proche en proche des molécules voisines est efficace

III. Interactions électrostatiques

Ou interactions coulombiennes

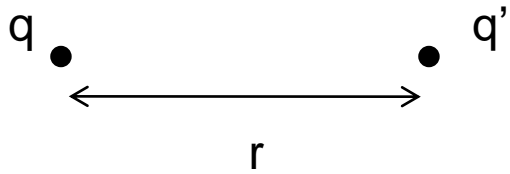
III.1) Interaction entre deux charges

III.2) Interaction ion-dipôle

III.3) Interactions de Van der Waals

III.4) Liaison hydrogène

III.1) interaction entre deux charges



$$E \propto \frac{q \times q'}{r}$$

$$\|\vec{f}\| \propto \frac{1}{r^2}$$

Si q et q' sont de même signe

- ✓ $E > 0$
- ✓ interaction répulsive

Si q et q' sont de signe différent

- ✓ $E < 0$
- ✓ interaction attractive

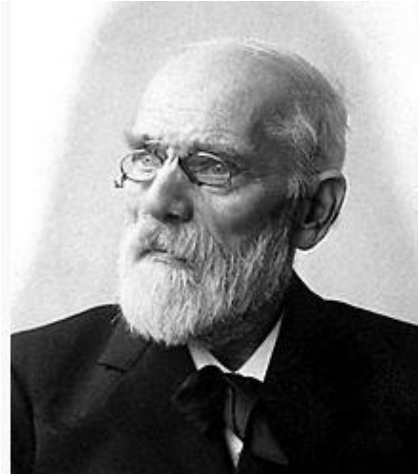
~ en biochimie, des interactions attractives s'établissent entre groupes ionisés au pH de la cellule (cf. capsule sur les acides aminés)

III.2) interaction ion - dipôle



- ↪ Les ions ont beaucoup d'affinité avec l'eau, solvant polaire.
- ↪ Dans les molécules de taille importante, les zones chargées sont hydrophiles.

III.3) Interactions de Van der Waals

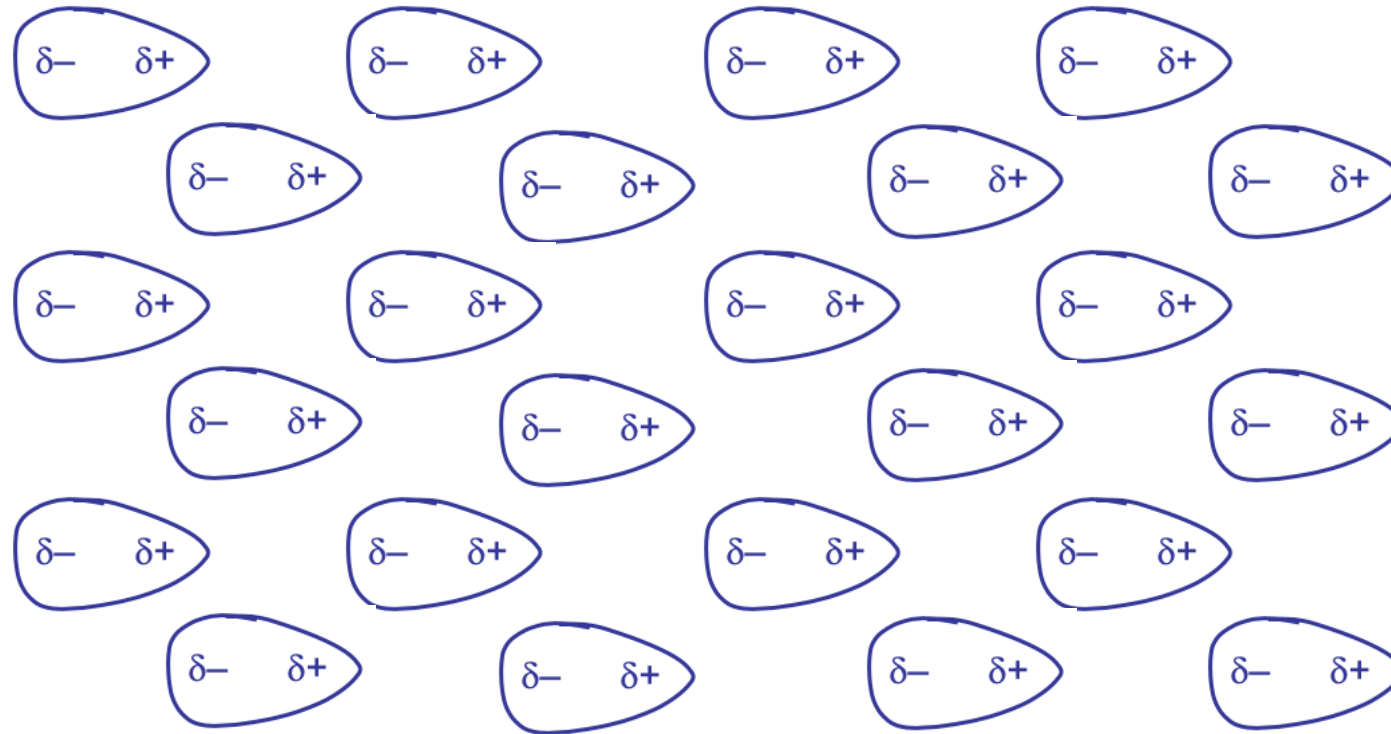


Prix Nobel de physique 1910

Les interactions de van der Waals sont des interactions entre dipôles électrostatiques.

Interactions entre nuages électroniques de molécules polaires (interactions entre dipôles permanents) ou apolaires (interactions entre dipôles instantanés / induits)

III.3) Interactions de Van der Waals



A taille identique, le caractère polaire d'une molécule lui confère des températures de changement d'état plus élevées (interactions entre dipôles permanents)

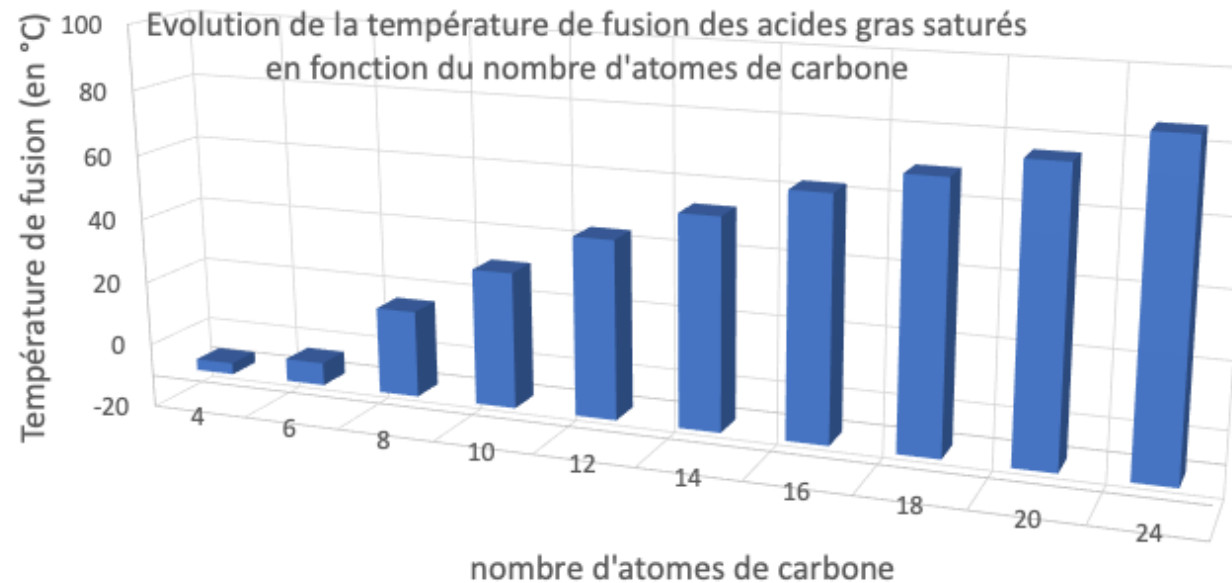
Mais surtout l'augmentation de la taille des molécules s'accompagne d'une augmentation des températures de changement d'état, la formation de dipôles instantanés : induits étant favorisée

III.3) Interactions de Van der Waals

Interactions de très courtes portées

Interactions faibles (de l'ordre de la dizaine de kJ/mol)

Exemple de conséquences des interactions de Van der Waals



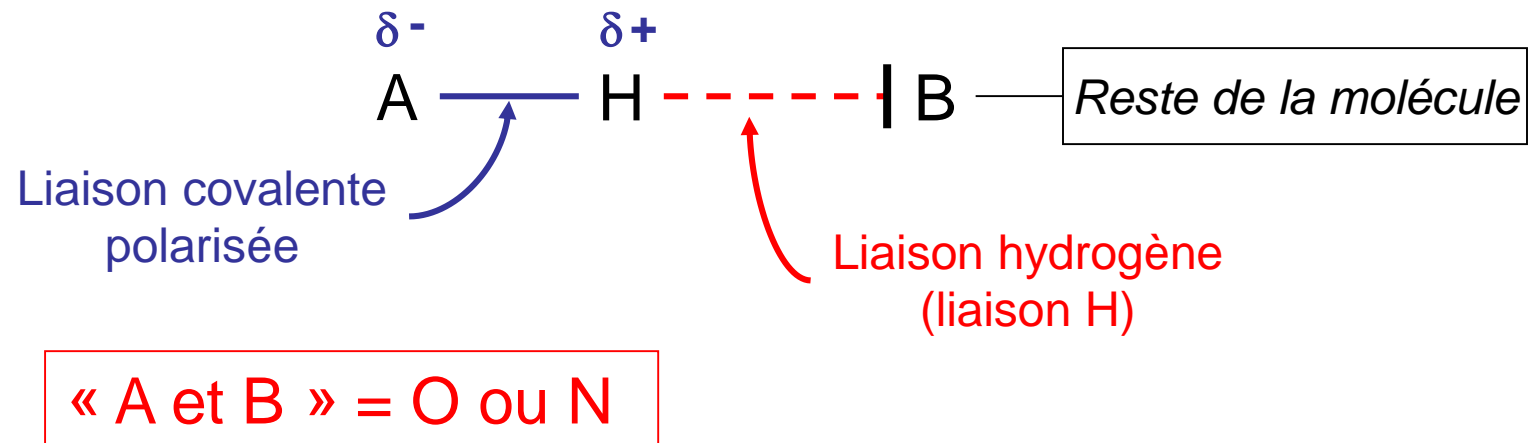
III.4) Liaison hydrogène

III.4.i) Liaison hydrogène : définition

La « **liaison hydrogène** » résulte de l'interaction électrostatique entre :

un atome d'hydrogène lié à un élément très électronégatif (**O ou N**)

et un élément très électronégatif (**O ou N**) portant au moins un doublet non liant



III.4.ii) La liaison hydrogène : exemples de conséquences de l'existence de liaisons hydrogène

L'existence de liaisons H augmente les températures de changement d'état par rapport aux seules interactions de Van der Waals (cf. les propriétés de l'eau chapitre 7)

~ Biochimie et biologie moléculaire

Reconnaissance des bases nucléiques (Adénine-Thymine / Guanine-Cytosine)

Double hélice de l'ADN

L'essentiel

Les forces intermoléculaires, ou liaison de faible énergie, sont des interactions électrostatiques de faible portée et de faible énergie (quelques dizaines de kJ/mol) se produisant entre molécules.

Ce sont des interactions réversibles, impliquées dans de nombreux phénomènes transitoires en biochimie.

Ces interactions sont des interactions à très courte distance qui assurent la cohésion d'un solide ou d'un liquide moléculaire. Plus les interactions intermoléculaires sont élevées, plus la cohésion entre molécules est grande et plus les températures de changement d'état sont élevées.

Les interactions de van der Waals sont des interactions entre dipôles électrostatiques (permanents / induits/ instantanés). Elles augmentent avec la polarisabilité des molécules donc avec leur taille.

La liaison hydrogène est une interaction électrostatique particulière, nécessitant pour les exemples biologiques des liaisons covalentes O—H ou N—H, et qui, lorsqu'elle existe, augmente les températures de changement d'état par rapport aux seules interactions de Van der Waals

Exercices

Exercice 1. Identifier la ou les propositions correctes.

- A- L'état le plus ordonné entre le gaz et le liquide est le gaz.
- B- Un composé solide à température ambiante a des températures de changement d'état plus élevées qu'un composé gazeux à température ambiante.
- C- Les interactions de Van der Waals n'ont lieu qu'entre molécules polaires.
- D- La liaison hydrogène existe dans tous milieux.
- E- Des molécules d'eau peuvent former des liaisons hydrogène entre elles.
- F- Des molécules d'ammoniac NH_3 peuvent former des liaisons hydrogène entre elles.
- G- Les molécules d'ammoniac et d'eau forment des liaisons hydrogènes entre elles.

Exercice 2. A 20°C et sous 1 atm, les premiers alcanes (méthane CH_4 , éthane C_2H_6 , propane C_3H_8 , butane C_4H_{10}) sont gazeux, les suivants (du pentane C_5H_{12} jusqu'à l'hexadécane ($\text{C}_{16}\text{H}_{34}$)) sont liquides. A partir de l'heptadécane ($\text{C}_{17}\text{H}_{36}$), ils sont solides.

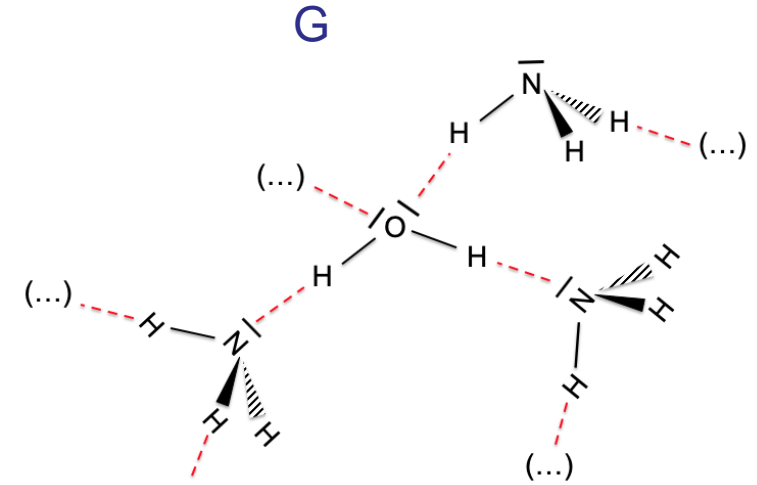
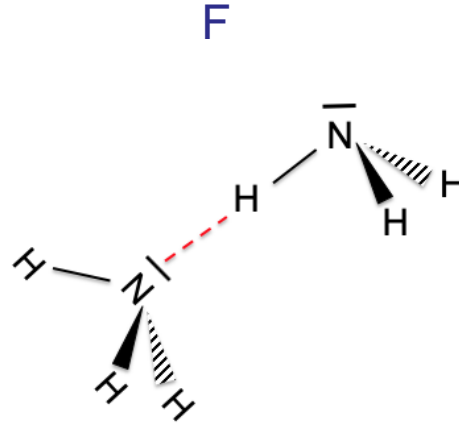
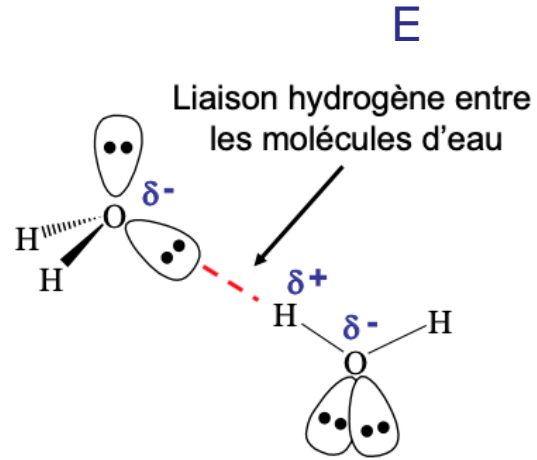
- A- Ce constat revient à dire que les plus gros alcanes ont des températures de changement d'état de plus basses.
- B- La liaison hydrogène est à l'origine de ces observations.
- C- Les tailles des molécules (et donc leurs polarisabilités) sont à l'origine de ces observations.
- D- Il faut invoquer l'existence d'interactions entre dipôles permanents pour expliquer ces observations.

Exercice 3. Expliquer l'évolution des températures d'ébullition (sous 1 bar) des composés de taille similaire suivants : butane ($-0,5^\circ \text{C}$), propanone (56°C), propan-1-ol ($97,2^\circ \text{C}$)

Exercices (correction)

Exercice 1. Propositions correctes :

B ($T_{\text{ébullition}} > T_{\text{fusion}} > T_{\text{ambiante}}$ pour le solide alors que $T_{\text{ambiante}} > T_{\text{ébullition}} > T_{\text{fusion}}$ pour le gaz)



Exercice 2.

A- Faux

B- Faux

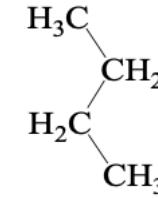
C- Vrai

D- Faux (un alcane est apolaire, c'est l'augmentation des interactions dipôles instantanés/induits avec la taille des entités qui explique les différences observées)

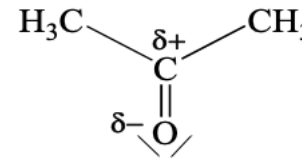
Exercices (correction)

Exercice 3. Les composés sont de taille similaire.

Le butane (alcane C_4H_{10}) est apolaire (liaisons C—C et C—H non polarisées)

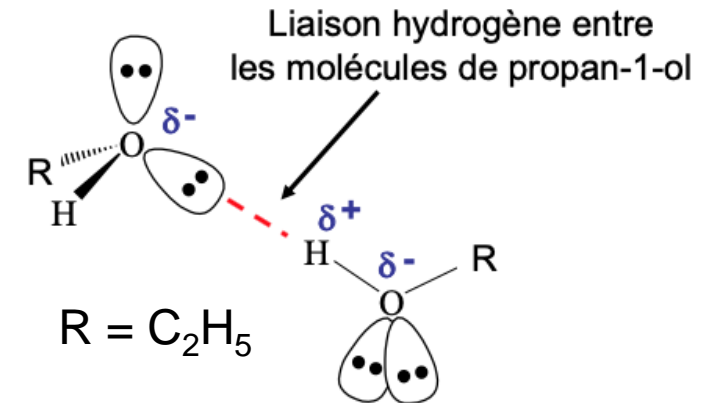


La propanone (cétone en C_3 , cf. nomenclature –cours de chimie organique-) est polaire du fait de la C=O



A taille similaire, le caractère polaire d'une molécule lui confère des températures de changement d'état plus élevées (interactions entre dipôles permanents)

Le propan-1-ol (alcool en C_3 , cf. nomenclature –cours de chimie organique-) possède une liaison O—H. Il s'établit des liaisons hydrogènes entre molécules de propan-1-ol. L'existence de liaisons H augmente les températures de changement d'état par rapport aux seules interactions de Van der Waals.



Mentions légales

L'ensemble de ce document relève des législations française et internationale sur le droit d'auteur et la propriété intellectuelle. Tous les droits de reproduction de tout ou partie sont réservés pour les textes ainsi que pour l'ensemble des documents iconographiques, photographiques, vidéos et sonores.

Ce document est interdit à la vente ou à la location. Sa diffusion, duplication, mise à disposition du public (sous quelque forme ou support que ce soit), mise en réseau, partielles ou totales, sont strictement réservées à l'Université Grenoble Alpes (UGA).

L'utilisation de ce document est strictement réservée à l'usage privé des étudiants inscrits à l'Université Grenoble Alpes (UGA), et non destinée à une utilisation collective, gratuite ou payante.