

FICHE 6 : COMMENT PASSE-T-ON DES ATOMES AUX SOLIDES ?

Les solides sont de plusieurs sortes :

- Les solides **crystallins** : ils ont une structure ordonnée et périodique à trois dimensions
- Les solides **amorphes** : leur structure n'est ni ordonnée, ni périodique,
- Les solides **semi cristallins** : ils ont une structure ordonnée mais qui ne se répète pas de façon régulière.
- Les solides **composites** : ils sont constitués de plusieurs matériaux différents.

Cette année, nous nous intéresserons aux solides cristallins ou cristaux.

1. Comment expliquer la structure des solides ioniques ?

- a. Quelle est la force exercée par une charge ponctuelle sur une autre charge ponctuelle ?

*Les élèves sont invités à recopier l'encadré **Loi de Coulomb** p.164 du livre.¹*

Est-ce que deux corps de charges contraires s'attirent ou se repoussent ?

- b. Comment électriser un corps ?

*Les élèves sont invités à recopier l'encadré **L'électrisation** p.164 du livre.²*

- c. Qui est à l'origine de la cohésion des solides ioniques ?

*Les élèves sont invités à recopier l'encadré **Origine de la cohésion des solides ioniques** p.165 du livre.*

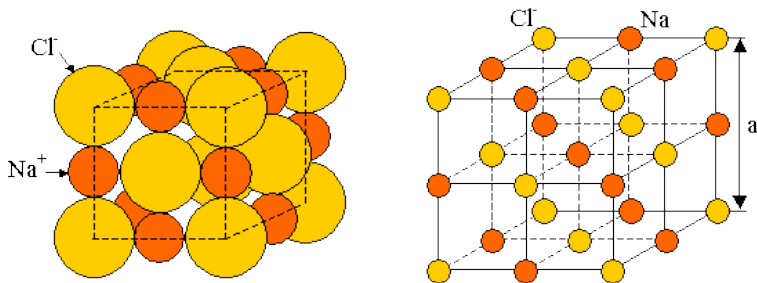
¹ n°11 p.168

² n°8, 9 p.168

d. Quelles sont les caractéristiques des solides ioniques ?

Les élèves sont invités à recopier les encadrés *Structure des solides ioniques* et *Nom et formule d'un solide ionique* p.164 et 165 du livre.³

Passez-moi le sel SVP !



2. Comment expliquer la structure des solides moléculaires ?

a. Qu'est-ce qu'une liaison polaire ?

Les élèves sont invités à recopier les encadrés jaunes p.163 du livre. Définir les 3 liaisons entre atomes (covalente apolaire, covalente polaire et liaison ionique) à l'aide de la **Fig. 3** de cette page.⁴

³ n°12, 14 p.168

⁴ n°4, 5 p.167

b. À quoi est due la cohésion des solides moléculaires ?

*Les élèves sont invités à recopier les encadrés **Interaction de Van der Waals** et **Liaison hydrogène** p.165 et 166 du livre.⁵*

⁵ n°21, 22 p.169

Commentaires :

Montrer les structures simples, centrées, faces centrées.

Définir la maille.

Voir les modèles cristallins du labo.

Voir animation PHET sur liaison polarisée : <https://phet.colorado.edu/en/simulation/molecule-polarity>

Reprendre l'électronégativité, grandeur relative, différentes échelles.

Définir le moment dipolaire, le Debye $1/3 \times 10^{-29}$ C.m et les notions de dipôles permanents

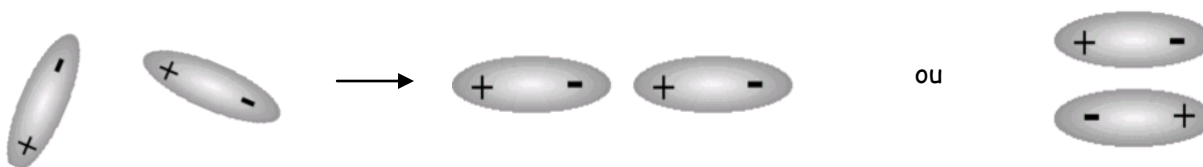
www.ac-limoges.fr/.../Interactions_faibles_profes.doc

1. Les différentes forces de Van der Waals (en $1/r^7$) :

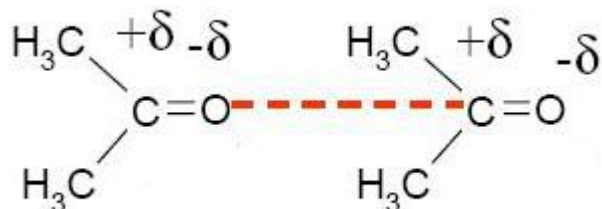
♦ Interaction dipôle permanent /dipôle permanent (forces de Keesom) :

Deux molécules polaires s'orientent afin d'aligner leurs moments dipolaires permanents μ_1 et μ_2 .

La force qui s'exerce alors entre-elles est $F_K = k \mu_1 \mu_2 / d^7$



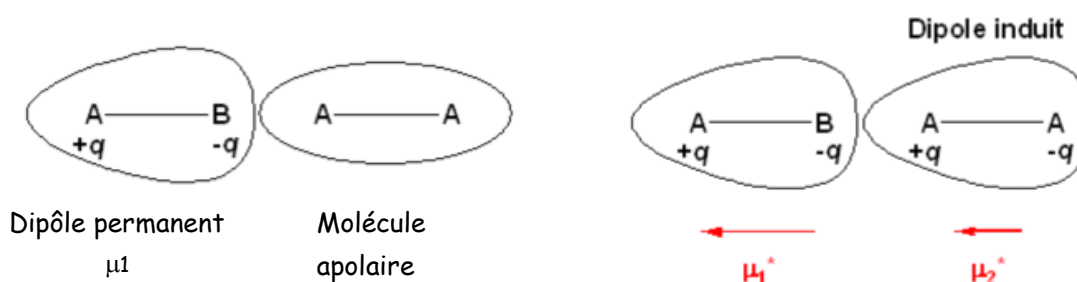
Exemple : la propanone (ou acétone) :



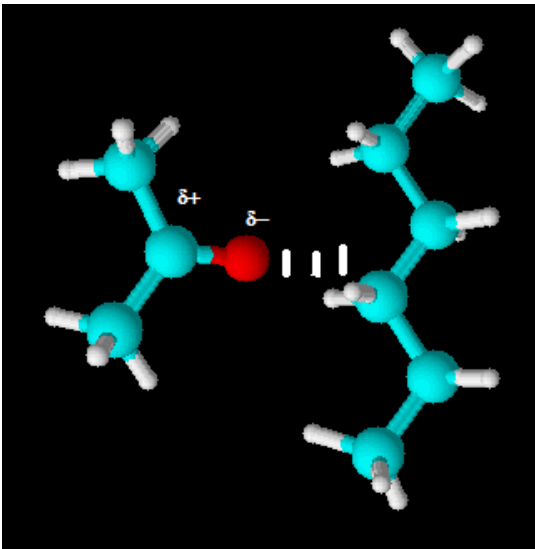
♦ Interaction dipôle permanent /dipôle induit (force de Debye)

Une molécule polaire polarise une molécule apolaire mais polarisable de son voisinage : il y a « polarisation » induite. Les deux molécules s'orientent afin d'aligner le dipôle permanent et le dipôle induit.

La force qui s'exerce alors est $F_D = k' \mu^2 \alpha / d^7$ (α : polarisabilité de la molécule apolaire)



Exemple : interaction propanone (acétone) alcane (ici hexane) :

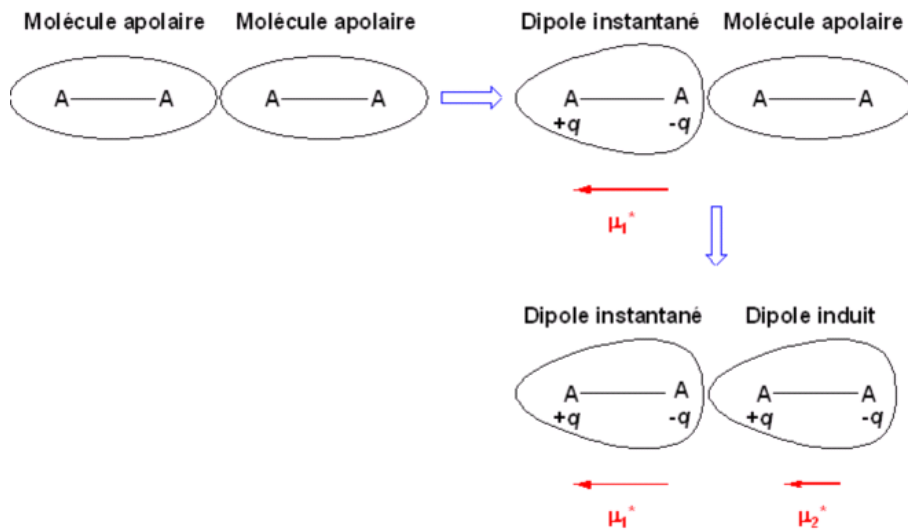


♦ **Interaction dipôle induit /dipôle induit (force de London)**

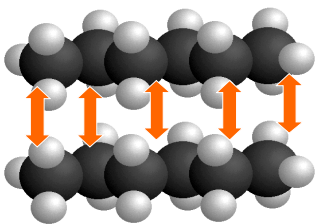
Une molécule apolaire mais polarisable peut présenter un moment dipolaire instantané non nul dû à une non symétrie instantanée de son nuage électronique (le moment dipolaire moyen au cours du temps étant nul)

On interprète ainsi le fait que deux molécules apolaires proches puissent interagir entre elles : il apparaît en effet dans les deux molécules des moments dipolaires induits .

La force qui s'exerce alors est $F_L = k'' \alpha_1 \alpha_2 / d^7$ (α_1 et α_2 polarisabilités des molécules apolaires)



Exemple : interaction entre molécules d'hexane assurant leur cohésion à l'état solide ou liquide (hexane liquide à température ordinaire)



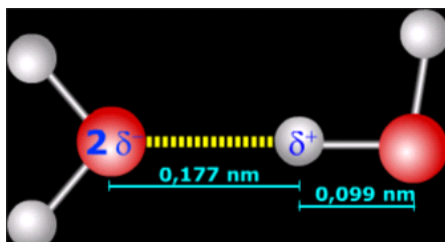
2. La liaison hydrogène :une interaction intermoléculaire un peu à part

La liaison hydrogène est une interaction dipôle permanent /dipôle permanent entre un groupement A-H fortement polaire (où A est un atome d'oxygène, d'azote , de soufre , de fluor donc très électronégatif) et un groupement comportant également un atome très électronégatif (oxygène , azote , halogène...).

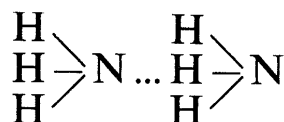
On la distingue des autres interactions dipôle permanent/dipôle permanent car son énergie de liaison est plus forte (et les longueurs de liaison plus faibles)

Longueur de la liaison H $\approx 0,2$ nm

Force de la liaison H ≈ 50 kJ.mol⁻¹ (max)



Exemple de l'eau

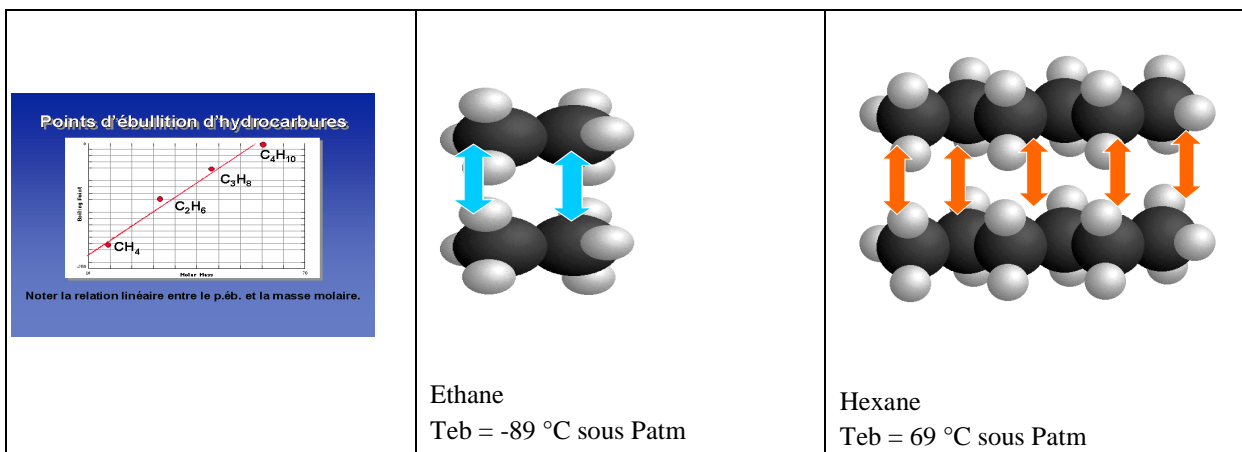


Exemple de l'ammoniaque

3. Quelques manifestations des liaisons de Van der Waals et liaisons hydrogène :

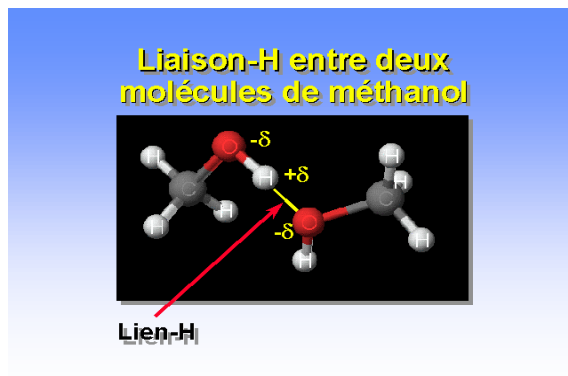
Elles sont faibles mais nombreuses donc leur effet est visible :

- température de fusion et d'ébullition des hydrocarbures :
La température d'ébullition augmente avec la longueur de la chaîne car les forces intermoléculaires de Van der Waals sont plus nombreuses

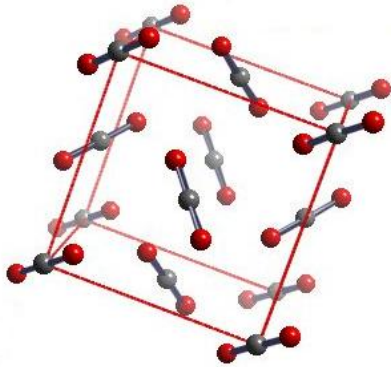


- L'existence de liaisons hydrogène plus fortes que les liaisons de London explique que le méthanol soit à l'état liquide à 25°C alors que l'éthane, de masse molaire très proche , est gazeux : M(CH₃OH)= 32 g.mol⁻¹, Teb = 65 °C sous Patm.

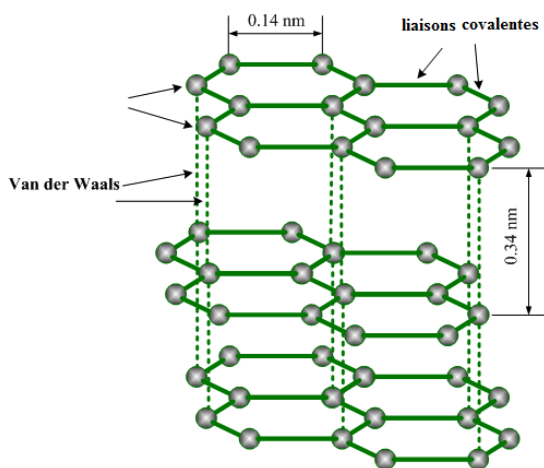
M(CH₃ CH₃)= 30 g.mol⁻¹ , Teb = -89°C sous Patm.



- Les solides moléculaires :
exemple : la glace carbonique (CO_2 solide) est un solide moléculaire : la cohésion entre les molécules de CO_2 n'est assurée que par des liaisons de types Van der Waals .Cela explique le peu d'énergie nécessaire pour sublimer ce produit (le faire passer de l'état solide à l'état gazeux)

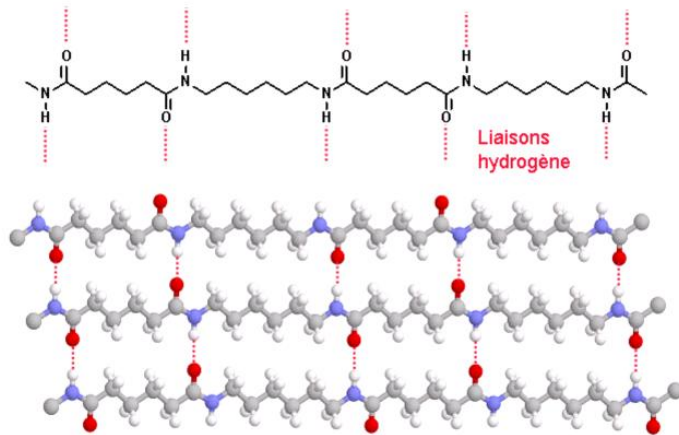


Le graphite est un cas intéressant : il est constitué de feuillets dans lesquels les atomes de carbone sont fortement liés par des liaisons covalentes .Entre les feuillets les liaisons sont faibles de type van der Waals, ce qui explique la friabilité de graphite



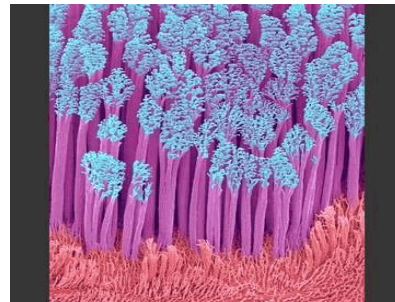
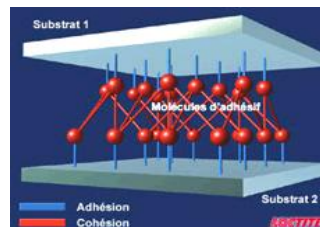
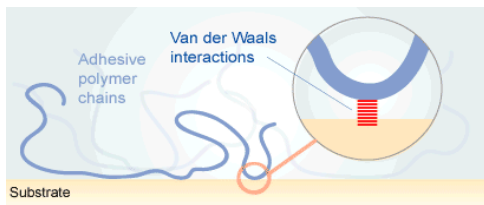
www.substech.com

- résistance à la traction des polyamides après étirement du matériau (ex : nylon)



- les phénomènes de collage sont parfois dus aux force de Van der Waals (interactions faibles intermoléculaires entre les molécules constituant la colle et celles en surface du support)

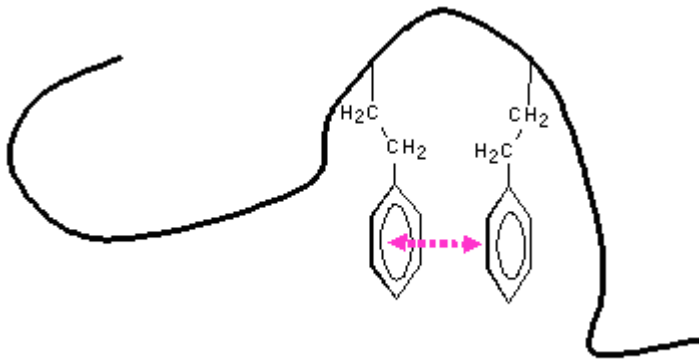
Phénomènes d'adhésion dûs aux forces de Van der Waals



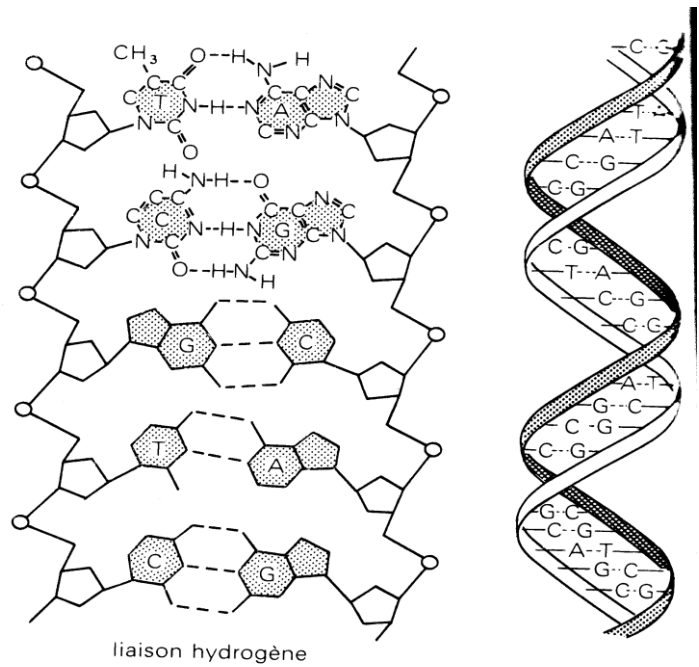
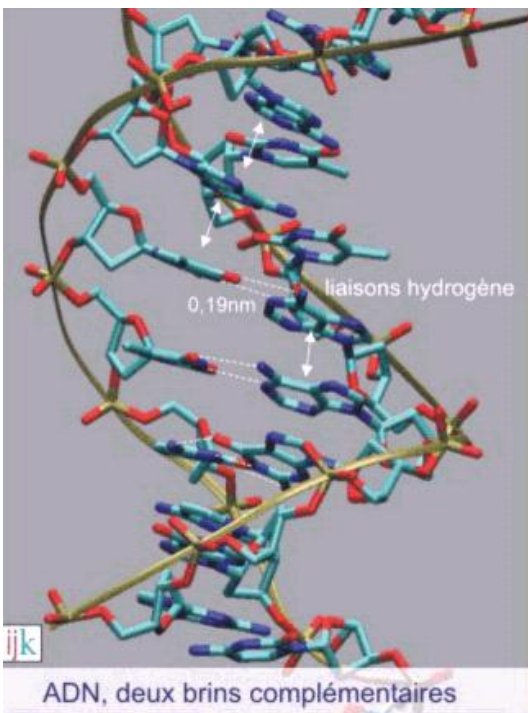
En fait, les doigts des pattes du gecko sont terminés par des millions de poils (appelés sétules ou setae) composés de kératine et dont le diamètre à la base est de quelques dizaines de microns. A leur extrémité, ces poils se scindent eux-mêmes en poils encore plus fins, de quelques centaines de nanomètres de diamètre, qui se terminent par une structure en spatule. Ces spatules se conforment à la surface au niveau moléculaire ce qui a pour effet de maximiser les forces de van der Waals. Les remarquables propriétés d'adhésion du type de gecko étudié par les scientifiques résultent donc de la taille et de la forme des extrémités de ces poils.

- structure en hélice des protéines : par interaction dipôle induit/dipôle induit, par liaison hydrogène

...



exemple de l'ADN :



A, C, G, T désignent les motifs adénine, cytosine, guanine, thymine détaillés en haut de la figure