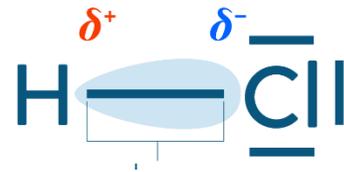
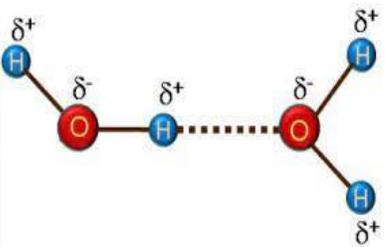
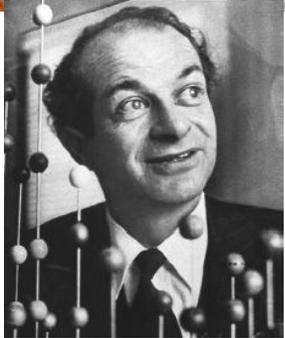


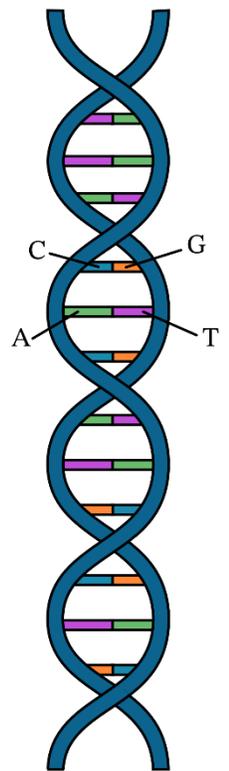
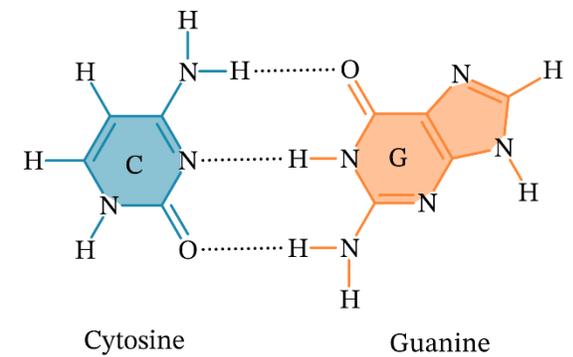
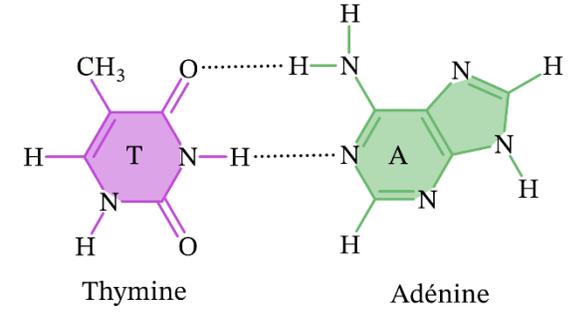
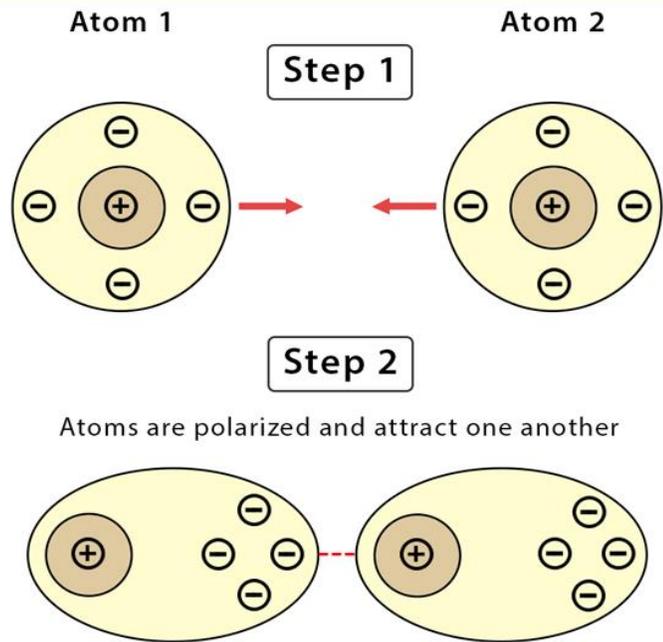
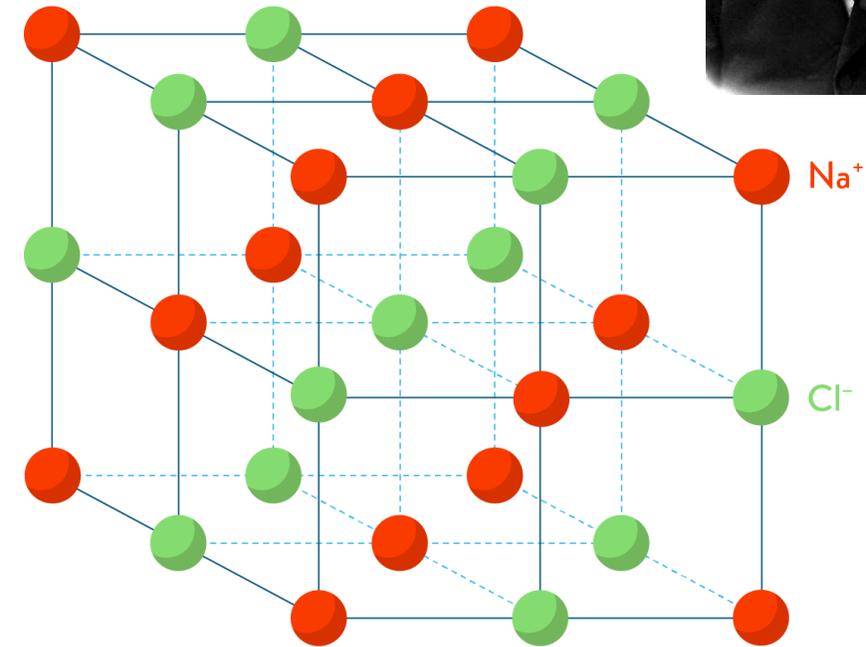
Chapitre 12

-

Cohésion de la matière



Van der Waals Forces



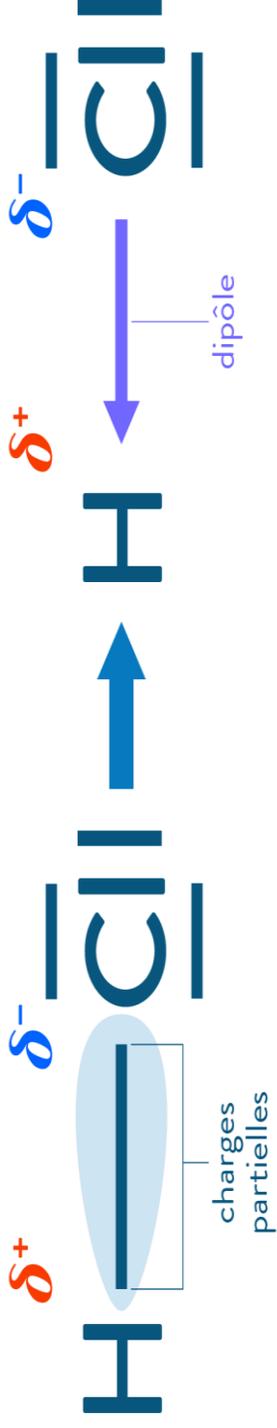
Chapitre 12 – Cohésion de la matière

I – Polarité d'une entité

- 1 – Electronégativité
- 2 – Liaison polaire
- 3 – Molécule polaire

II – Cohésion des solides

- 1 – Cohésion d'un solide ionique
- 2 – Cohésion d'un solide moléculaire
 - a) Les interactions de Van der Waals
 - b) La liaison hydrogène



Atomes
Molécules
Ions

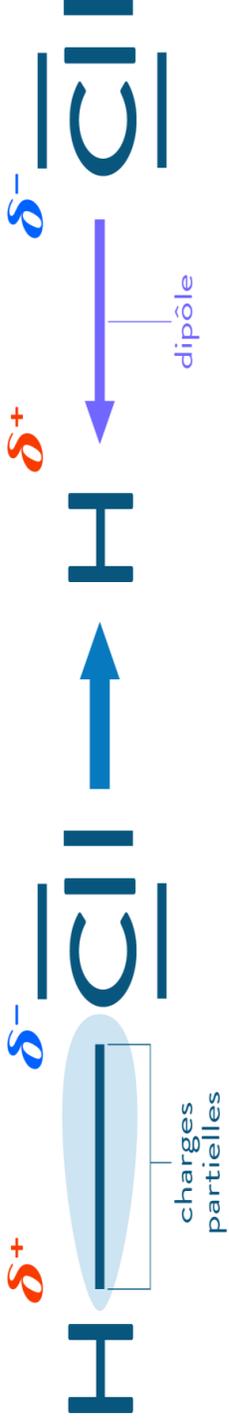
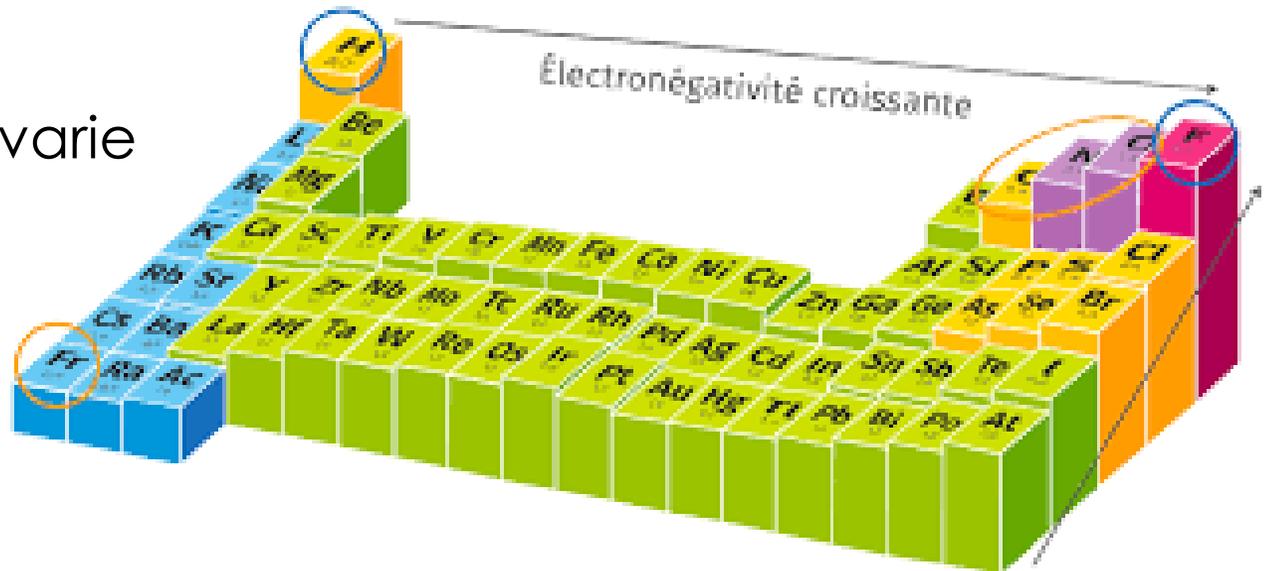
I – Polarité d'une entité

1 – Electronégativité

L'**électronégativité** d'un élément est une grandeur sans unité qui caractérise **la capacité de l'atome à attirer à lui les doublets d'électrons** d'une liaison dans laquelle il est engagé. Elle est notée χ et ne possède pas d'unité.

H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16

L'électronégativité d'un élément varie selon sa place dans le tableau périodique. (échelle de Pauling)



2 – Liaison polaire

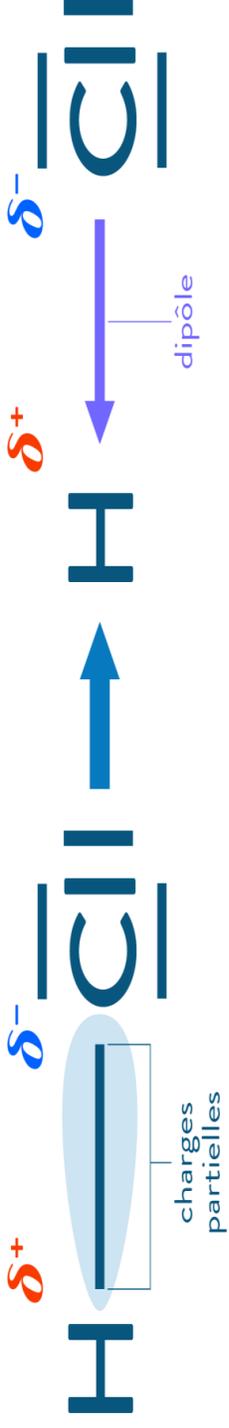
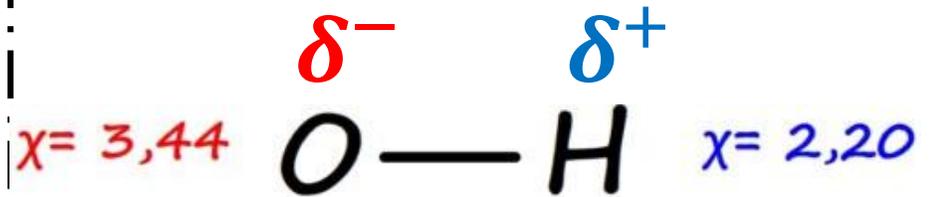


Pour une liaison entre les atomes A et B, si l'atome A est plus électronégatif que l'atome B, la liaison AB est dite **polaire** ou **polarisée**.



Dans une liaison covalente entre deux atomes A et B, si l'atome A est plus électronégatif que l'atome B, elle est alors notée **A^{δ-} – B^{δ+}**.

La lettre δ indique la charge partielle portée par chaque atome impliqué dans la liaison

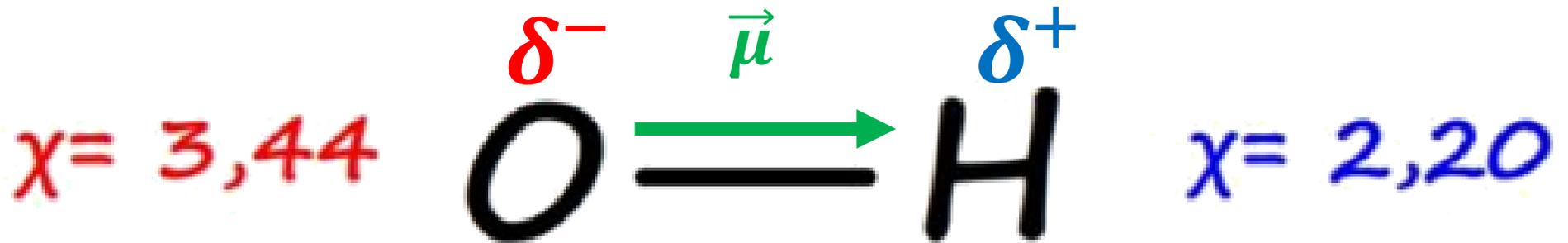


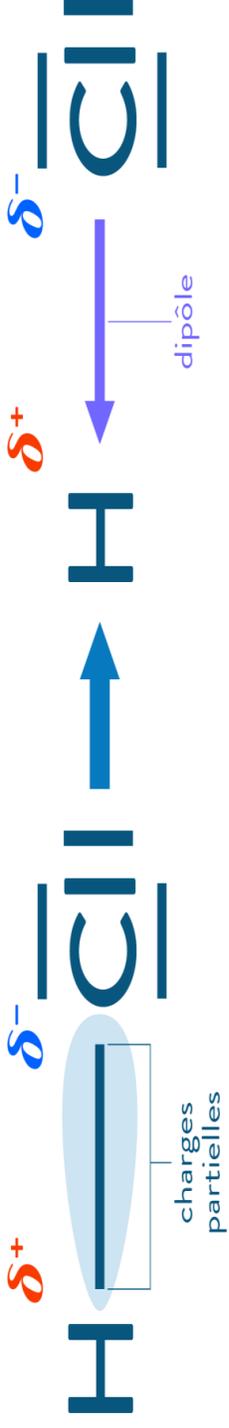


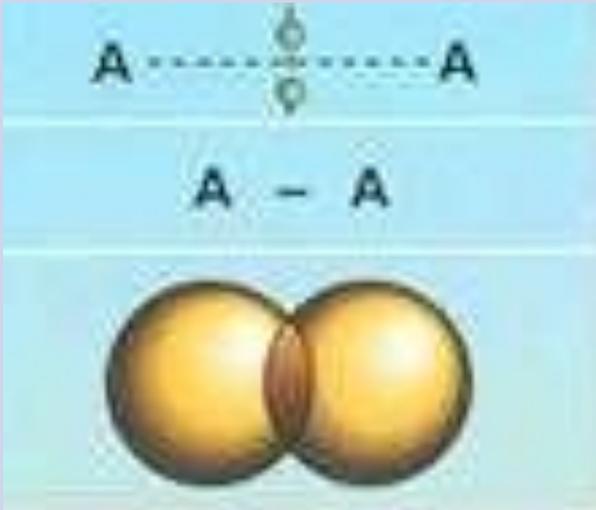
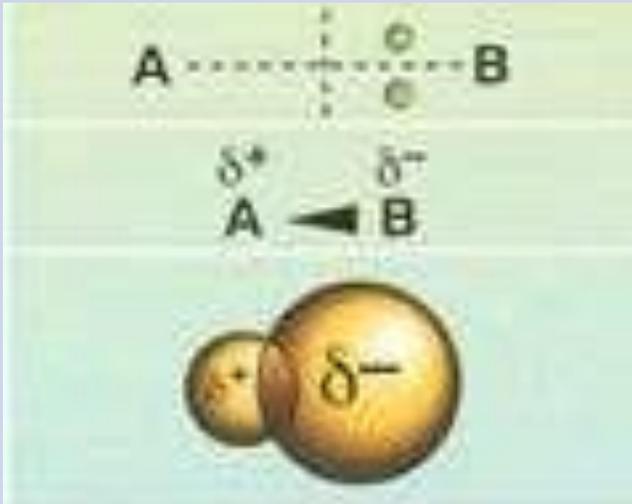
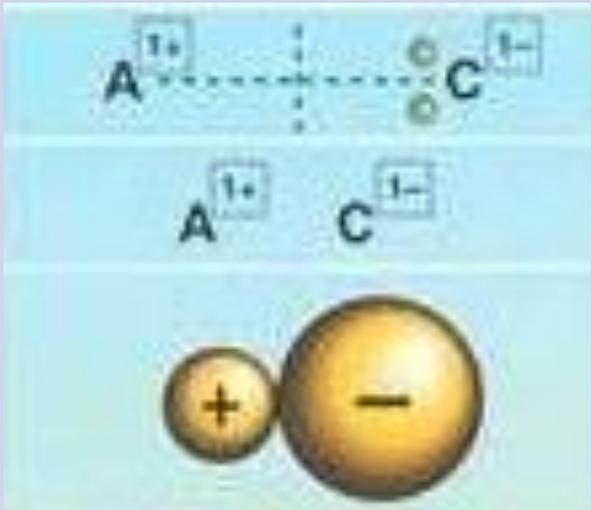
La liaison AB est alors associée à un vecteur appelé **moment dipolaire** $\vec{\mu}$ caractérisant sa polarité, dont les caractéristiques sont :

- La droite portant les deux noyaux des atomes A et B ;
- Sens : de l'atome le plus électronégatif vers l'atome le moins électronégatif ;
- Norme : d'autant plus grande que la valeur absolue de la différence d'électronégativité entre A et B est grande.

Exemple : Liaison O – H





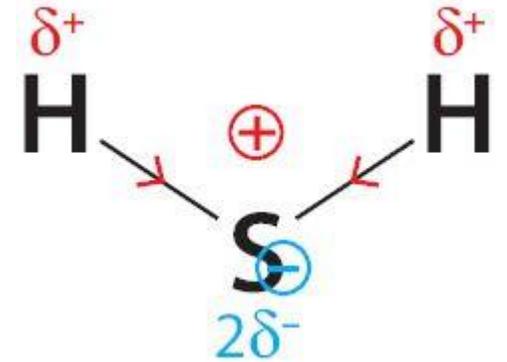
Liaison non polarisée	Liaison polarisée	Liaison ionique
		
<p>Atomes identiques ou différence d'électronégativité inférieure à 0,5</p>	<p>Différence d'électronégativité comprise entre 0,5 et 1,7</p>	<p>Différence d'électronégativité supérieure à 1,7</p>

3 – Molécule polaire

Pour déterminer le caractère polaire d'une molécule, il faut s'intéresser à l'électronégativité des atomes qui la constituent, identifier les éventuelles **liaisons polarisées** et enfin s'intéresser à la **géométrie de la molécule**.

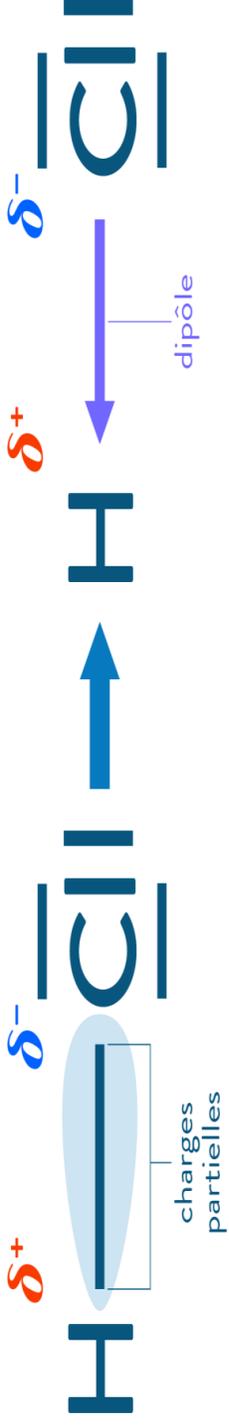


Une molécule est polaire si les positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues.



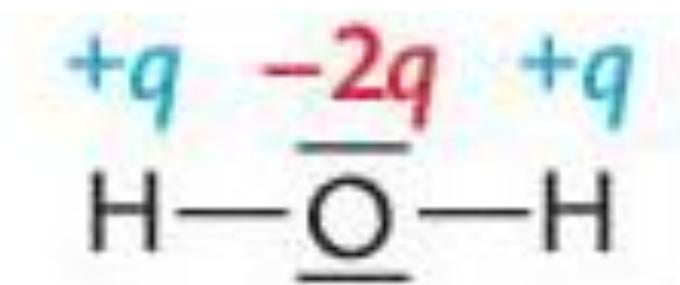
Une molécule peut être polaire si elle **comporte au moins une liaison polaire** :

- Si elle ne comporte qu'une seule liaison polarisée, elle est alors nécessairement polaire ;
- Si elle comporte plusieurs liaisons polarisées, il faut alors étudier la **géométrie de cette molécule** pour s'assurer que les polarisations des liaisons ne se compensent pas.

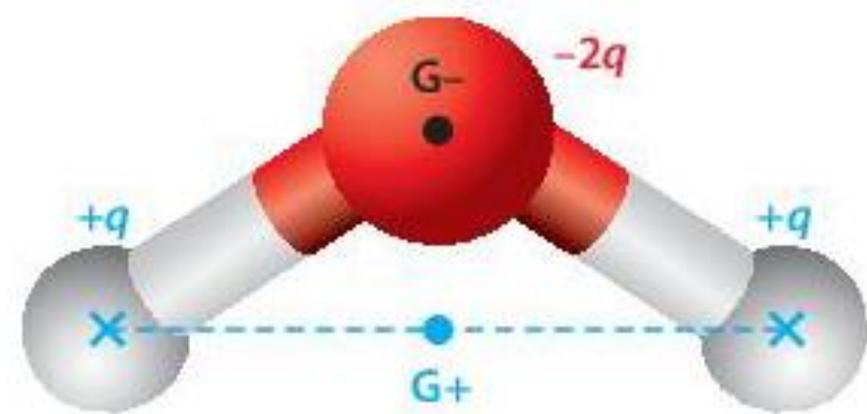


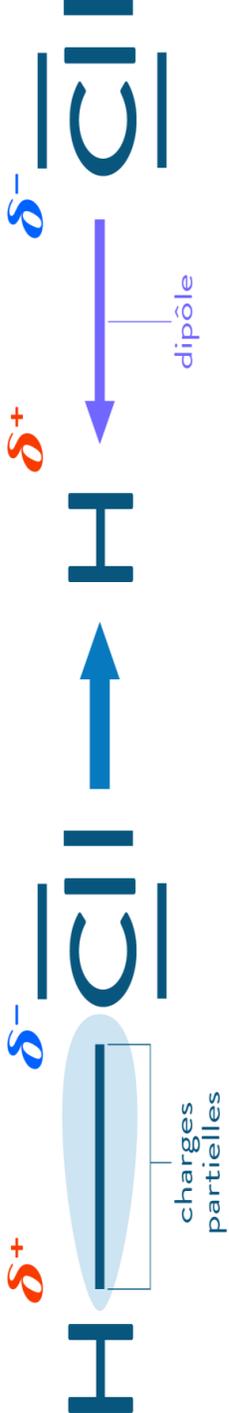


Exemple : La molécule d'eau, H_2O , possède deux liaisons polarisées O-H en raison de la différence d'électronégativité entre l'oxygène ($\chi = 3,4$) et l'hydrogène ($\chi = 2,2$).



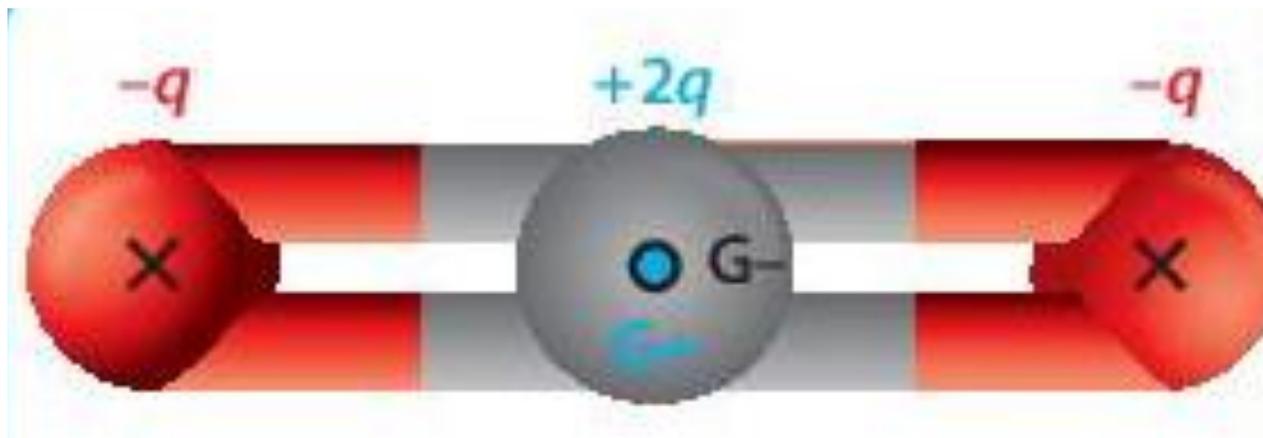
La molécule étant coudée, les positions moyennes G^+ et G^- des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues : la molécule d'eau est polaire.





Une molécule est **apolaire** (non polaire) si les charges partielles positives et négatives sont confondues

Exemple : La molécule de dioxyde de carbone CO_2 possède deux liaisons $\text{C} = \text{O}$ polarisées mais elle est apolaire car les positions moyennes G^+ et G^- sont confondues.



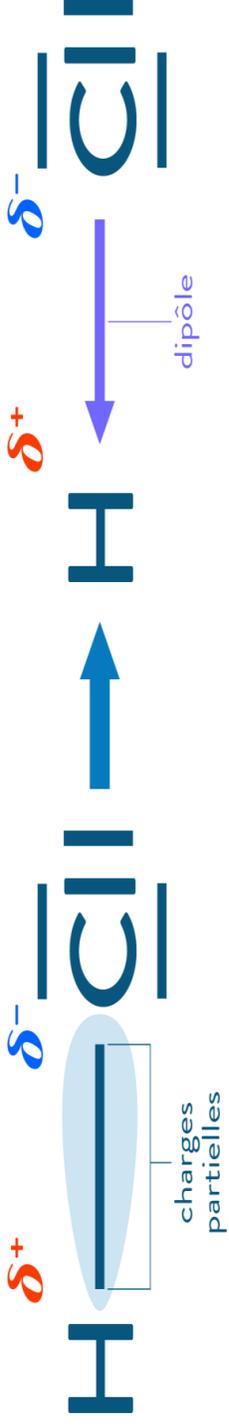
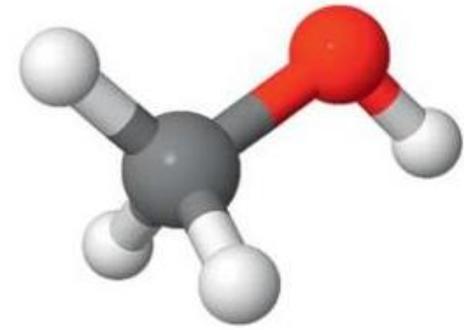
Les 2 polarisations des 2 liaisons se compensent et s'annulent.

Exemple : Le méthanol.

Le méthanol, dont le modèle de sa molécule est donné ci-contre est un alcool produit naturellement par de nombreuses variétés de bactéries.

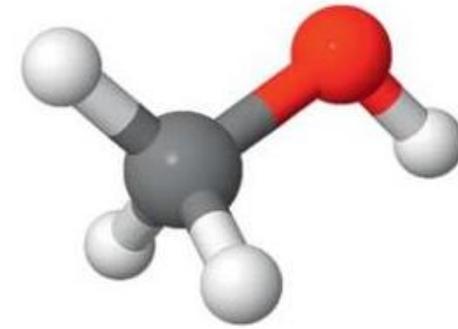
Données : χ (H) = 2,2 ; χ (C) = 2,6 ; χ (O) = 3,4.

La molécule de méthanol est-elle polaire ou apolaire?



Exemple : Le méthanol.

Le méthanol, dont le modèle de sa molécule est donné ci-contre est un alcool produit naturellement par de nombreuses variétés de bactéries.



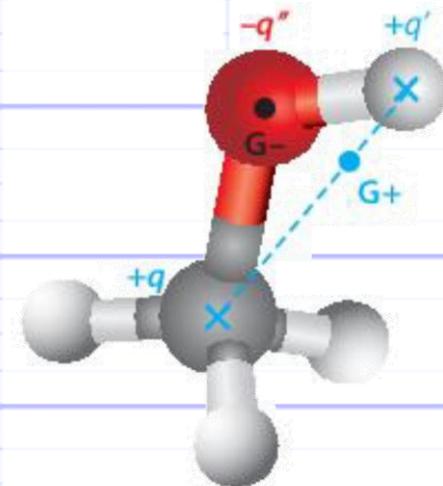
Données : χ (H) = 2,2 ; χ (C) = 2,6 ; χ (O) = 3,4.

La molécule de méthanol est-elle polaire ou apolaire?

La valeur très différente de l'électronégativité de l'atome d'oxygène par rapport à celles des atomes de carbone et d'hydrogène fait que les liaisons C-O et O-H sont polarisées, d'où la charge partielle négative $-q''$ sur l'atome d'oxygène et les charges partielles positives $+q$ et $+q'$ sur ceux d'hydrogène et de carbone.

La molécule étant courbée autour de l'atome d'oxygène, la position moyenne des charges partielles négatives G^- et la position moyenne des charges partielles positives G^+ sont représentées sur le schéma.

Les positions moyennes des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondues : la molécule de méthanol est polaire.



II – Cohésion des solides

1 – Cohésion d'un solide ionique



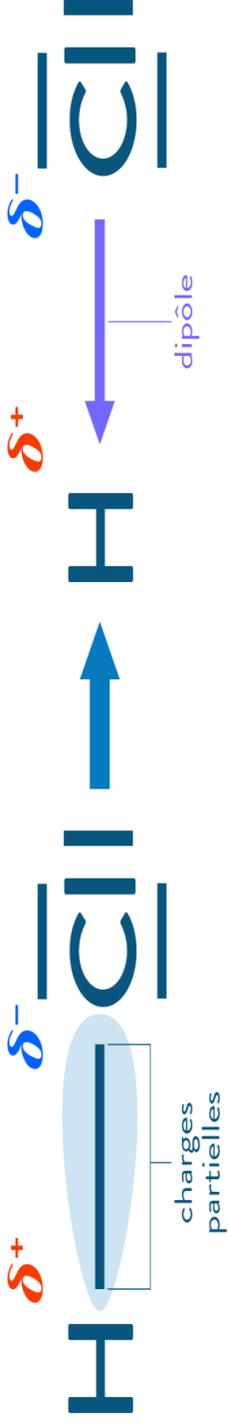
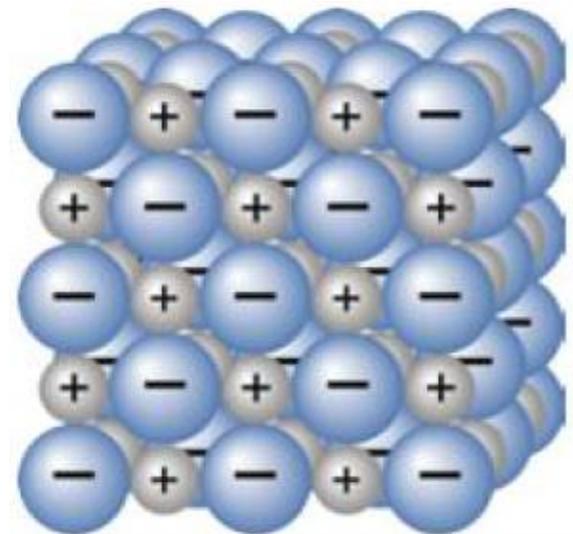
Un **solide ionique** est une structure solide, constituée d'un empilement compact et régulier de cations (ions chargés positivement) et d'anions (chargés négativement).

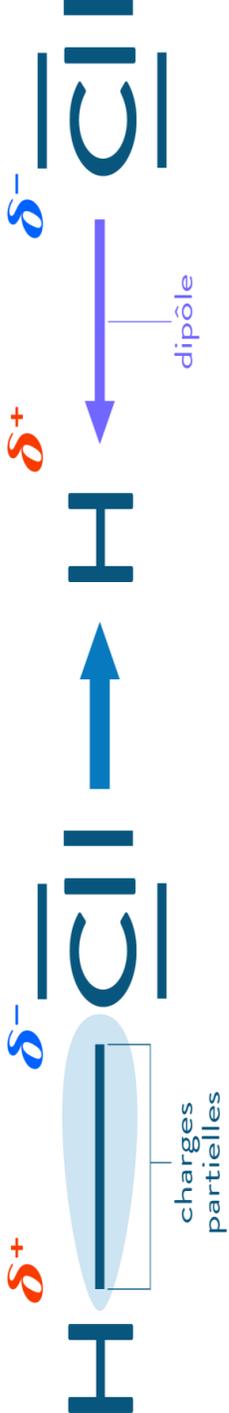
La cohésion (stabilité) du solide ionique est assurée par les **interactions électriques** entre les cations et les anions.



Le solide ionique est électriquement neutre :

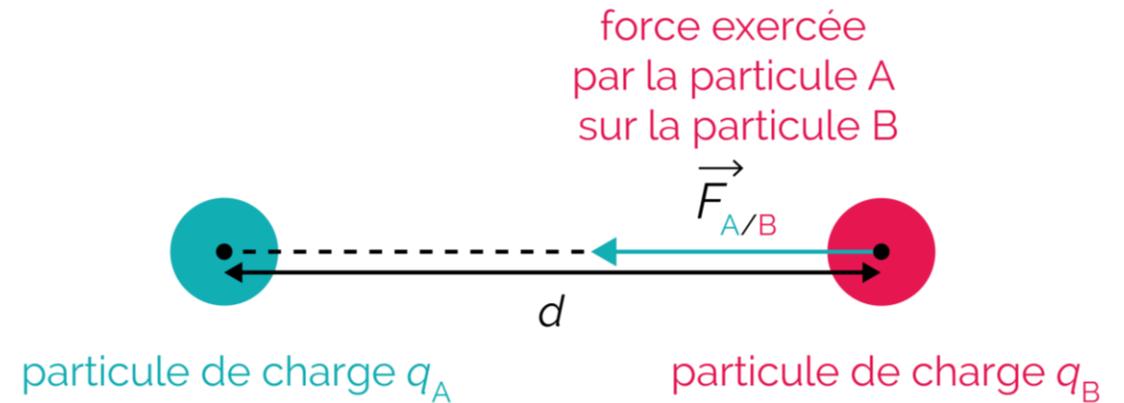
il contient autant de charges positives que de charges négatives.



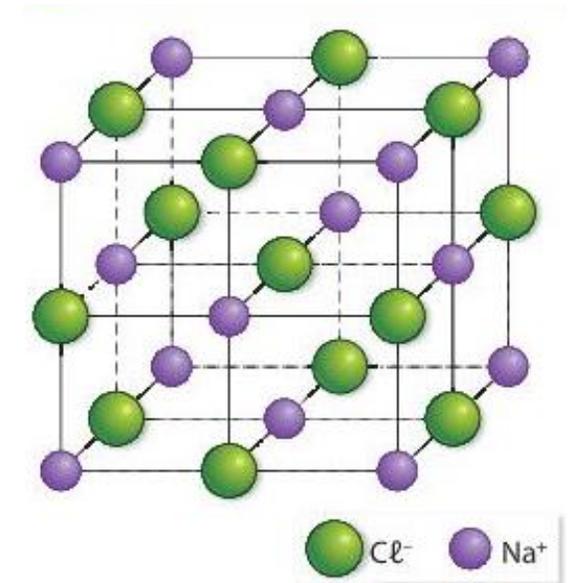


Dans un solide ionique, chaque ion de charge q_A et entouré d'ions de charge q_B de signe opposé. **L'interaction électrique attractive** (loi de coulomb) entre ces ions assure la cohésion du solide ionique.

$$\vec{F}_{A/B} = k \times \frac{q_A \times q_B}{d^2} \vec{u}_{A/B}$$



Exemple : Le chlorure de sodium NaCl est un solide ionique constitué de cations sodium Na^+ et d'anions Cl^- . Il contient autant de charges positives que de charges négatives pour assurer la neutralité électrique.



2 – Cohésion d'un solide moléculaire

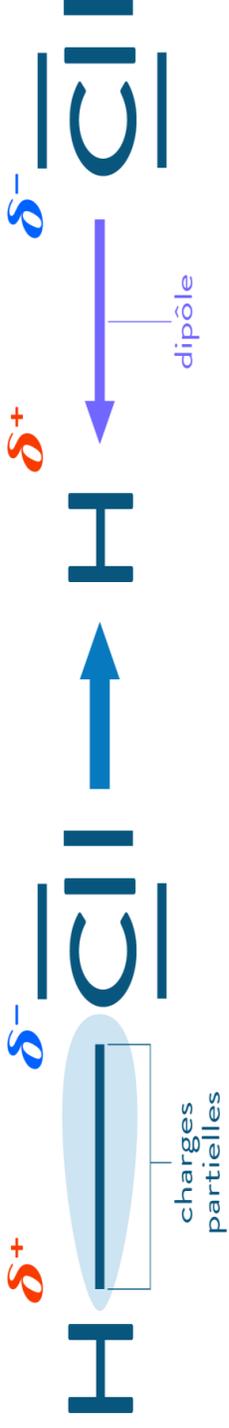


Un **solide moléculaire** est constitué de molécules, électriquement neutres, régulièrement disposées dans l'espace.

La cohésion d'un solide moléculaire est assurée par deux types d'interactions :

- les **interactions de Van der Waals** qui sont toujours présentes ;
- les **liaisons hydrogène**, lorsqu'elles existent.

En général, les liaisons hydrogène sont plus fortes que les interactions de Van der Waals



a) Les interactions de Van der Waals

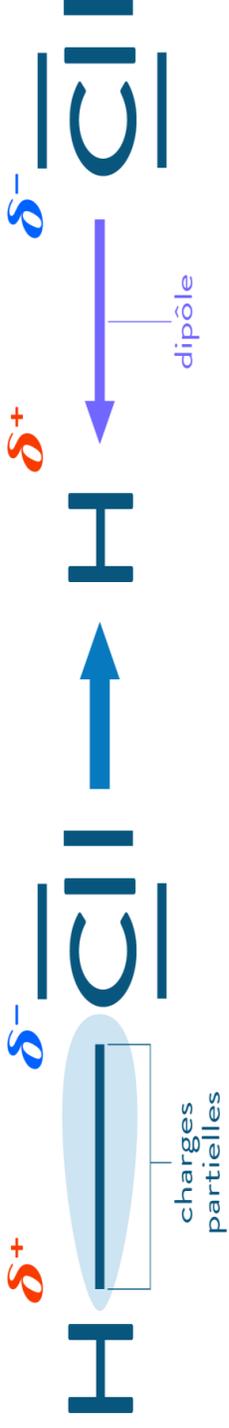
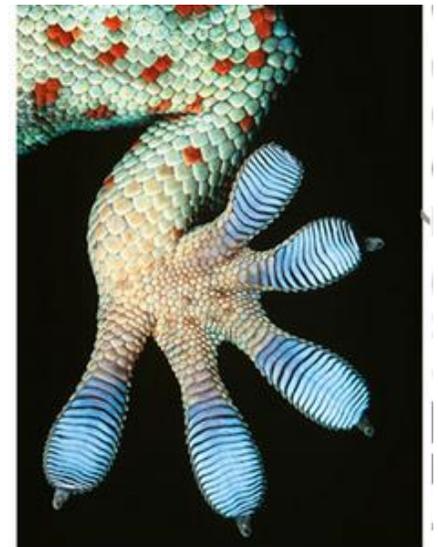


Les interactions de Van der Waals sont des **interactions électrostatiques attractives** qui existent **entre les molécules**.

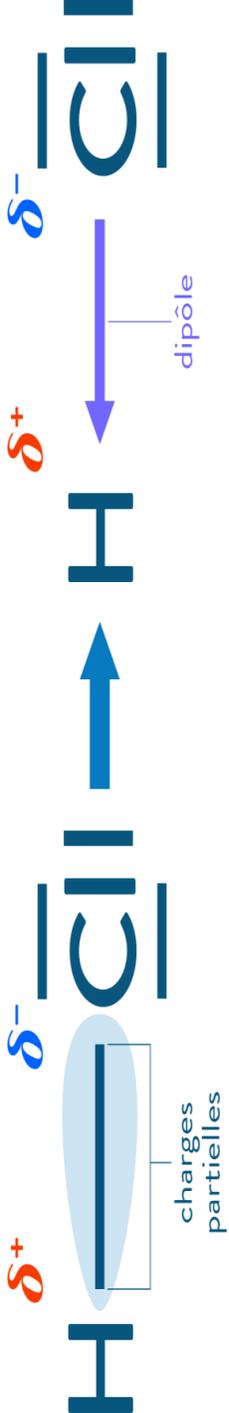
Les interactions de Van der Waals sont de faible intensité, de courte portée entre des atomes ou des molécules.

Exemple : Doigts d'un gecko.

Ils sont recouverts de poils microscopiques qui, grâce aux interactions de Van der Waals, constituent un extraordinaire adhésif inusable.



Elles sont environ quatre fois plus faibles que des forces modélisées par des liaisons covalentes.

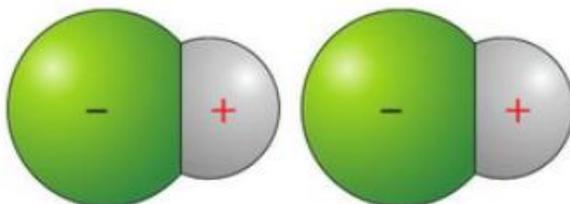
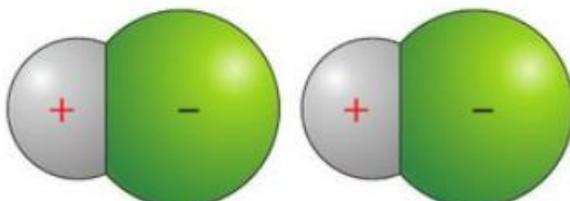


Deux types de molécules

Molécules polaires

Exemple : Chlorure d'hydrogène

Charges électriques partielles permanentes portées par les atomes d'hydrogène et de chlore :

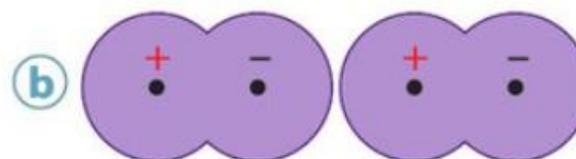
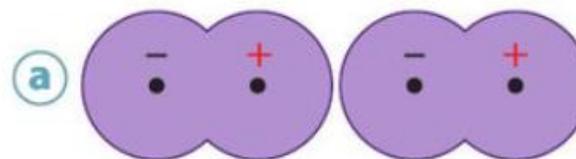


> Interactions entre des molécules de chlorure d'hydrogène.

Molécules apolaires

Exemple : Diode

Le mouvement désordonné des électrons fait apparaître, à un instant t , des charges partielles :

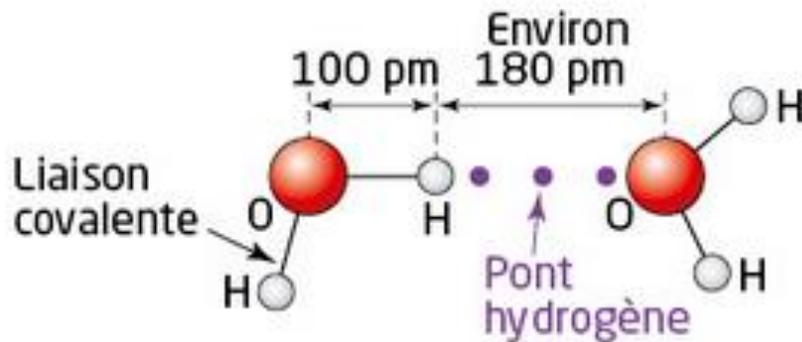
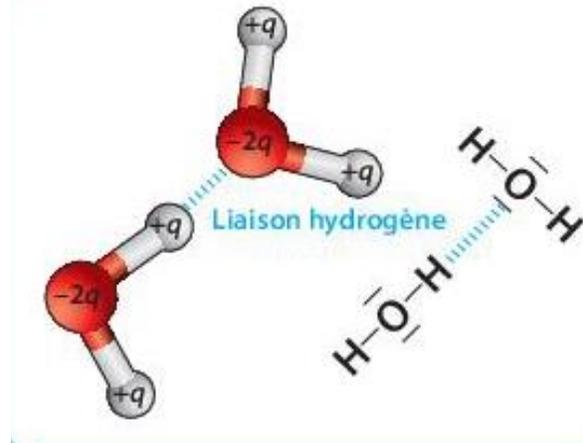


> Interactions entre des molécules de diiode à un instant t (a) et à un instant t' (b).

b) Les liaisons hydrogène



Une **liaison hydrogène** est une interaction attractive établie entre un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, et un atome B très électronégatif, **porteur d'un doublet d'électrons non liant**. A et B ne peuvent être que des atomes d'**oxygène, de fluor ou d'azote**.



Un pont (ou liaison) hydrogène est représenté **par trois points**. Les atomes d'oxygène reliés par le pont réalisé entre eux par l'atome d'hydrogène.

Les normes des forces correspondant aux ponts hydrogène sont plus faibles que celles correspondant aux liaisons covalentes.

