

Programme du Cycle 4 :

Connaissances et compétences associées	Exemple de situations, d'activités et d'outils pour l'élève
<ul style="list-style-type: none"> • Solubilité • Miscibilité • Composition de l'air 	<p>Ces études seront l'occasion d'aborder la dissolution de gaz dans l'eau au regard de problématiques liées à la santé et à l'environnement.</p> <p>Ces études peuvent prendre appui ou illustrer les différentes méthodes de traitement des eaux (purification, désalinisation, ...)</p>

Programme du Cycle 3 :

Connaissances et compétences associées	
<p>Décrire les états et la constitution de la matière à l'échelle macroscopique</p> <ul style="list-style-type: none"> • Réaliser des mélanges peut provoquer des transformations de la matière (dissolution, réaction). • La matière qui nous entoure (à l'état solide, liquide ou gazeux), résultat d'un mélange de différents constituants. 	

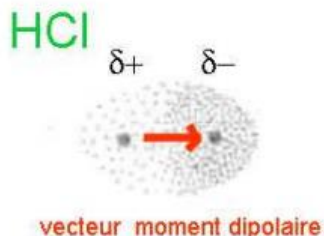
Objectifs de la formation :

- ① Fournir des éléments théoriques sur les interactions intermoléculaires
- ② Prédiction de la miscibilité des espèces chimiques
- ③ Discuter des températures d'ébullition d'espèces chimiques

Interaction ion – dipôle

- Polarité d'une molécule :**

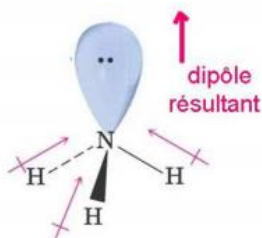
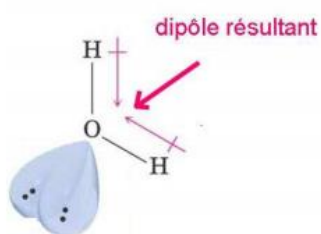
Une liaison est dite polaire si il existe une différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison. Il y a alors existence d'un moment dipolaire.



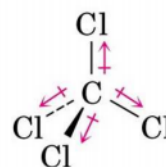
$$\vec{\mu} = \delta \cdot e \cdot \overrightarrow{G^- G^+}$$

G^- : barycentre des charges négatives
 G^+ : barycentre des charges positives

Une molécule sera polaire si la somme des moments dipolaires des différentes liaisons n'est pas nulle. Il faut donc tenir compte de la géométrie de la molécule.



dipôle résultant nul



- Interaction ion - dipôle :**

Entre un ion et un dipôle (caractérisant une molécule polaire), une interaction électrostatique stabilisante a lieu.

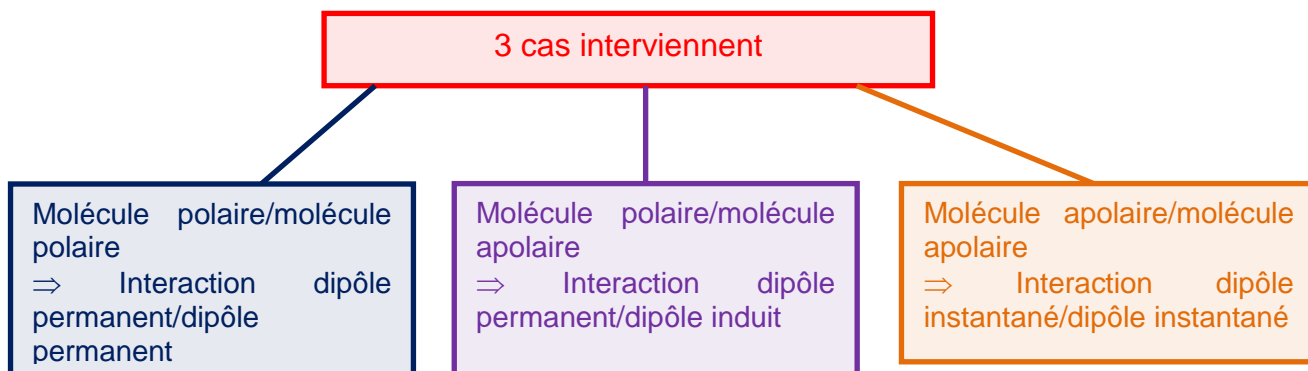


$$U = -k \cdot \frac{\|\vec{\mu}_1\| \cdot q}{d^2}$$

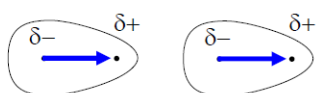
Conséquences :

- Les ions seront donc solubles dans l'eau (polaire) car les interactions ions – dipôle sont grandes.
- Dans une molécule organique, il y a des sites chargés, ces sites seront hydrophiles.

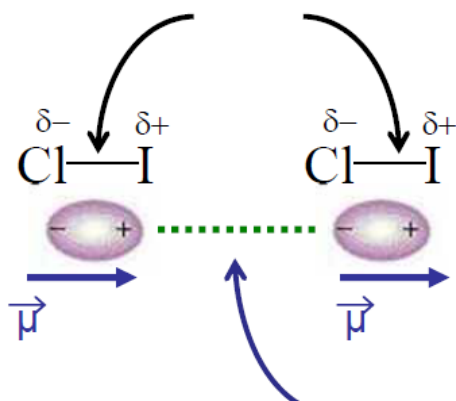
Interaction de van der Waals



- Interaction de type Keesom :



Liaisons covalentes : fortes



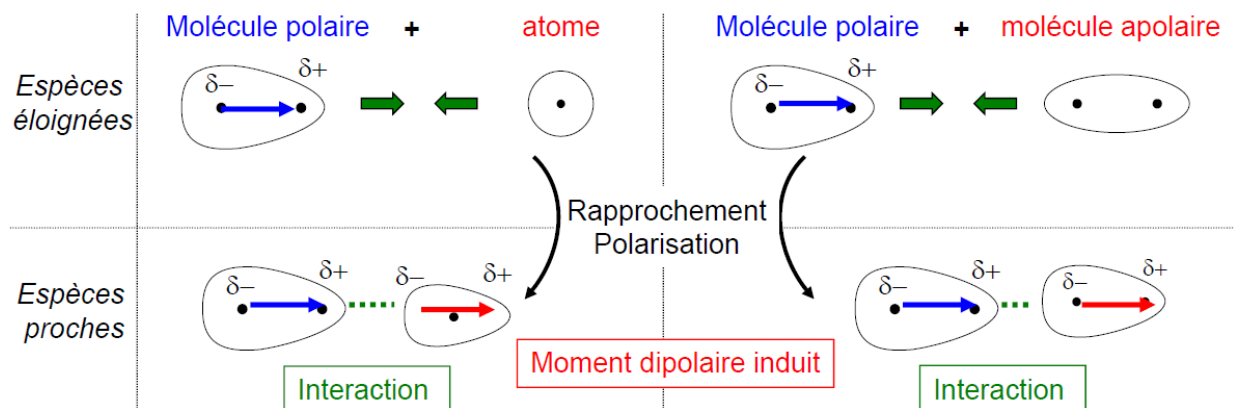
$$U = -k_{\text{Keesom}} \frac{\|\vec{\mu}_1\| \cdot \|\vec{\mu}_2\|}{d^6}$$

k_{Keesom} : constante de Keesom et d : distance séparant les deux dipôles.

Interaction dipôle - dipôle : faible

⚠ Plus les molécules sont polaires ($\|\vec{\mu}\|$ élevé), plus les molécules sont liées entre elles. Plus les molécules sont éloignées, plus l'interaction est faible.

- Interaction liée à la création d'un moment dipolaire induit (de type Debye) :

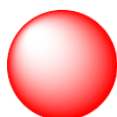


$$U = -k_{\text{Debye}} \frac{\|\mu_1\| \cdot \|\mu_{2,\text{ind}}\|}{d^6} \quad (k_{\text{Debye}} : \text{constante})$$

⚠ Plus une liaison est polarisable, plus le moment dipolaire induit est élevé et les molécules sont liées entre elles. Plus les atomes sont volumineux, plus la polarisabilité des liaisons augmente.

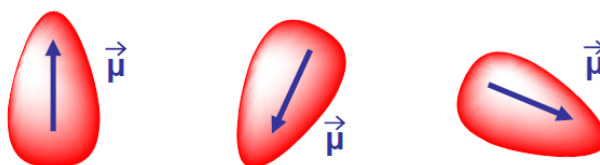
- Interaction liée à la création d'un moment dipolaire instantané (de type London) :

- ✓ Molécule polaire :

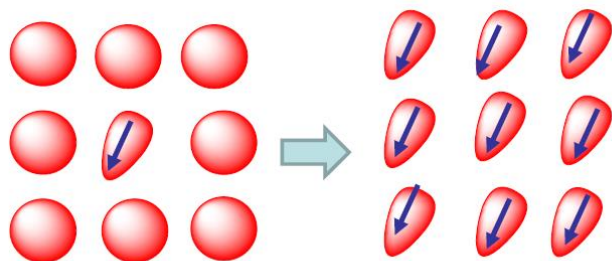


distribution moyenne

- ✓ Molécule apolaire à un instant donné :



Moments dipolaires instantanés



- En moyenne, le moment dipolaire de ces molécules est nul. A un instant donné, la distribution des électrons n'est pas symétrique et la molécule présente un moment dipolaire instantané non nul.
- L'interaction entre ces moments dipolaires instantanés se traduit par une interaction attractive.

$$U = -k_{\text{London}} \frac{\|\mu_{1,\text{ins}}\| \cdot \|\mu_{2,\text{ins}}\|}{d^6} \quad (k_{\text{London}} : \text{constante})$$

⚠ Plus les liaisons sont polarisables, plus les moments dipolaires instantanés sont élevés et les molécules sont liées entre elles.

• Comparaison des interactions de van der Waals :

L'interaction de Van der Waals est la somme des trois interactions Keesom, Debye et London.

L'énergie associée aux interactions de van der Waals sont de l'ordre de quelques $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Les interactions sont donc en $1/d^6$

Les forces qui en dérivent (appelées forces intermoléculaires) interactions sont donc en $1/d^7$
 \Rightarrow force de très courte portée

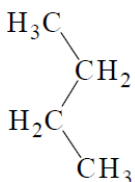
Les interactions de van der Waals augmentent avec la polarité et la polarisabilité des molécules, la polarisabilité augmentant avec la taille des molécules.

• Influence des interactions de van der Waals :

✓ Température d'ébullition :

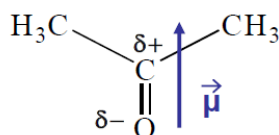
2 molécules de taille similaire :

butane
 $T_{\text{fusion}} = -138^\circ\text{C}$
 $T_{\text{ébullition}} = -0,5^\circ\text{C}$



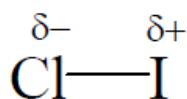
Molécule apolaire
 pas d'interaction de Keesom

acétone
 $T_{\text{fusion}} = -95^\circ\text{C}$
 $T_{\text{ébullition}} = 56^\circ\text{C}$



Molécule polaire
 interactions de Keesom

✓ Influence sur la solubilité :



ICI molécule polaire \Rightarrow soluble dans l'eau (interactions de Keesom)

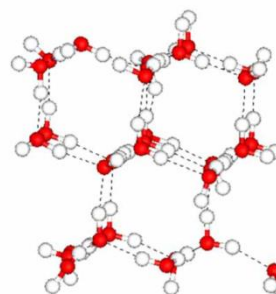
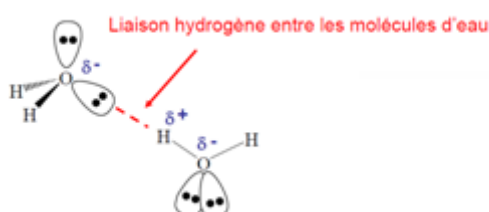
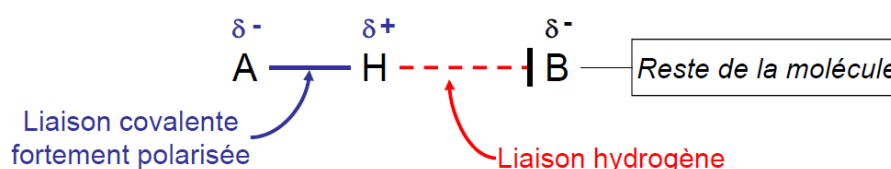


I₂ molécule apolaire \Rightarrow très peu soluble dans l'eau

Solubilité non nulle car I₂ molécule polarisable et interaction de type Debye

Liaisons Hydrogène

Une liaison hydrogène s'établit entre un hydrogène acide (atome d'hydrogène lié par covalence à un atome très électronégatif : fluor, oxygène, azote) et un atome très électronégatif porteur d'un doublet non liant (fluor, oxygène, azote). La liaison hydrogène est donc spécifique à certaines molécules.



Cristal de glace

- ✓ La longueur de la liaison hydrogène est de l'ordre de 200 pm.
- ✓ L'énergie associée à la liaison hydrogène est de l'ordre de quelques dizaines de kJ.mol⁻¹. La liaison hydrogène est donc une interaction plus forte que les interactions de van de Waals.

- Influence sur la solubilité :

La solubilité des espèces chimique pouvant faire des liaisons hydrogène avec l'eau implique une solubilité importante.

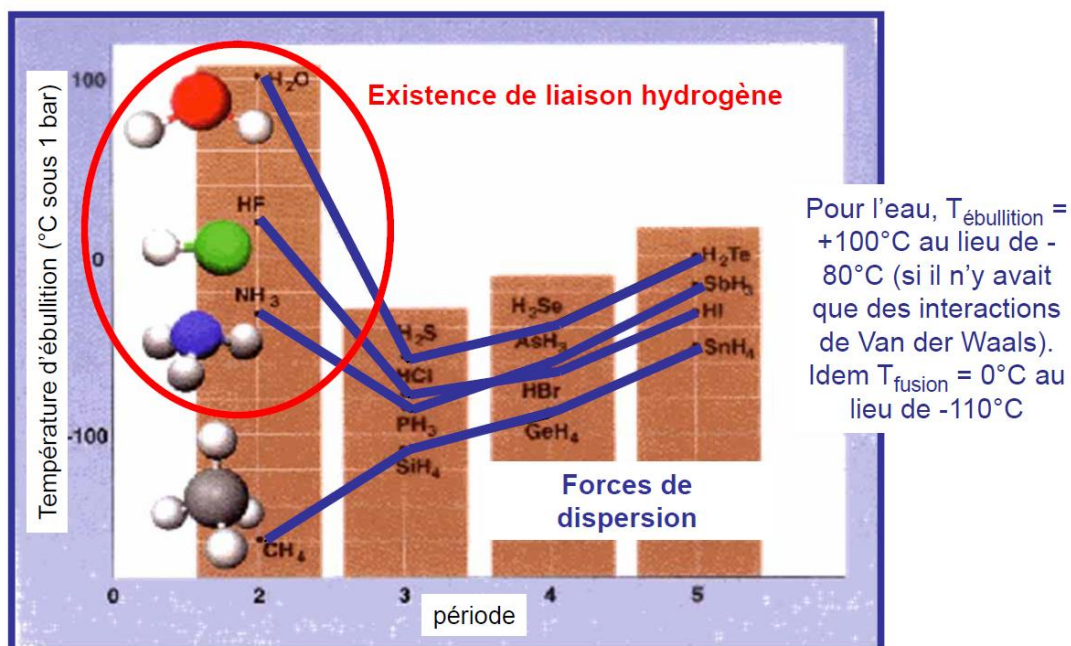
Ex :

Ammoniac NH₃ miscible dans l'eau ;

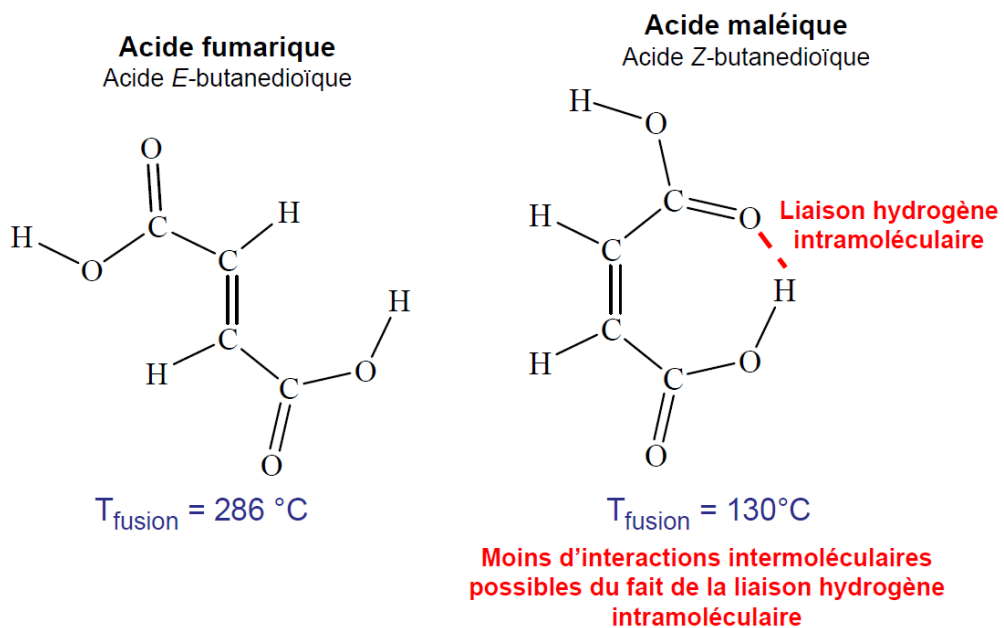
CH₄ : insoluble dans l'eau

✓ Influence sur les températures d'ébullition :

Ex 1 :



Ex 2 :



Solubilité

Ex 1 : Solubilité des alcools dans l'eau

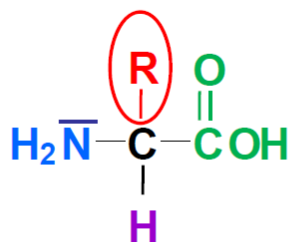
Alcool	Formule semi-développée	Solubilité dans l'eau (g/L)
Méthanol	HO—CH ₃	Totale
Ethanol	HO—CH ₂ —CH ₃	Totale
Propan-1-ol	HO—(CH ₂) ₂ —CH ₃	Totale
Butan-1-ol	HO—(CH ₂) ₃ —CH ₃	80
Pentan-1-ol	HO—(CH ₂) ₄ —CH ₃	22
Hexan-1-ol	HO—(CH ₂) ₅ —CH ₃	7
Heptan-1-ol	HO—(CH ₂) ₆ —CH ₃	2
Alcools supérieurs		insolubles

Prépondérance de l'effet des liaisons hydrogènes

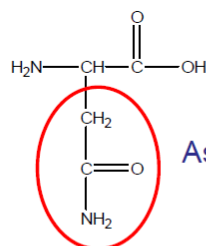
Prépondérance de l'augmentation de la chaîne carbonée, qui minimise les liaisons hydrogènes : effet hydrophobe.

Ex 2 : Compétition entre groupements hydrophiles et hydrophobes

Exemples des α-aminos acides

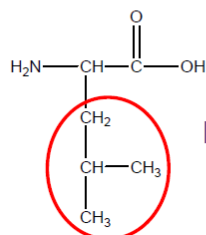


Tous les acides aminés sont solubles dans l'eau, mais plus ou moins selon si la chaîne latérale R est chargée ou non, polaire ou apolaire.



Asparagine

Un des AA les plus solubles dans l'eau



Leucine

Un des AA les moins solubles dans l'eau