

Chapitre 7  
**L'eau solvant**

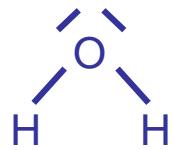
Dr. Pierre-Alexis GAUCHARD

# Chapitre 7. L'eau solvant

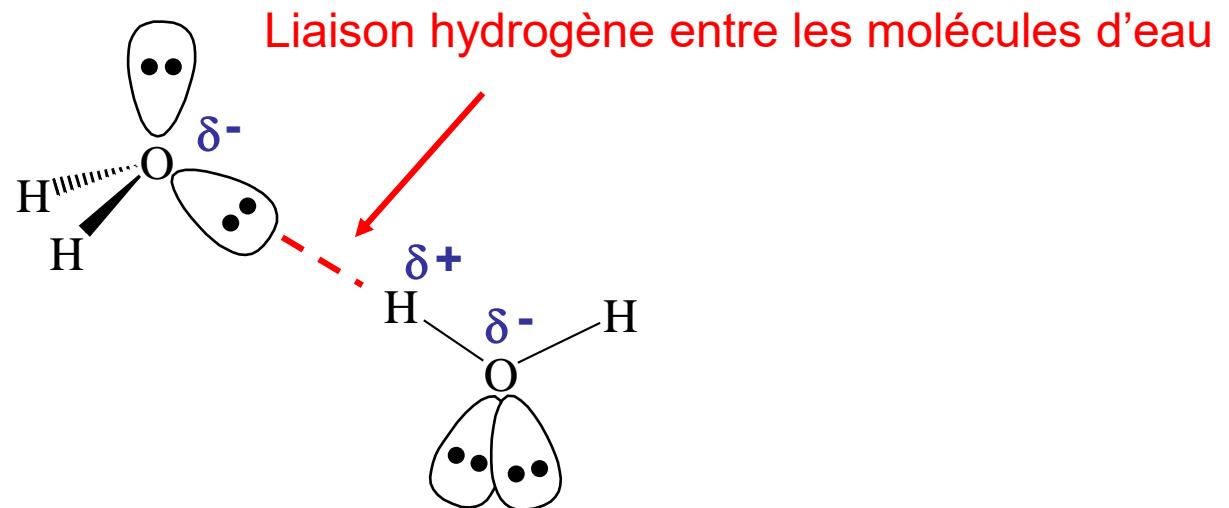
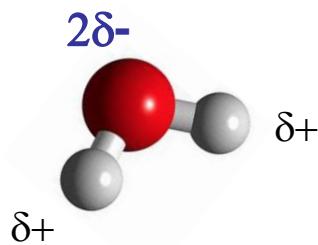
I. Rappels sur la géométrie et la polarité de l'eau

II. L'eau solvant biologique

# I. Rappels sur la géométrie et la polarité de l'eau

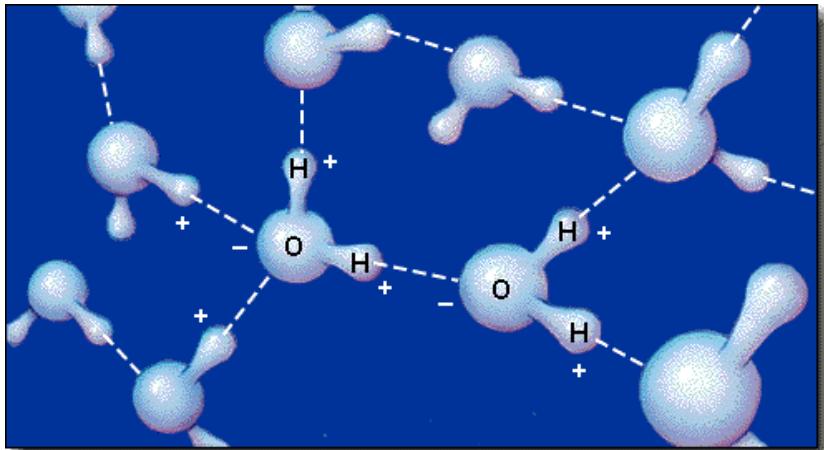


L'eau est une :  
petite molécule  
coudée (dans un environnement global tétraédrique)  
fortement polaire



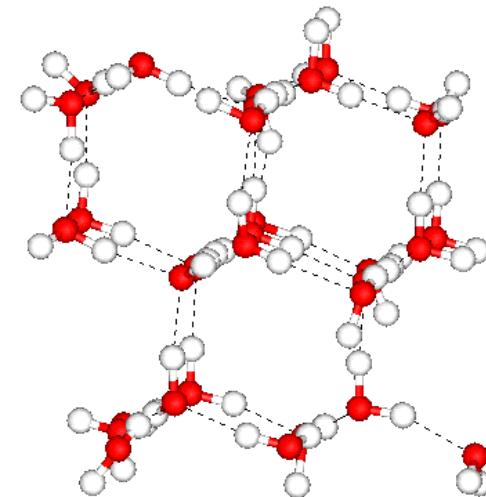
## I. Rappels sur la géométrie et la polarité de l'eau

4 liaisons H par molécule d'eau dans la glace,  
en moyenne 3 à 37° C dans l'eau liquide,  
0 dans la vapeur d'eau.,.



© 1997 Wadsworth Publishing Company/ITP

Eau liquide



Cristal de glace

La liaison hydrogène confère à l'eau liquide des propriétés physiques singulières :

$T_{\text{ébullition}} = +100^\circ \text{ C}$  ( $P = 1 \text{ atm}$ ) : l'eau est donc liquide à température et pression ambiantes.

$T_{\text{fusion}}$  élevée, glace moins dense que l'eau liquide, forte chaleur de vaporisation, chaleur spécifique élevée, tension superficielle élevée

## II. L'eau solvant biologique

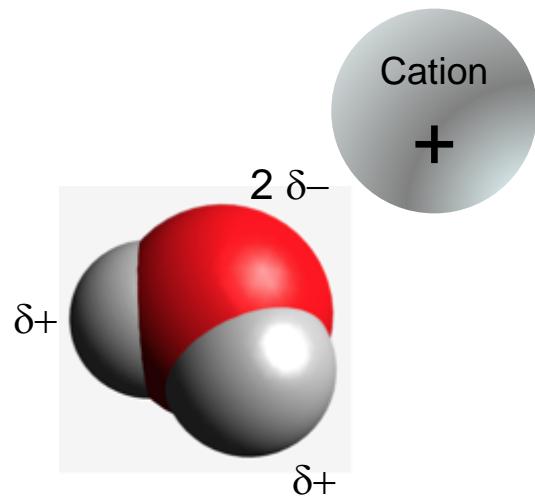
L'eau est le composant majeur des liquides biologiques comme le sang, le milieu interstitiel, les différents compartiments cellulaires des eucaryotes, etc.

II.1) Solubilisation des sels minéraux

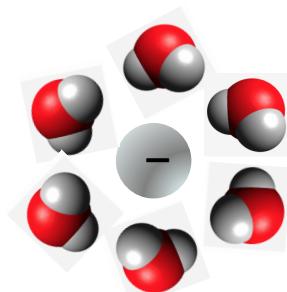
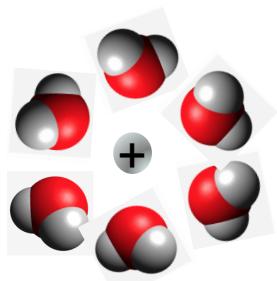
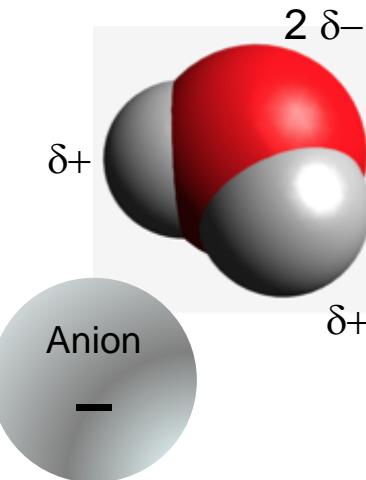
II.2) Solubilisation des molécules polaires

II.3) Hydrophilie, hydrophobie

## II.1) Solubilisation des sels minéraux



Les ions interagissent avec l'eau par interactions ion-dipôles.



Les ions (ici  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  issus de la dissolution du sel  $\text{NaCl}$ ) sont solvatés (= hydratés)

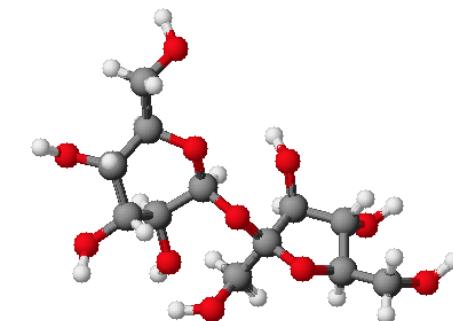
Notation :  
 $\text{Na}^+ (\text{aq})$   
 $\text{Cl}^- (\text{aq})$

## II.2) Solubilisation des molécules polaires

De nombreuses molécules organiques polaires établissent avec l'eau des liaisons hydrogènes conduisant à leur solubilisation sous forme hydratées.

C'est le cas des petites molécules comportant des liaisons OH, NH, CO (petits alcools, amines, cétone, aldéhyde, acides carboxyliques)

Lorsque la taille des molécules augmentent, leur solubilité dans l'eau diminue. Les grosses molécules ne sont généralement pas ou peu soluble dans l'eau à moins de posséder de nombreux groupements susceptibles d'établir des liaisons hydrogènes avec l'eau



Exemple du saccharose :  
 $C_{12}H_{22}O_{11} \text{ (s)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} \text{ (aq)}$

## II.3) Hydrophilie, hydrophobie

On distingue deux catégories de molécules selon leur comportement vis à vis de l'eau.

les composés **hydrophiles** (souvent petits et polaires, ou possédant de nombreuses parties polarisées comme le saccharose)

les composés **hydrophobes** : apolaires, lipophile

Certaines molécules ou ions polyatomiques possèdent à la fois :

une longue chaîne carbonée non polarisée, lipophile et hydrophobe

une extrémité polarisée (-OH, -COOH, etc.) voire chargée ( $-COO^-$ ) donc hydrophile

Ces composés possédant à la fois une partie hydrophobe et une extrémité hydrophile sont dits **amphiphiles**.

≈ exemples : acides gras qui composent les lipides.

≈ effet hydrophobe, structure micellaire, solutions colloïdales, etc.

# L'essentiel

L'eau est une petite molécule, coudée, fortement polaire, susceptible de former des liaisons hydrogènes.

La liaison hydrogène entre molécules d'eau confère à l'eau liquide des propriétés physiques singulières comme sa température d'ébullition remarquablement élevée pour un composé de cette taille.

L'eau, composant majeur des liquides biologiques (sang, milieu interstitiel, etc.), solvate bien les ions et les petites molécules polaires avec lesquelles les molécules d'eau forment des liaisons hydrogènes.

On distingue deux catégories de molécules selon leur comportement vis à vis de l'eau : les composés hydrophiles et les composés hydrophobes. Certains composés, dits amphiphiles, possèdent à la fois une partie hydrophobe et une extrémité hydrophile.

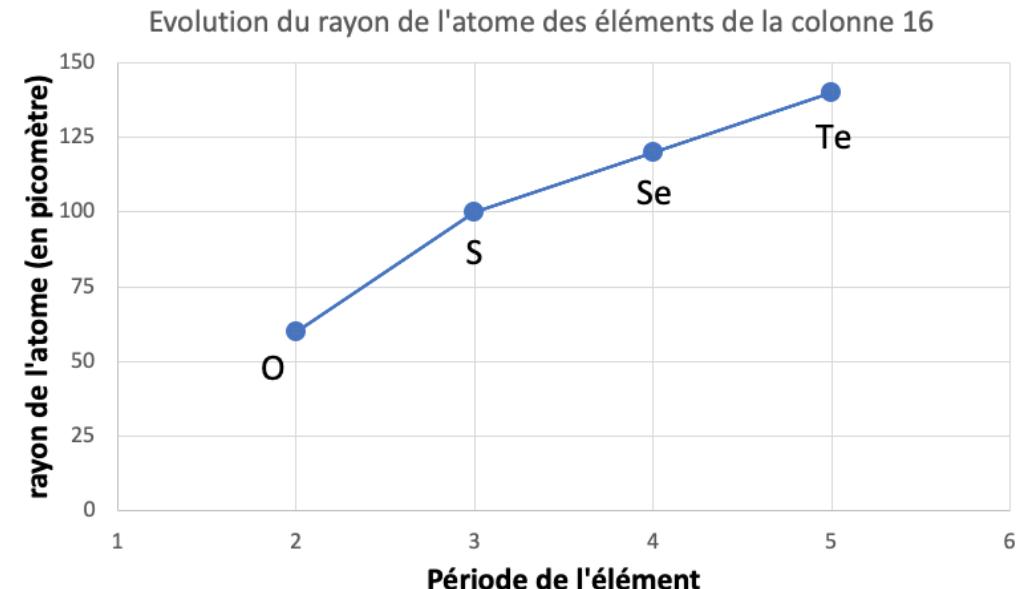
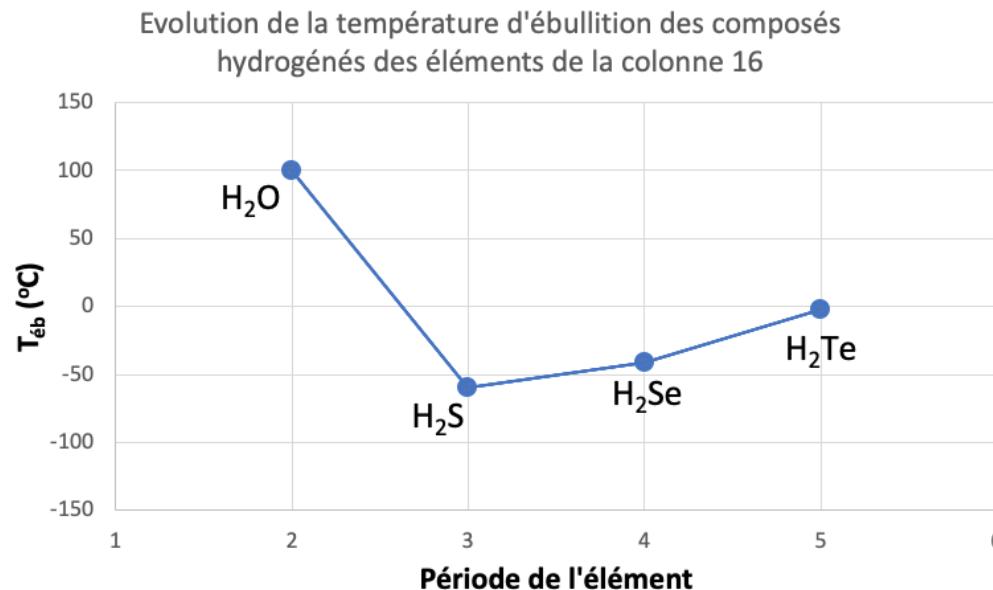
# Exercice

**Exercice.** On s'intéresse aux hydrures  $XH_2$  des éléments X de la colonne 16 de la classification périodique (oxygène O, soufre S, sélénium Se, tellure Te).

Ces 4 éléments ont tous même nombre d'électrons de valence.

Les éléments H, S, Se, et Te ont des électronégativités comparables.

- 1) Quelle est la géométrie de ces molécules? Que dire de leur polarité?
- 2) Interpréter l'évolution des températures d'ébullition lorsque l'on passe de  $H_2S$  à  $H_2Se$  puis à  $H_2Te$ .
- 2) Que peut-on invoquer pour expliquer la valeur anormalement élevée de la température d'ébullition de  $H_2O$  ?



# Exercice (correction)

## Exercice.

1) Puisque les éléments O, S, Se et Te ont même nombre d'électrons de valence, la représentation de Lewis des composés hydrogénés ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ) est analogue à celle de l'eau, l'atome central étant modifié.

Toutes les molécules sont donc de géométrie  $\text{AX}_2\text{E}_2$ , coudée.

Les éléments H, S, Se, et Te ayant des électronégativités comparables, aucune liaison n'est polarisée dans  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  et  $\text{H}_2\text{Te}$ . Ces 3 molécules sont donc apolaires ; l'eau est bien entendu une molécule polaire, du fait de la grande électronégativité de l'oxygène et de la géométrie coudée.

2) Il faut d'abord constater (graphique de droite) que la taille des atomes de S, Se et Te n'est pas la même. Aussi  $\text{H}_2\text{S}$  est une molécule plus petite donc moins polarisable que  $\text{H}_2\text{Se}$ .  $\text{H}_2\text{Se}$  est une molécule plus petite donc moins polarisable que  $\text{H}_2\text{Te}$ . Les interactions de Van der Waals augmentant avec la polarisabilité des molécules, il est logique de trouver que  $T_{\text{éb}}(\text{H}_2\text{Te}) > T_{\text{éb}}(\text{H}_2\text{Se}) > T_{\text{éb}}(\text{H}_2\text{S})$

3) L'existence de liaisons H augmente les températures de changement d'état par rapport aux seules interactions de Van der Waals. C'est spectaculaire pour l'eau comme le montre le graphique de gauche.

# 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.