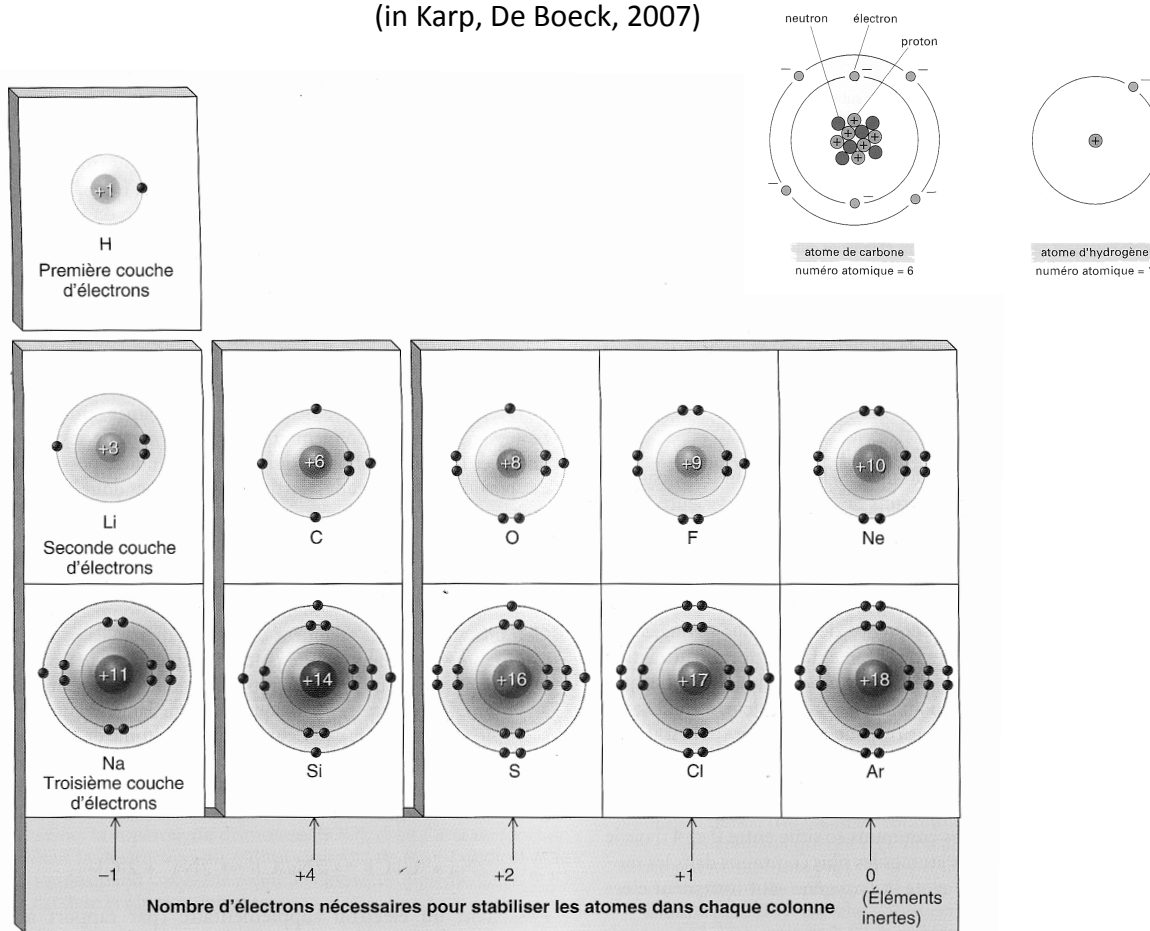


Figure 1 : Disposition des électrons dans quelques atomes communs
(in Karp, De Boeck, 2007)



Les électrons sont répartis autour d'un noyau atomique dans des « nuages » ou *orbitales* qui sont grossièrement définies par leurs frontières et peuvent être sphériques ou en forme d'haltères. Chaque orbitale contient au maximum deux électrons ; c'est pourquoi les électrons (points noirs sur le dessin) sont groupés par paires. La couche interne ne contient qu'une orbitale (et donc deux électrons) ; la seconde couche possède quatre orbitales (huit électrons) ; la troisième possède aussi quatre orbitales, et ainsi de suite. Le nombre d'électrons de la couche extérieure est le principal élément qui détermine les propriétés chimiques d'un élément. Les atomes ont des propriétés semblables s'ils ont le même nombre d'électrons extérieurs. Le lithium (Li) et le sodium (Na), par exemple, ont un électron extérieur, et tous deux sont des métaux très réactifs. Les atomes de carbone (C) et de silicium (Si) peuvent tous deux s'unir à quatre atomes différents. A cause de sa taille, cependant, un atome de carbone peut s'unir à d'autres atomes de carbone, formant de longues molécules organiques, alors que le silicium ne peut former des molécules comparables. Le néon (Ne) et l'argon (Ar) ont des couches extérieures complètes : ces atomes ne sont pas réactifs ; ce sont des gaz inertes.

Figure 2 : abondance des éléments dans le corps humain et l'écorce terrestre

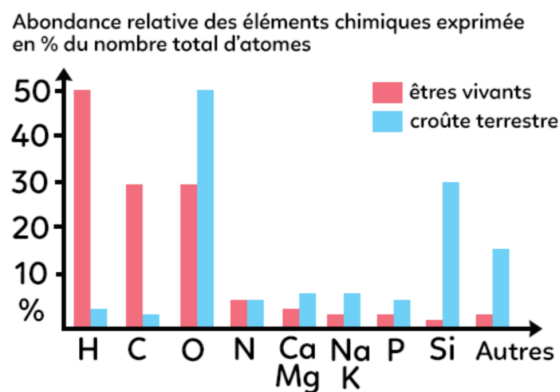


Figure 3 : liaisons covalente et ionique
(in Alberts, Med-Sciences, 2004)

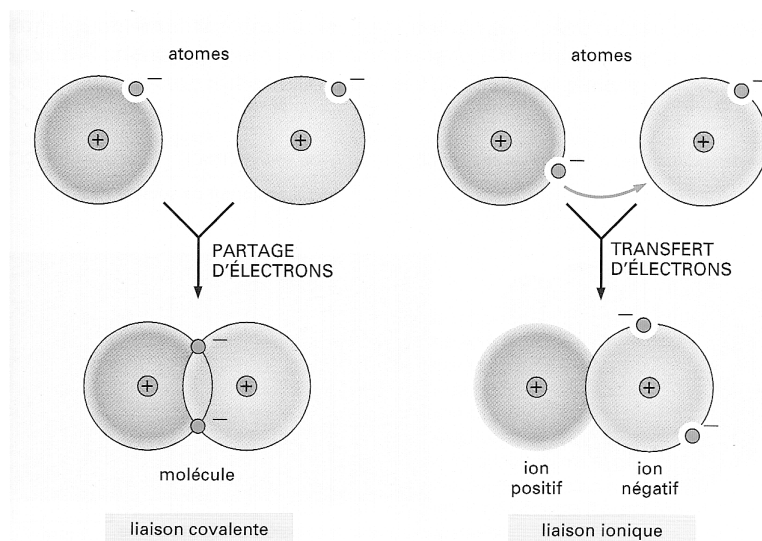
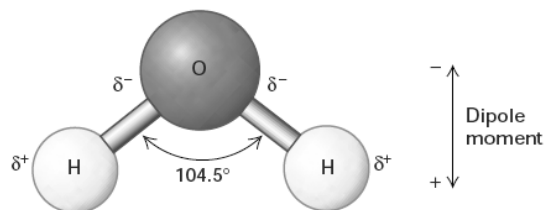


Figure 4 : molécule d'eau
(in Lodish et al., 5^{ème} édition)



The dipole nature of a water molecule. The symbol δ represents a partial charge (a weaker charge than the one on an electron or a proton). Because of the difference in the electronegativities of H and O, each of the polar H—O bonds in water has a dipole moment. The sizes and directions of the dipole moments of each of the bonds determine the net dipole moment of the molecule.

Figure 5 : force des liaisons
(in Alberts, Med-Sciences, 2004)

TYPE DE LIAISON	LONGUEUR (nm)	FORCE (kcal/mole)	
		DANS LE VIDE	DANS L'EAU
Covalente	0,15	90 (377)*	90 (377)
Non covalente :			
ionique	0,25	80 (335)	3 (12,6)
hydrogène	0,30	4 (16,7)	1 (4,2)
forces de van der Waals (par atome)	0,35	0,1 (0,4)	0,1 (0,4)

*Les valeurs entre parenthèses sont en kJ/mole ; 1 calorie = 4,184 joules.

Figure 6 : dissolution d'un sel dans l'eau
(Bolsover et al, Dunod 2006)

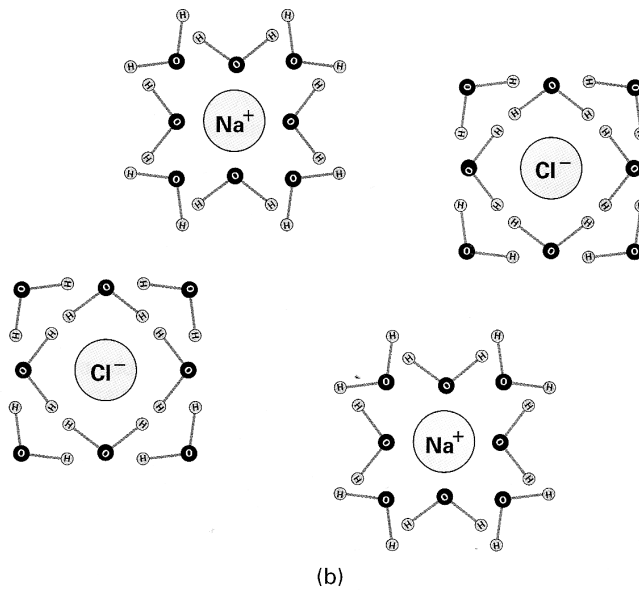
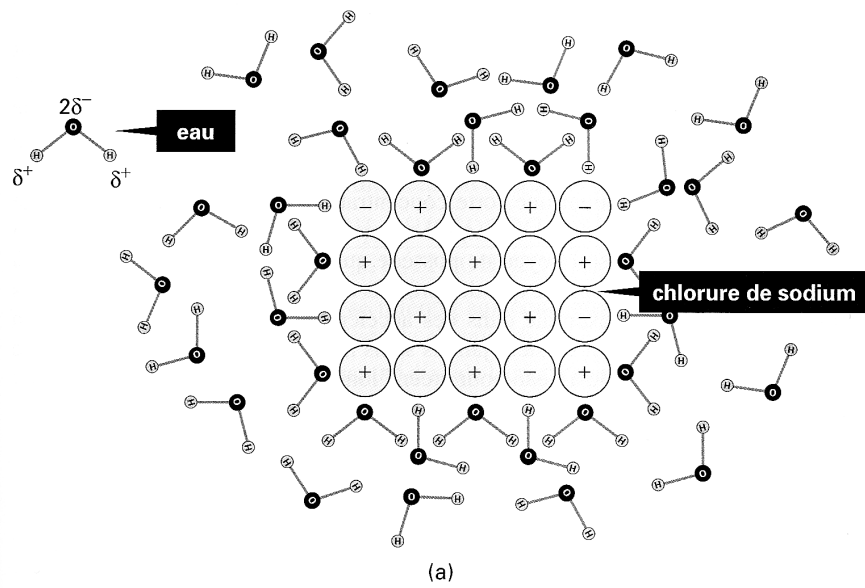
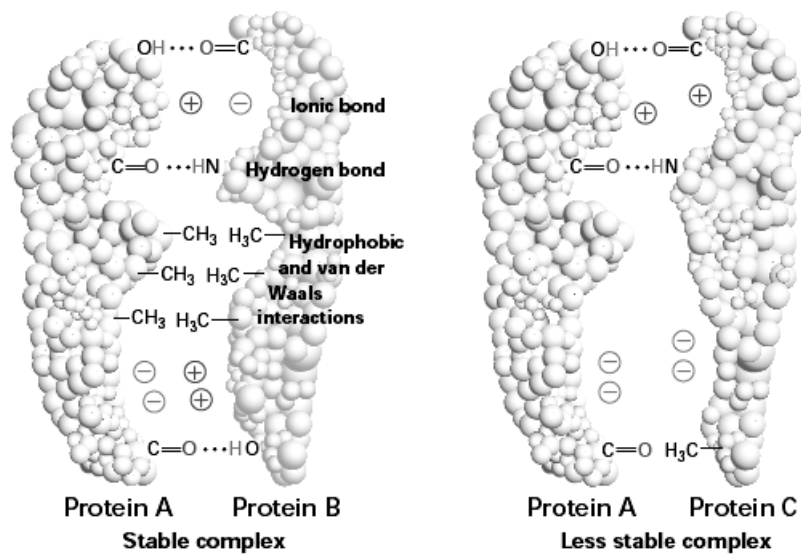


Figure 7 : Interactions entre 2 protéines
(in Lodish et al., 5^{ème} édition)



Molecular complementarity and the binding of proteins via multiple noncovalent interactions. The complementary shapes, charges, polarity, and hydrophobicity of two protein surfaces permit multiple weak interactions, which in combination produce a strong interaction and tight binding. Because deviations from molecular complementarity substantially weaken binding, any given biomolecule usually can bind tightly to only one or a very limited number of other molecules. The complementarity of the two protein molecules on the left permits them to bind much more tightly than the two noncomplementary proteins on the right.

Figure 8 : effet hydrophobe

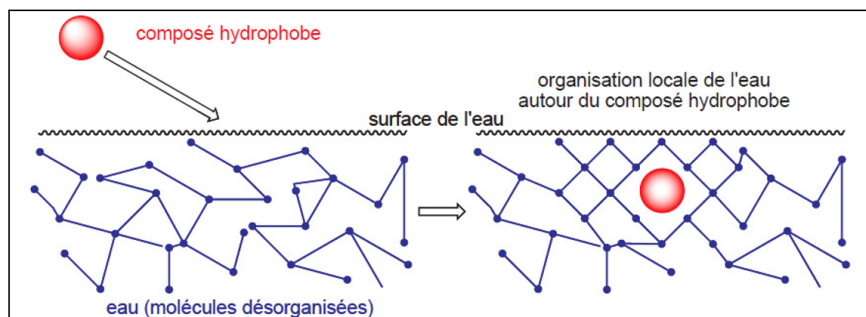


Figure 1 : L'introduction d'un composé hydrophobe dans l'eau provoque une organisation locale des molécules d'eau

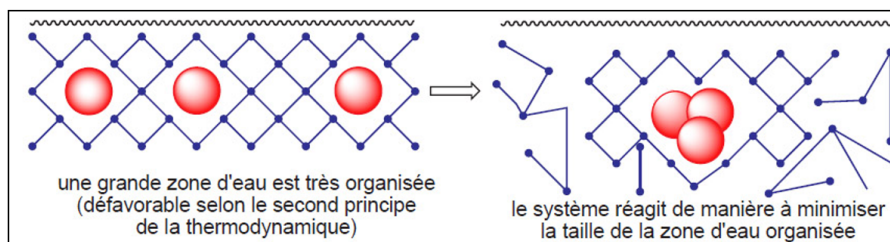
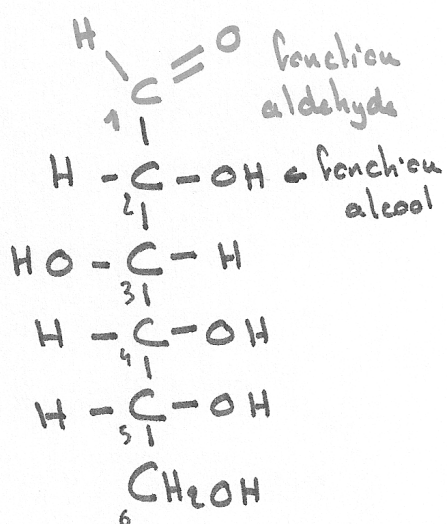
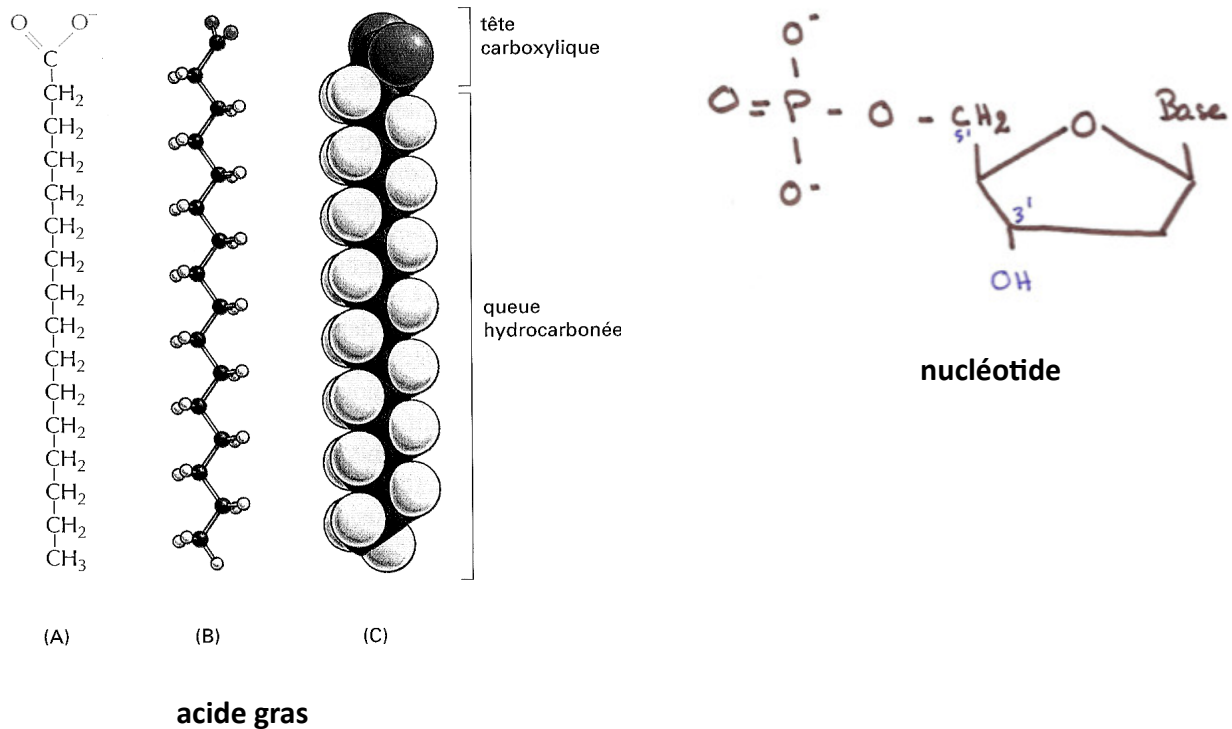
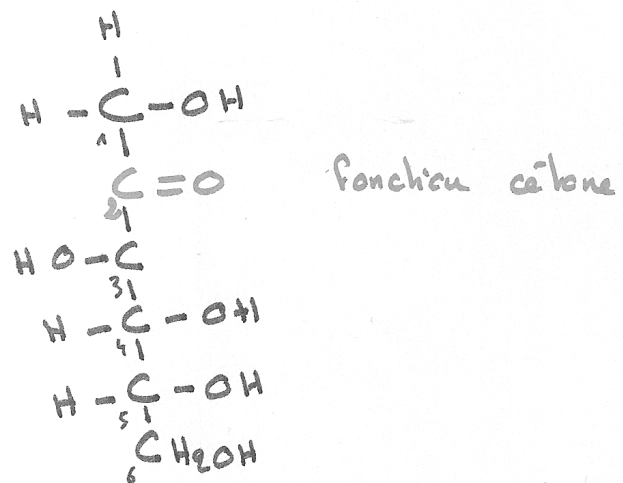


Figure 2 : Afin de minimiser la zone organisée, les molécules hydrophobes se rassemblent

Figure 9 : Diversité des groupements fonctionnels



D glucose
(aldohexose)



D fructose
(cétohexose)

2 oses

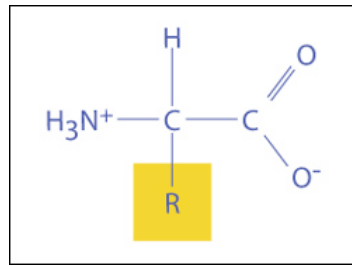
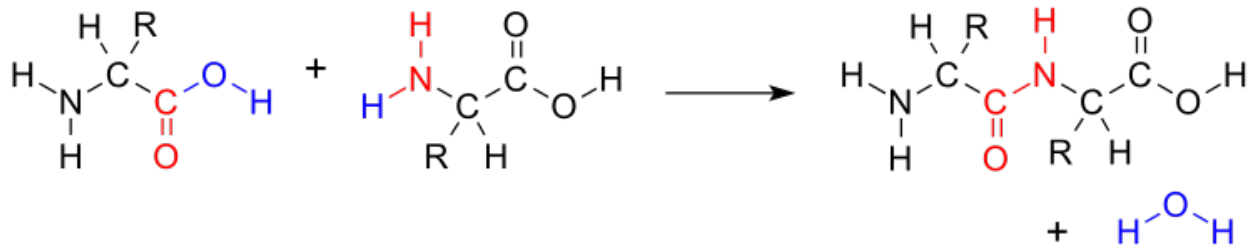
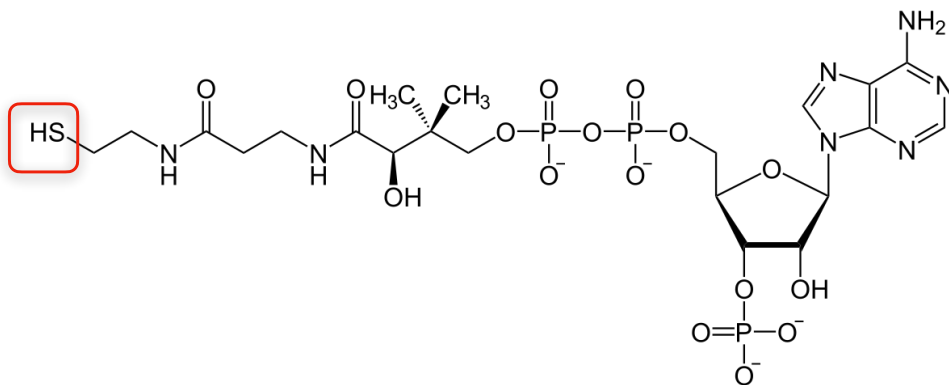
Acide aminé**Fonction amide et liaison peptidique entre deux acides aminés****Coenzyme A : fonction thiol SH**

Figure 10 : liaison hydrogène dans l'eau
(in Alberts, Med-Sciences, 2004)

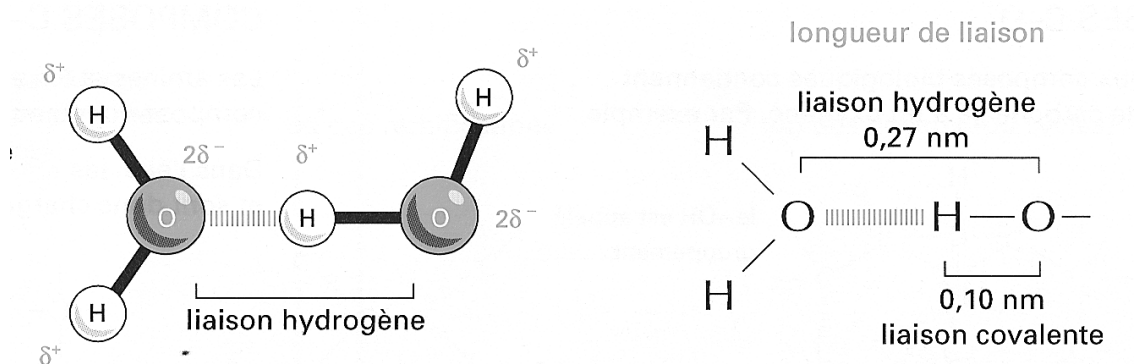
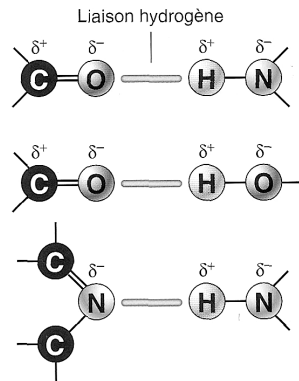
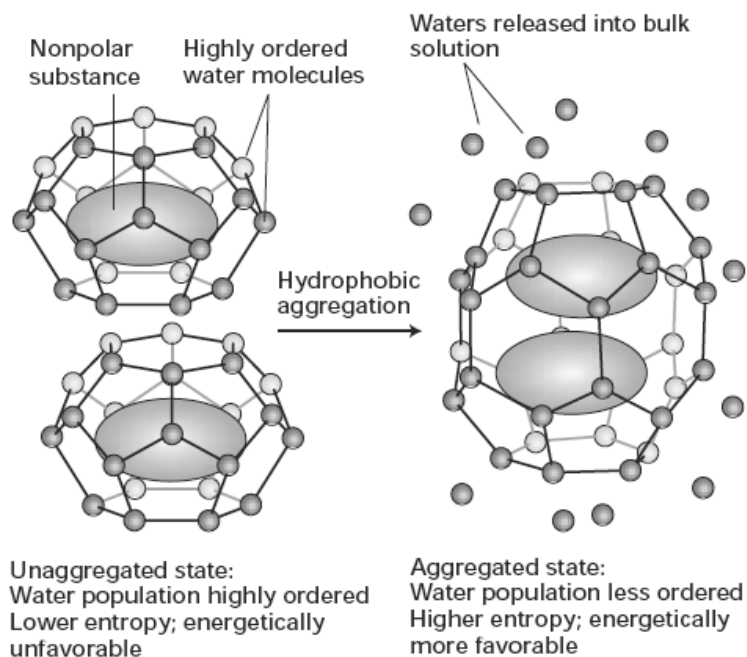


Figure 11 : diversité des liaisons hydrogène
(in Karp, De Boeck, 2007)

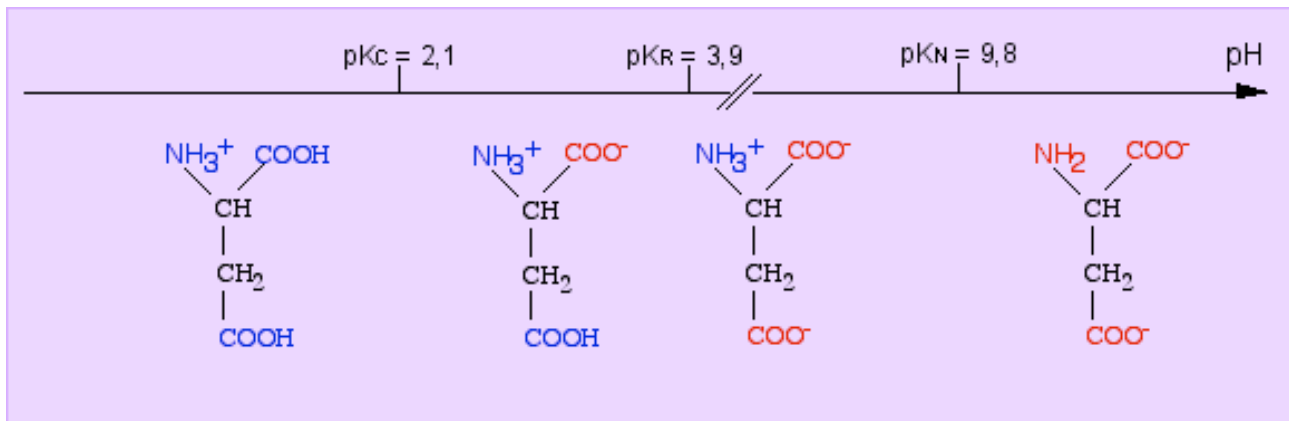


Les liaisons hydrogène se forment entre un atome électronégatif lié, comme l'azote ou l'oxygène, qui porte une charge négative partielle, et un atome d'hydrogène lié, portant une charge positive partielle. Plusieurs liaisons hydrogène sont représentées.

Figure 12 : effet hydrophobe
(in Lodish et al., 5^{ème} édition)



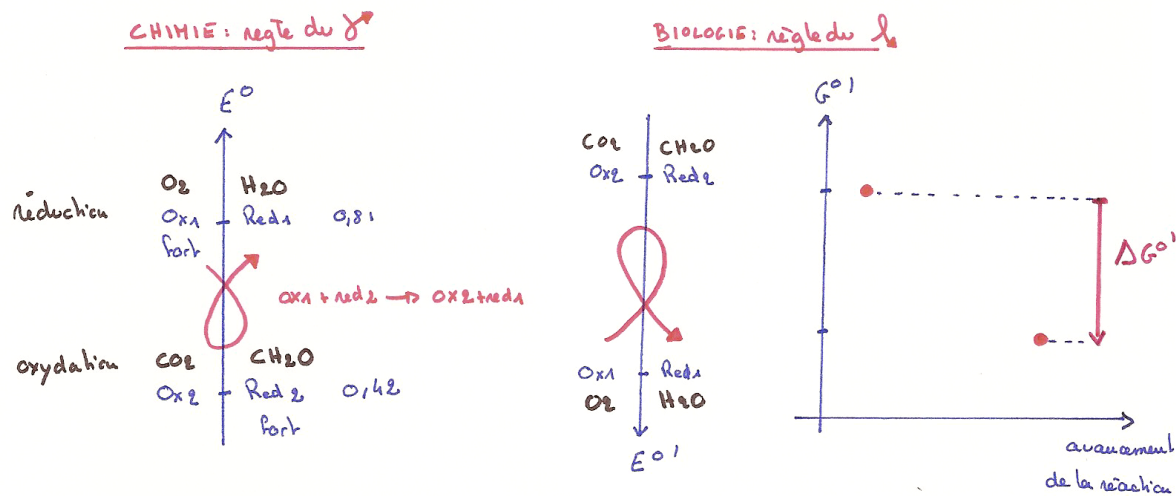
Schematic depiction of the hydrophobic effect. Cages of water molecules that form around nonpolar molecules in solution are more ordered than water molecules in the surrounding bulk liquid. Aggregation of nonpolar molecules reduces the number of water molecules involved in highly ordered cages, resulting in a higher-entropy, more energetically favorable state (*right*) compared with the unaggregated state (*left*).

Figure 13 : Les acides aminés sont des ampholytes**Figure 15 : capacité thermique**
(in Dunod)**Tableau 8.5** Capacité thermique massique de l'eau, de l'éthanol (molécule organique polaire) et du cyclohexane (molécule organique apolaire).

Espèce chimique	Capacité thermique massique (J.K ⁻¹ .kg ⁻¹)
eau	4 185
éthanol	2 460 (58 %)
cyclohexane	1 860 (44 %)

Les pourcentages représentent le rapport à la valeur de référence (l'eau). L'eau a une capacité thermique considérablement plus élevée que l'éthanol et le cyclohexane. Ces résultats sont généralisables à de nombreuses autres substances.

Figure 14 : nombre d'oxydation



Potentels redox

	alcane	alcool	aldéhyde	acide carboxylique	dioxyde de carbone
	$\begin{array}{c} H \\ \\ R-C-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ R-C-OH \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} R-C=O \\ \\ OH \end{array}$	$O=C=O$
NO	<u>-III</u>	<u>-I</u>	<u>+I</u>	<u>+III</u>	<u>+IV</u>

→ oxydation : NO augmente

← réduction : NO diminue

Nombre d'oxydation.

Figure 16 : schéma bilan sur les RSF de l'eau

