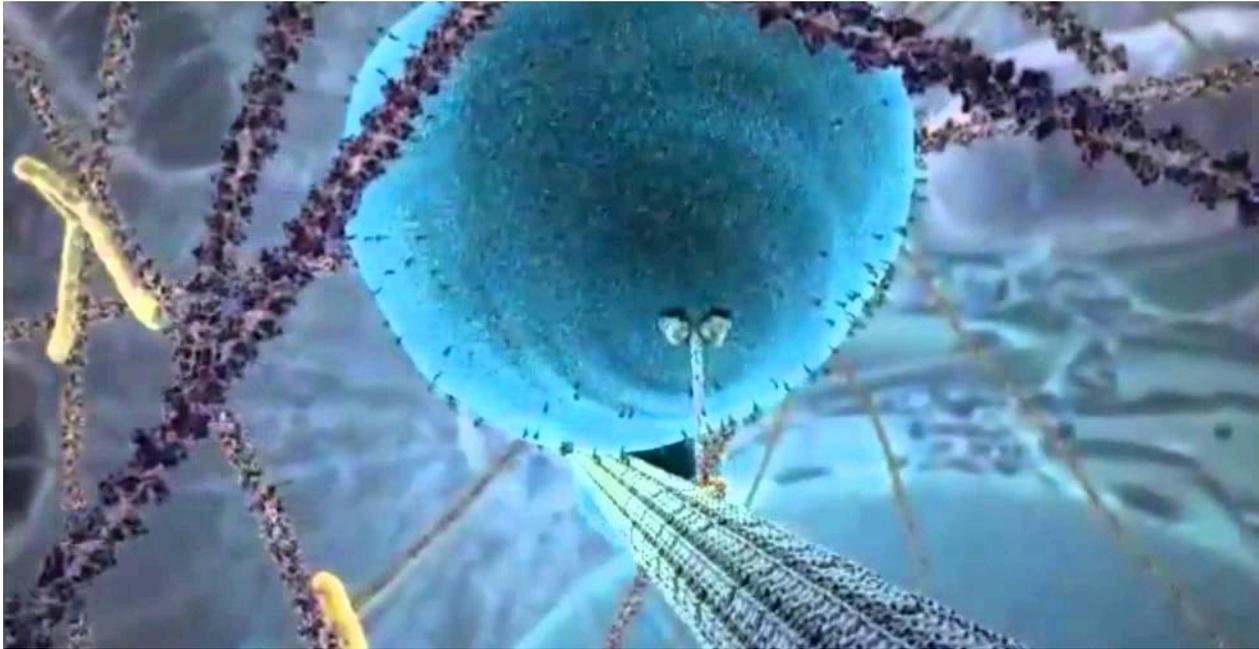


# Chapitre 1 – Les constituants du vivant



# Composition chimique moyenne de cellules

en % de la masse cellulaire totale

Constituants	Cellule bactérienne	Cellule de champignon	Cellule de mammifère
Eau	70	82,5	70
Ions inorganiques (Na <sup>+</sup> ; K <sup>+</sup> , Mg <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Cl <sup>-</sup> ...)	1	0,5	1
Protides	15	6	18
Lipides	2	2	5
Glucides	2	2,5	2
Acides nucléiques	1	0,5	0,25
Autres molécules	9	6	3,75

# Les atomes répartis sur Terre

Eléments		Milieux (en %)			Etres vivants (en %)	
		Croûte Terrestre	Hydrosphère	Atmosphère Sèche (en %)	Plant de blé (en %)	Homme
macroélément						
oligoélément						
Hydrogène	H	0,22	66		8,5	9,00
Oxygène	O	47	33	21	64	62,43
Carbone	C	0,19	0,001	0,03	24,2	21,15
Azote	N			78,3	0,8	3,10
Calcium	Ca	3,5	0,006		0,13	Ca 1,90
Potassium	K	2,5	0,006		0,51	K 0,23
Silicium	Si	28			0,65	0,001
Magnésium	Mg	2,2	0,034		0,10	0,027
Phosphore	P	0,08			0,11	P 0,95
Soufre	S	0,04	0,017		0,09	S 0,16
Aluminium	Al	7,9			-	-
Sodium	Na	2,5	0,28		?	0,08
Fer	Fe	4,5			0,04	0,005
Titane	Ti	0,46			-	-
Chlorure	Cl		0,33		0,08	0,08

H  
O  
C  
N

# Organique ? Minéral ?

## ➤ Exemples d'entités chimiques minérales

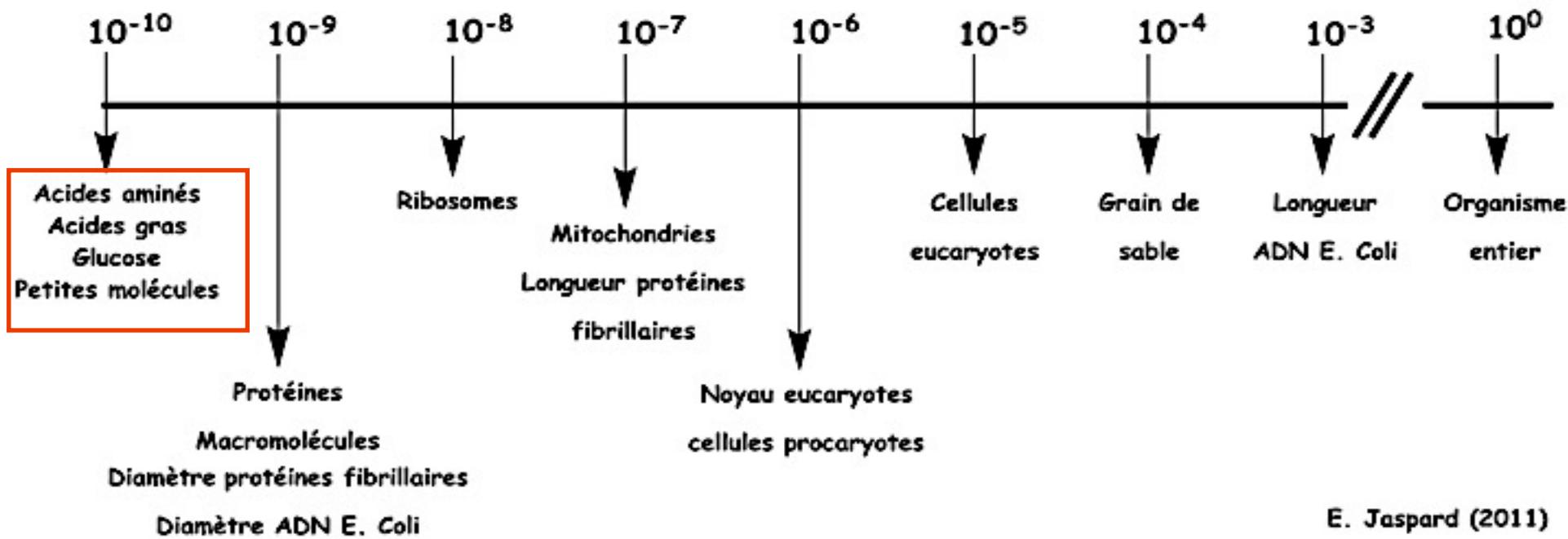
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CO}_2$
- $\text{O}_2$
- $\text{SiO}_4$
- $\text{NO}_3^-$

## ➤ Exemples d'entités chimiques organiques

- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- $\text{CH}_4$
- $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

**Comment les distinguer ?**

# Petit ? Gros ?

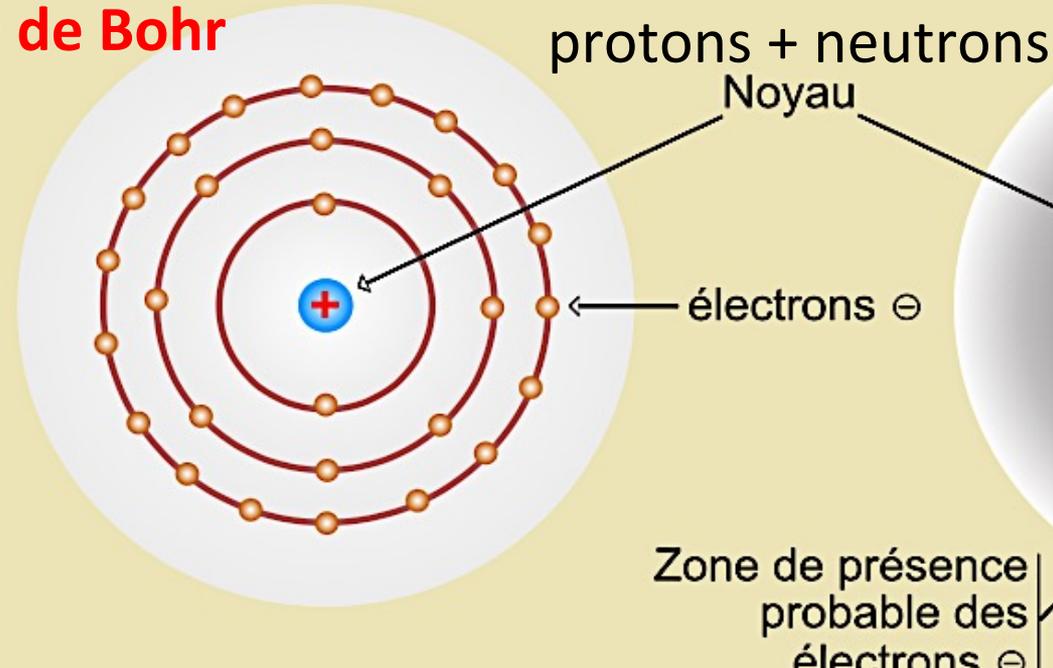


E. Jaspard (2011)

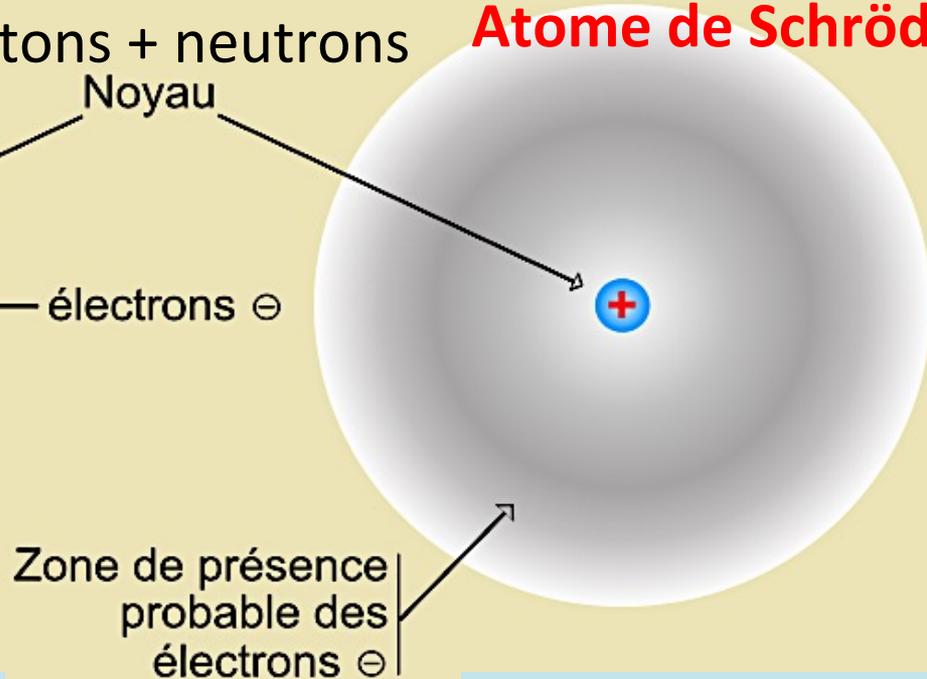
# 1. Les molécules, des assemblages d'atomes

# Modèle d'atome : 2 représentations

## Atome de Bohr



## Atome de Schrödinger



Des électrons groupés à différents niveaux d'énergie, les orbitales

Des électrons non pas en rotation mais en mouvement aléatoire

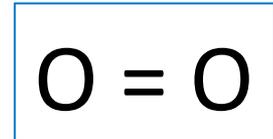
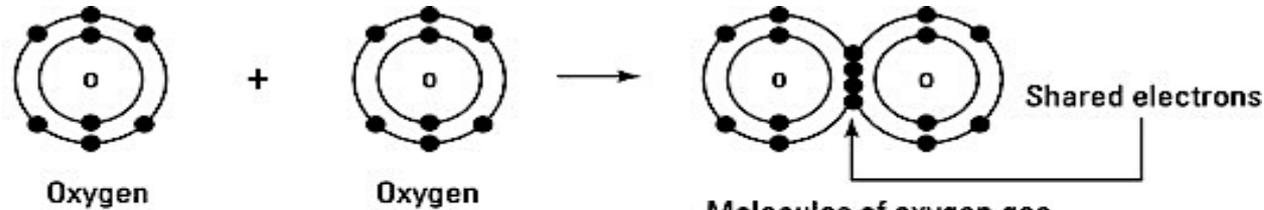
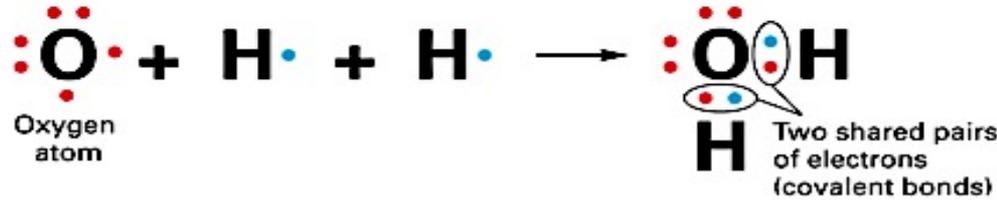
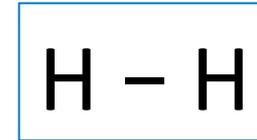
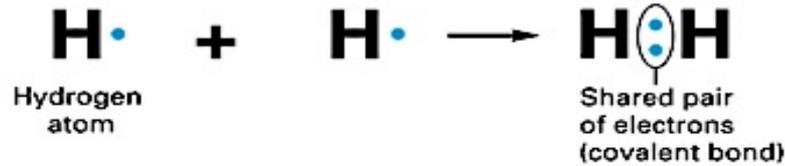
# Les niveaux d'électrons de quelques atomes

numéro atomique ↓

niveau d'énergie (couche électronique)

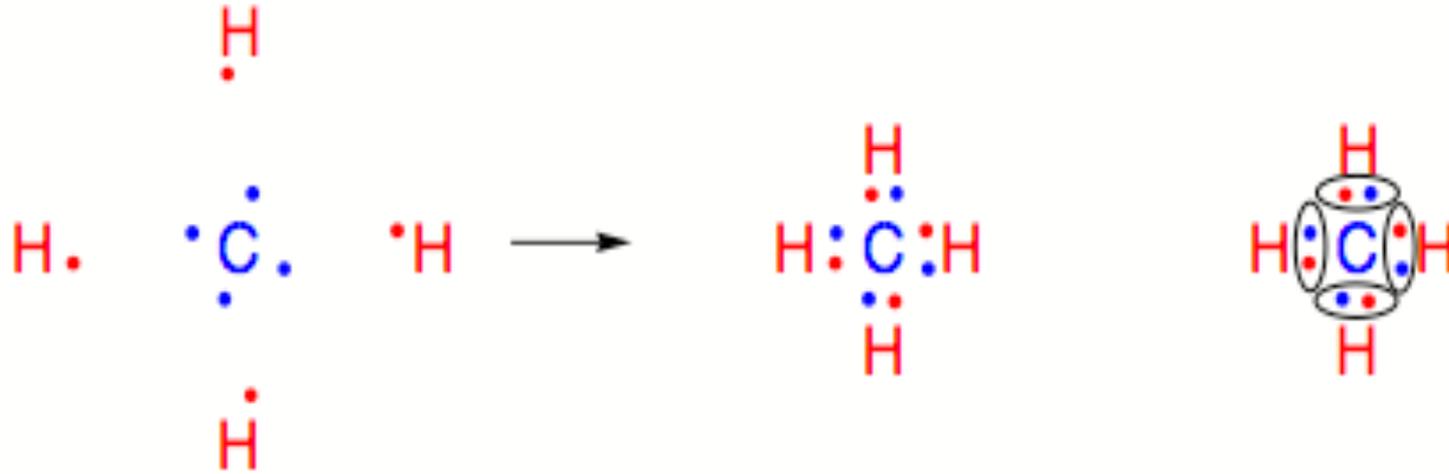
élément	I	II	III	IV
1 Hydrogène	●			
2 Hélium	●●			
6 Carbone	●●	●●●●		
7 Azote	●●	●●●●●		
8 Oxygène	●●	●●●●●●		
10 Néon	●●	●●●●●●●●		
11 Sodium	●●	●●●●●●●●	●	
12 Magnésium	●●	●●●●●●●●	●●	
15 Phosphore	●●	●●●●●●●●	●●●●●	
16 Soufre	●●	●●●●●●●●	●●●●●●	
17 Chlore	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●	
18 Argon	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	
19 Potassium	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	●
20 Calcium	●●	●●●●●●●●	●●●●●●●●	●●

# Les liaisons covalentes associent des électrons par paires



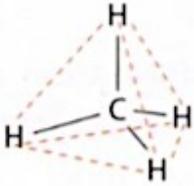
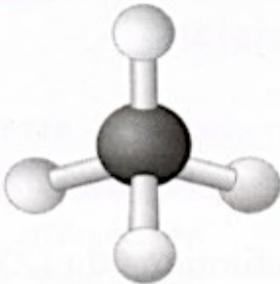
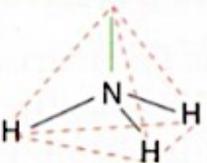
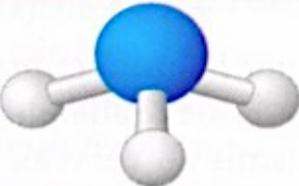
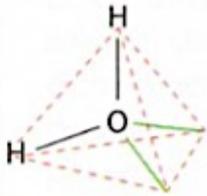
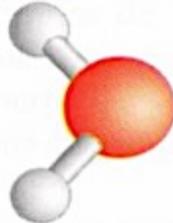
Molecules of oxygen gas ( $\text{O}_2$ ) formed by a covalent bond. Atoms share electrons to make each more stable.

# Le carbone tétraédrique



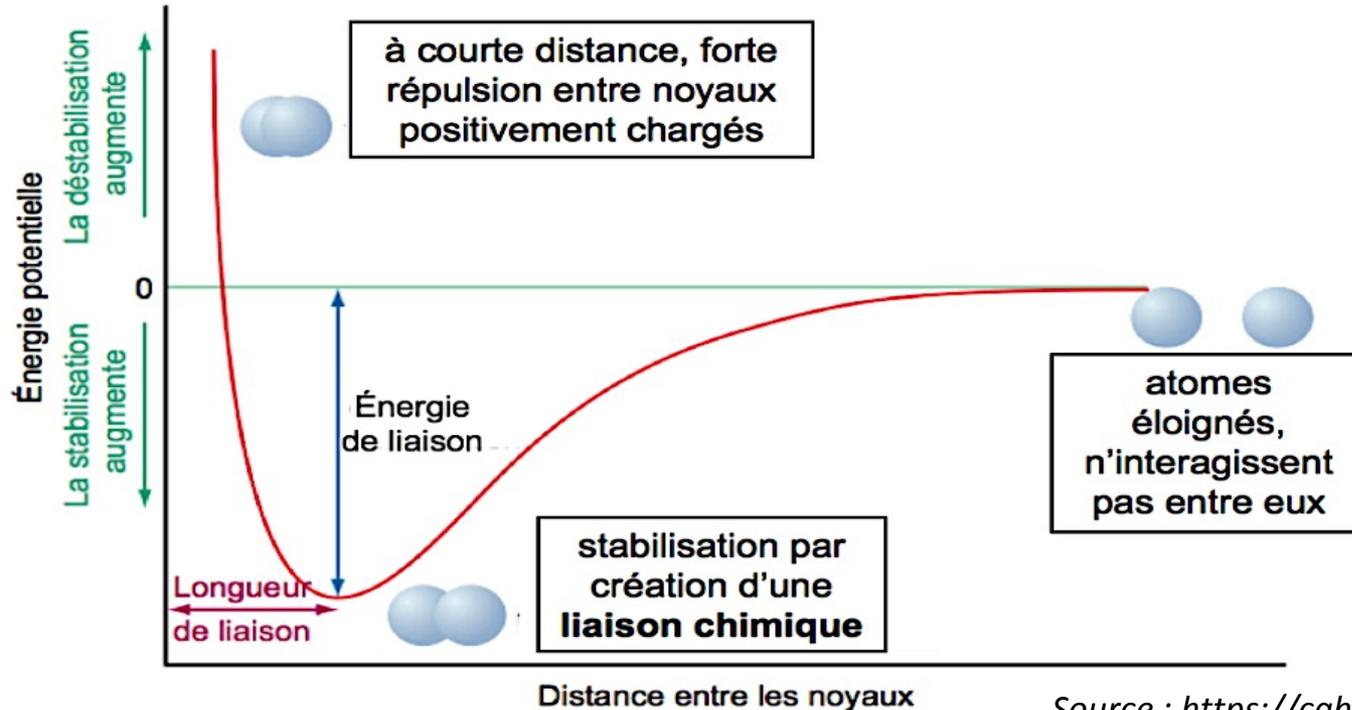
Seules les couches d'électrons les plus externes sont représentées.

# La géométrie des liaisons dépend de la structure atomique

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH <sub>3</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{N}} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \text{H} - \bar{\text{O}} - \text{H} \\   \\ \bar{\quad} \end{array}$	2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée

# Longueur d'une liaison covalente

Les forces d'attraction et de répulsion entre les 2 noyaux sont en équilibre lorsque ceux-ci sont séparés par une distance caractéristique : la longueur de liaison.



# Les liaisons covalentes : courtes et énergétiques

liaison	C-C	C=C	C-N	C-H	C-O
énergie en $\text{kJ.mol}^{-1}$	347	612	293	413	360
Longueur de liaison en nm	0,154	0,134	0,147	0,107	0,143

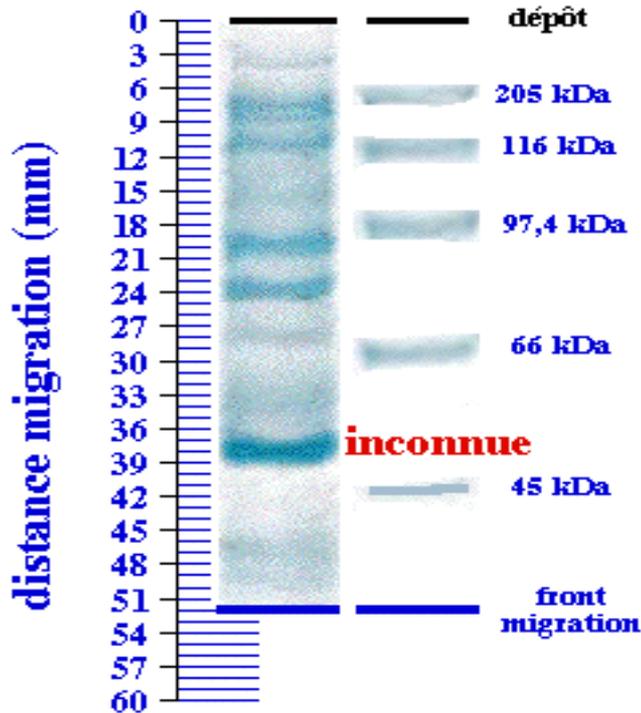
**Liaison simple** : mise en commun d'un doublet : chaque atome apporte un électron (l'électron célibataire de la couche de valence).

**Liaison multiple** : deux atomes peuvent partager 2 ou 3 doublets => double ou triple liaison.

# Des outils pour étudier les molécules

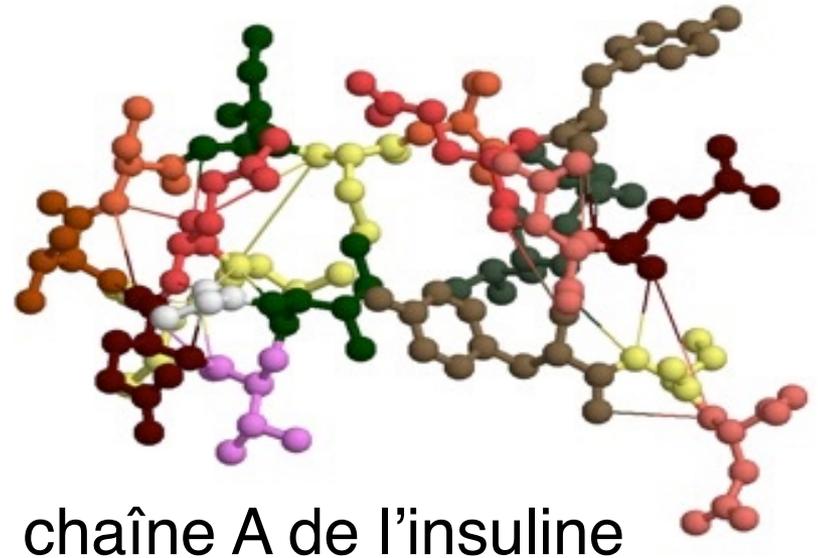
## Electrophorèse

séparer des molécules selon leur poids moléculaire



## Cristallographie et diffraction aux RX

une «image» de la molécule



# Masse molaire – masse moléculaire

**masse molaire** d'une molécule = masse qui contient  $6,023 \cdot 10^{23}$  exemplaires de cette molécule. La masse molaire s'exprime en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**masse moléculaire** = somme des masses atomiques des différents atomes constituant une molécule. La masse moléculaire s'exprime en Dalton, Da.

**Un Dalton = masse d'un atome d'H =  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg.**

Quelle est alors la masse d'un  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  en Da ?

# Masse molaire – masse moléculaire

Une mole contient  $6,023 \cdot 10^{23}$  atomes.

La masse d'un atome d'hydrogène est  $1,66 \cdot 10^{-27}$  kg.

Une mole d'hydrogène pèse donc

$6,023 \cdot 10^{23} \times 1,66 \cdot 10^{-27} = 9,998 \cdot 10^{-4}$  kg soit environ 1 g

L'approximation sera  $1 \text{ Da} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

# Quelques valeurs de référence

molécule	Dimension en nm	MM en Da
H <sub>2</sub> O	0,3	18
glucose C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	0,9	180
ATP	1,5	507
phospholipide	3 (longueur)	600
amidon (2000 glucoses)	450	360 000
hémoglobine	6,5 nm	17 000
Enzyme PFK	24 x 17 nm	340 000
ADN	diamètre 2 nm	

# La diversité des molécules dans une cellule

Molécules ou ions	Nombre d'espèces différentes dans une bactérie
eau	1
ions minéraux	20
Petites molécules organiques	800
Macromolécules	5 000

Dans une cellule eucaryote, on dénombre plus de 10 000 macromolécules de natures différentes.

## **2. La diversité des liaisons au sein des molécules ou entre elles**

### **2.1. Les liaisons mettant en jeu des électrons**

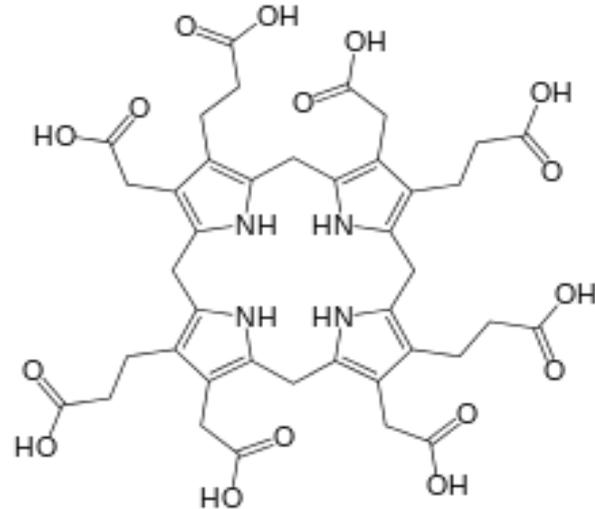
# Liaisons de coordinence

Structure  
atomique

	I	II	III	IV
Fe	••	••••••••	••••••••	••••••••••
Fe <sup>2+</sup>	••	••••••••	••••••••	••••••••
Gaz rare	••	••••••••	••••••••	••••••••••••••

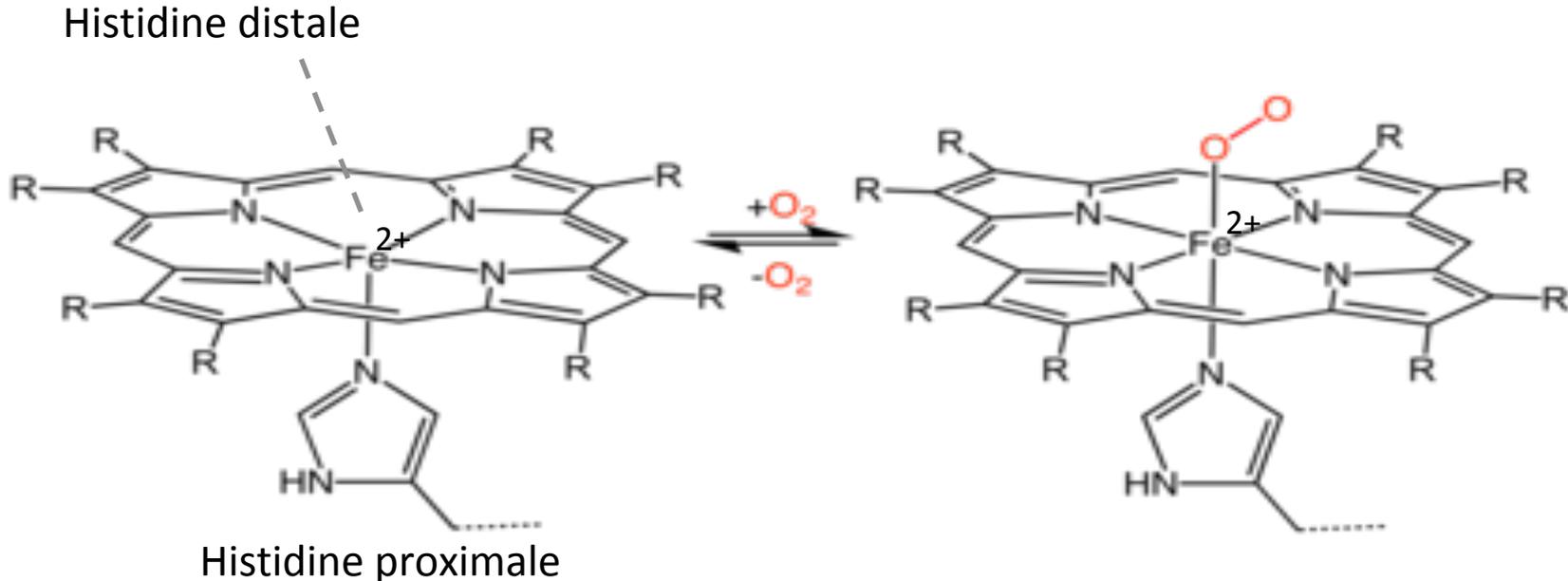
Combien de liaisons possibles pour Fe<sup>2+</sup> ?

Quelle association possible  
avec ce tétrapyrrol ?

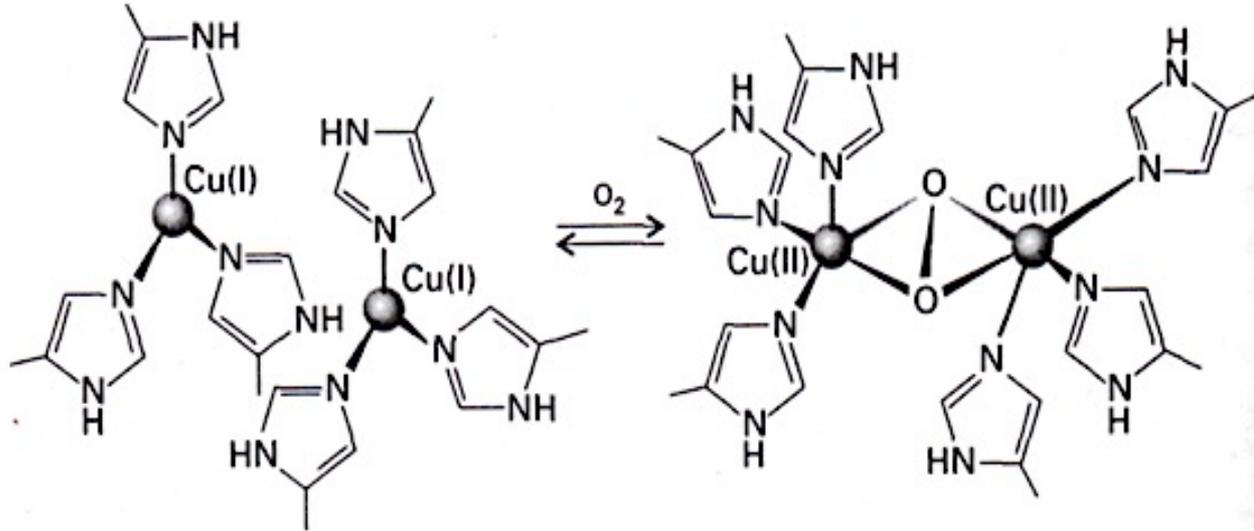


# Liaison de coordination

Liaison covalente entre un atome qui possède un doublet d'électrons non liants et un atome auquel il manque un ou plusieurs électrons (donc ayant une ou plusieurs charges positives).

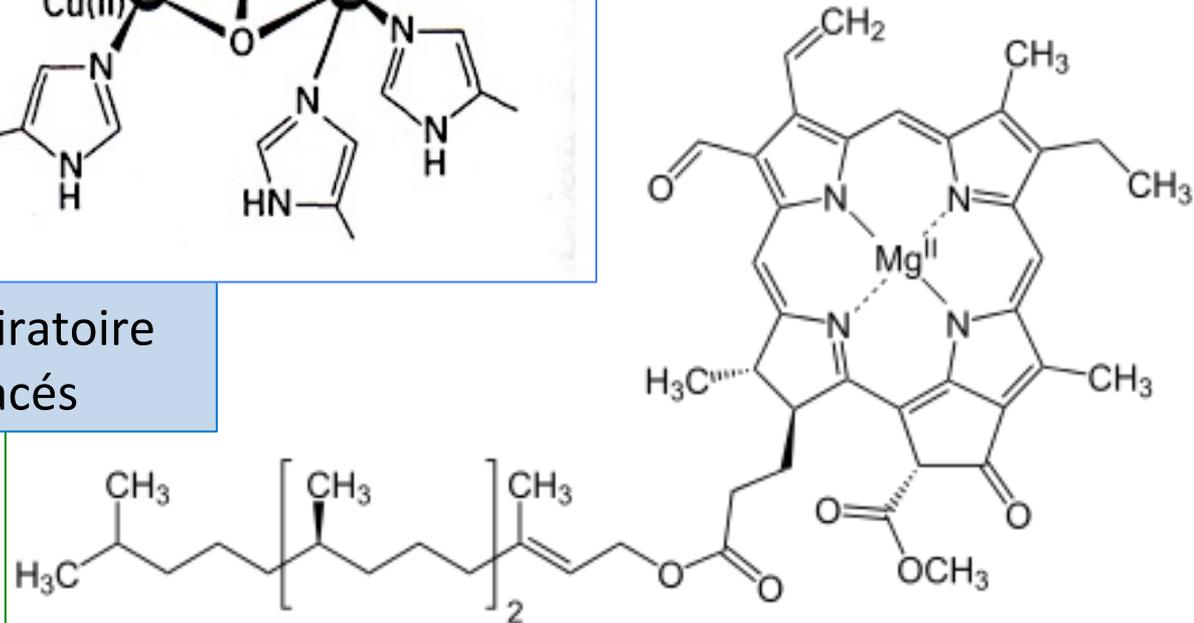


# Coordination et fonctions du vivant



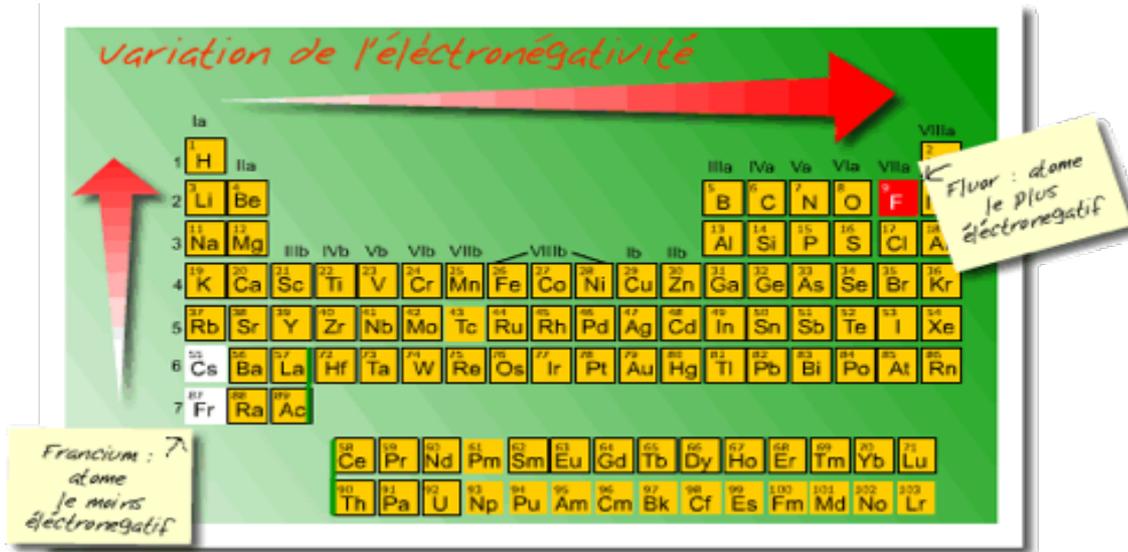
Hémocyanine, pigment respiratoire des Mollusques et Crustacés

Chlorophylle : pigment



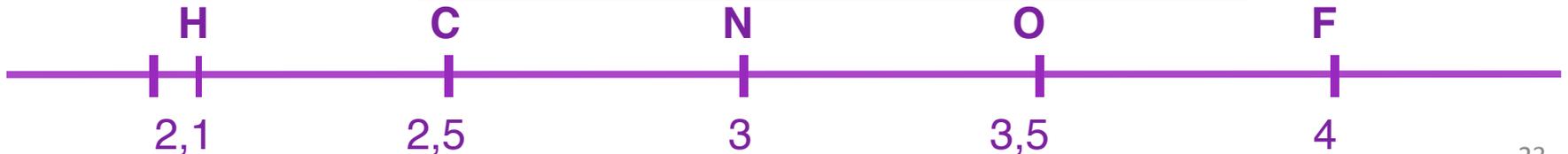
# L'électronégativité

= propriété d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison



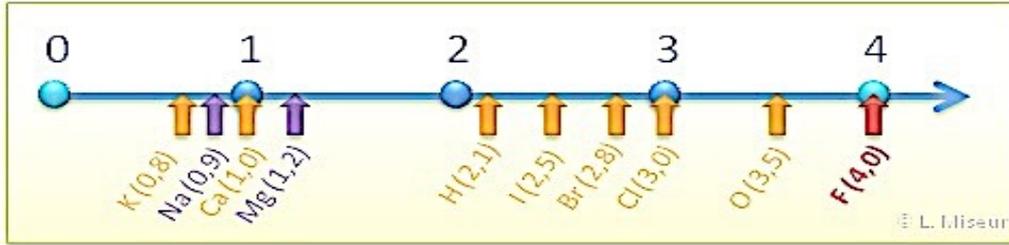
<http://perso.fundp.ac.be>

échelle arbitraire de Pauling



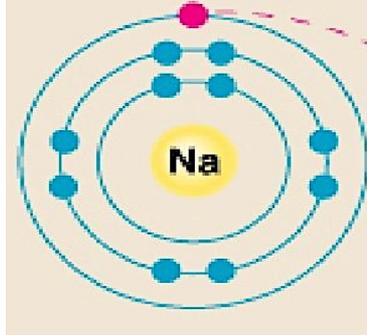
# Liaison ionique

Lorsque la différence d'électronégativité  $\Delta EN > 1,7$ , les forces sont suffisantes pour arracher définitivement l'électron.

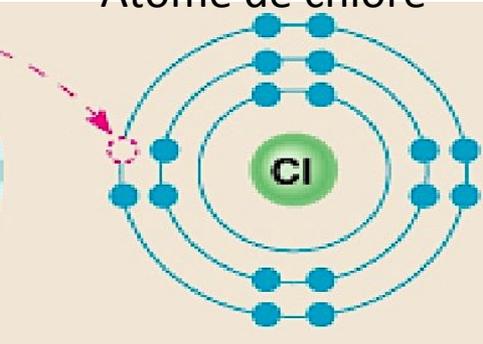


**LIAISON IONIQUE = FORCE D'ATTRACTION ENTRE LES CHARGES + ET -**

Atome de sodium

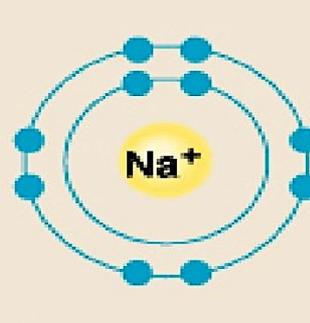


Atome de chlore

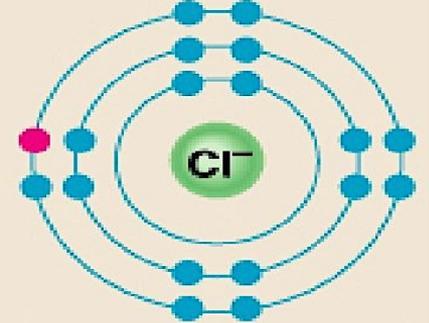


Aucun des 2 atomes n'a un niveau d'électrons rempli : transfert d'électron.

Ion  $\text{Na}^+$



Ion  $\text{Cl}^-$



**liaison ionique : 0,25 à 0,3 nm**

# **2. La diversité des liaisons au sein des molécules ou entre elles**

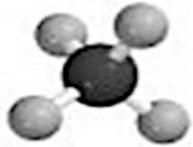
## **2.2. Les liaisons faibles due à leur polarité**

# Liaison polaire ou apolaire

## Répartition des électrons dans le nuage électronique

Vert = probabilité moyenne    Bleu = faible probabilité de présence des électrons

Rouge = haute probabilité de présence des électrons



Molécule de CH<sub>4</sub>  
Électronégativité

C = 2,55

H = 2,2

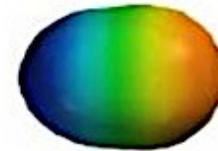


Molécule de HF  
Électronégativité

F = 4

H = 2,2

$\delta^+$

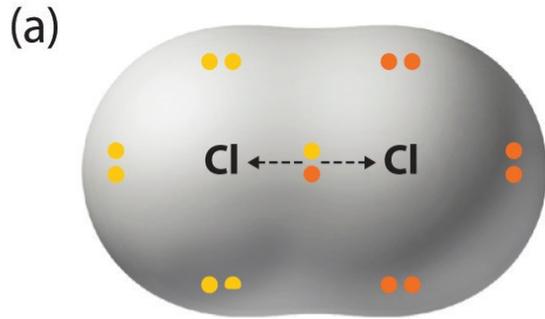


$\delta^-$

$\Delta EN < 0,4$  : électrons également répartis : molécule apolaire

$0,4 < \Delta EN < 1,7$  : forces insuffisantes pour arracher définitivement l'électron => nuage électronique déformé : molécule polarisée.

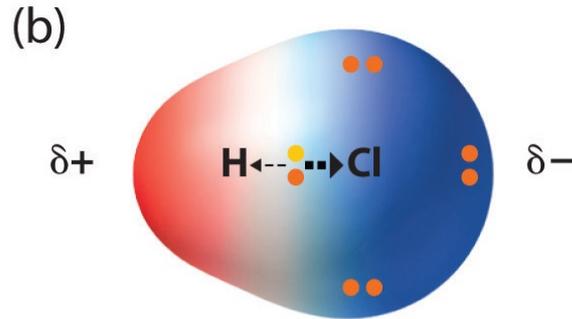
# Bilan : différences d'électronégativité



## Nonpolar covalent bond

Bonding electrons shared equally between two atoms.  
No charges on atoms.

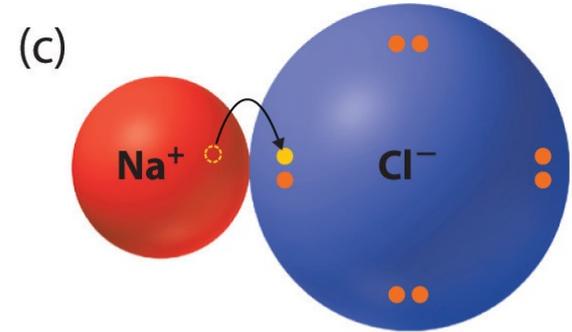
$\Delta EN < 0,4$   
Liaison **covalente**  
apolaire



## Polar covalent bond

Bonding electrons shared unequally between two atoms.  
Partial charges on atoms.

$0,4 < \Delta EN < 1,7$   
Liaison **covalente**  
polaire



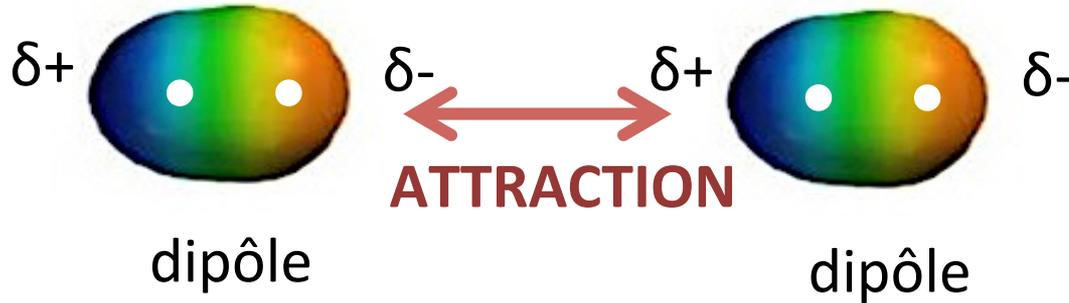
## Ionic bond

Complete transfer of one or more valence electrons.  
Full charges on resulting ions.

$\Delta EN > 1,7$   
Liaison **ionique**

# Interactions électrostatiques

**Liaison de van der Waals** : force électromagnétique attractive entre les pôles de signes opposés de molécules considérées comme des dipôles . L'énergie de cette interaction est faible : 1 à 5  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .



*Plus la molécule est polaire, plus l'énergie de cette liaison est forte.*

Si l'atome portant la charge partielle positive est un hydrogène, la liaison s'appelle **LIAISON HYDROGÈNE**. Son énergie est de 10 à 20  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . La longueur de la liaison est de 0,3 à 0,4 nm.

# **2. La diversité des liaisons au sein des molécules ou entre elles**

## **2.3. Polarité et miscibilité**

# Polaire = miscible ?

	polaire	non polaire	polaire	non polaire
	CH <sub>4</sub> O	CCl <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O	CS <sub>2</sub>
CH <sub>4</sub> O	miscible	non miscible	miscible	non miscible
CCl <sub>4</sub>		miscible	non miscible	miscible
H <sub>2</sub> O			miscible	non miscible
CS <sub>2</sub>				miscible

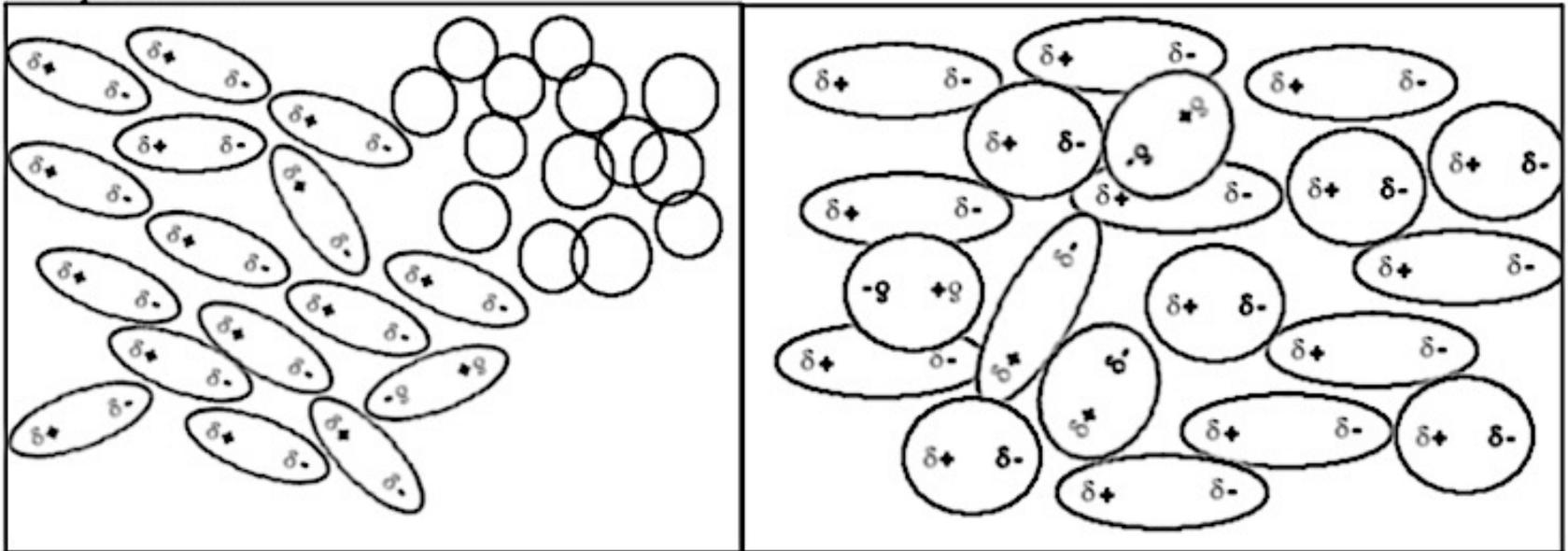
Miscibilité = caractère de ce qui peut se mélanger en une solution homogène.

# Polaire = miscible ?

Des substances polaires sont miscibles entre elles.

Des substances non polaires sont miscibles entre elles.

Des substances non polaires et polaires ne sont pas miscibles.



# BILAN DES LIAISONS

Type de liaison		distance en nm	Énergie de liaison en kJ.mol <sup>-1</sup>
<b>liaison covalente</b>		≈ 0,05	300 à 450
<b>liaisons électrostatiques</b>	ionique	≈ 0,3	40 à 100
	hydrogène	≈ 0,3	10 à 20
	van der Waals		1 à 5
	interactions hydrophobes		10

F  
O  
R  
T  
E  
  
F  
A  
I  
B  
L  
E

# **3. La molécule d'eau, une molécule universelle aux multiples propriétés**

Teneur en eau des êtres vivants > 65% et jusqu'à 90%

# Une petite molécule polaire

Taille = 0,1 nm : petite taille  
donc grande mobilité

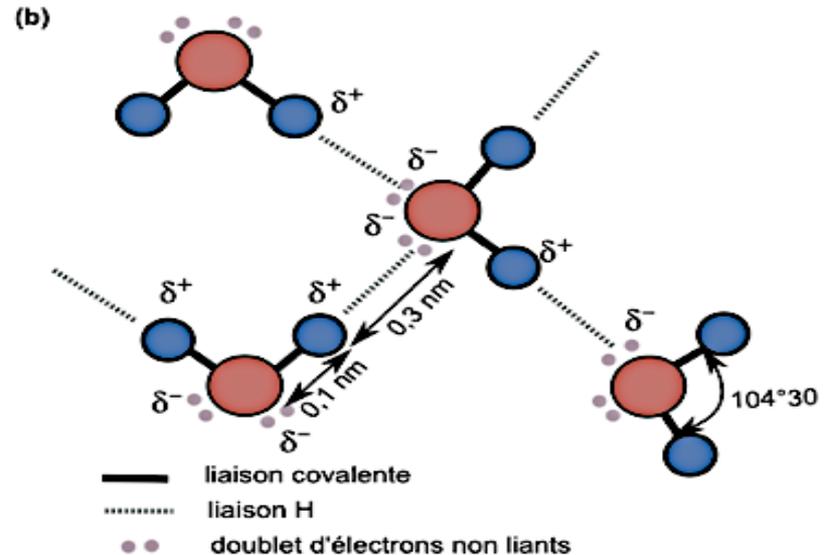
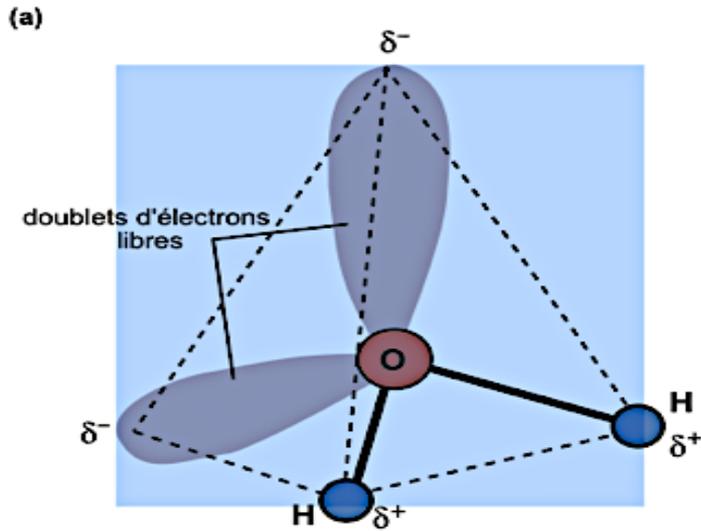
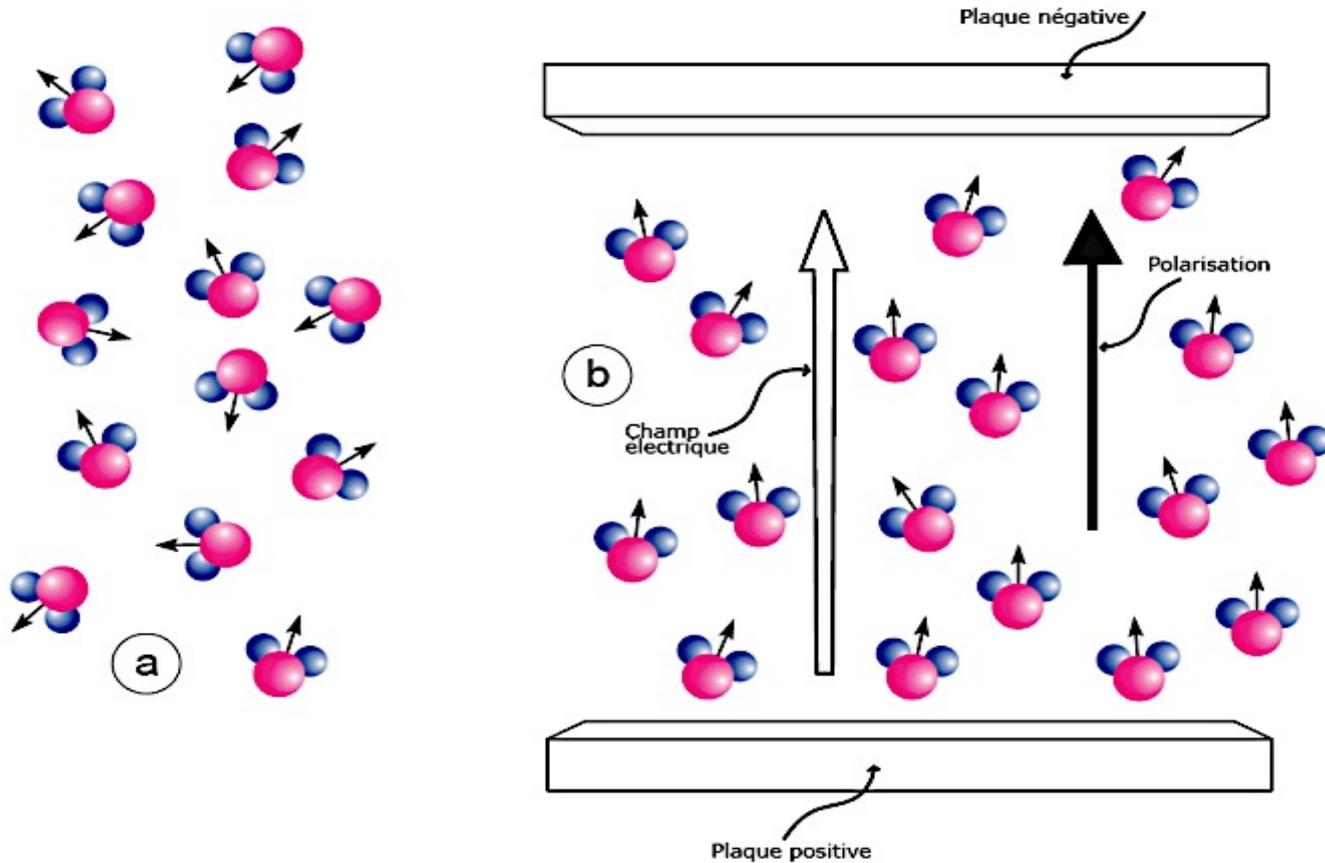


FIGURE 1.7 Architecture de la molécule d'eau (a) et liaisons H entre molécules (b).

# Un dipôle électrique



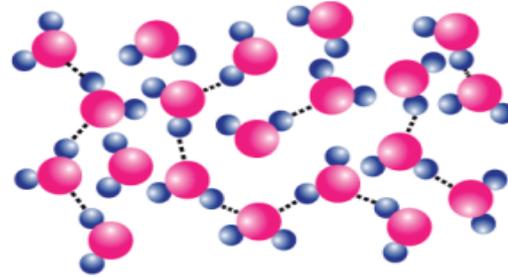
# Des liaisons hydrogènes +/- nombreuses

$T > 100^{\circ}\text{C}$

GAZ



aucune liaison hydrogène  
entre les molécules d'eau

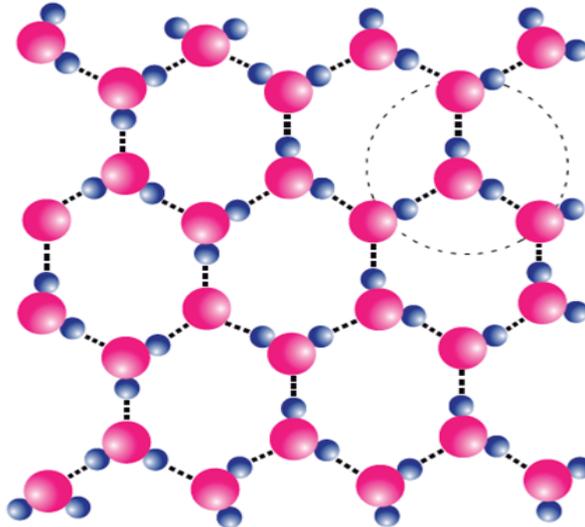


LIQUIDE

1 à 3 liaisons hydrogènes  
par molécule d'eau

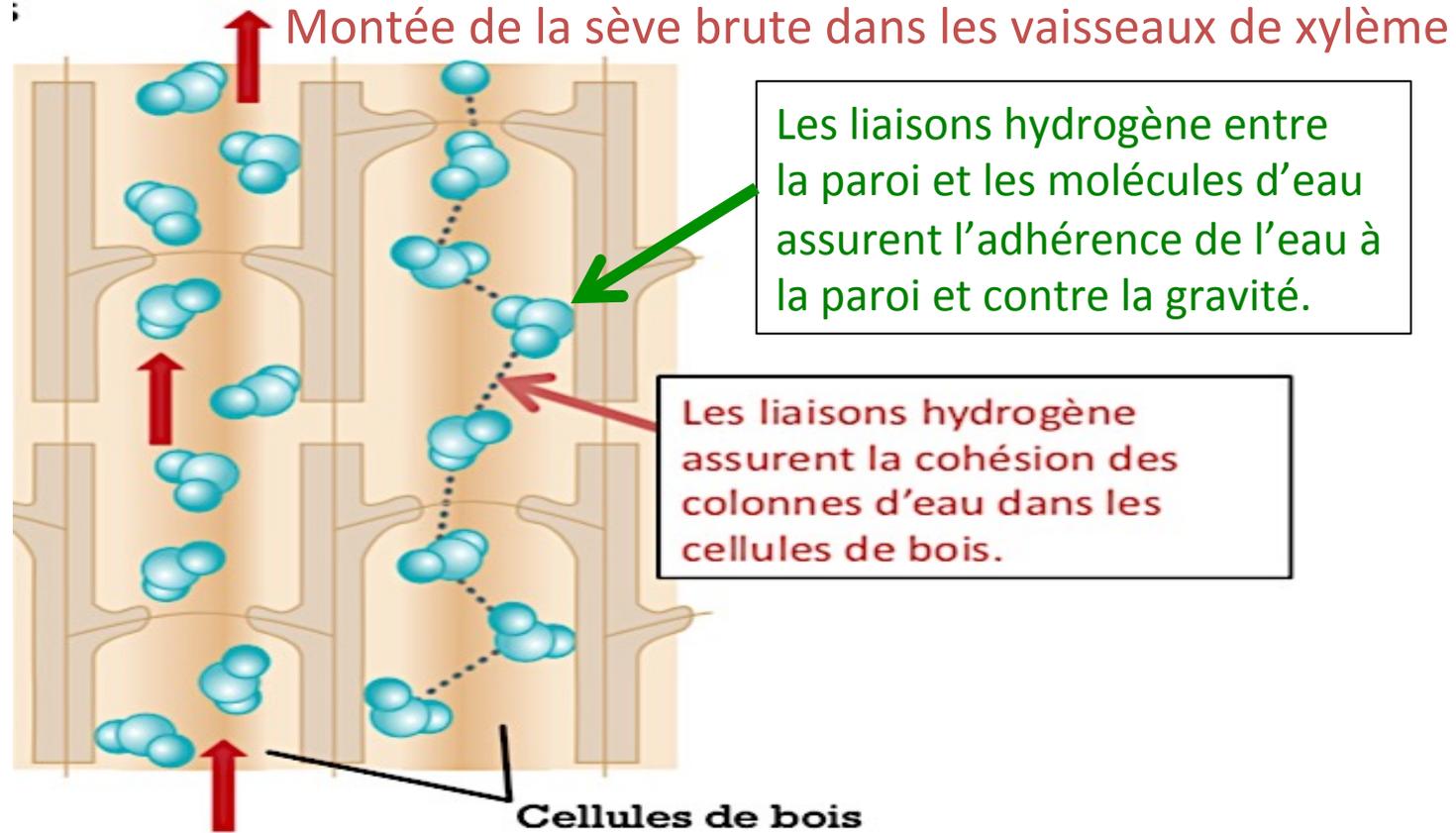
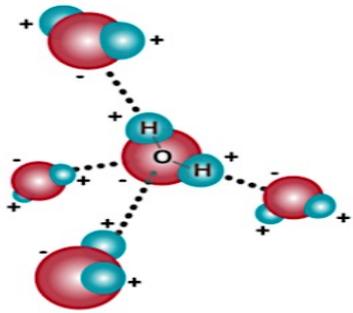
4 liaisons hydrogènes par  
molécule d'eau : état cristallin  
solide

$T < 0^{\circ}\text{C}$



SOLIDE (glace)

# La cohésion des molécules d'eau



# La cohésion des molécules d'eau

Les molécules d'eau sont liées par les liaisons hydrogènes, ce qui engendre une tension superficielle élevée.

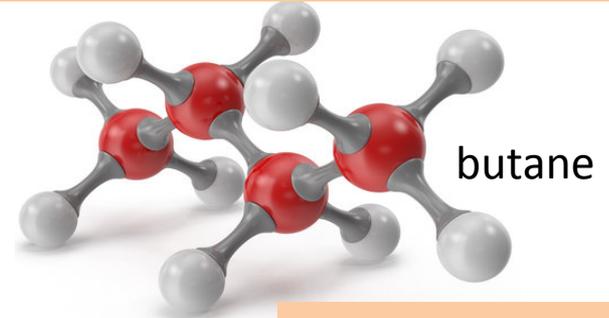
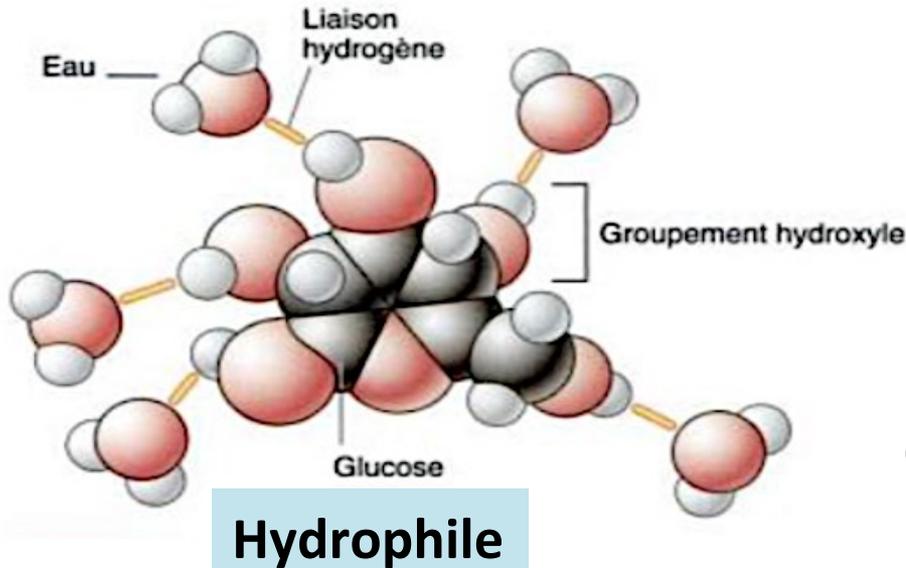
Cela explique la formation de gouttes quasi-sphériques, mais aussi que la patte de *Gerris* ne traverse pas la surface de l'eau.



# Hydrophile ou hydrophobe ?

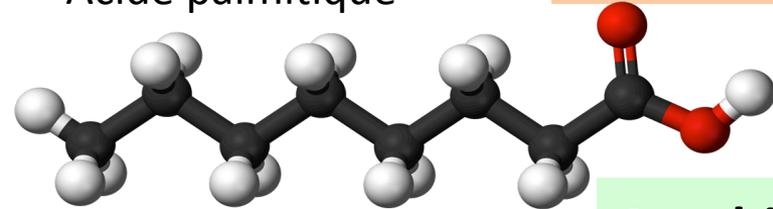
**Hydrophile** = pouvant se lier avec l'eau par des liaisons hydrogène : cela concerne donc des molécules polaires ayant des charges partielles.

**Hydrophobe** = ne formant pas de liaisons hydrogène (donc apolaire).



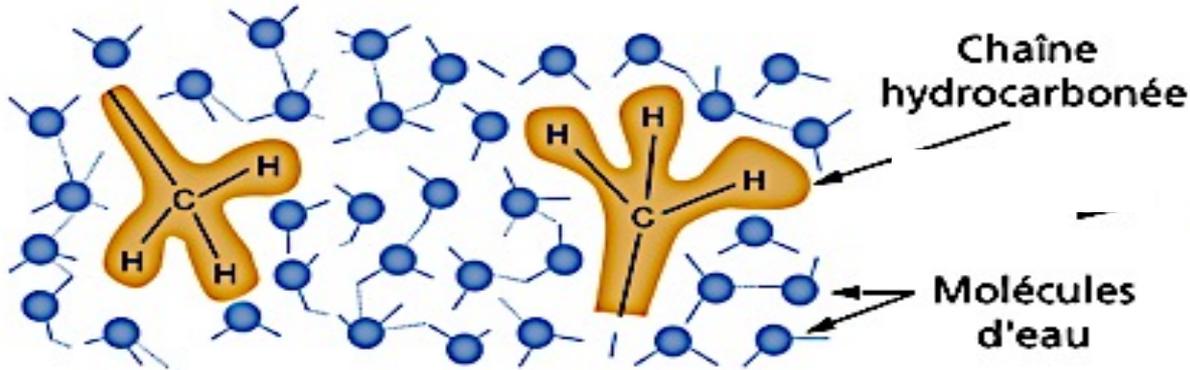
**Hydrophobe**

Acide palmitique

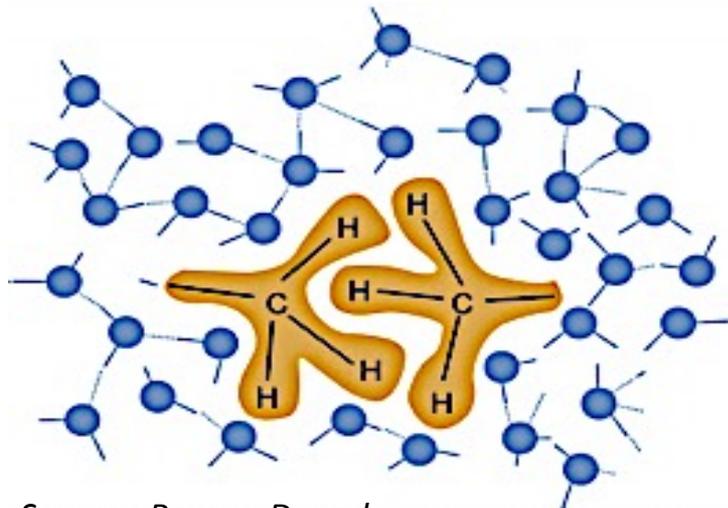


**Amphiphile**

# Hydrophile ou hydrophobe ?



**État instable** : la présence des radicaux méthyls, apolaires, rompt un grand nombre de liaisons H entre les molécules d'eau.

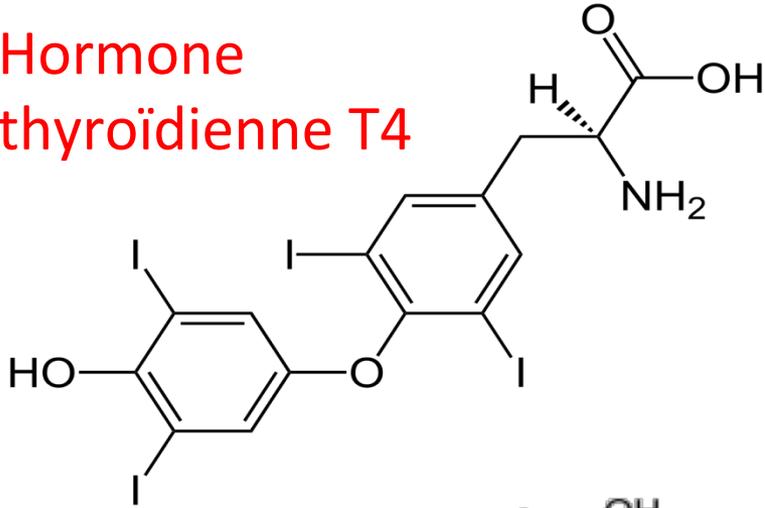


**État plus stable** : le regroupement des radicaux apolaires, diminue l'effet de rupture des liaisons H entre les molécules d'eau.

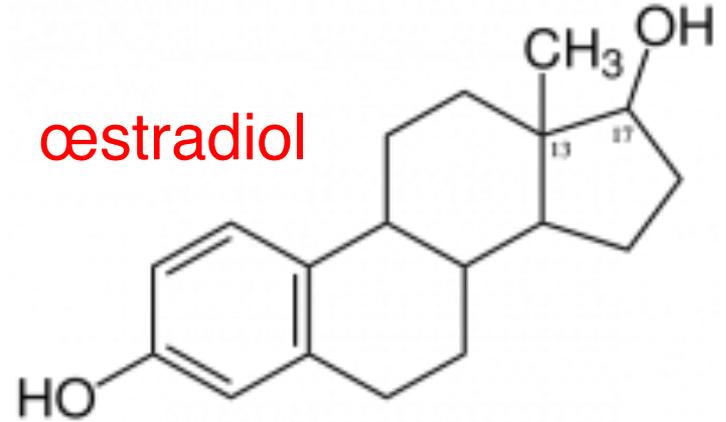
En raison de ce phénomène d'exclusion par l'eau, les deux radicaux méthyls sont **unis** par une **interaction hydrophobe**.

# 3 types d'hormones : hydrophile ou hydrophobe ?

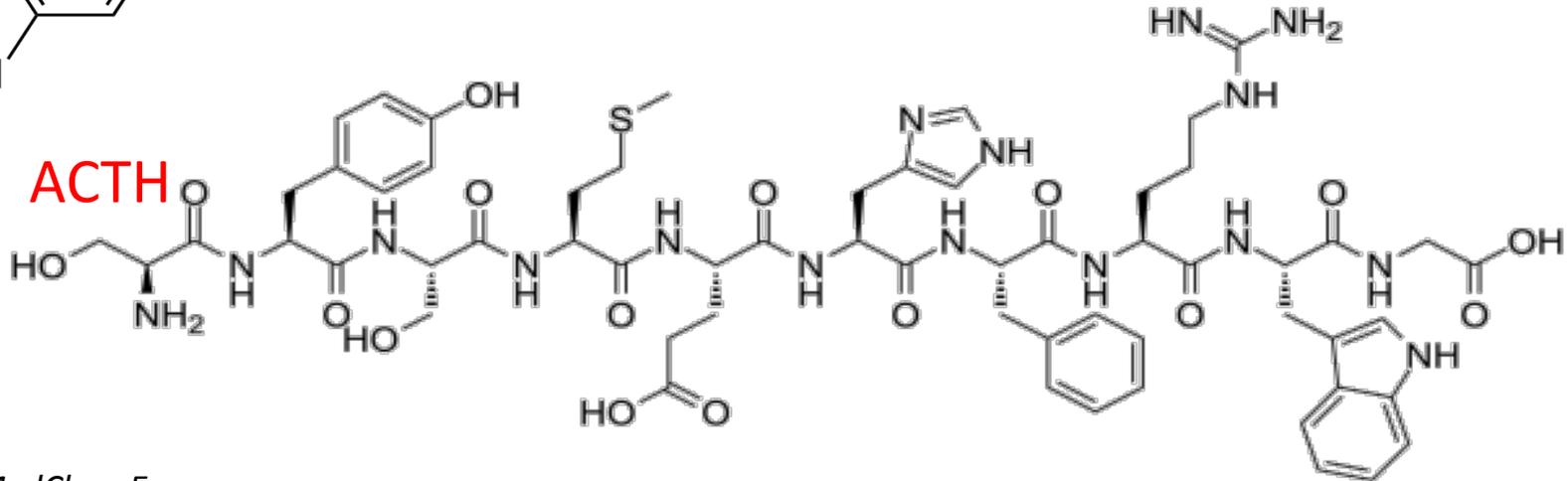
Hormone thyroïdienne T4



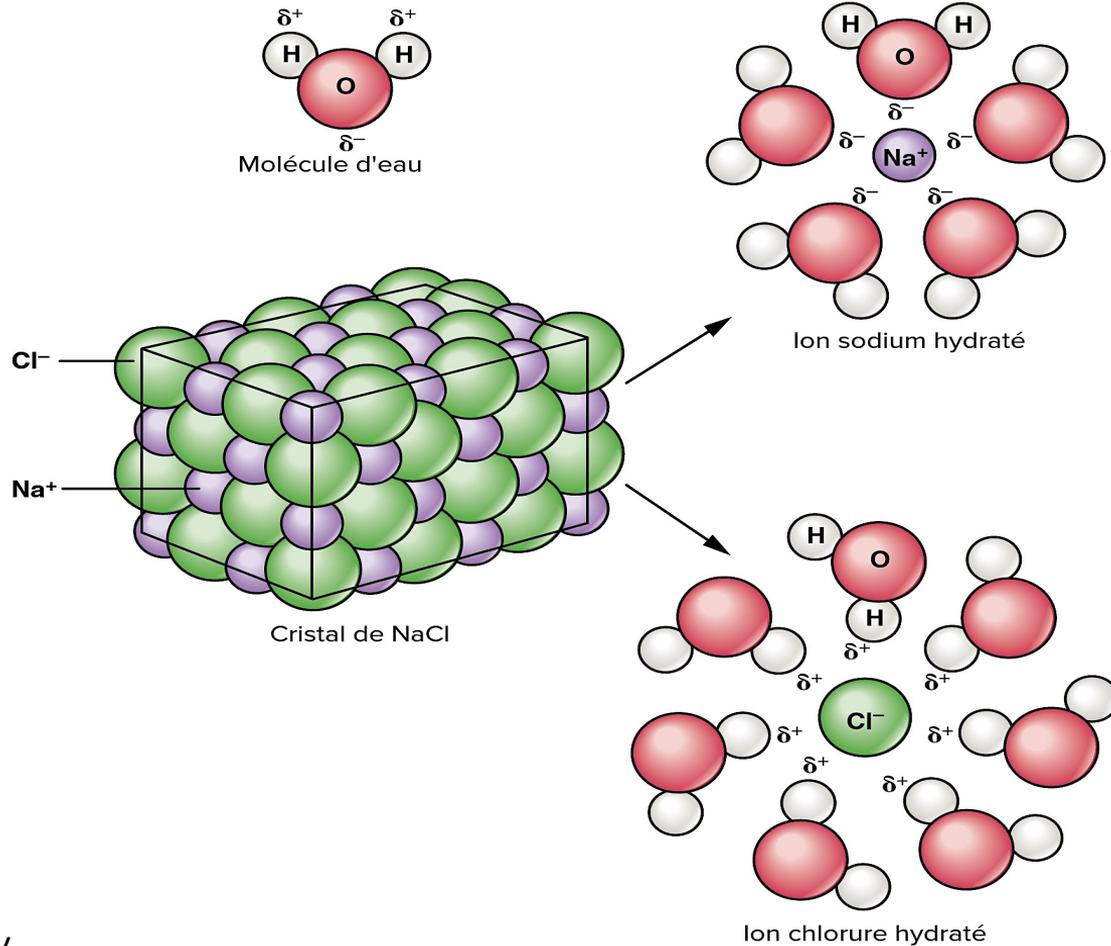
œstradiol



ACTH

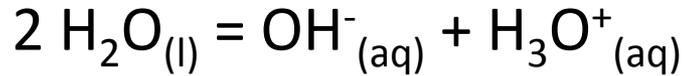


# Les ions solvatés sont entourés d'une couronne d'eau

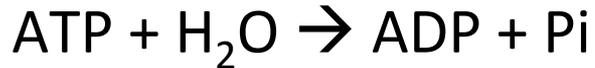


# Des propriétés chimiques d'intérêt

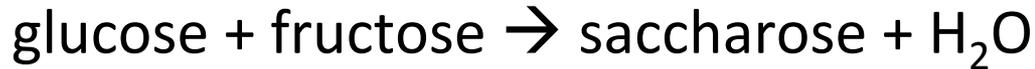
- L'eau peut s'ioniser (couple acido-basique)



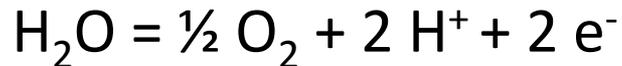
- L'eau est un réactif pour les hydrolyses



- L'eau est un produit de réaction



- L'eau est un donneur d'électrons

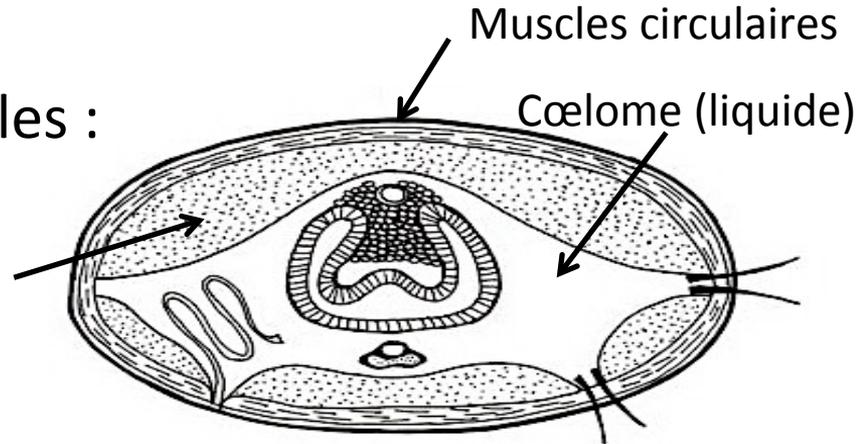


# Des propriétés physiques d'intérêt

- L'eau est un tampon thermique  
forte capacité thermique massique :  $4185 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$   
chaleur de vaporisation (lien sudation) :  $2,26 \text{ kJ.g}^{-1}$

- L'eau est un fluide incompressible
  - Turgescence des cellules végétales
  - Hydrosquelette des animaux (exemples : Annélides, trompe d'éléphant) :  
tuniques de muscles autour  
d'une poche de liquide

Muscles  
longitudinaux

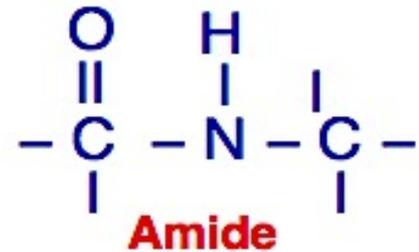
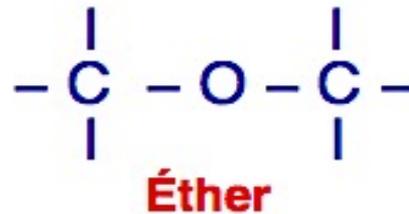
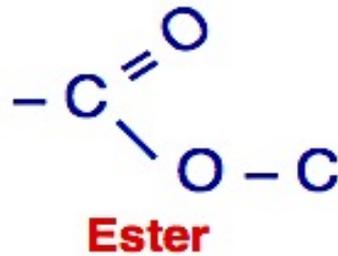
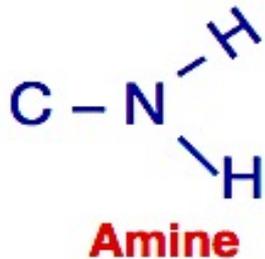
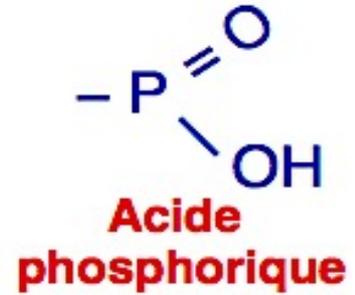
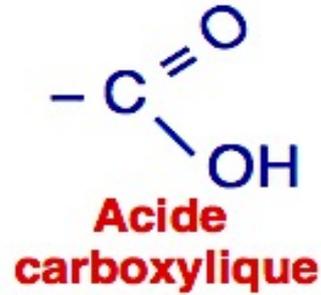
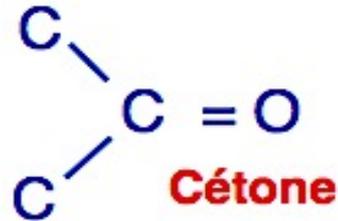
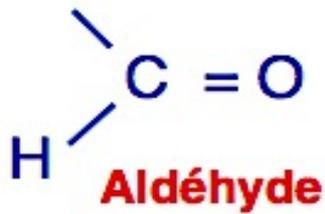
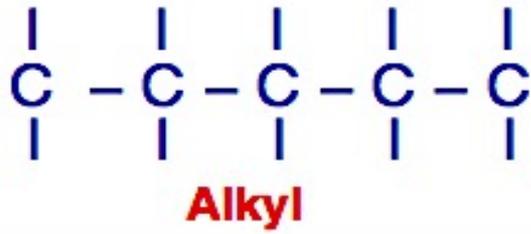


CT Lombric

# **4. Caractéristiques moléculaires et réactivité**

## **4.1. Les principaux groupes fonctionnels**

# 4.1. Les principaux groupes fonctionnels



# **4. Caractéristiques moléculaires et réactivité**

## **4.2. Les réactions chimiques de base**

# Réactions acido-basiques

- **Fonction acide**

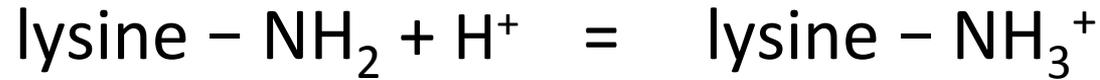


acide pyruvique

pyruvate

selon le pH de la cellule et le pKa : le plus souvent  $\text{COO}^-$

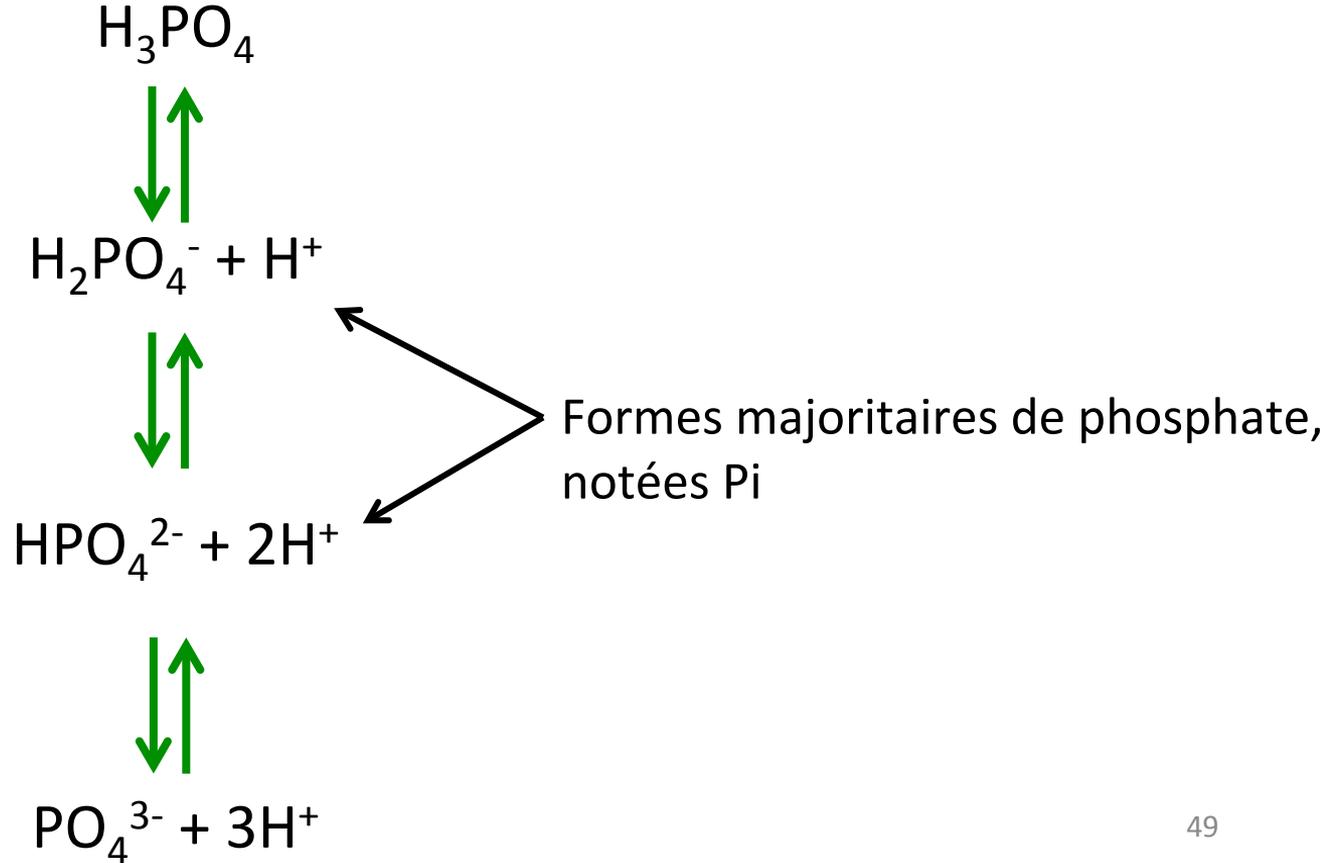
- **Fonction amine**



acide aminé

# Réactions acido-basiques

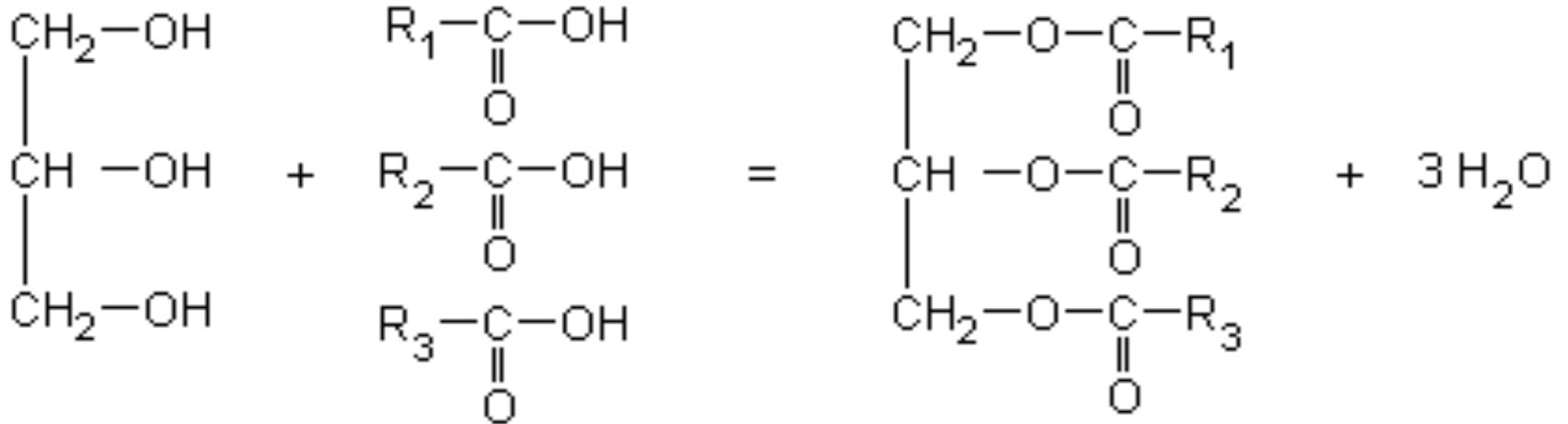
Exemple de l'acide phosphorique, un triacide



# Estérification



revu dans les lipides



glycérol

mélange d'acides gras

triglycérides

Synthèse des triglycérides

# Les 3 types d'estérification

Acide carboxylique + alcool  $\longrightarrow$  ester

*exemple : synthèse de triglycéride, de phospholipide*

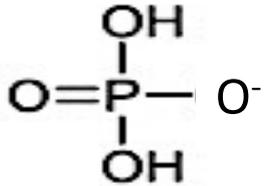
Acide phosphorique + alcool  $\longrightarrow$  molécule phosphorylée

*exemple : phosphorylation d'une molécule*

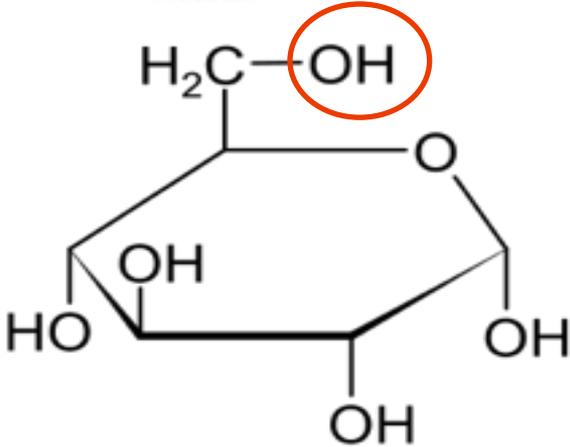
Acide carboxylique + thiol  $\longrightarrow$  thioester

*exemple : liaison d'un acide gras sur un coenzyme le rendant plus réactif*

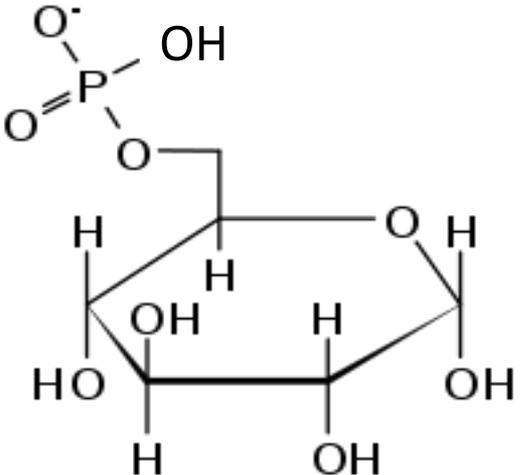
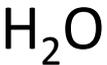
# Phosphorylation = phospho-estérification



Acide phosphorique



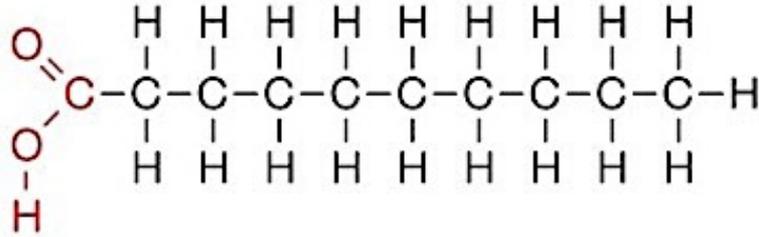
Glucose



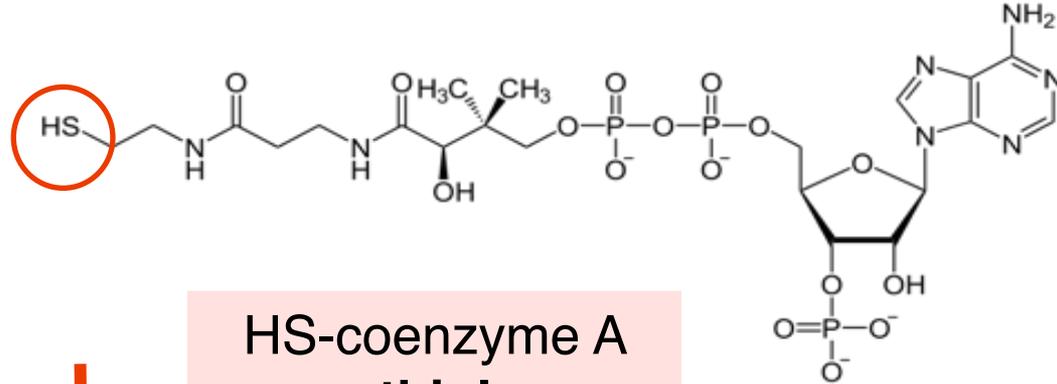
Glucose 6 P

# La thio-estérification

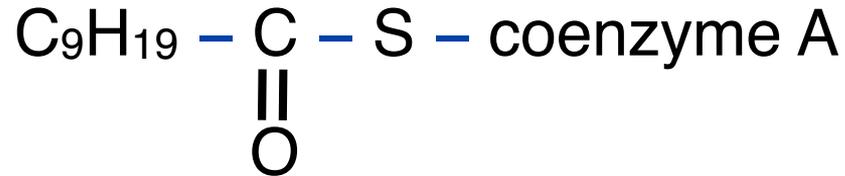
Le coenzyme A est un transporteur de chaîne carbonée



acide gras  
 $C_9H_{19}COOH$



HS-coenzyme A  
**thiol**



# Réactions d'oxydo-réduction

Certaines molécules peuvent céder ou fixer des électrons. Elles existent donc sous deux formes :

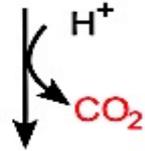
- forme **oxydée** = forme **déficiente** en électrons
- forme **réduite** = forme **riche** en électrons

**Les électrons peuvent passer d'une forme réduite à une forme oxydée si le potentiel rédox du composé oxydé est supérieur au potentiel rédox du composé réduit.**

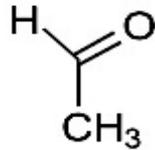
Souvent, le transfert d'électrons s'accompagne de transferts de protons  $H^+$ .

# Réactions d'oxydo-réduction

Pyruvate



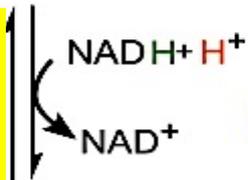
Décarboxylase  
du pyruvate



Au cours de la fermentation

Acétaldéhyde

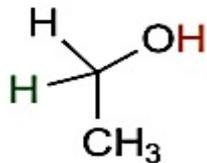
réaction  
d'oxydo-réduction



Alcool  
déshydrogénase

Réduction de l'aldéhyde  
en alcool.

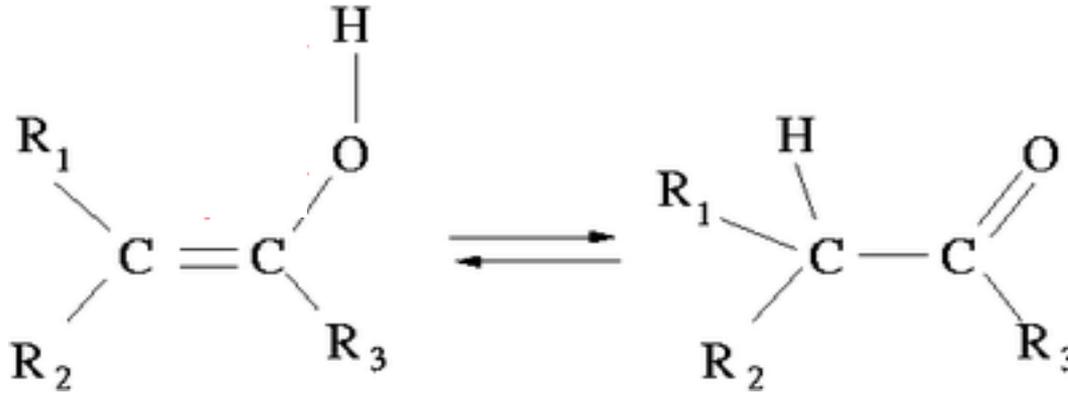
Les électrons sont  
transférés du  $\text{NADH}, \text{H}^+$   
vers l'acétaldéhyde



Éthanol

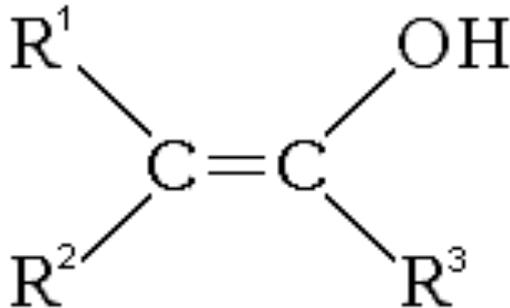
potentiel rédox de l'acétaldéhyde = -197 mV  
potentiel rédox du  $\text{NADH}, \text{H}^+$  = -320 mV

# Équilibre céto-énolique



Énol = contraction de alcène et alcool

Possible avec un aldéhyde  
(si  $\text{R}_3 = \text{H}$ )



Énol = forme réactive

# Dessiner une molécule

DHAP = Dihydroxyacétone phosphate

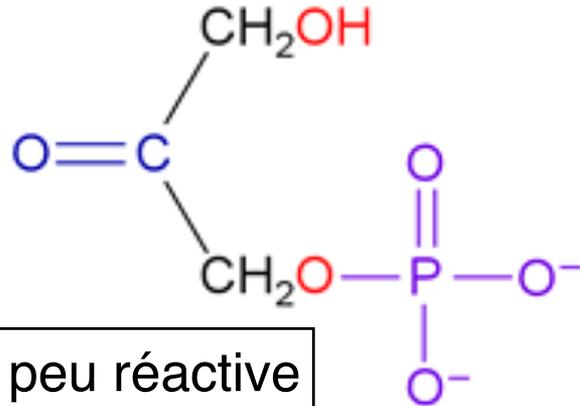
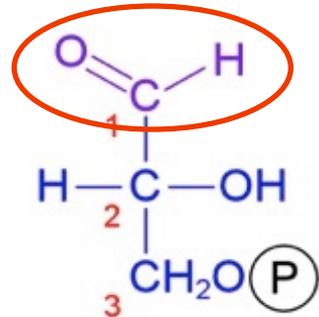
GAP = Glycéraldéhyde 3 phosphate

# Équilibre céto-énolique : un cas d'étude



fonction  
aldéhyde

**GAP**

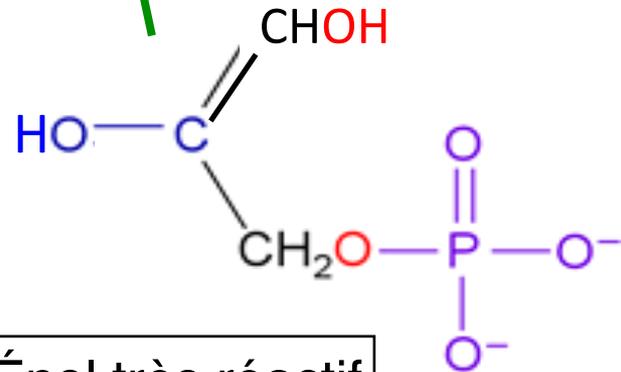


Forme peu réactive

**DHAP** Dihydroxyacétone P

Fondamental dans la  
synthèse des sucres

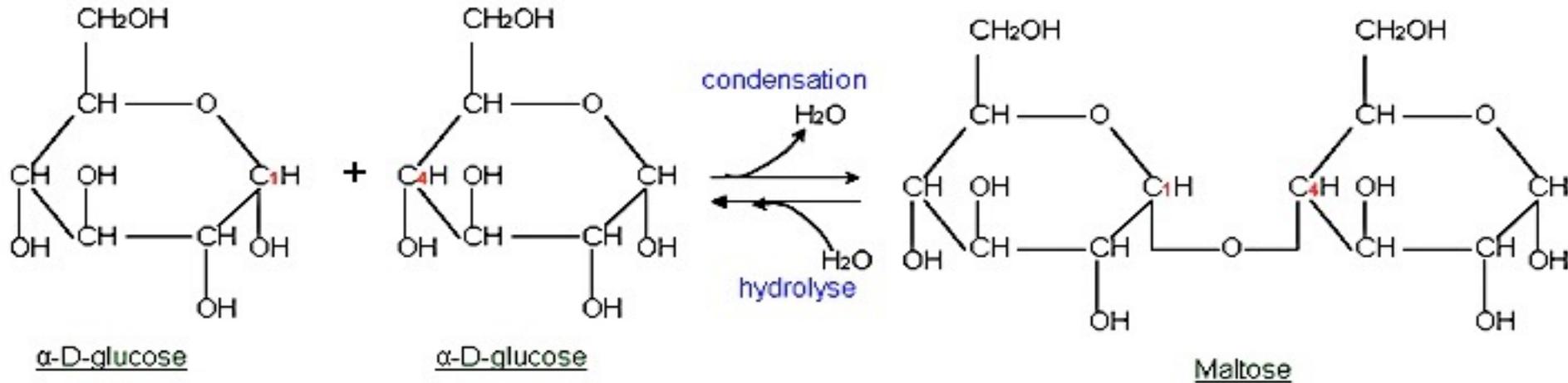
Fructose 1-6 diP



Énol très réactif

# Hydrolyse / Condensation

exemple : équilibre entre deux glucoses / maltose

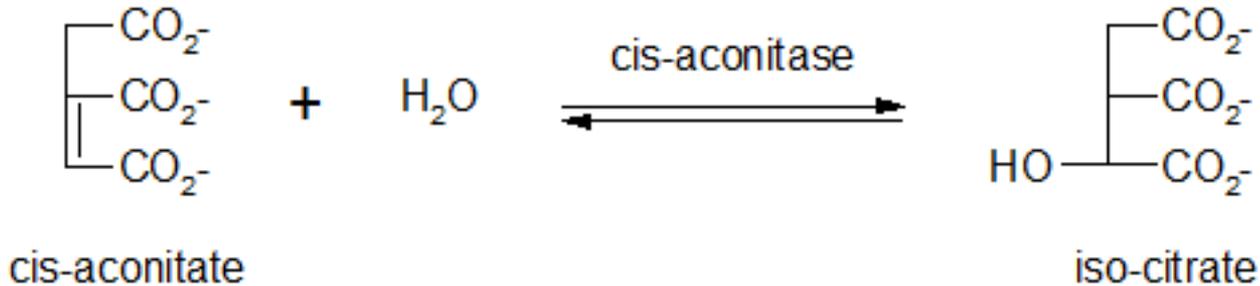


**condensation** = formation d'une liaison (ici éther) avec libération d'une molécule d'eau

**hydrolyse** = rupture d'une liaison (ici éther) avec consommation d'une molécule d'eau

# Hydrolyse / hydratation

Hydratation = **ajout** d'une molécule d'eau sur une molécule



*exemple au cours du cycle de Krebs*

# CONCLUSION

# BILAN DES LIAISONS

Type de liaison		distance en nm	Énergie de liaison en kJ.mol <sup>-1</sup>
<b>liaison covalente</b>		≈ 0,05	300 à 450
<b>liaisons électrostatiques</b>	ionique	≈ 0,3	40 à 100
	hydrogène	≈ 0,3	10 à 20
	van der Waals		1 à 5
<b>interactions hydrophobes</b>	10		

F  
O  
R  
T  
E  
  
F  
A  
I  
B  
L  
E

# Quelques réactions chimiques dans une cellule

