



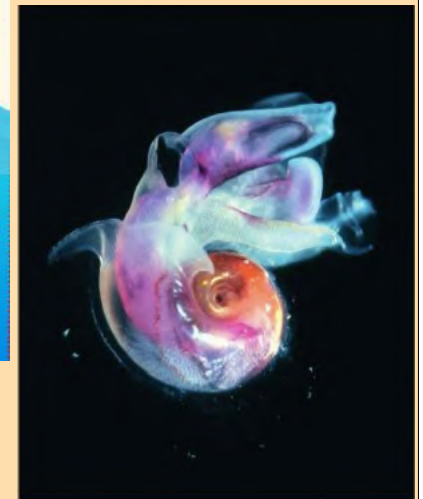
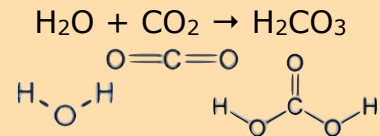
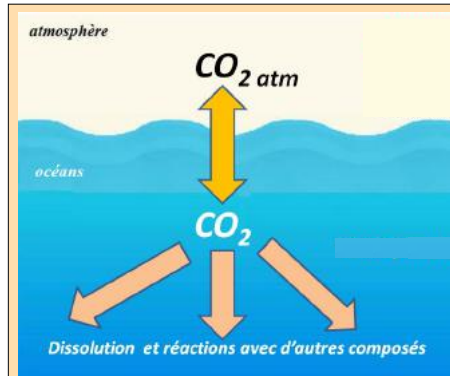
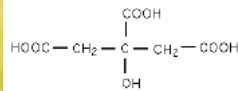
Pour se défendre, les fourmis se servent d'un acide, l'acide formique (ou acide méthanoïque) qui en réagissant avec l'eau composant la peau, occasionne des brûlures.



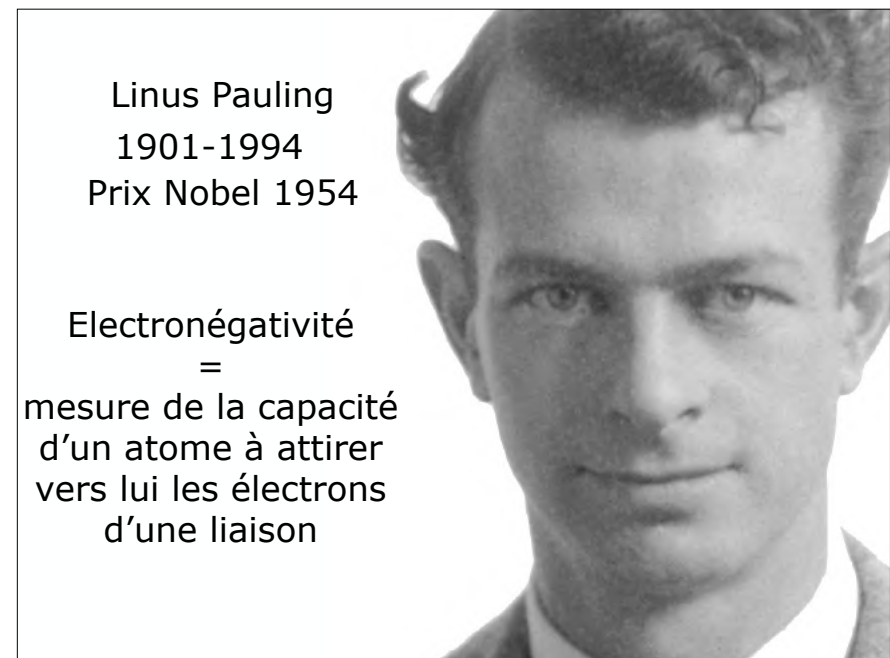
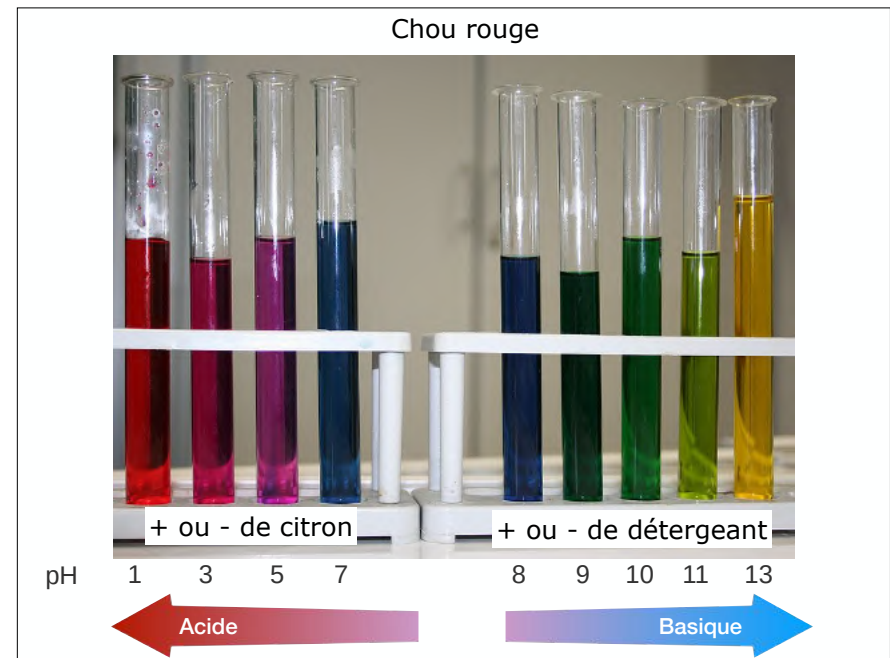
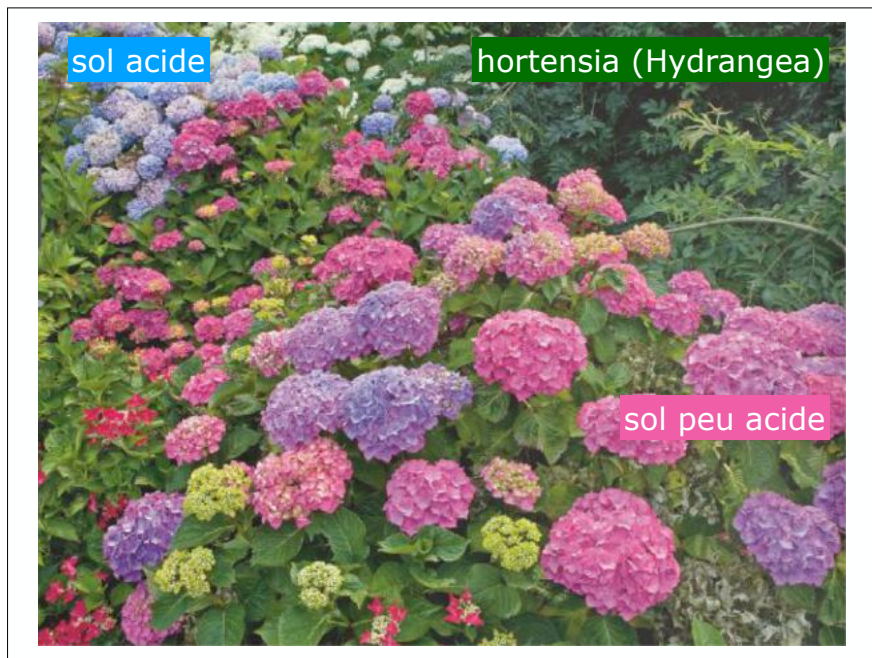
Le vinaigrier (*mastigoproctus giganteus*) asperge ses proies de microgouttelettes contenant environ 85 % d'acide éthanoïque.



Le jus de citron est une solution aqueuse qui contient de nombreuses espèces dissoutes.

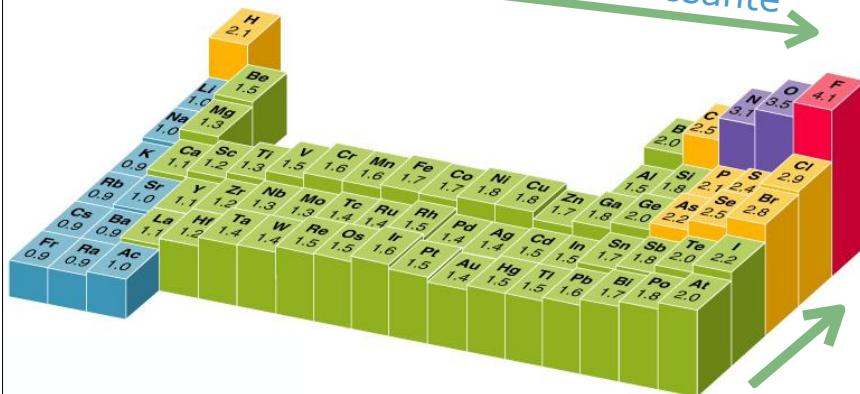


Du fait de l'acidification des océans, la coquille calcaire de ce coquillage a réagi avec les acides présents et est devenue si fine qu'elle en est transparente.



Electronégativité des éléments
Symbole χ « Khi » pas d'unité

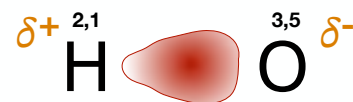
Electronégativité croissante



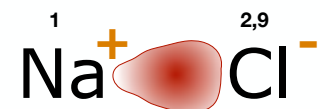
Electronégativité χ



Liaison **Covalente**
non polarisée



Liaison **Covalente**
polarisée



Liaison **Ionique**

Liaison
covalente
non polarisée



Liaison
covalente
polarisée



Liaison
ionique



Différence d'électronégativité croissante

$\Delta\chi < 0,5$

$\Delta\chi$ comprise entre
0,5 et 1,5

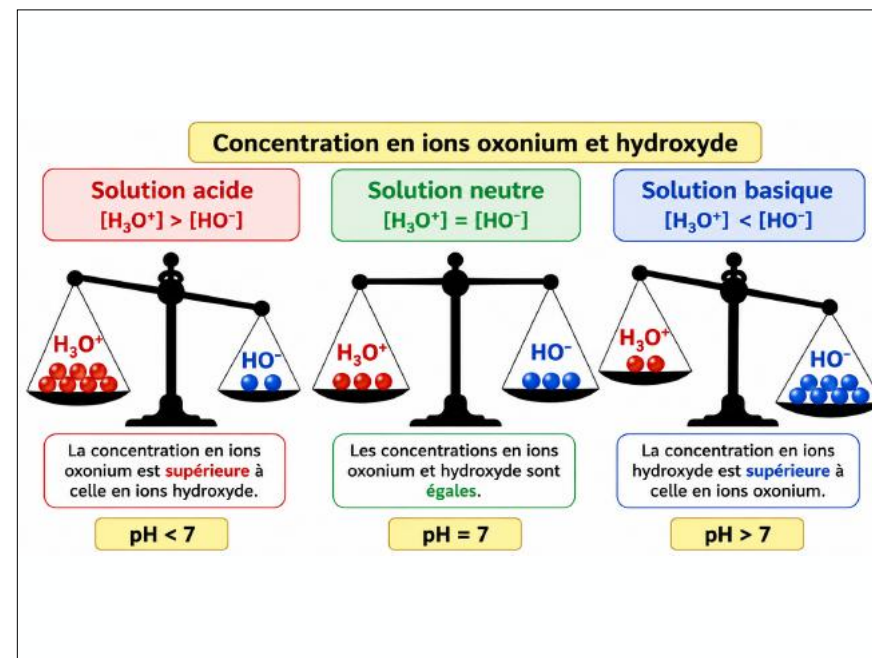
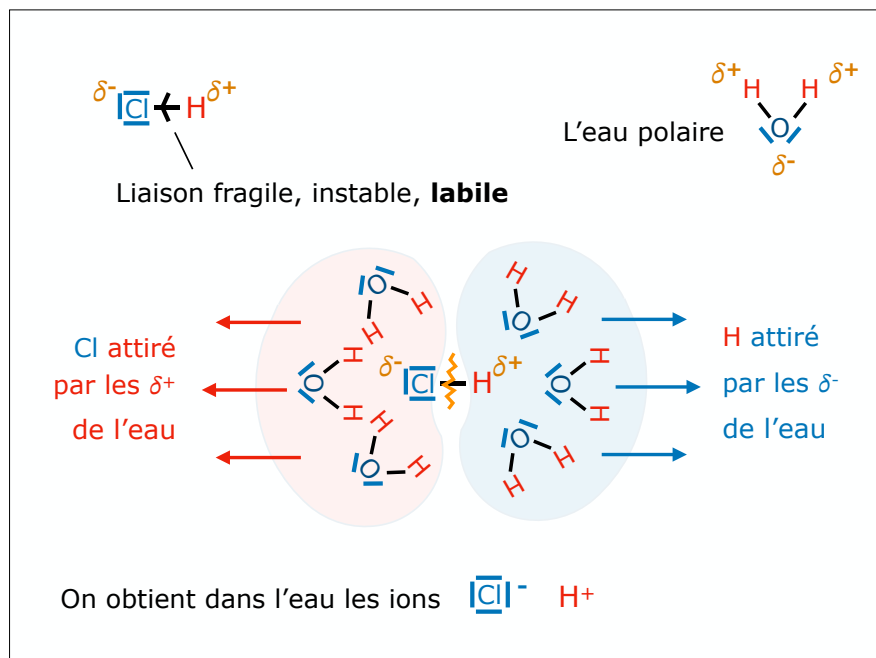
$\Delta\chi > 1,8 \text{ à } 2$

entre 1,6 et 1,8, on ne peut pas préalablement à une
expérimentation déduire si la liaison est ionique ou polarisée

Représentation de Lewis

Monovalent		trivalent		trivalent		Monovalent	
bivalent	tétravalent	bivalent					
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca						

trivalent = peut faire trois liaisons
tétravalent = peut faire quatre liaisons
etc...

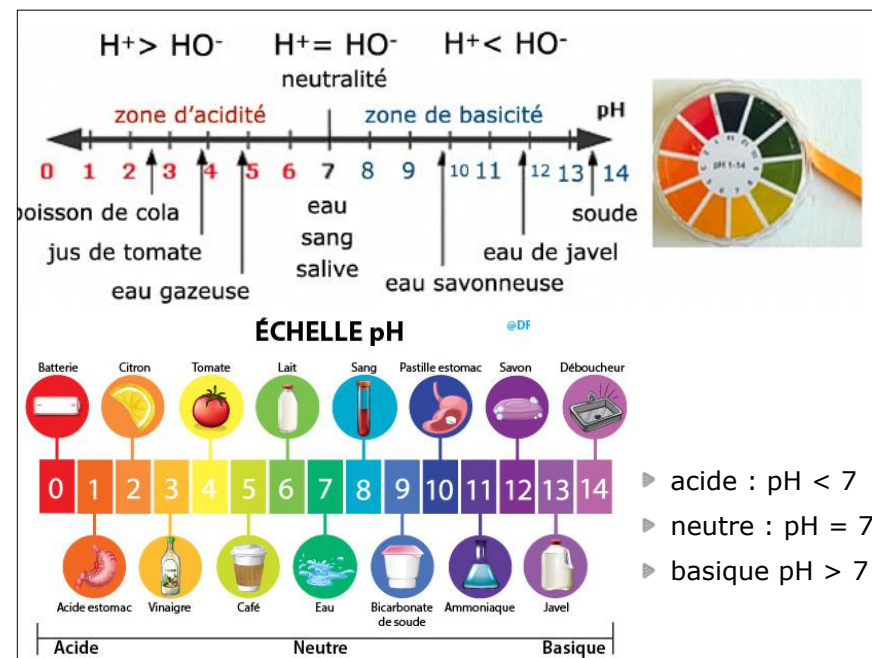


► Solution aqueuse neutre :

► Solution aqueuse acide : a beaucoup d'ions oxonium H_3O^+

$\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$

► Solution aqueuse basique : a beaucoup d'ions hydroxyde HO^-



Acide et base de Brønsted

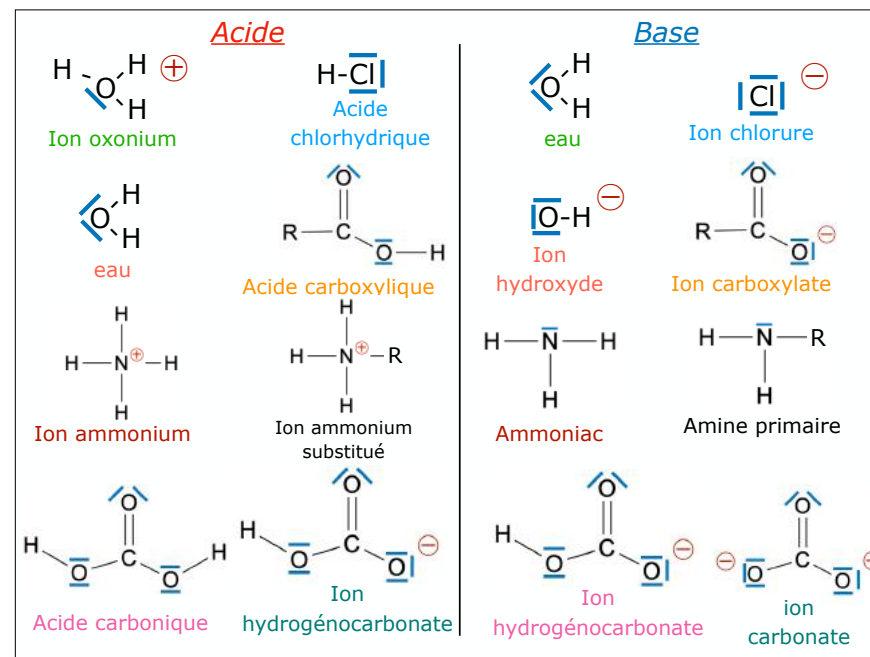
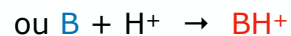
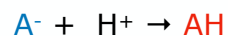


Johannes Nicolaus Brønsted
chimiste Danois
1879 – 1947

Acide AH



Base A⁻ ou B

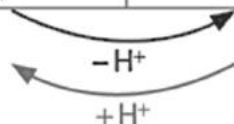


Exemples de couples Acide / Base

Acide	Base
CH ₃ CO ₂ H	CH ₃ CO ₂ ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
H ₃ O ⁺	H ₂ O
H ₂ O	HO ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻

H₂O joue le rôle d'acide

H₂O joue le rôle de base



On dit que l'eau est une espèce **amphotère** : elle peut, selon les situations, se comporter soit comme un acide, soit comme une base.

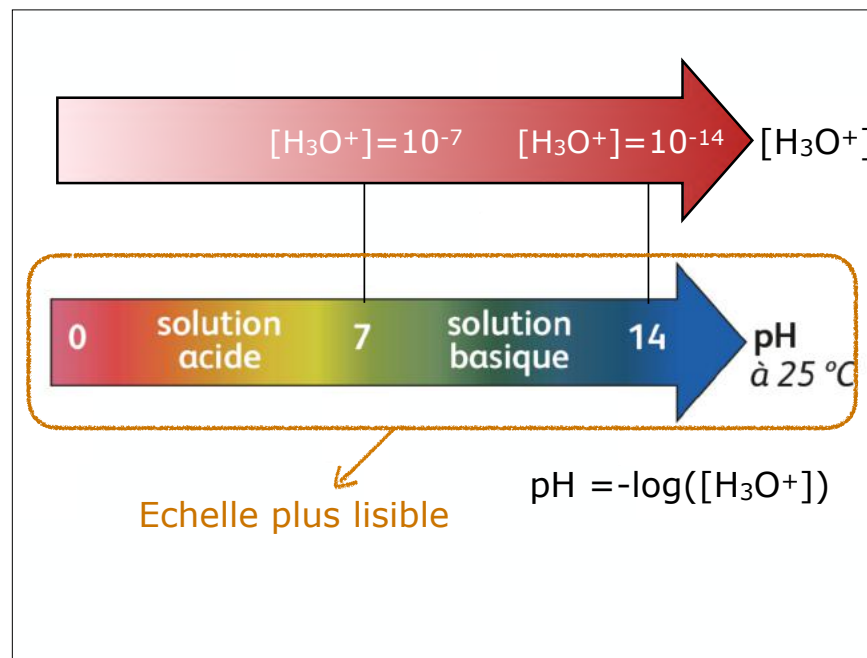
Comparaison couple acide/base et couple Redox

Aspect	Acide / Base (Brønsted)	Oxydant / Réducteur (Redox)
Principe	Échange de proton H ⁺	Échange d'électron(s) e ⁻
Définitions	Acide : donneur de H ⁺ Base : capteur de H ⁺	Oxydant : capteur d'e ⁻ Réducteur : donneur d'e ⁻
Couples	Couple AH / A ⁻	Couple Ox / Red
« Demi-équation » (conceptuelle)	AH ⇌ A ⁻ + H ⁺	Ox + n e ⁻ = Red
Notion de force	Acide/base fort(e) et donc réaction totale : « → » utilisé Acide/base faible et donc équilibre : « ⇌ » utilisé	
Équation de réaction avec l'eau	AH + H ₂ O → H ₃ O ⁺ + A ⁻ (fort) AH + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + A ⁻ (faible)	On additionne deux demi-équations équilibrées
Phrase-synthèse	Acide / Base : transfert de proton H ⁺	Ox / Red : transfert d'électron e ⁻



Søren Sørensen
chimiste Danois
(1868-1939)

- Søren Sørensen a introduit la notion de pH en 1909 en travaillant sur des solutions biologiques.
- Dans ces milieux, la concentration en ions H_3O^+ est très faible (souvent 10^{-7} à 10^{-3} $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$).
- La manipulation directe de ces valeurs n'était pas pratique.
- Il a donc utilisé une échelle logarithmique permettant de simplifier l'expression et la comparaison du degré d'acidité des solutions.



Le logarithme est défini mathématiquement comme une fonction ne pouvant s'appliquer qu'à des nombres purs.

Le logarithme transforme une valeur en une autre échelle, mais cette transformation n'a aucun sens physique si une unité est impliquée.

Le log répond à : "Combien de fois plus grande (ou plus petite) qu'une référence ?"

On compare à une valeur de référence, ce qui élimine les unités.

Exemples :

- mesurer une hauteur par rapport au niveau de la mer.
- Cet immeuble fait 4 fois la hauteur du vôtre.

Pour être exact, on faudrait écrire

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

c^0 est la concentration standard $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

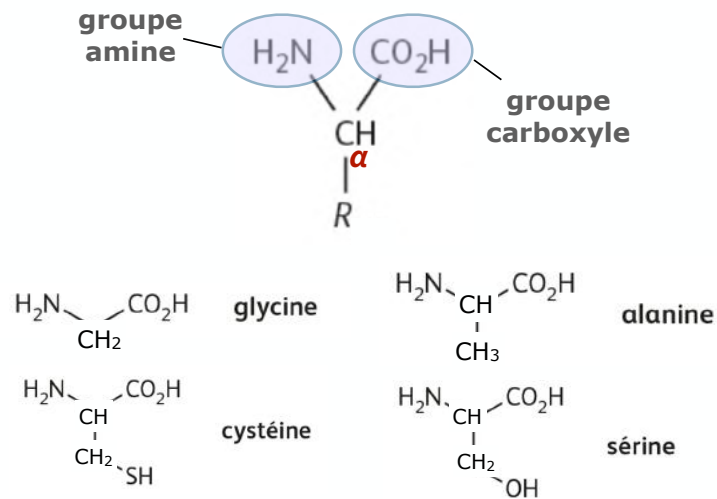
Par souci de simplification, on n'indique pas la concentration standard $c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ dans l'expression de pH.

Pour le Bac, sur votre copie à indiquer :

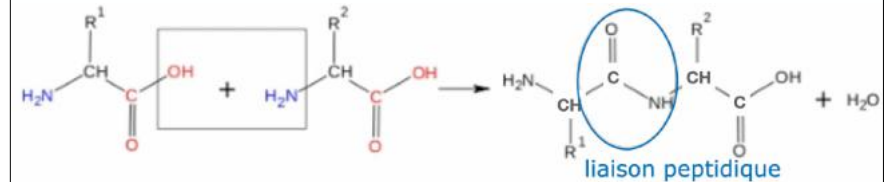
« Concentration standard $c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Par souci de simplification, je ne ferai plus apparaître c^0 par la suite. »

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$$

Domaines de prédominance cas des acides α -aminés



Les acides α -aminés **polymérisent** en formant des liaisons **peptidiques** qui aboutissent à de longues chaînes **macromoléculaires**.



Les **protéines**, un assemblage tridimensionnel d'acides aminés, sont omniprésentes dans nos organismes.

Elles assurent une multitude de fonctions biologiques (structure des cellules, rôle de catalyseur des processus biologique, régulation des gènes,...)

Liaisons faibles au sein d'une protéine

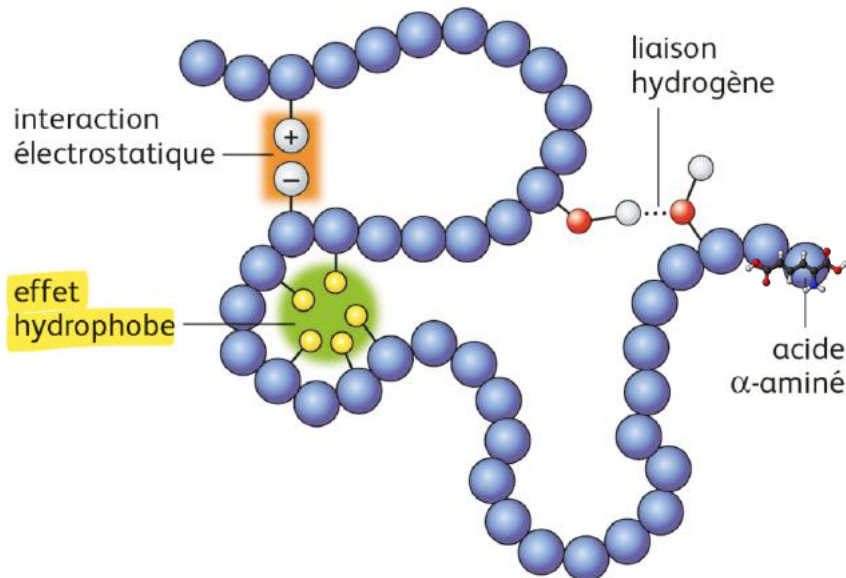
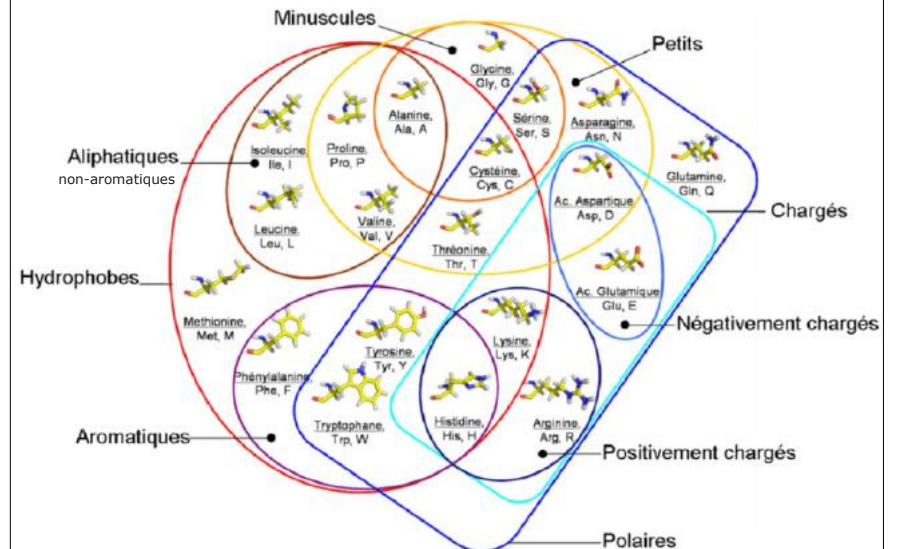
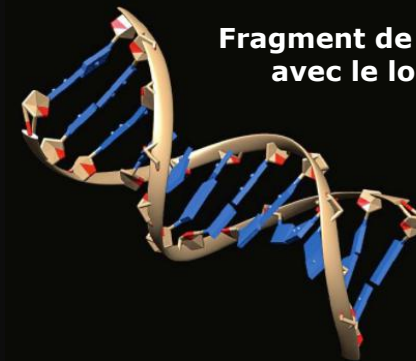
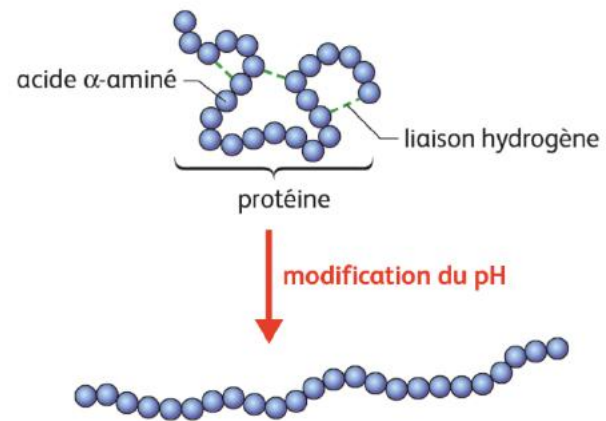


Diagramme de Venn des propriétés des acides aminés protéinogènes.





Visualisation en 3D $\Rightarrow$ Analyse des effets de la molécule

Exemple : Remplacement d'un acide aminé, qui contiennent un groupe **carboxyle** —COOH et le groupe **amine** —NH dans une protéine pour activer ou inhiber la fonction de la protéine.