

Module : Chimie Minérale Pharmaceutique

Enseignante : Dr Hadjer BENLATRECHE

Contact : benlatrache.hadjer@gmail.com

Année universitaire : 2019 - 2020

Cours II :

L'HYDROGENE

Plan du cours :

INTRODUCTION

I. PROPRIÉTÉS

I.1. PROPRIETES ELECTRONIQUES

I.2. PROPRIETES PHYSIQUES DU DIHYDROGENE (H₂)

I.3. PROPRIETES CHIMIQUES

- A. Electronégativité de l'hydrogène et polarité de la liaison « E – H »
- B. Réactivité chimique
- C. Pouvoir oxydoréducteur

II. PREPARATION

II.1. INDUSTRIELLE

II.2. LABORATOIRE

- A. Electrolyse / B. Réactions chimiques

III. COMPOSES DE L'HYDROGENE : LES HYDRURES BINAIRES

III. 1. LES HYDRURES IONIQUES (SALINS)

III. 2. HYDRURES METALLIQUES (INTERSTITIELS)

III. 3. HYDRURES COVALENTS

IV. LIAISON HYDROGENE

IV.1. DEFINITION

IV.2. CARACTERISTIQUES

- A. Force de la liaison hydrogène / B. Longueur / C. Direction

IV. 3. IMPLICATIONS DE LA LIAISON HYDROGENE

- A. Points d'ébullition et de fusion
- B. Viscosité
- C. Solubilité et hydrophobie

V. ASPECTS BIOLOGIQUES ET MEDICAUX

V.1. ASPECTS BIOLOGIQUES

- A. Le proton (H⁺)
- B. Les liaisons de l'hydrogène

V.2. ASPECTS MEDICAUX

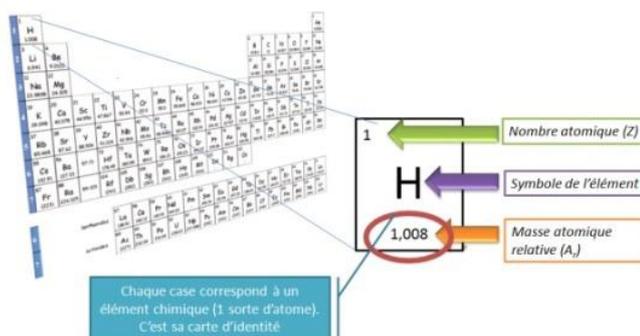
- A. IRM (Imagerie par Résonance Magnétique)
- B. Protonthérapie

Objectifs du cours : à la fin du cours, l'étudiant devrait être en mesure de :

- Connaître les propriétés générales de l'hydrogène.
- Relier la réactivité de l'hydrogène avec les facteurs cinétiques et thermodynamiques.
- Définir la liaison hydrogène et connaître ses caractéristiques et ses implications en biologie.

❖ INTRODUCTION :

Premier élément du tableau périodique, son atome pourtant le plus simple de tous, est le constituant essentiel de l'univers. Son intérêt théorique se double, pour le dihydrogène, d'un intérêt pratique notable. On voit en lui un combustible d'avenir ; énergétique et non polluant, à cela s'ajoute l'espoir encore lointain de maîtriser la « fusion » des noyaux d'hydrogène, source de l'énergie solaire.



C'est l'atome **le plus abondant de l'univers**. Il s'est formé au cours des premières secondes du « Big-Bang » qui marque le commencement de l'univers. Il existe 89% de H₂ dans l'univers, c'est le principal constituant du soleil qui n'est autre qu'une énorme boule de gaz chaud : 92% d'hydrogène, 7% d'hélium et 1% d'éléments lourds.

Pourtant, **peu de H₂ libre existe sur terre** ; car il est très léger et échappe à la gravitation terrestre, c'est le **troisième élément le plus abondant sur la croûte terrestre**, après l'oxygène et le silicium, il ne constitue, à l'état libre qu' 1 % de l'atmosphère terrestre. À l'état de composés – **beaucoup plus abondant**-, on le trouve principalement combiné avec l'oxygène (H₂O : lacs, rivières, glaciers, mers et océans...) ou avec le carbone, le soufre et l'azote (hydrocarbures, matières végétales et animales, etc.).

L'hydrogène est un élément essentiel à la vie. Il représente **10 % de la masse d'un corps humain**.

I. PROPRIÉTÉS :

I.1. PROPRIÉTÉS ELECTRONIQUES :

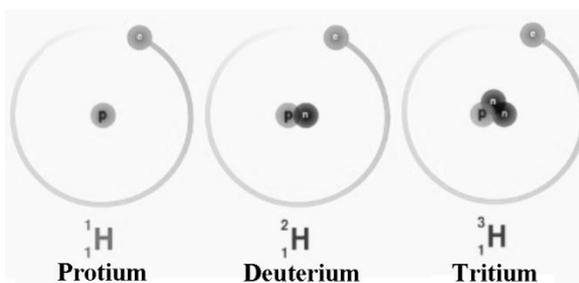
- *Configuration électronique* : 1s¹
- *Énergie d'ionisation* : 1312 kJ/mol

□ *Isotopes* : l'hydrogène possède 3 isotopes : **protium, deutérium et tritium**.

Tableau : propriétés des isotopes de l'hydrogène

Isotope	Symb.	N	Abondance (%)	Masse molaire (g/mol)	PE°(C)	Enthalpie de dissociation (kJ/mol)	Radioactivité
Protium	H	0	99.985	H ₂ 2.02	- 252.55	436	-
Deutérium	D	1	0.015	D ₂ 4.03	- 249.25	443	-
Tritium	T	2	10 ⁻¹⁵	T ₂ 6.03	- 247.95	447	T _{1/2} = 12.3 ans

- Les **propriétés physiques** (ex. masse molaire, PE° et PF°) des isotopes sont différentes. Par conséquent, les propriétés de leurs composés respectifs (ex. l'eau : H_2O , D_2O , T_2O) seront différentes.
- Les **propriétés chimiques** des isotopes sont similaires. Absorbé par l'organisme, un composé contenant du protium, du deutérium ou du tritium subira un **même métabolisme**.

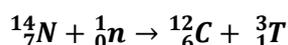


Structure des isotopes de l'hydrogène

Tableau : propriétés physiques des oxydes des isotopes (H_2O , D_2O , T_2O)

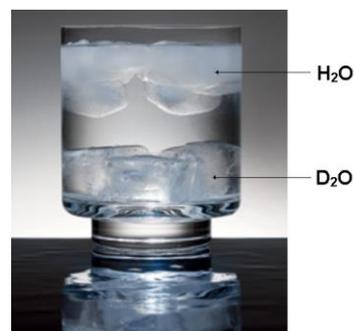
Composé(eau)	Symb.	Masse molaire(g/mol)	Masse volumique(g/ml)	PF(C°)	PE(C°)
Eau ordinaire	H_2O	18	1	0	100.0
Eaudeutéree	D_2O	20	1.11	3.8	101.4
Eautritiée	T_2O	22	1.21	4.5	101.5

- Radioactivité du Tritium :** Le tritium est un isotope radioactif avec un $T_{1/2} = 12$ ans est formé naturellement par l'impact des rayons cosmiques (particules de neutrons) sur l'atmosphère (azote) :



Il est également obtenu à partir du lithium (${}^6\text{Li}$) par réaction nucléaire : ${}^6_3\text{Li} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^3_1\text{T}$

Réaction de désintégration : la radioactivité du tritium est de type β^- (émission d'électron) : ${}^3_1\text{T} \rightarrow {}^3_2\text{He} + {}^0_{-1}\text{e}$

Densité de H_2O et de D_2O

Application : le tritium est un produit radiopharmaceutique qu'on utilise comme *traceur** en médecine ou en recherche biologique.

Le tritium présente les avantages suivants :

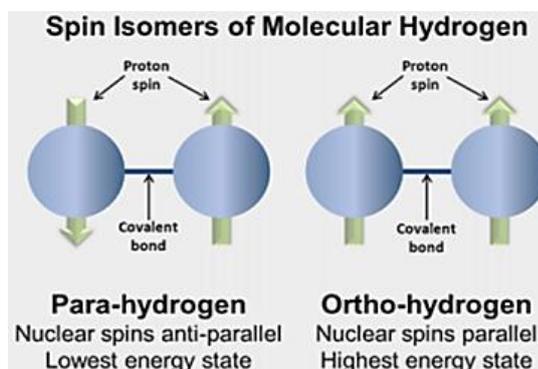
- Les électrons émis étant de faible énergie, les tissus biologiques ne sont donc pas endommagés.
- Une bonne capacité de pénétration dans les tissus ce qui offre une bonne résolution de l'image
- Il ne s'accumule pas dans les tissus (élimination rapide) et il n'est pas toxique.

***Définition :** un traceur radioactif est un élément ou un composé dont la radioactivité permet le suivi de sa distribution à travers un système.

➤ Ortho et Para-hydrogène :

La molécule H_2 est un mélange d'**orthodihydrogène** oH_2 et de **paradihydrogène** pH_2 qui diffèrent par leurs **spins nucléaires**. Le proton possède, en effet, comme l'électron, un spin de valeur $1/2$. C'est ce spin qui intervient en RMN du proton pour l'étude structurale des molécules hydrogénées et dans l'**imagerie médicale**.

Dans oH_2 les deux spins nucléaires sont **parallèles**, ils sont **opposés** pour pH_2 . Les pourcentages du mélange à température ambiante sont de 75% (oH_2) et 25% (pH_2), mais à très basse température on a 100% de pH_2 .



La transformation $oH_2 \rightarrow pH_2$ est exothermique, les deux ont les mêmes propriétés chimiques et des propriétés physiques légèrement différentes.

I.2. PROPRIETES PHYSIQUES DU DIHYDROGENE (H_2) :

Point de fusion	-259.1°C (14.01 K)
Point d'ébullition	-252.9°C (20.28 K)
Masse volumique (20°C)	0.09 g/cm ³
Densité relative (à l'air)	0.07
Rayon atomique	25 pm
Distance interatomique	74 pm

L'hydrogène forme une molécule diatomique H_2 . C'est un gaz incolore, inodore, non toxique, hautement inflammable et très léger. Sa très petite taille lui permet une grande facilité de diffusion et d'effusion (*ex : dans les métaux : voir hydrures métalliques*).

L'hydrogène est aussi un bon conducteur calorifique, utilisé, par exemple pour le refroidissement des gros alternateurs.

I.3. PROPRIETES CHIMIQUES :

L'élément hydrogène n'appartient à aucun groupe. L'hydrogène peut comme les alcalins perdre un électron pour donner le cation H^+ . Il peut également, comme les halogènes compléter son niveau de valence par capture d'un électron pour donner l'*anion hydrure* H^- de même structure que l'He.

Néanmoins, les propriétés chimiques de l'hydrogène (*ex : son électronégativité*) ne permettent pas son intégration aux deux groupes des alcalins et des halogènes.

A. Electronégativité de l'hydrogène et polarité de la liaison « E – H » :

L'électronégativité de l'hydrogène $\chi_H = 2.2$ (échelle de Pauling).

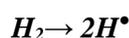
Une liaison E – H (où E = tout élément) peut être **ionique** ou **covalente**, **polaire** ou **apolaire** :

Liaison E – H	Polarité	Electronégativité	E
Ionique	/	$\chi_E \ll \chi_H$	Métaux du bloc s (sauf Be et Mg)
	Polaire : $E^{\delta+} - H^{\delta-}$	$\chi_E < \chi_H$	Métaux bloc d et bloc p
Covalente	Polaire : $E^{\delta-} - H^{\delta+}$	$\chi_E > \chi_H$	Eléments du bloc p (<i>ex. N, O, F, Cl</i>)
	Apolaire	$\chi_E \approx \chi_H$	Eléments du bloc p (<i>ex. B, C, Si, P, I</i>)

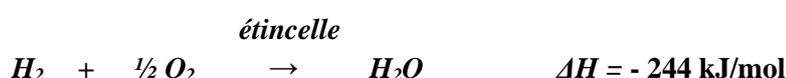
B. Réactivité chimique :

Dans les conditions ambiantes, l'hydrogène est non réactif. L'**enthalpie de la liaison ou énergie de dissociation de la molécule H – H** (436 kJ/mol) constitue une barrière énergétique importante. La non-réactivité de l'hydrogène est **cinétique** et non **thermodynamique**.

La présence d'un catalyseur (diminution de l'énergie d'activation) ou d'un amorçage (apport d'une énergie d'activation : étincelle, irradiation UV, température et pression) provoque la **rupture homolytique** de la liaison H – H qui produit l'hydrogène radicalaire (H•) extrêmement réactif :



- a. *Avec l'oxygène* : la réaction est amorcée par une **étincelle**. L'eau est formée avec libération d'une grande quantité de chaleur :



Application : source d'énergie *propre* (H₂O est le produit de la réaction) et pratiquement *inépuisable* (H₂ et O₂ sont obtenus par électrolyse de H₂O).

- La réaction de l'hydrogène avec l'oxygène est **une réaction en chaîne** :

$H_2 \rightarrow 2H^\bullet$	Amorçage : provoquée par l'étincelle, elle conduit à la formation du radical dit <i>porteur de chaîne</i> .
$H^\bullet + O_2 \rightarrow OH^\bullet + \bullet O^\bullet$	Ramification : augmentation du nombre des porteurs de chaînes (H•, OH• et •O•)
$\bullet O^\bullet + H_2 \rightarrow OH^\bullet + H^\bullet$	
$OH^\bullet + H_2 \rightarrow H_2O + H^\bullet$	Propagation : la réaction se reproduit en plusieurs cycles conduisant à la formation de H ₂ O avec régénération du radical.
$OH^\bullet + H^\bullet \rightarrow H_2O$	Rupture : réaction prend fin après consommation des réactifs.

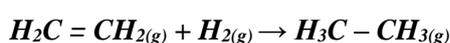
- b. *réaction avec les halogènes (X)* : H₂ réagit avec les halogènes (F, Cl, Br, I) en formant des halogénures d'hydrogène HX :

Réaction	Conditions	ΔH (kJ/mol)	
$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$	Spontanée	-537	↓ Spontanéité de la réaction diminue
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	Lumière (U.V.) : $Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2Cl^\bullet$	-247	
$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$	T° élevée : $Br_2 \xrightarrow{\Delta} 2Br^\bullet$	-104	
$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$		-9.5	

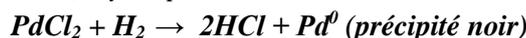
C. Pouvoir oxydoréducteur :

- Le potentiel standard d'oxydoréduction (H⁺/H₂) = 0 V. Il s'agit de la valeur de **référence** utilisée dans l'**électrode standard à hydrogène** (E.N.H.) pour les mesures électrochimiques. *Ex. potentiométrie, pHmétrie.*
- Le pouvoir réducteur de l'hydrogène se manifeste en présence d'un catalyseur (*métal : ex. Fe, Ni, Pt, Pd*).

Ex1. Réduction des liaisons multiples des composés organiques : l'éthylène (C₂H₄) est réduit en éthane (C₂H₆).



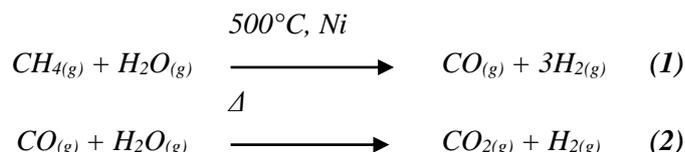
Ex₂. *Le test de la présence de H₂: ayant pour réaction :*



II. PREPARATION :

II.1. INDUSTRIELLE :

Pour ses utilisations industrielles (notamment la préparation de l'NH₃), H₂ est produit *in situ* (contraintes de transport), par la réaction du carbone ou d'un hydrocarbure (*ex. CH₄*) avec la vapeur d'eau (1) suivie d'un traitement partiel du CO produit par la vapeur d'eau ou réaction de « shift » eau-gaz (2) :

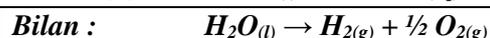
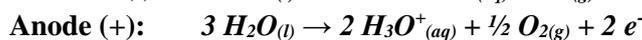
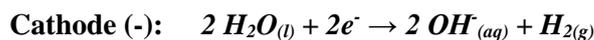


N.B. L'hydrogène obtenu contient des impuretés (CO, CO₂).

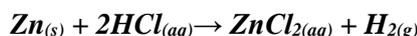
II.2. LABORATOIRE :

A. Electrolyse : on peut produire H₂ (très pur) par électrolyse de l'eau dans laquelle on a ajouté un électrolyte (*ex. NaOH, KOH, H₂SO₄*), l'eau pure étant très peu conductrice.

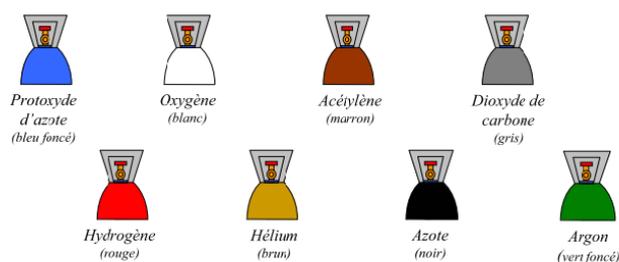
L'électrolyse se produit selon les réactions :



B. Réactions chimiques : réaction entre un acide dilué (HCl, H₂SO₄) et un métal (*ex. Zn, Fe*) :



Le dihydrogène peut être stocké à l'état liquide ou à l'état gazeux comprimé entre 150 et 200 bars dans des tubes d'acier dont la partie supérieure est peinte en rouge orangé vif ; il existe pour chaque gaz une teinte d'identification conventionnelle normalisée :

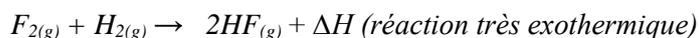
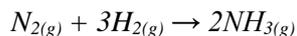


III. COMPOSES DE L'HYDROGENE : LES HYDRURES BINAIRES :

L'hydrogène se combine avec pratiquement tous les éléments à l'exception des gaz rares. Bien que le nombre et la variété des composés hydrogénés soient impressionnants, on peut malgré tout regrouper ces composés binaires en seulement trois classes :

Il n'est appelé « hydrure » qu'un composé binaire formé d'hydrogène et d'un élément moins électronégatif que lui. Ex. NaH : hydrure de sodium, CaH₂ : hydrure de calcium, SbH₃ : hydrure d'antimoine, NH₃ : nitrure d'hydrogène, H₂O : oxyde d'hydrogène, HCl : chlorure d'hydrogène, etc.

d'oxydation de +1 avec *les éléments non métalliques du bloc p*, dont l'électronégativité élevée et voisine de celle de l'hydrogène favorise la mise en commun d'électrons d'où formation d'une liaison covalente.



- **Propriétés :** ils existent sous forme de molécules individualisées et discrètes (ex. CH₄, NH₃, H₂O, H₂S) reliées par des forces intermoléculaires de faible énergie (Van der Waals, pont hydrogène), ce qui explique :

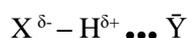
- Le manque de dureté de ces hydrures.
- Les PE et PF peu élevés (composés très volatils ou liquides)

La stabilité diminue de haut en bas dans chaque colonne.



IV. LIAISON HYDROGENE :

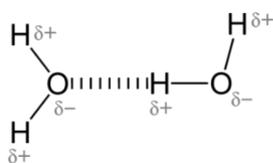
IV.1. DEFINITION : une liaison hydrogène (ou pont hydrogène) est une liaison majoritairement intermoléculaire non covalente, de type **dipôle-dipôle**. Elle se forme entre un atome H lié (par liaison covalente) à un atome très électronégatif ($X = N, O, F$) et un atome électronégatif ayant au moins un doublet électronique libre ($\bar{Y} = N, O, F, Cl, \text{etc.}$), X et Y sont non métalliques et plus électronégatifs que H.



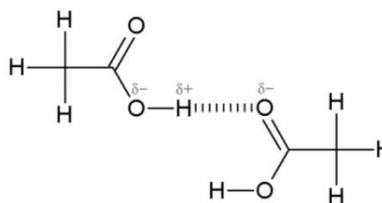
Où : **X** est le **donneur de liaison**

Y est l'**accepteur de liaison**

Exemples :



**Liaison hydrogène
entre deux molécules d'eau**



**Liaison hydrogène entre
deux molécules d'acide carboxylique**

IV.2. CARACTERISTIQUES :

A. Force de la liaison hydrogène : les enthalpies des liaisons d'hydrogènes varient en fonction des éléments X et Y (électronégativité, position dans une molécule) et des conditions de températures et de pression.

On considère que les liaisons hydrogène sont plus fortes que les forces de Van Der Waals et plus faibles que les liaisons covalentes.

Liaison hydrogène	Enthalpie de liaison (kJ/mol)	Liaison covalente	Enthalpie de liaison (kJ/mol)
$\text{H}_2\text{N} - \text{H} \dots \text{NH}_3$	17	$\text{N} - \text{H}$	390
$\text{HO} - \text{H} \dots \text{OH}_2$	22	$\text{O} - \text{H}$	464
$\text{F} - \text{H} \dots \text{FH}$	29	$\text{F} - \text{H}$	567
$\text{F} - \text{H} \dots \text{F}^-$	155		

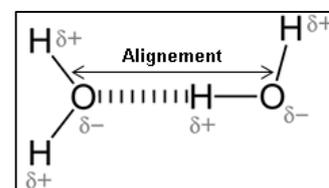
B. Longueur : les liaisons hydrogène sont plus courtes que les forces de Van Der Waals et plus longues que les liaisons covalentes.

Exemple : Longueur de la liaison covalente « $\text{O} - \text{H}$ » = 96 pm

Longueur de la liaison hydrogène « $\text{O} - \text{H} \dots \text{O}$ » = 260 pm

C. Direction : la liaison hydrogène est directionnelle. Elle est alignée sur l'axe de la liaison covalente $\text{X} - \text{H}$.

Ex. dans la liaison « $\text{O} - \text{H} \dots \text{O}$ », les atomes O , H et O sont alignés.



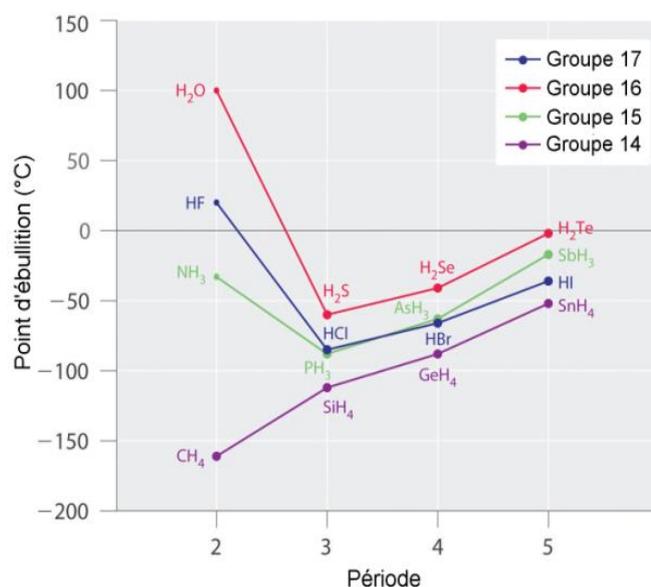
IV. 3. IMPLICATIONS DE LA LIAISON HYDROGENE :

A. Points d'ébullition et de fusion :

En général, plus une molécule possède une masse élevée plus ses points d'ébullition et de fusion sont élevés. Toutefois, on remarque que les composés formant des liaisons hydrogène présentent des points d'ébullition et de fusion anormalement élevés.

Exemple : sur la figure ci-contre :

- H_2O , HF et NH_3 possèdent des points d'ébullition anormalement élevés par rapport aux hydrures de leurs groupes respectifs.
- La liaison $\text{C} - \text{H}$ étant apolaire, le point d'ébullition du CH_4 est le plus bas des hydrures du groupe 14.



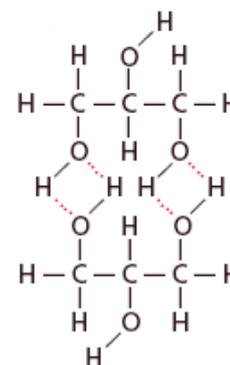
B. Viscosité* : la viscosité est due aux forces intermoléculaires, notamment à la liaison hydrogène, qui maintiennent ensemble les molécules.

*La viscosité d'un liquide est sa **résistance à l'écoulement** : plus la viscosité est élevée, plus l'écoulement est lent.

Les liquides constitués de molécules qui ne peuvent pas former de liaisons hydrogène (*ex. éther diéthylique (C₄H₁₀O), benzène(C₆H₆), etc.*) sont, en général, moins visqueux que ceux qui forment des liaisons hydrogène (*ex.éthanol (C₂H₆O), glycérol(C₃H₈O₃), acide phosphorique (H₃PO₄), etc.*)

C. Solubilité et hydrophobie :

- Les composés qui forment des liaisons hydrogène sont solubles dans les solvants polaires et sont miscibles à l'eau. *Ex. Ammoniac/eau, acide phosphorique/eau, éthanol/eau, glycérine/eau.*
- Les composés qui ne peuvent pas former de liaisons hydrogènes sont insolubles dans les solvants polaires et sont hydrophobes. *Ex. Benzène/eau, éther diéthylique/eau.*



Liaisons hydrogène entre deux molécules de glycérol

V. ASPECTS BIOLOGIQUES ET MEDICAUX :

V.1. ASPECTS BIOLOGIQUES :

L'hydrogène est un élément majeur essentiel représentant 10 % de la masse corporelle. Sous sa forme atomique, il entre dans la composition de la quasi-totalité des molécules présentes dans l'organisme.

Son rôle Il y exerce des fonctions en tant que **proton** (H⁺) ou via les liaisons de l'hydrogène.

A. Le proton (H⁺) : le proton est l'acidifiant de l'organisme, dont la concentration (pH) détermine l'acidité du milieu physiologique (ci-dessous quelques exemples).

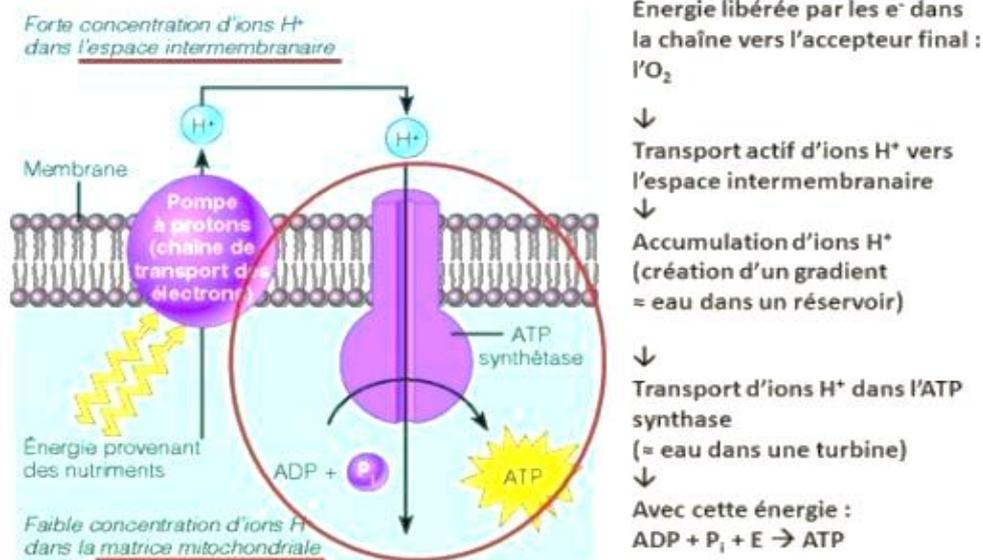
Milieu physiologique	pH
Estomac	≈ 1.5
Lysosome	≈ 5.5
Sang	≈ 7.4

Le proton H⁺ est libéré à partir des aliments acides, mais surtout, sécrété par des protéines transmembranaires (**pompe H⁺/K⁺-ATPase, échangeur Na⁺/H⁺**) qui participent, avec *les systèmes tampons physiologiques*, au maintien de l'équilibre acido-basique dans les différents milieux.

L'équilibre acido-basique d'un milieu physiologique est nécessaire aux processus qui y évoluent. Les troubles de cet équilibre se traduisent par un syndrome d'acidose (diminution du pH) ou d'alcalose (augmentation du pH).

Le proton est également la source première d'énergie car la mitochondrie est une véritable pompe à protons :

Production d'ATP par phosphorylation oxydative



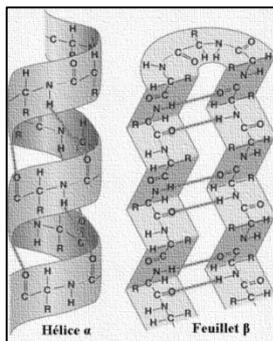
B. Les liaisons de l'hydrogène :

a. Liaison « C – H » : la liaison C – H est apolaire ($\chi_C = 2.5$, $\chi_H = 2.2$) et constitue les portions hydrophobes des molécules biologiques (ex. *acides gras, lipides, protéines, etc.*).

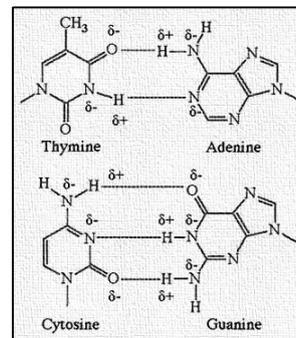
Dans un environnement essentiellement aqueux (l'eau représente environ 65 % du corps humain), l'hydrophobie des molécules biologiques empêche leur dissolution et permet le maintien de leurs structures.

b. Liaison hydrogène « X – H ... Y » : (à relier avec les caractéristiques des liaisons hydrogène)

- Etant **relativement forte**, la liaison hydrogène permet la formation de macromolécules biologiques ex. *structures secondaires des protéines, les deux brins de l'ADN (liaisons AT, CG)*. Etant **directionnelle**, elle leur impose une structure définie (ex. feuillet, hélice, etc.) et fonctionnelle.

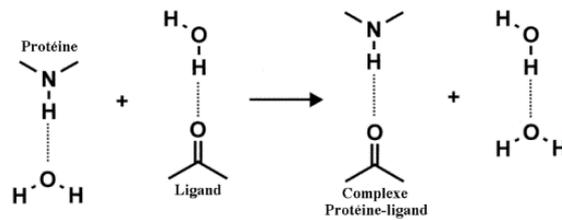


Structures secondaires de protéines



Bases puriques et pyrimidiques de l'ADN

- La liaison hydrogène étant **relativement faible**, elle permet aux biomolécules d'évoluer et d'interagir : formation et rupture de ponts hydrogène, par exemple, lors de la réplication de l'ADN ou des interactions protéine/ligand, à température corporelle (37° C).

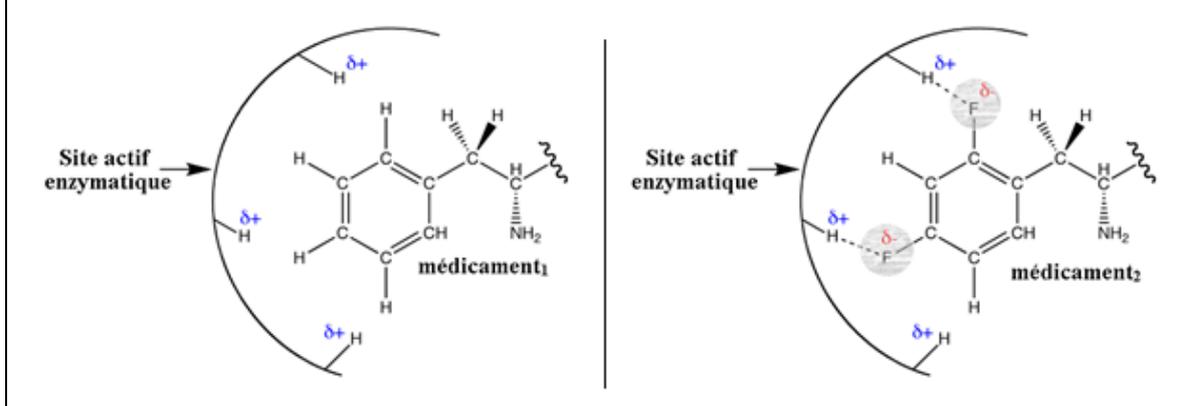


Interaction Protéine/Ligand

- **Interaction Protéine/ligand** : cette interaction, conduisant à l'activation ou l'inhibition d'un site consiste souvent à la formation d'une liaison hydrogène.

Application : les médicaments sont conçus pour se fixer sur des récepteurs spécifiques, notamment via des liaisons hydrogènes.

Dans le schéma ci-dessous, le *médicament₂* forme des ponts hydrogène avec le site actif enzymatique grâce aux atomes de fluor (accepteur de liaison hydrogène). Le *médicament₁* en est dépourvu et ne se fixe pas sur le site actif.



V.2. ASPECTS MEDICAUX :

A. I.R.M. (Imagerie par Résonance Magnétique) : technique *d'imagerie* permettant de visualiser les tissus mous (système nerveux, cœur, etc.) et les tumeurs.

Principe : Elle se base sur la résonance magnétique nucléaire des noyaux atomiques possédant un spin nucléaire (ex. ^1H , ^{13}C , ^{19}F , etc.). L'abondance du proton ^1H dans le corps humain (eau, molécules biologiques) en fait le noyau de prédilection.

Chaque noyau (soumis à un champ électromagnétique) absorbe une radiofréquence caractéristique puis relâche une énergie qui varie en fonction de l'environnement chimique du noyau. Le signal (énergie) est ensuite traduit en une image.

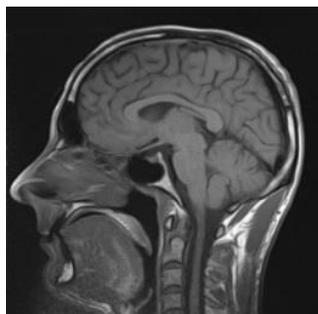


Image IRM de la tête



Appareil IRM

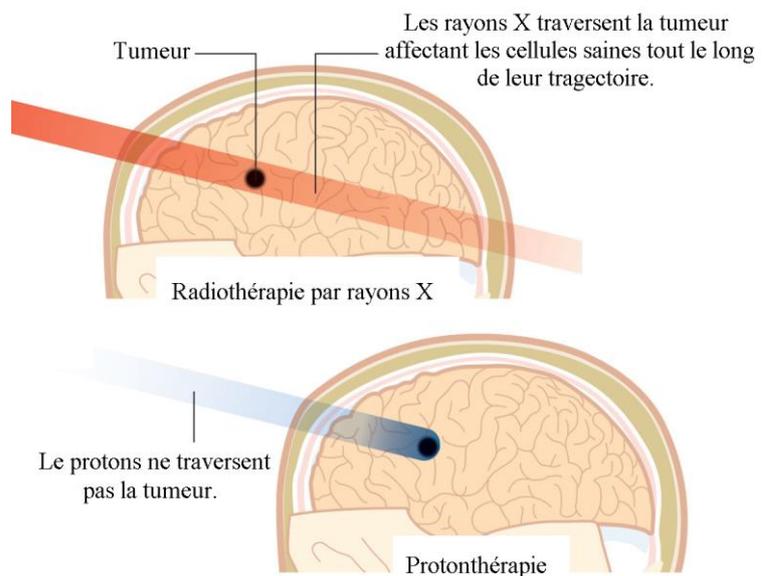
B. Protonthérapie : technique de *radiothérapie** qui utilise un faisceau de protons produits par ionisation de l'atome d'hydrogène et accélérés (par un accélérateur de particules type cyclotron) et dirigé vers la tumeur à traiter.

**Radiothérapie : technique utilisant un rayonnement ionisant pour détruire des cellules cancéreuses*



Protonthérapie d'une tumeur de l'œil

- La protonthérapie permet le traitement de tumeurs localisées au niveau d'un tissu sensible (ex. œil –mélanome oculaire-, cerveau, etc.)
- La faible dispersion des protons par rapport à un rayonnement classique (rayon X) permet d'épargner les tissus sains en limitant l'action à la tumeur.



REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES :

- ALLAIN Pierre. Les médicaments. 3^e édition. Broché, 2000, 442 p.
- ATKINS Peter William, JONES Loretta. Chimie : molécules, matière, métamorphoses. De Boeck Supérieur, 1998, 1018 p.
- AVERILL, Bruce A., ELDREDGE Patricia. Chemistry : Principles, Patterns, and Applications. Pearson, 2007, 3033 p.
- COX P.A.. Instant Notes : Inorganic Chemistry. 2^e édition. Garland Science/BIOS Scientific Publishers, 2004, 297 p.
- HOUSECROFT Catherine E., SHARPE Alan G. Inorganic Chemistry. 4^e édition. Pearson, 2012, 1257p.
- NELSON Peter G..Introduction to Inorganic Chemistry : Key ideas and their experimental basis. Ventus Publishing ApS, 2011, 177 p.
- RAYNER-CANHAM Geoff, OVERTON Tina. Descriptive Inorganic Chemistry. 5^e édition. W. H. Freeman and Company, 2010, 723 p.
- SHRIVER Duward, WELLER Mark, OVERTON Tina, ROURKE Jonathan, ARMSTRONG Fraser. Inorganic Chemistry. 6^e édition. W. H. Freeman and Company, 2014, 901 p.
- BERNARD Maurice. Cours de chimie minérale. 2^e édition. DUNOD, 401p.
- PETIT.C. Introduction à la chimie des groupes représentatifs. US News and World Report, 1998, 59p.
- D.F.SHRIVER & P.W.ATKINS. Chimie inorganique. 3^e édition. De Boeck Université, 2001, 741p.