



UNIVERSITÉ
DE MONTPELLIER



FACULTÉ DE
MÉDECINE
MONTPELLIER-NÎMES
DEPUIS 1220

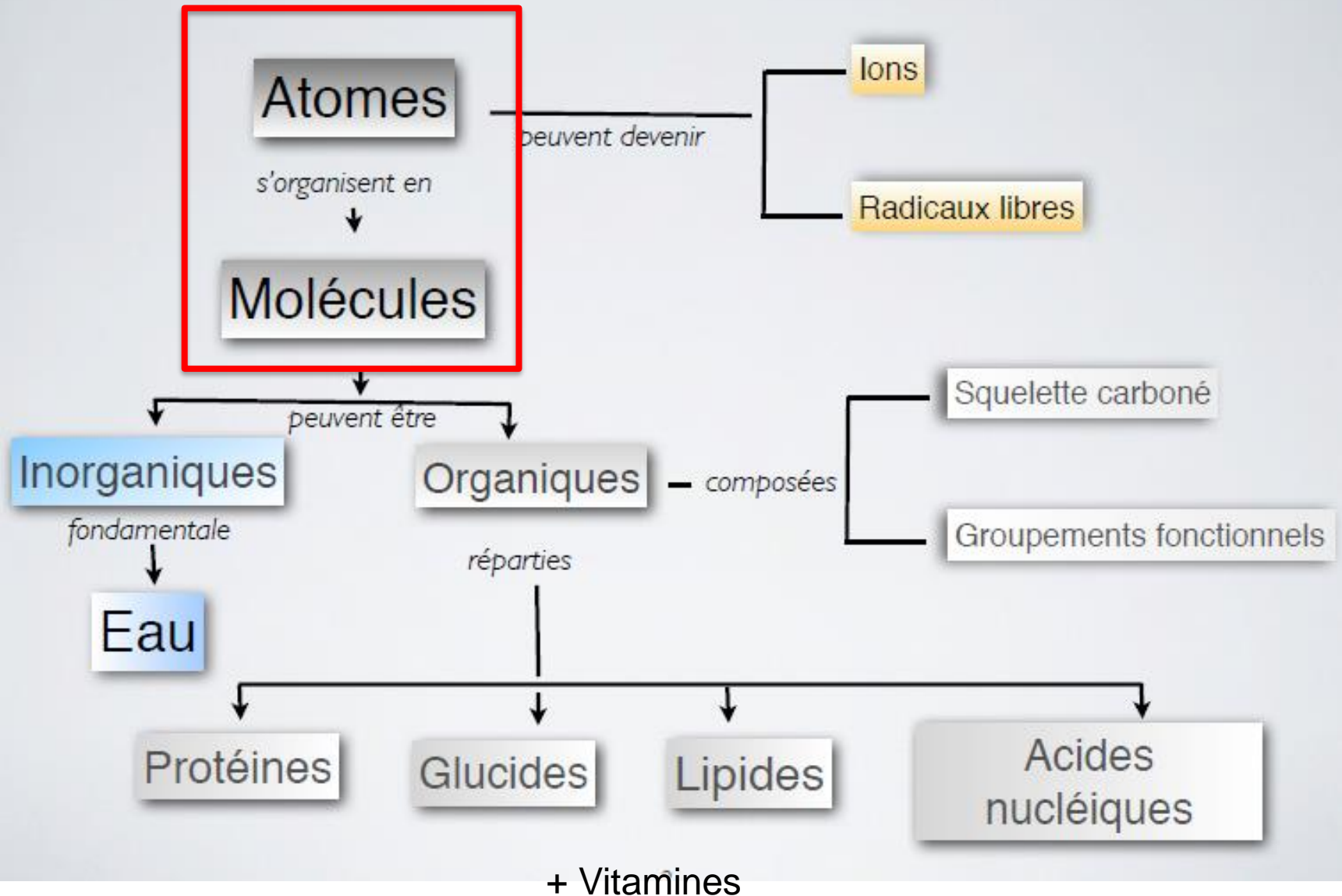
COURS DE CHIMIE

F. Raynaud

(2024-2025)

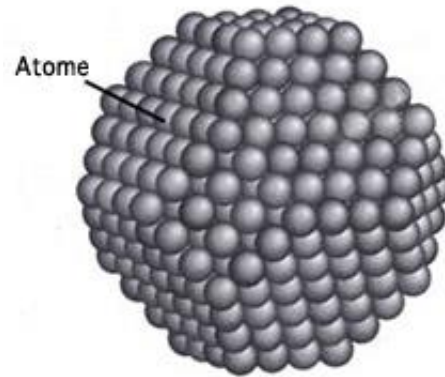
Cours IFSI

LA MATIERE VIVANTEest composée à partir de

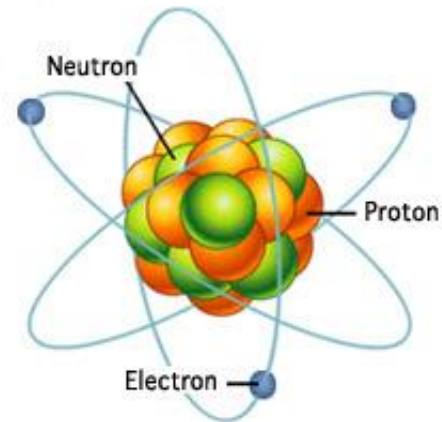


I) Éléments de base en chimie

MATIERE



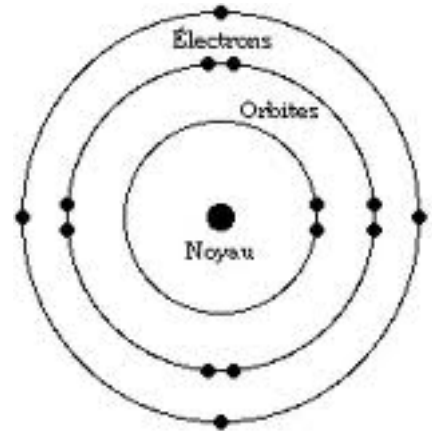
ATOME



Atome .(Du grec *atomos*, «ce qui ne peut être divisé»).

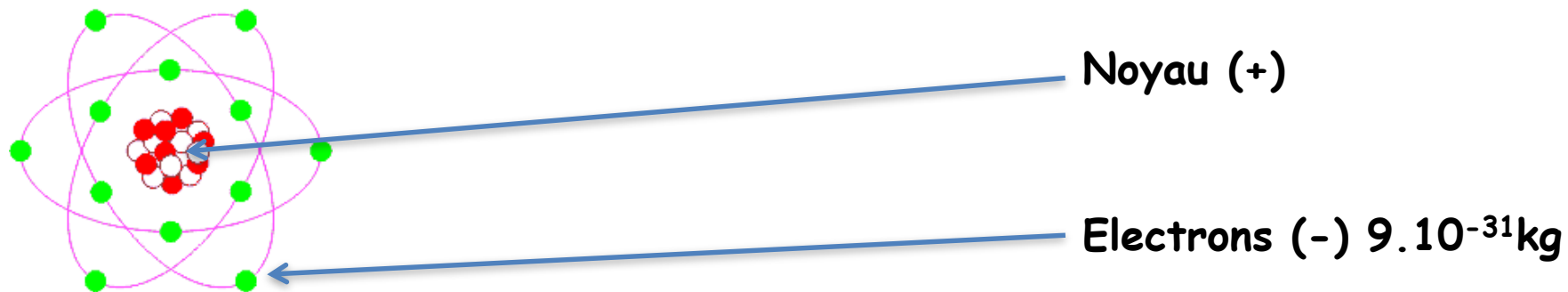
Ils possèdent un **noyau très dense, chargé positivement, autour duquel gravite un (des) électron(s) (chargés négativement).**

Modèle de l'atome de Bohr (1913) et Schrödinger (1926)
: les électrons tournent sur des orbites circulaires d'énergies différentes.



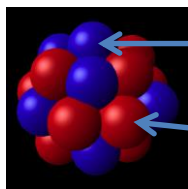
A ne pas apprendre

I-1) Généralités sur L'atome :



Les atomes sont constitués :

- d' un **noyau** positivement chargé et
 - d' **électrons** négativement chargés qui gravitent autour du noyau
- (force liant ces constituants : force électrique)



Neutrons (pas chargés)
 $1.7.10^{-27}\text{ kg}$

Nucléons

Protons (+) $1.7.10^{-27}\text{ kg}$

Le noyau est constitué :

- de **protons** positivement chargé et
- de **neutrons** qui ne sont pas chargés

(force liant ces constituants : force nucléaire)

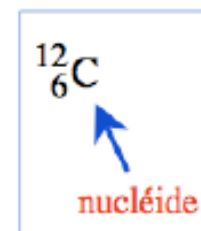
Taille du noyau: environ 100 000 fois plus petite que celle de l'atome.

I-1) Généralités sur L'atome :

Les espèces atomiques, appelés **nucléides**, sont symbolisés de la façon suivante :



Le nucléide est défini par

$$\left\{ \begin{array}{l} A = \text{nombre de masse} = \text{nombre de nucléons (P+N)} \\ Z = \text{numéro atomique} = \text{nombre de protons} \end{array} \right.$$


Des nucléides ayant le **même nombre de proton (Z)** et différents par **leur nombre de masse** (donc par leur nombre de neutrons) correspondent au même élément et sont qualifiés d'**isotopes** de l'élément en question.

Exemple : le carbone (symbole C).

	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{13}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$
abondance relative	98,9%	1,1%	traces

Note : Les isotopes, stables ou instables, de par leur propriétés spécifiques (émission par exemple de rayonnement), sont essentiels en médecine nucléaire, avec des applications en **imagerie** et en **thérapie**.

I-1) Généralités sur L'atome :

I-1-1) Le tableau périodique des éléments

Les atomes des différents éléments chimiques sont classés dans un tableau, le tableau périodique. Le classement initial, proposé en 1869 par Dimitri Ivanovitch Mendeleïev, était basée sur **la masse atomique croissante** des éléments. La masse atomique reflétant le nombre de proton et de neutron. La classification actuelle est **fonction du numéro atomique Z croissant**, reflétant ainsi la structure électronique des atomes.

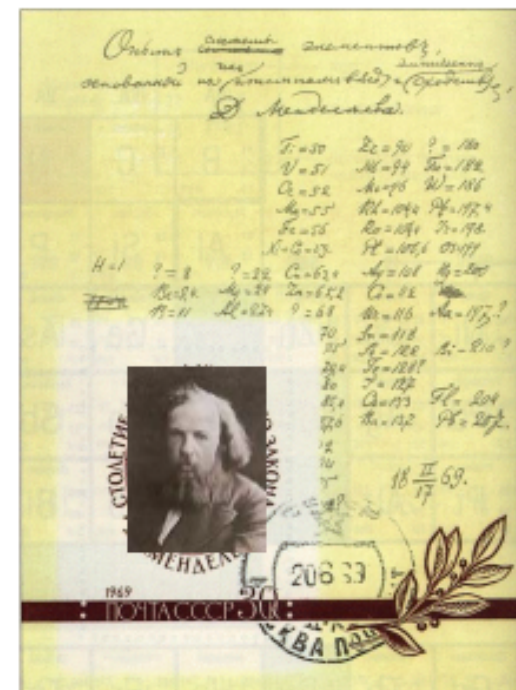
Note :

C'est en rédigeant un volume de chimie que Mendeleïev se rend compte qu'en plaçant les éléments en ordre croissant de leur numéro atomique, il apparaît une tendance en ce qui concerne les propriétés, tendance qui se répète à plusieurs reprises. C'est la **périodicité**.

Mendeleïev dispose alors son tableau de manière à faire apparaître clairement la périodicité. mais pour respecter la loi périodique à laquelle il croyait fermement, il a laissé certaines cases vides, correspondant selon lui à des éléments non encore découverts.

Persuadé que les éléments manquants seraient découverts, confirmant ainsi sa théorie. Il va même jusqu'à prédire les propriétés de trois éléments manquants en se basant sur les propriétés des éléments voisins, et qu'il appelle provisoirement eka-aluminium, eka-bore et eka-silicium.

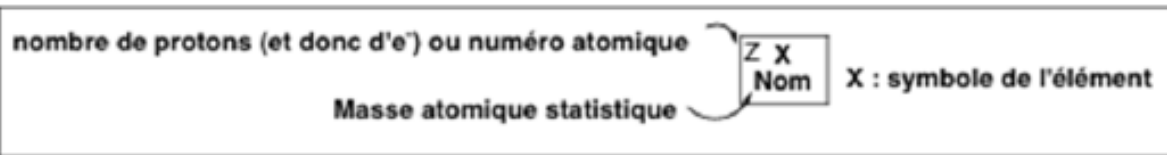
Entre 1875 et 1886, ces trois éléments (gallium, scandium et germanium) sont découverts. Chacun possédait bien les propriétés prédites par le chimiste russe.



I-1) Généralités sur L'atome : I-1-1) Le tableau périodique des éléments

TABLEAU PÉRIODIQUE (partiel!) DES ÉLÉMENTS

Légende :



1 IA		New Original																18 VIIIA																	
1 H Hydrogène 1.00784												2 He Hélium 4.002602																							
3 Li Lithium 6.941		4 Be Béryllium 9.012182												5 B Bore 10.811		6 C Carbone 12.0107		7 N Azote 14.00674		8 O Oxygène 15.9994		9 F Fluor 18.9984032		10 Ne Néon 20.1797											
11 Na Sodium 22.989770		12 Mg Magnésium 24.3050												13 Al Aluminium 26.981538		14 Si Silicium 28.0855		15 P Phosphore 30.973761		16 S Soufre 32.059		17 Cl Chlore 35.453		18 Ar Argon 39.948											
19 K Potassium 39.0983		20 Ca Calcium 40.078		21 Sc Scandium 44.955910		22 Ti Titane 47.867		23 V Vanadium 50.9415		24 Cr Chrome 51.9961		25 Mn Manganèse 54.938049		26 Fe Fer 55.8457		27 Co Cobalt 58.933209		28 Ni Nickel 58.6934		29 Cu Cuivre 63.546		30 Zn Zinc 65.409		31 Ga Gallium 69.723		32 Ge Germanium 72.64		33 As Arsenic 74.92160		34 Se Sélénium 78.96		35 Br Brome 79.904		36 Kr Krypton 83.796	
37 Rb Rubidium 85.4678		38 Sr Strontium 87.62		39 Y Yttrium 88.90585		40 Zr Zirconium 91.224		41 Nb Niobium 92.90638		42 Mo Molybdène 95.94		43 Tc Technétium (98)		44 Ru Ruthénium 101.07		45 Rh Rhodium 102.90550		46 Pd Palladium 106.42		47 Ag Argent 107.8682		48 Cd Cadmium 112.411		49 In Indium 114.818		50 Sn Étain 118.710		51 Sb Antimoine 121.760		52 Te Tellure 127.60		53 I Iode 126.90447		54 Xe Xénon 131.293	
55 Cs Césium 132.90545		56 Ba Baryum 137.327		57 to 71		72 Hf Hafnium 178.49		73 Ta Tantale 180.9479		74 W Tungstène 183.84		75 Re Rhenium 186.207		76 Os Osmium 190.23		77 Ir Iridium 192.217		78 Pt Platine 195.075		79 Au Or 196.96655		80 Hg Mercure 200.59		81 Tl Thallium 204.3833		82 Pb Plomb 207.2		83 Bi Bismuth 208.98038		84 Po Polonium (209)		85 At Astatine (210)		86 Rn Radon (222)	
87 Fr Francium (223)		88 Ra Radium (226)		89 to 103		104 Rf Rutherfordium (261)		105 Db Dubnium (262)		106 Sg Seaborgium (266)		107 Bh Bohrium (264)		108 Hs Hassium (265)		109 Mt Meitnerium (268)		110 Ds Darmstadtium (271)		111 Rg Roentgenium (272)		112 Uub Ununbium (285)		113 Uut Ununtrium (284)		114 Uuq Ununquadium (289)		115 Uup Ununpentium (288)		116 Uuh Ununhexium (282)		117 Uus Ununseptium		118 Uuo Ununoctium	

! Non décrits dans ce tableau


Constitué de 7 lignes appelées « **périodes** » et de 18 colonnes appelées « **familles** ».

Le numéro atomique croît de **gauche à droite** dans une période et de **haut en bas** dans une famille.

Les éléments appartenant à une même colonne ont généralement la même structure électronique externe et donc des propriétés physico-chimiques très similaires (ex : métaux alcalins)

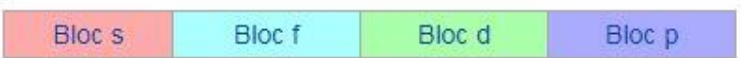
I-1) Généralités sur L'atome : I-1-1) Le tableau périodique des éléments

Sept couches électroniques sont connues à l'état fondamental, donc sept périodes dans le tableau périodique standard, numérotées de 1 à 7.

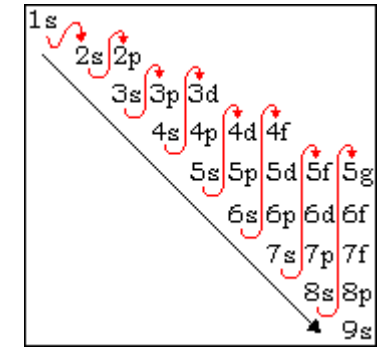
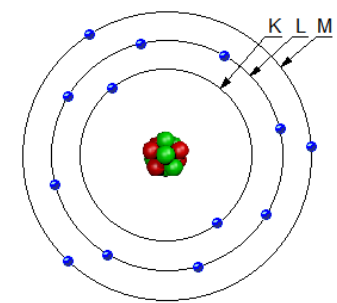


	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	* Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	* Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
*	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No



		Nombre d'électrons par sous-couche					
Sous-niveaux		s	p	d	f		
niveau	n	k	1	2	3	4	Nombre total d'électrons par couche
K	1	↓	2				2
L	2	↓	2	6			8
M	3	↓	2	6	10		18
N	4	↓	2	6	10	14	32
O	5	↓	2	6	10	14	32 +
P	6	↓	2	6	10	18 +
Q	7	↓	2	6	8 +



Chaque période est elle-même scindée en un à quatre blocs, qui correspondent aux sous-couches électroniques notées s, p, d et f

I-1) Généralités

I-1-2) Abondance des éléments du corps humain

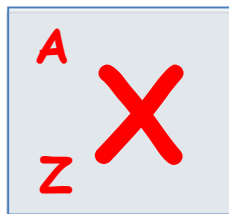
ÉLÉMENT	Corps humain %
O	62,81
C	19,37
H	9,31
N	5,14
S	0,64
P	0,63
Cl	0,18
Na	0,26
K	0,22
Ca	1,38
Mg	0,04

ÉLÉMENT	Corps humain %
F	0,009
Fe	0,005
Si	0,004
Zn	0,002 5
Al	0,001
Cu	0,000 4
Mn	0,000 1
I	0,000 1
Co	0,000 003

Connaitre ces symboles mais pas les pourcentages

I-2-1 -nucléides et isotopes

Nucléide : (nombre bien défini de neutrons et de protons).



Notation :

Z = nombre de protons = numéro atomique

A = nombre de « masse » = nombre de protons + neutrons

12

6 C

Forme majoritaire du carbone : 6 protons + 6 neutrons

16

8 O

Forme majoritaire de l'oxygène : 8 protons + 8 neutrons

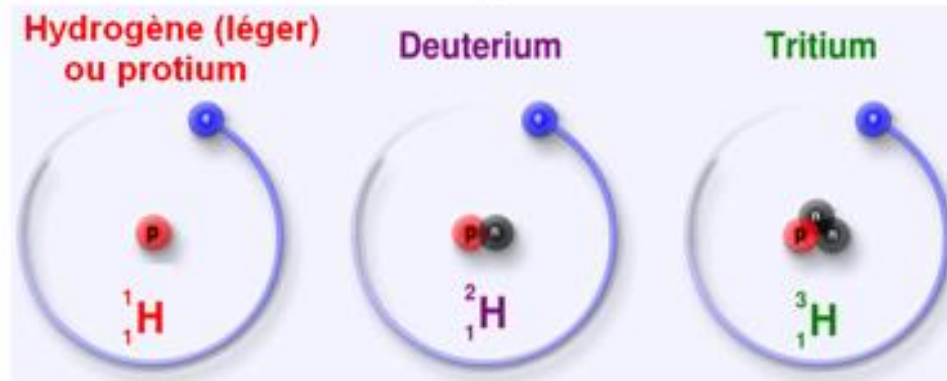
I-2) Radioactivité

I-2-1 -nucléides et isotopes

Isotopes : noyaux de même Z mais de A différent (ils diffèrent par le nombre de neutrons).

Exemples :

Isotopes de l'hydrogène :



isotopes du carbone

C 11



0%

C 12



98,9 %

C 13



1,1 %

C 14



Traces

composition d'un morceau de graphite

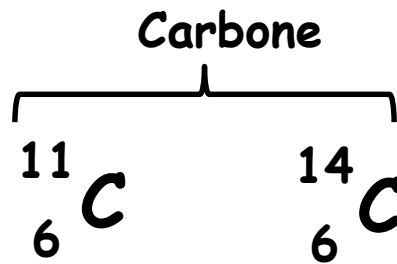
I-2) Radioactivité

I-2-2-Radioisotopes

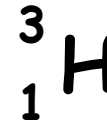
Définition : isotopes dont le noyau est instable (donc sera radioactif à un moment donné).

Se produit lorsqu'un trop grand déséquilibre existe entre le nombre de protons et le nombre de neutrons.

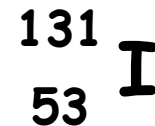
Demie vie: c'est le temps au bout duquel la moitié des noyaux d'une population se désintègrent (émission d'un rayonnement).



Tritium



Iode



Demie vie : 20,4 min

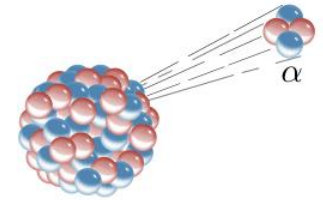
5730 ans

12,3 ans

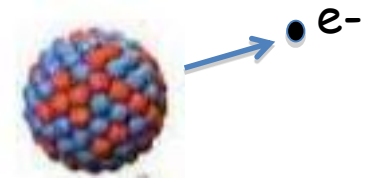
8 jours

I-2-3- Les différents types de rayonnement

Rayonnement Alpha = noyau d'hélium ($2p+2n$) émis par le noyau.



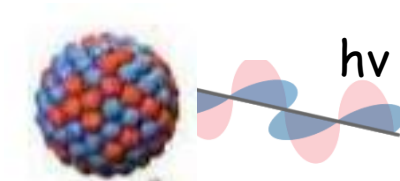
Rayonnement β^- = électron émis par le noyau, (transformation d'un neutron en proton).



Rayonnement β^+ = antiélectron (positon) émis par le noyau, (transformation d'un proton en neutron).



Rayonnement gamma = rayonnement électromagnétique de courte longueur d'onde émis par le noyau.



I-2-4-*Les protections.*

Rayonnement alpha = peu pénétrant, une feuille de papier suffit à les arrêter.

(Mais ils sont très dangereux par contamination interne car très ionisants).

Rayonnement bêta = énergie variée, en laboratoire, 1cm de plexiglass suffit pour pratiquement arrêter les plus pénétrants (^{32}P).

Rayonnement gamma = très pénétrants, il faut un château de plomb pour arrêter la plus grande partie .
Il existe aussi des tabliers de plomb.



I-2) Radioactivité

I-2-5-Notion d'activité

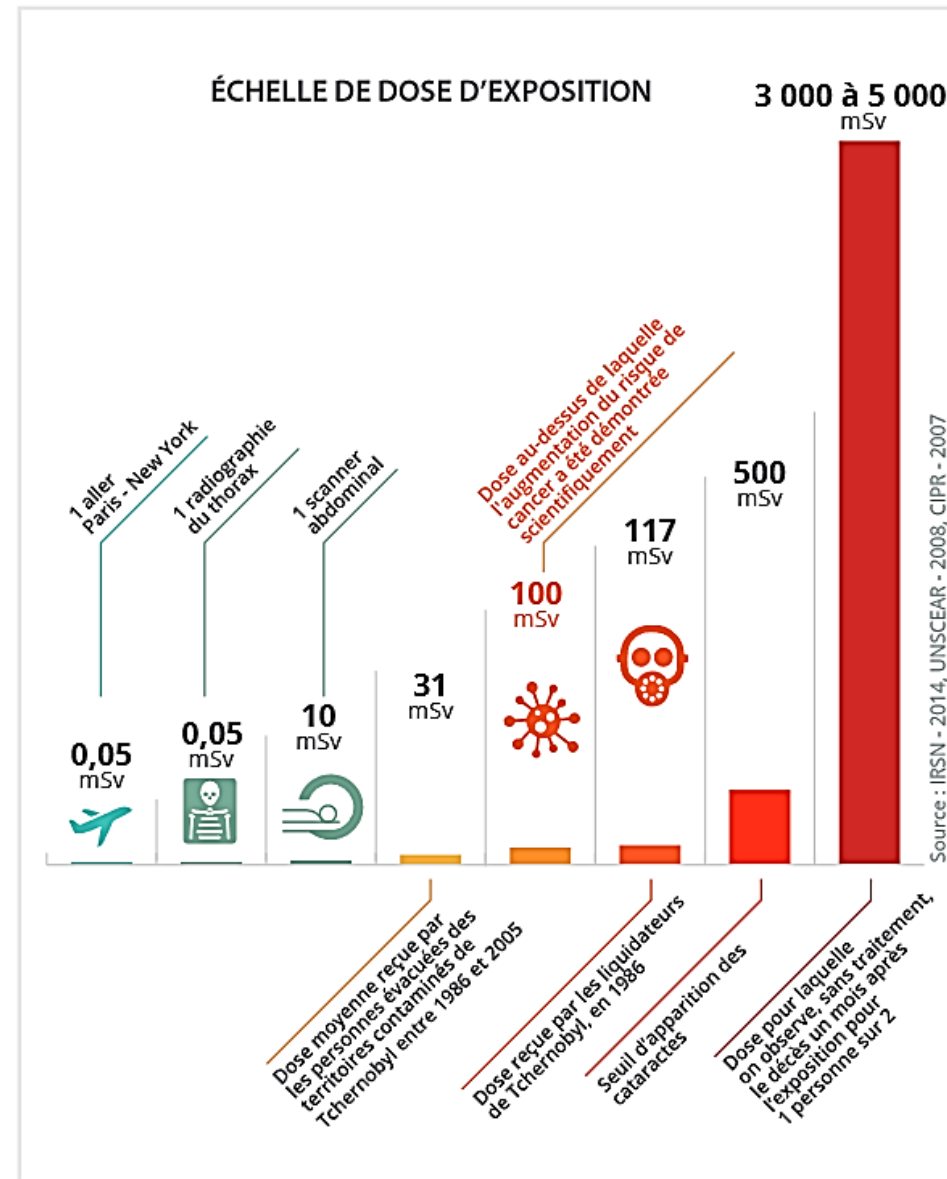
Définition: correspond au nombre d'atomes qui se désintègrent par unité de temps.

Les unités :

- Becquerel (actuel) : $1\text{Bq} = 1$ désintégration par seconde.
- Curie (ancienne) : $1\text{mCi} = 37\text{ Mbq}$ ($37 \cdot 10^6\text{ Bq}$)

Unité de dosage pour le corps humain :

- Le Gray (équivalent à des joules/kg) : utilisé en radiothérapie pour mesurer la quantité d'énergie délivrée par un rayonnement à chaque Kg de tissu qu'il traverse.
- Le Sievert est une unité de mesure utilisée en radioprotection pour mesurer l'effet d'un rayonnement sur un organisme vivant (**Mesure de la dose équivalente biologique absorbée**. calcul avec type de rayonnement, des doses reçues par l'organisme et de la sensibilité des tissus traversé)
En France, l'exposition moyenne à l'ensemble des sources de rayonnements ionisants **est de 4,5 mSv/an**, dont 2,9 mSv/an pour celles d'origine naturelle et 1,6 mSv/an pour celles d'origine artificielle (essentiellement médicale).



I-2-6-Leur utilisation.

A) En médecine :

Traitement des cancers : Traceurs émetteurs gamma (γ)

- **Radiothérapie** (la source de rayonnement est à l'extérieur du patient, ex : source Cobalt 60)
- **Curiethérapie** (éléments radioactifs (de l'iridium ou d'iode 125) directement à l'intérieur de l'organisme)

Stérilisation du matériel

B) En recherche biomédicale :

Permettent de suivre le devenir des molécules dans les cellules.

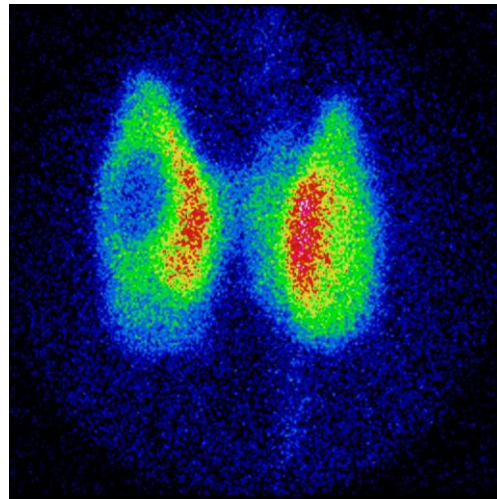
I-2-6-Leur utilisation.

Ex d'utilisation scintigraphies:

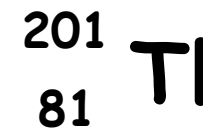
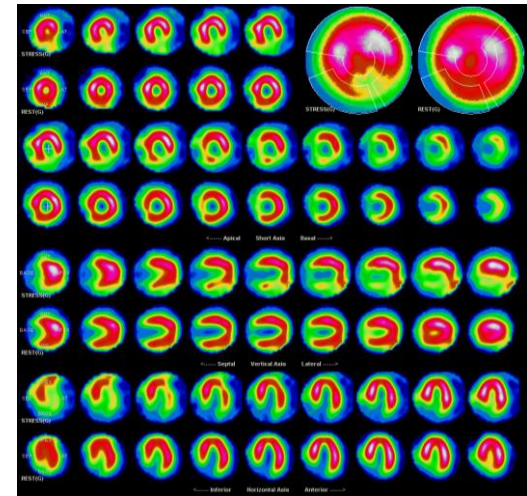


Métastases
Osseuses

TC= Technécium (99 m) demie vie 6h
(Émetteur X et gamma)



Nodule
Thyroïdien

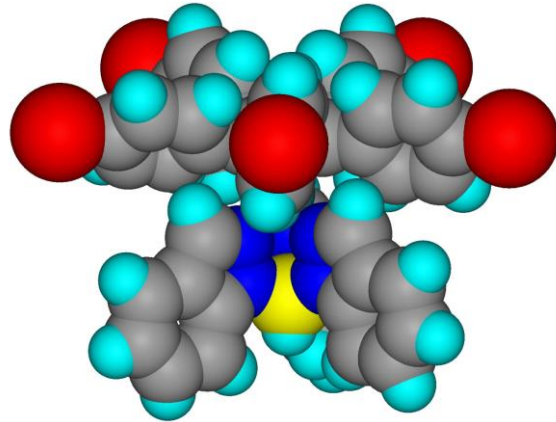


Scintigraphie
Cardiaque

TI= Thallium demie vie 73h
(Émetteur X et gamma)



I-3) LES LIAISONS ET LES MOLECULES



En partageant leurs électrons, les atomes vont se lier pour créer des combinaisons stables d'atomes, **les molécules**.

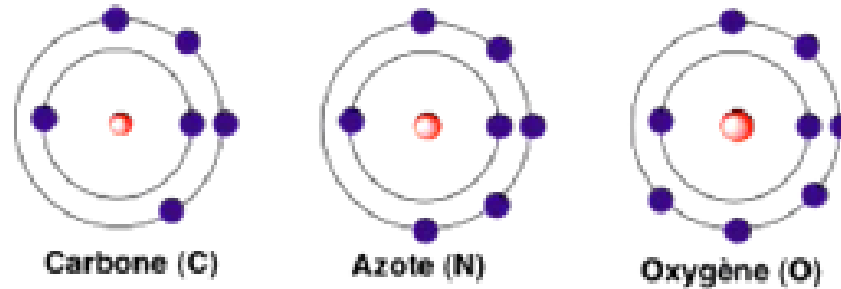
Ce partage d'électrons conduit à la formation de liaisons plus ou moins fortes.

On distingue trois types de liaison qui résultent soit du partage, soit du gain ou de la perte d'électron :

- la liaison covalente
- la liaison hydrogène, très importante en biologie
- la liaison ionique

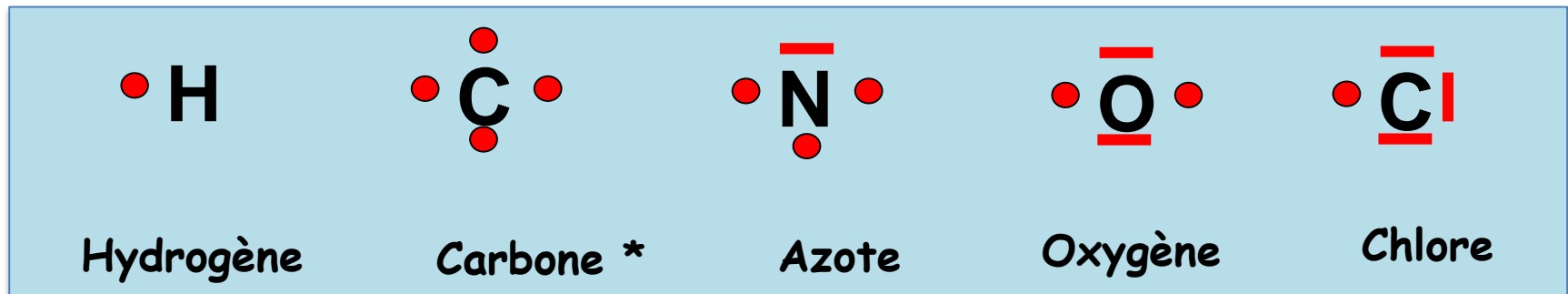
I-3-1) La couche électronique de valence des atomes

les électrons sont disposés en couches.



Définition : La couche la plus externe sera appelée la « couche de valence ». Les électrons de cette couche seront impliqués dans les liaisons entre atomes pour former des molécules.

Dans la couche de valence, les électrons sont soit célibataires ● soit sous forme de « paire » —

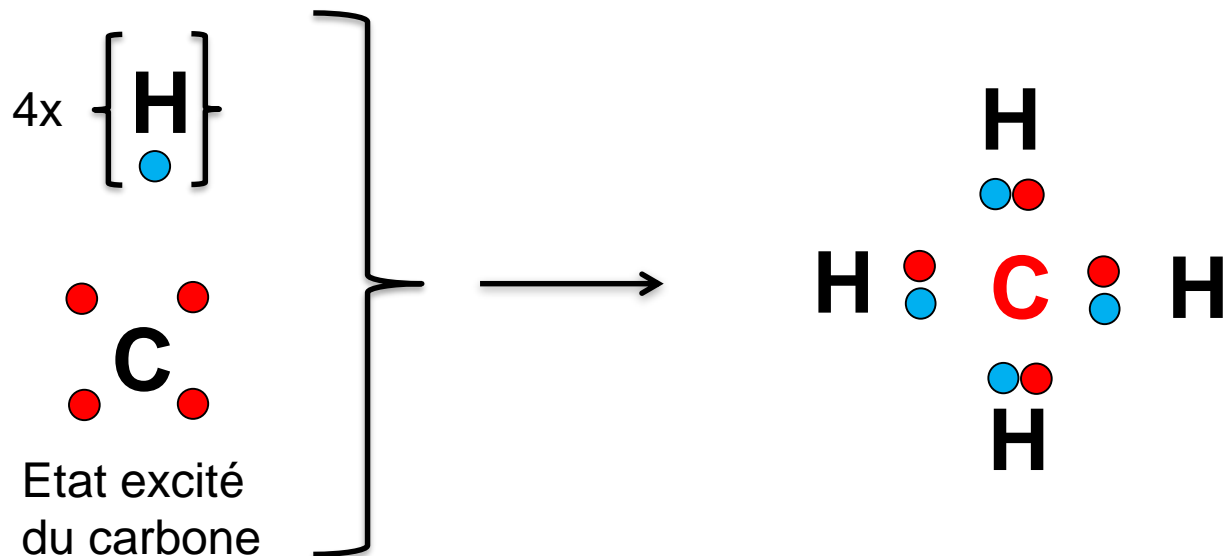


(Représentation de Lewis des l'atome avec sa couche de valence)

I-3-2) La liaison covalente (liaison forte).

II-2-1 -La liaison de covalence simple

Définition : mise en commun de 2 électrons provenant chacun d' un atome différent.



II-2-2-La liaison de covalence Multiples

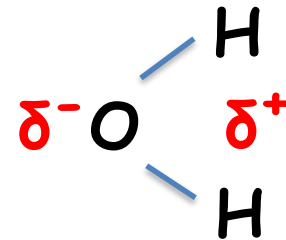
Une liaison covalente est représentée par une ligne qui sépare les symboles chimique de chaque atome. La liaison est dite simple lorsqu'une seule paire d'électron est partagée. La double liaison (C=C,C=O,C=N,O=O...) résulte du partage de quatre électrons et la triple liaison du partage de six électrons.

I-3-3) Les liaisons faibles.

II-3-1 -Généralités

Définition : ce sont des liaisons globalement basée sur l'interaction électrostatique entre : **charges-charges, dipôles-dipôles, charges-dipôles**

-Exemple de dipôle : H₂O



-Grande importance dans les molécules biologiques

-Grande variété des effets associés à ce type de liaisons



II-3-1 -Généralités

On distinguera deux grand types d'interactions :

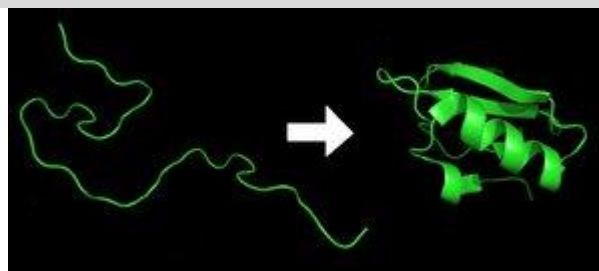
-La liaison hydrogène : responsable de la température de fusion ou d'ébullition élevée de l'eau.



-Les interactions de Van der Waals : responsables par exemple de l'accolement des chaînes carbonées (par ex dans les lipides)



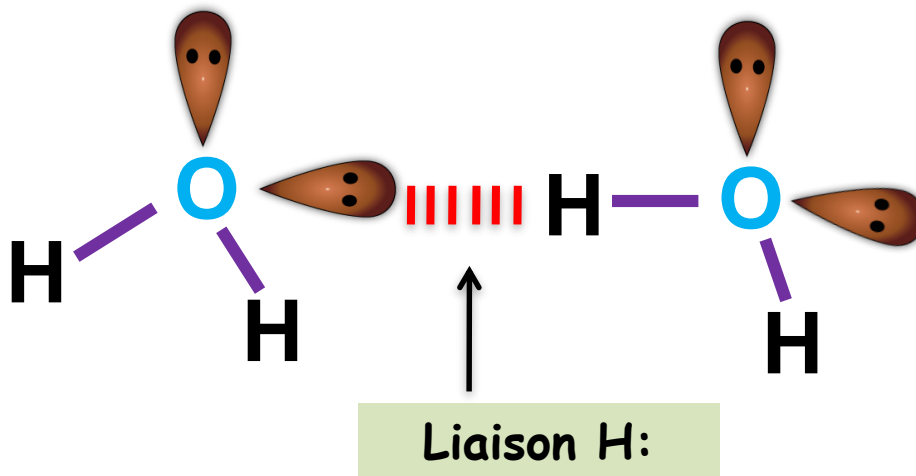
Toutes ces interactions interviennent de façon importante dans le repliement des protéines dans l'espace (structure tertiaire).



II-3-2- liaison hydrogène

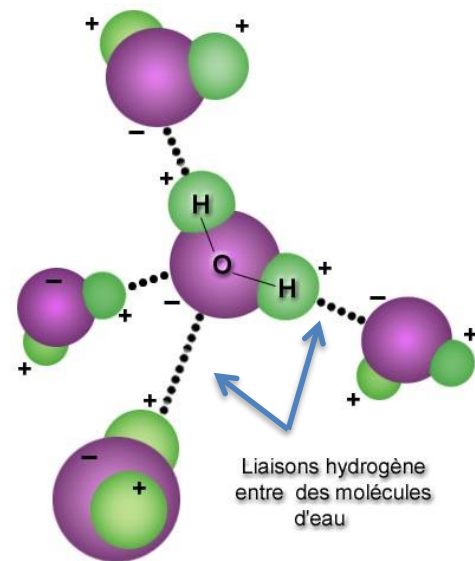
-La **liaison hydrogène** : s'établit entre l'atome d'hydrogène porté par un atome choisit entre (N, O, F), et le doublet d'un autre atome choisit aussi entre (N, O, F).

La molécule d'eau remplit ces critères:



Un réseau tridimensionnel de liaisons hydrogènes s'établit : chaque atome H et chaque doublet est Concerné.

⇒ l'eau bout à 100°C (au lieu de -75°C).



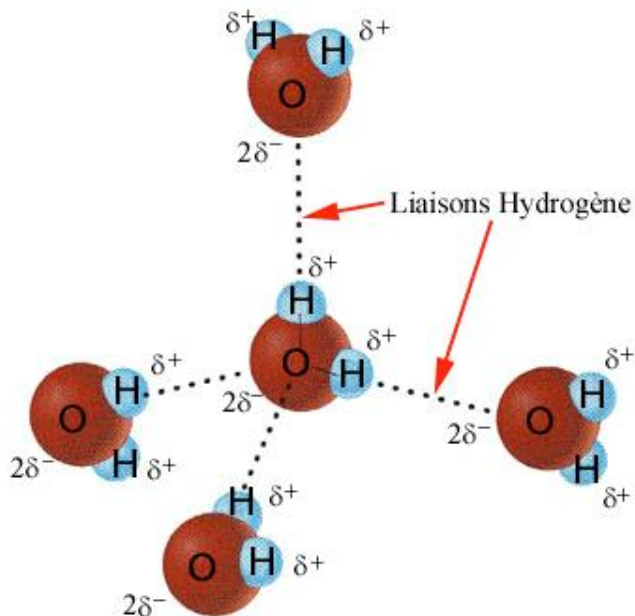
I-3-3) Les liaisons faibles.

II-3-2-liaison Hydrogène

Le partage des électrons de la liaison entre deux atomes peut être égale ou inégale. Cette caractéristique dépend de l'électronégativité de l'atome. Ainsi, si le partage des électrons est sensiblement égal entre le carbone et l'hydrogène, il est inégal entre l'hydrogène et l'oxygène. **En effet, l'atome d'oxygène (comme l'atome d'azote) est électronégatif donc attire les électrons vers lui tel un aimant. La liaison entre l'oxygène et l'hydrogène est polarisée et la résultante est l'apparition de charges partielles positive et négative sur les atomes.**

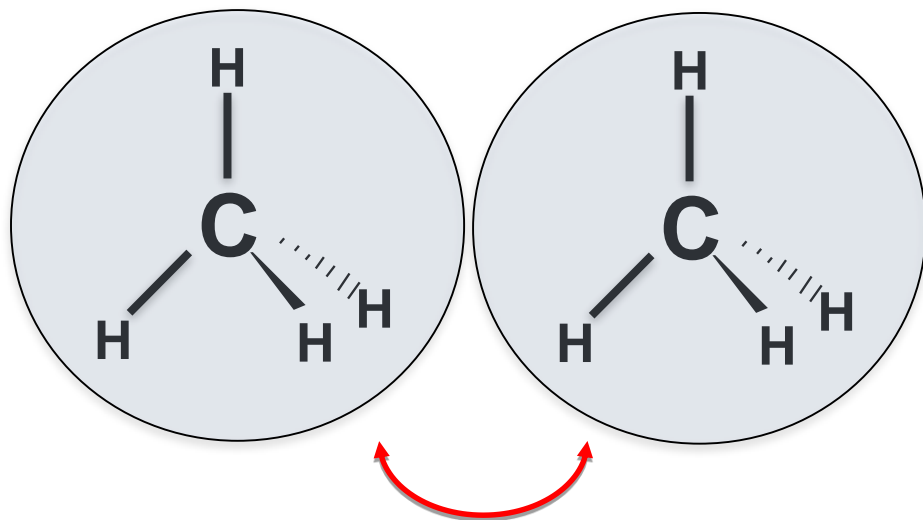
Polarisation des liaisons et apparition de charges partielles notée δ^+ et δ^- :

Une des conséquences de cette polarisation est la **capacité des molécules d'eau à former des liaisons faibles, non covalentes : les liaisons hydrogènes.**



I-3-3- interaction de Van der Waals

-L'interaction de Van der Waals : s'établit par exemple entre deux groupements neutres (non polaires) qui s'approchent suffisamment près l'un de l'autre, par déformation du nuage électronique puis création de dipôles induits.



Ex : entre deux molécules de méthane qu'il serait impossible de liquéfier sans cette interaction



Ex : entre deux chaînes carbonées d'un tryglycéride: (responsable du fait que le beurre soit solide à température ambiante).



I-3-1 - Définitions

-Ion = entité qui provient d'un atome ou groupement d'atomes ayant gagné ou perdu un ou plusieurs électrons.

-Anion = ion chargé négativement, ex Cl^- (ici Cl a gagné un e^-).

-Cation = ion chargé positivement, ex Na^+ (ici Na a perdu un e^-)

-La liaison ionique = résulte de l'interaction électrostatique entre un cation et un anion. ex $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$.

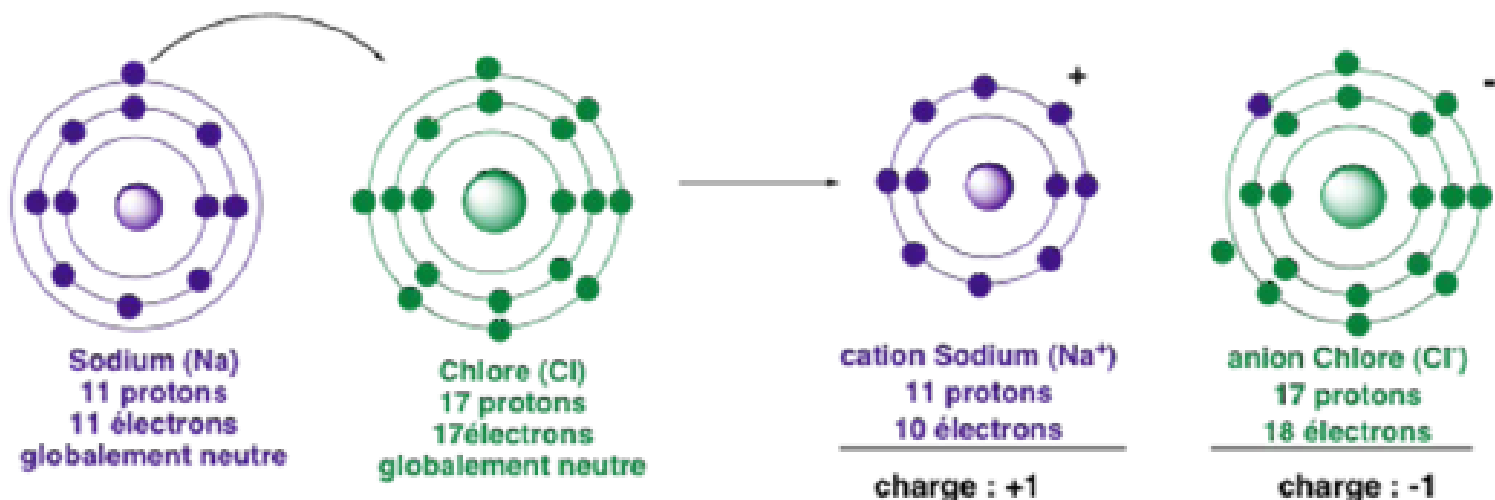
I-3-4) La liaison ionique.

I-3-4-2- Exemple du NaCl

L'atome de sodium ne possède qu'un électron dans sa couche la plus externe. Il est de ce fait instable. L'atome de chlore possède 7 électrons dans sa couche externe. Il est donc lui aussi instable (car il en faut 8 pour être stable). La réaction entre le sodium et le chlore va stabiliser les deux atomes. La différence d'électronégativité entre les deux atomes est telle qu'il y a un transfert d'un l'électron du sodium vers le chlore. Il se forme alors deux ions.

Les liaisons ioniques sont des liaisons formées par attractions électriques entre des ions de charges opposées. Dans les solides (ex: sel de table), les liaisons ioniques sont fortes car les ions sont proches.

transfert d'un électron du sodium au chlore



I-3-4-3-Exemples d'ions simples à connaître

Na^+ : ion sodium

K^+ : ion potassium

Cl^- : ion chlorure

H^+ : proton H^+

Li^+ : ion lithium

I^- : ion iodure

Ca^{++} : ion calcium

Fe^{++} : ion ferreux

Fe^{+++} : ion ferrique

Mg^{++} : ion magnésium

I-3-4-3-Exemples d'ions polyatomiques à connaître

Ions polyatomiques :

NO_3^- : ion nitrate

NO_2^- : ion nitrite

SO_4^{2-} : ion sulfate

SO_3^{2-} : ion sulfite

CO_3^{2-} : ion carbonate

HCO_3^- : ion bicarbonate (*hydrogénocarbonate*)

CN^- : ion cyanure

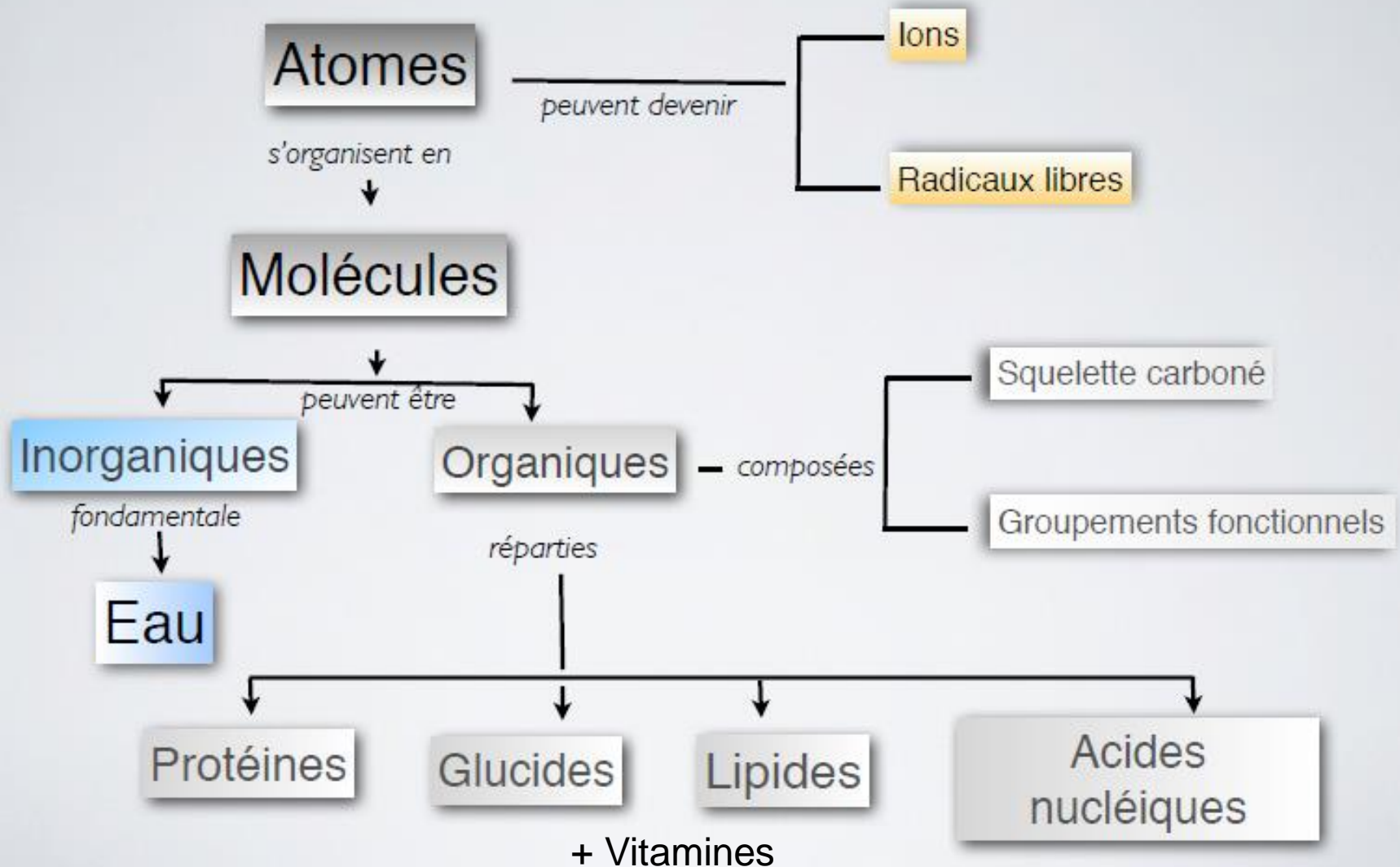
OH^- : ion hydroxyde

PO_4^{3-} : ion phosphate (*orthophosphate*)

II) Les différents éléments présents dans le corps humain

II) Les différents éléments présents dans le corps humain

LA MATIERE VIVANTEest composée à partir de





II-1 -1 -Propriétés physiques de l'eau.

-Grande capacité thermique: peut absorber ou libérer beaucoup de chaleur sans changement important de sa température.

Permet de limiter les effets des changements de la température extérieure.

-Grande chaleur de vaporisation: le passage de l'état liquide à l'état gazeux demande beaucoup d'énergie (pour rompre les liaisons hydrogène).

L'évaporation de la sueur absorbe de la chaleur de notre corps qui de ce fait se refroidit (modération de l'élévation de température au cours de l'effort).

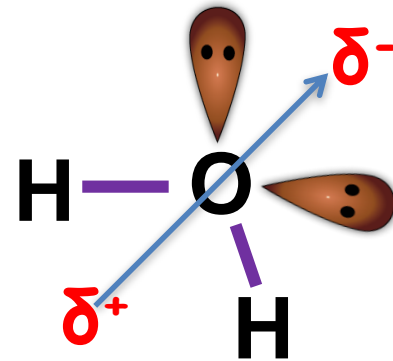
-Aptitude à former des liaisons hydrogène: vu auparavant.

Ces liaisons hydrogène se forment avec de nombreux composés organiques de la cellule (protéines, petites molécules (ex glucides)).

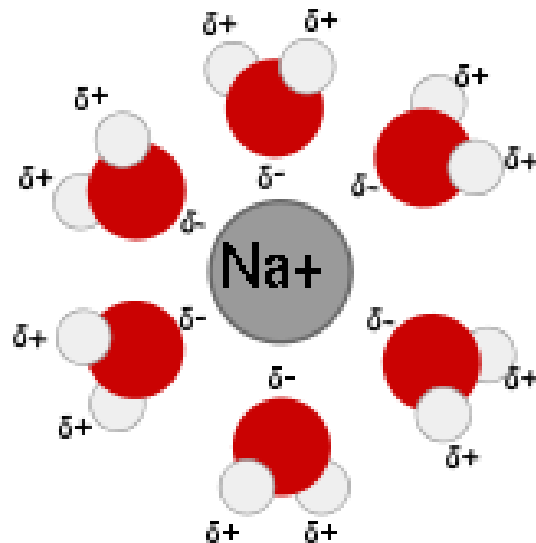
II-1) L'eau dans l'organisme.

II-1 -1 -propriétés physiques de l'eau.

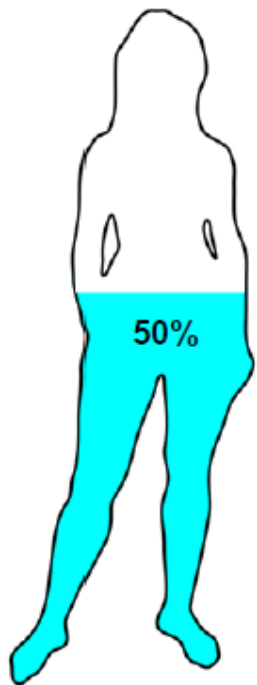
-C' est une molécule polaire:



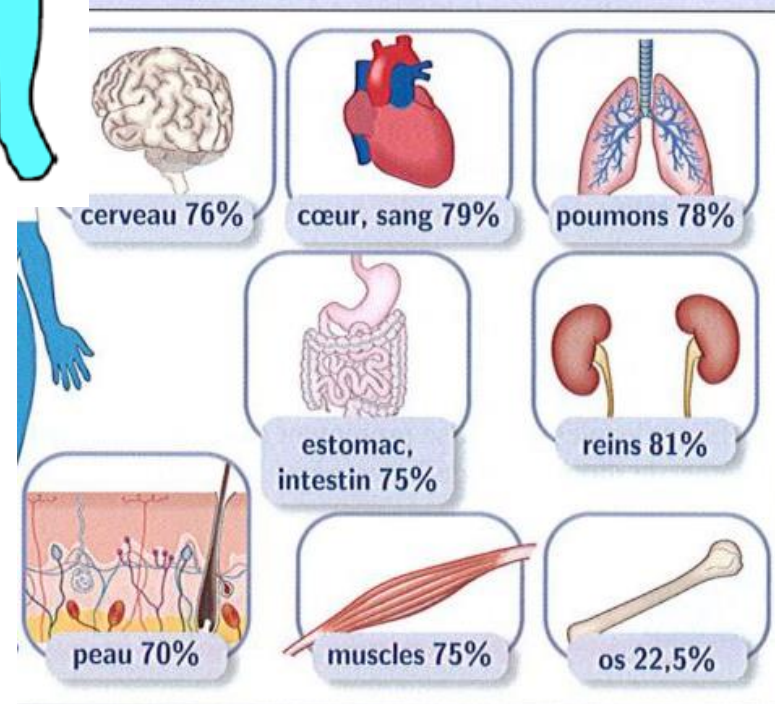
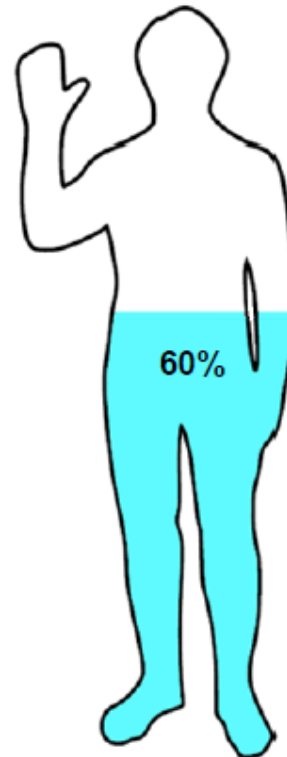
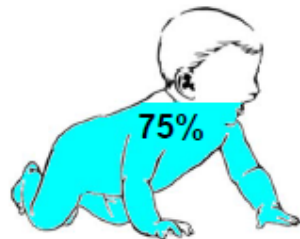
Cette propriété est responsable de la remarquable aptitude de l'eau à « solvater » (les rendre solubles) les espèces ionisées ou polaires.



II-1) L' eau dans l'organisme.



Tranche d'âge		% poids corporel
0 à 6 mois		74
6 mois à 12 ans		60
12 à 18 ans	♂	59
	♀	56
19 à 50 ans	♂	59
	♀	50
+ de 50 ans	♂	56
	♀	47



II-1) L' eau dans l'organisme.

II-1 -2-Importance dans l'organisme .

-Totalité de l' eau = environ 60% du poids corporel (un peu variable suivant l' adiposité et l'âge).

-Eau intracellulaire = environ 40% du poids corporel.

Pour une personne de 70 Kg => \approx 25 L

-Eau extracellulaire = environ 20% du poids corporel. => \approx 18 L

$\frac{3}{4}$ eau interstitielle + lymphes + LCR (\approx 15 L)

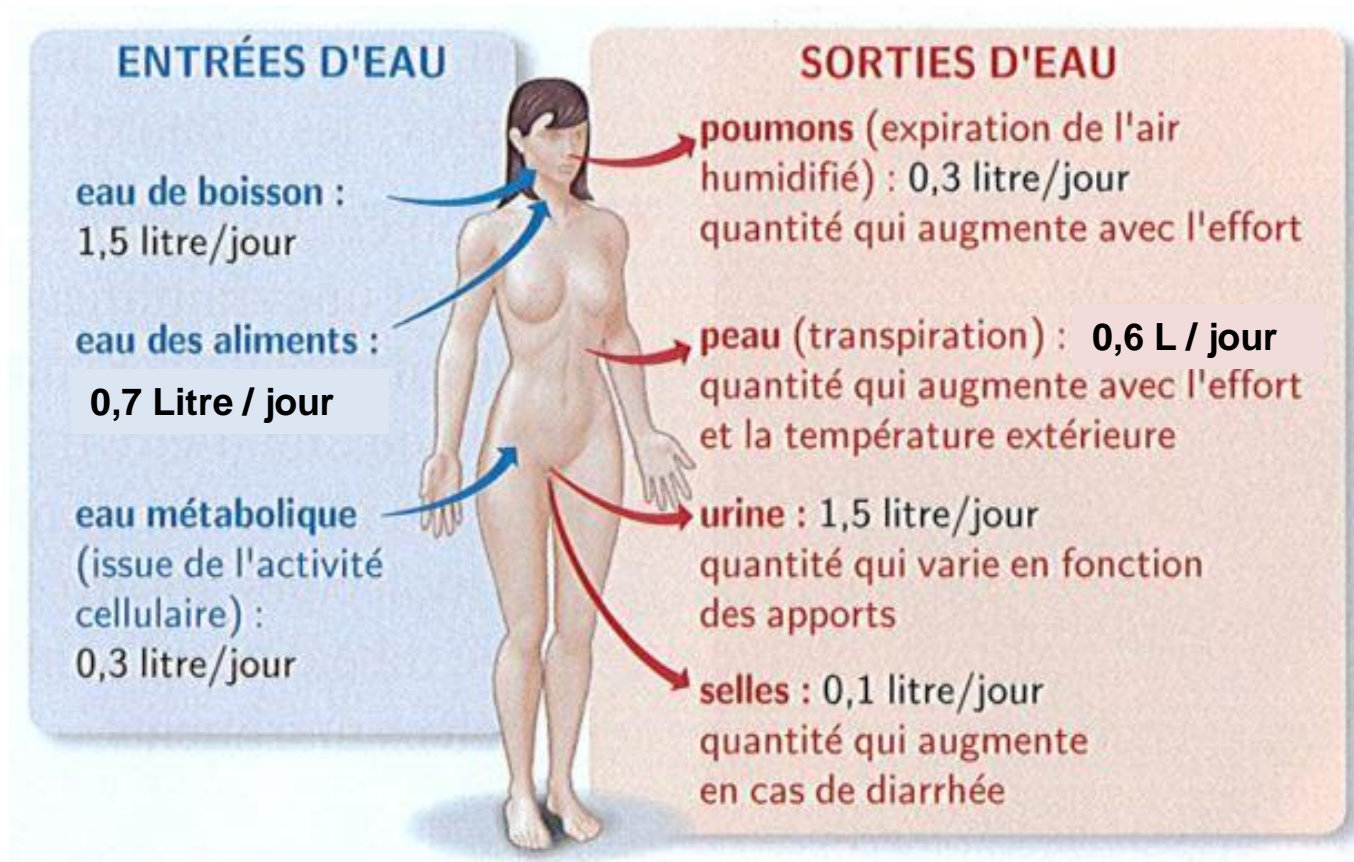
$\frac{1}{4}$ eau plasmatique (\approx 3 L)

II-1) L' eau dans l'organisme.

II-1 -3-Balance Hydrique.



ENTREES = SORTIES

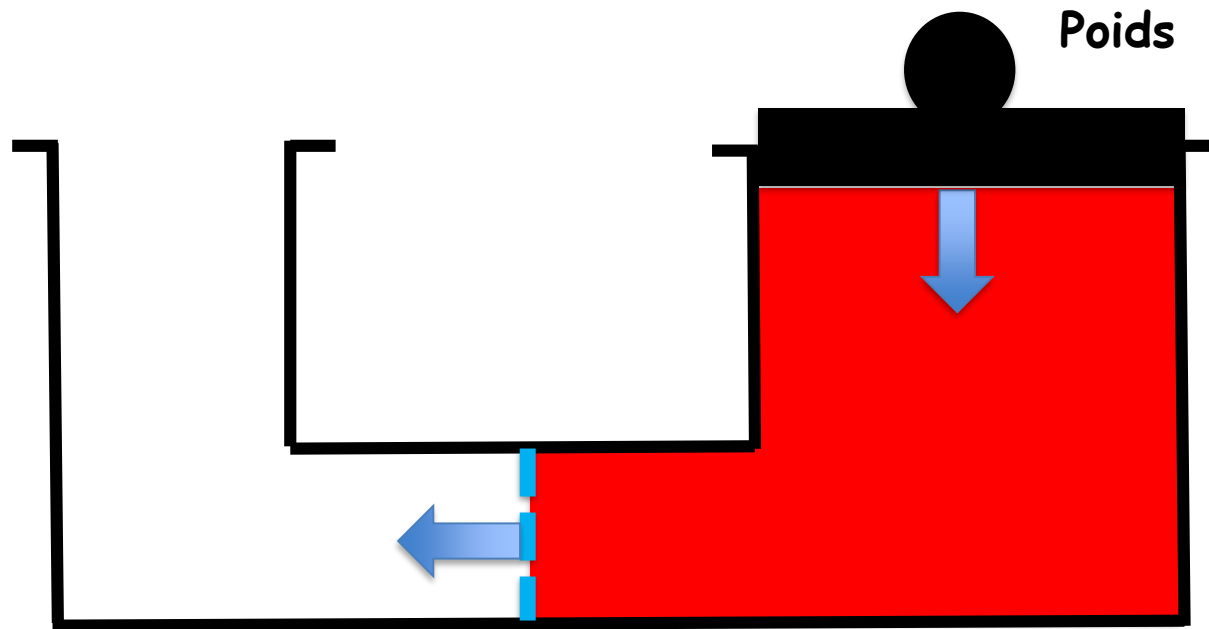


Remarque : Il s'agit de valeurs moyennes réalisées sur un grand nombre d'individus

II-2) Les différentes formes de pression.

II-2 -1 -*Pression hydrostatique.*

-Définition= pression exercée par un liquide sur une paroi du fait de son caractère incompressible.

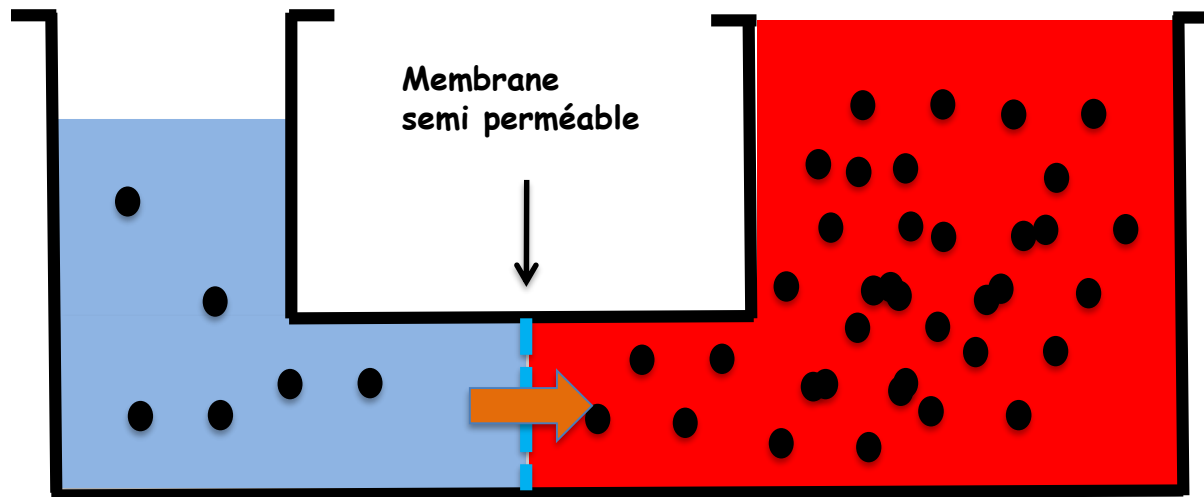


-Ici, le poids transmet à la membrane (bleue) une force mécanique par l'intermédiaire du liquide (rouge)

II-2) Les différentes formes de pression.

II-2 -2- *Le phénomène d'osmose.*

-Osmose= passage d'un solvant au travers d'une membrane semi-perméable séparant deux compartiments ayant des différences de concentration de soluté.



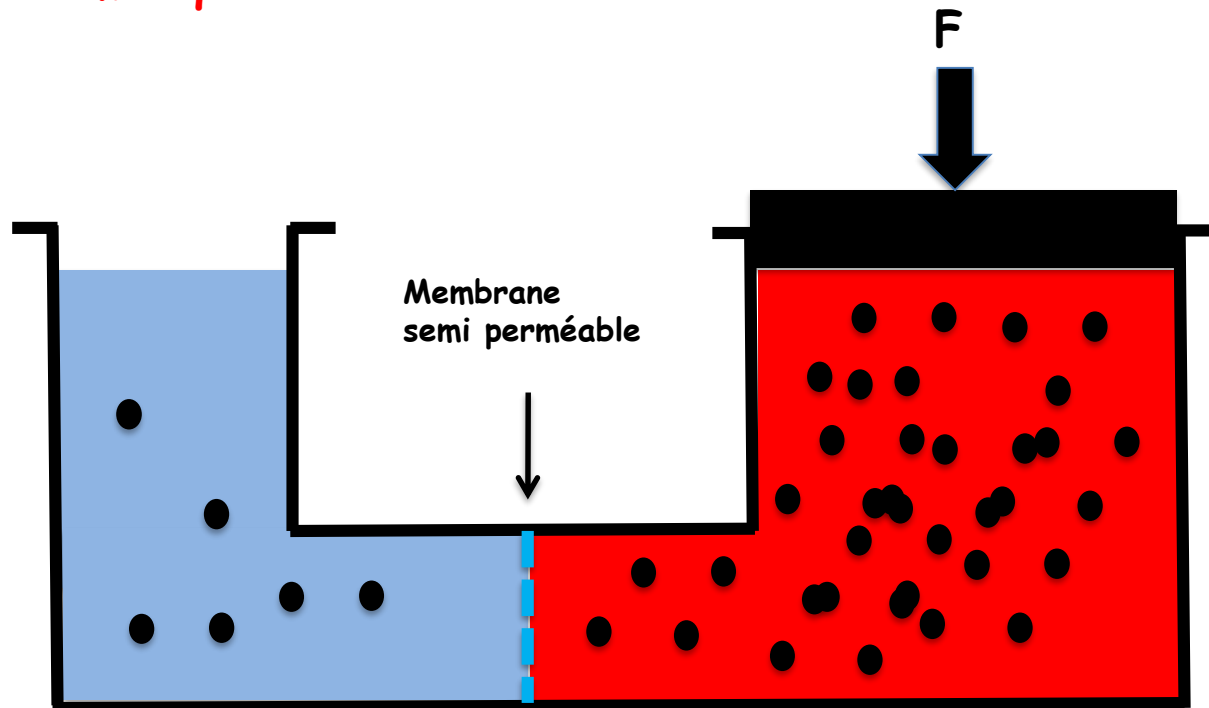
- Le solvant (ici l'eau) va du compartiment le moins concentré en soluté vers le plus concentré : Jusqu'à égaliser les concentrations de chaque côté.

II-2) Les différentes formes de pression.

II-2 -2- La pression osmotique.

-On essaye d'empêcher le passage du solvant de gauche à droite en exerçant une force sur le liquide **du** compartiment de droite.

La force minimale qui permet cela correspond à ce que l'on appelle **pression osmotique**



II-2) Les différentes formes de pression.

II-2 -2-*La pression oncotique.*

-C'est la pression osmotique qui est due à la différence de concentration en protéines du plasma de part et d'autre d'une membrane imperméable aux grosses protéines.

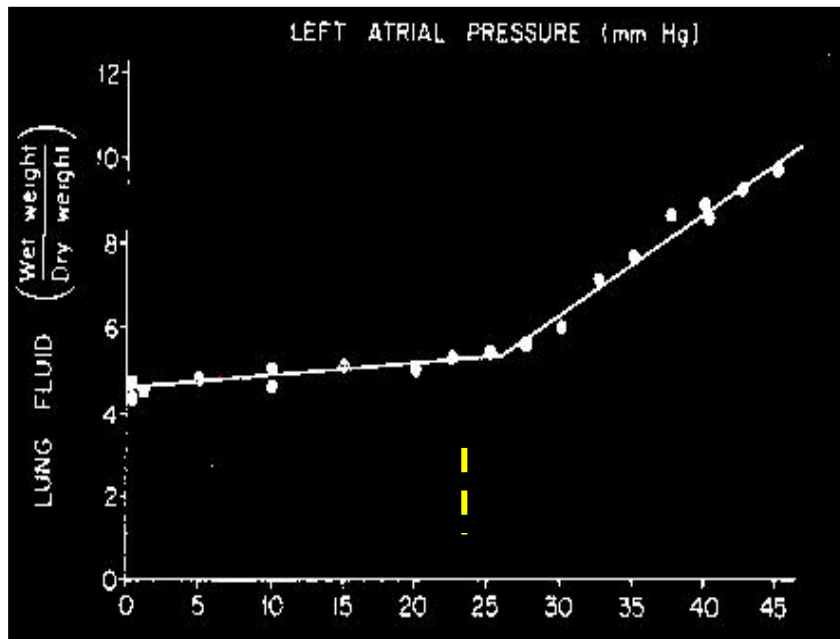
-S'il manque des protéines dans le sang, l'eau passe vers les tissus
⇒ oedèmes.



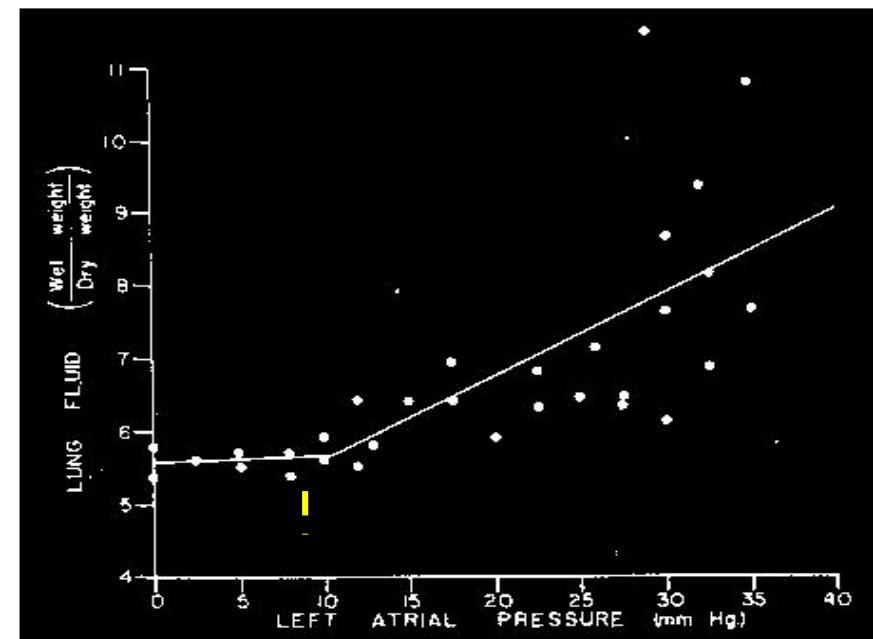
II-2 -2- La pression oncotique.

Effect of elevated left atrial pressure and decreased plasma protein concentration on the development of pulmonary edema

Protidémie normale



Protidémie réduite de 47 %



II-3) Les différentes types de solution liées à la pression.

II-3 -1 -Définitions.

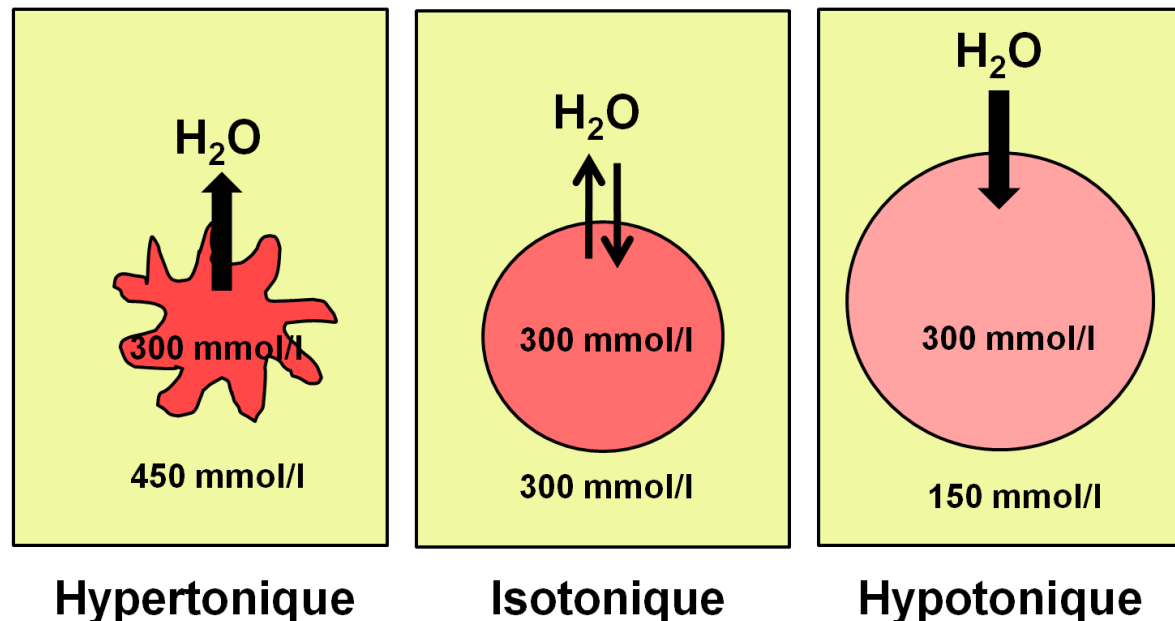
Solutions isotonique = solution qui contient la même concentration en soluté de part et d'autre de la membrane.

Ce type de solution n'engendre pas de mouvement d'eau

Solutions hypotoniques = : solution extérieure moins concentrée que le intracellulaire.

Efficace pour réhydrater une cellule.

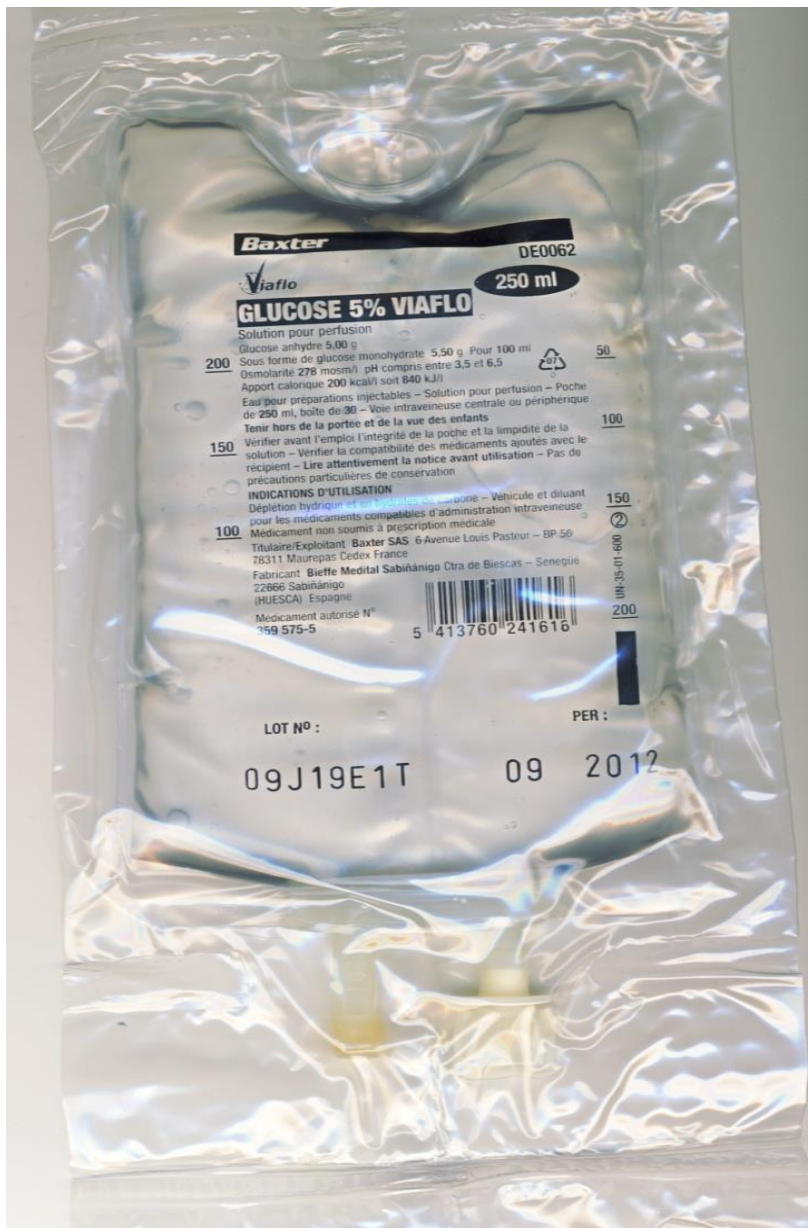
Solutions hypertoniques (par rapport au milieu intracellulaire) = c'est l'inverse.



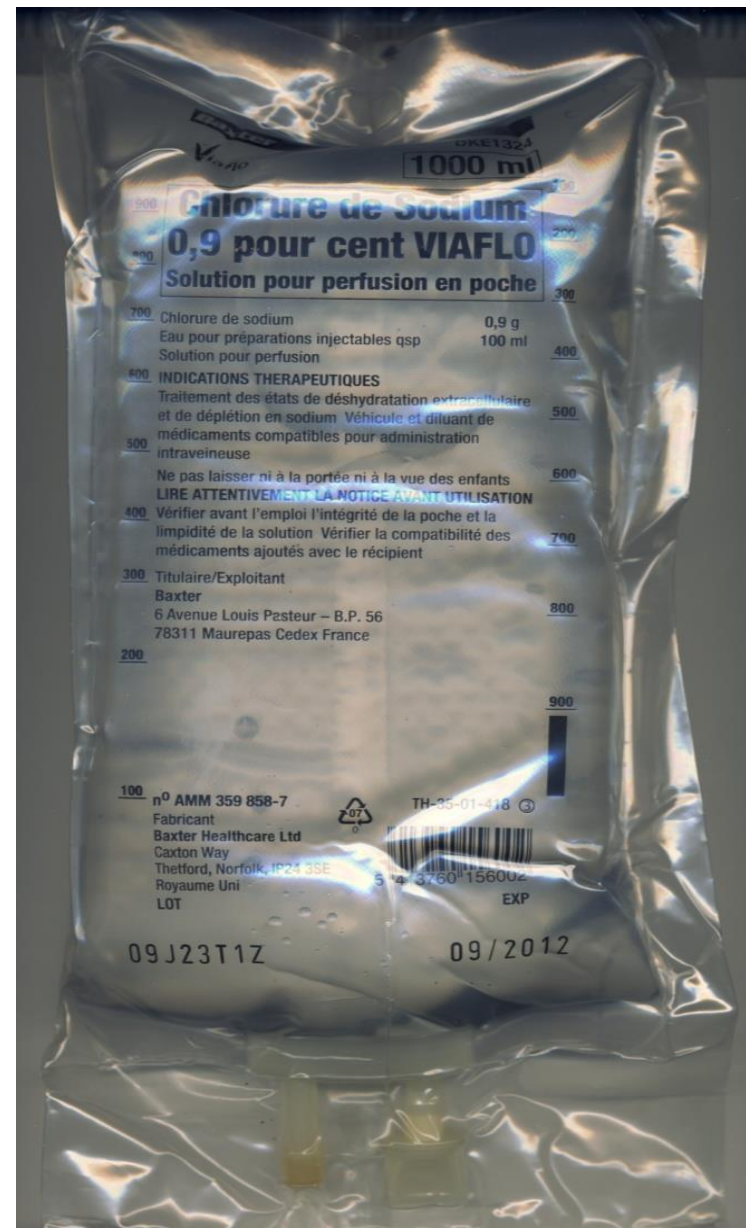
Résultats d'un BES (bilan électrolytique sanguin)

		Résultats		Valeurs de référence
Sodium	Na^+	140	mmol/l	136 - 145
Potassium	K^+	4.0	mmol/l	3.5 - 5.0
Chlore	Cl^-	106	mmol/l	98 - 106
Bicarbonates	HCO_3^-	25	mmol/l	21.0 - 30.0
Protéines		71	g/l	65 - 80
Albumine		38	g/l	35 - 50
Urée		5.4	mmol/l	2.5 - 7.0
Créatinine		54	$\mu\text{mol/l}$	49 - 90
Glucose	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	4.8	mmol/l	4.1 - 5.9
		0.86	g/l	
Osmolarité calculée		298.2	mmol/l	280.0 - 300.0

$$\begin{aligned}\text{Osmolarité calculée} &= (\text{Na} + \text{K}) \times 2 + \text{glycémie} + \text{urée} \\ &= (140 + 4) \times 2 + 4,8 + 5,4 \\ &= 288 + 10,2 = 298,2 \text{ mmol/L}\end{aligned}$$



Glucose 5 %



Chlorure de sodium 0,9 %

Glucose 5%

$$5 \text{ g/100ml} = 50 \text{ g/l}$$

Masse moléculaire à 180 g/mol-1

$$\rightarrow 50/180 = 278 \text{ mmol/l}$$

La mole est la quantité de matière d'un système contenant exactement $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, ions, molécules, etc.)
(le nombre d'Avogadro est défini comme le nombre d'atomes de carbone dans 12 grammes de carbone 12, $N_A = 6,022\ 140\ 857(74) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.)

NaCl 0,9 %

$$0,9 \text{ g/100 ml} = 9 \text{ g/l}$$

Masse moléculaire à 58,5 g/mol-1

(Na = 23 g/mol-1, Cl = 35,5 g/mol-1)

$$\rightarrow 9/58,5 = 154 \text{ mmol/l}$$

$$\text{Mais Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow 154 \times 2 = 308 \text{ mmol/l}$$

II-4) Quelques ions importants de l'organisme

Ions Plasmatique les plus représentés:

Cation majeurs : Na^+ .

Cations moins concentrés : K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} .

Anions majeurs : l'ion chlorure (Cl^-) et l'ion bicarbonate (HCO_3^-).

Anions moins concentrés : PO_4^{3-} , SO_4^{2-} .

Liquide extracellulaire :

Cation majeur : l'ion sodium (Na^+).

Anions majeurs : l'ion chlorure (Cl^-) et l'ion bicarbonate (HCO_3^-).

Liquide intracellulaire :

Cation majeur : l'ion potassium (K^+).

Anions majeurs : protéines chargées négativement.

L'os :

Cation majeur : l'ion calcium (Ca^{2+}) (99% sous forme osseuse).

Anion majeur : l'ion phosphate (PO_4^{3-}) (80% sous forme osseuse).

II-5) le ionogramme

Échantillons : plasma, prélèvement de sang veineux sur tube hépariné (ou artériel ou capillaire), puis centrifugation au laboratoire
Attention à l'hémolyse



Concentrations plasmatiques de référence:

(Natrémie) (Na^+) = 135 - 145 mmol/L

(Kaliémie) (K^+) = 3,8 - 5,2 mmol/L

(Chlorémie) (Cl^-) = 95 - 110 mmol/L

(Réserve alcaline) (HCO_3^-) = 23 - 27 mmol/L

Exemples causes :

Hypokaliémie => diarrhées aiguës

Hyperkaliémie => insuffisance rénale

Hyponatrémie => problème rénal, cardiaque, diurétiques

Hypernatrémie => déshydratation, diabète, insuffisance rénale

(Calcémie (Ca^{2+}), magnésémie (Mg^{2+}) concentration des ions dans le plasma.
Natriurie (Na^+), Kaliurie (K^+) concentration des ions dans l'urine.)

I-3-4-4- Rôle de quelques ions

Rôle du sodium :

Important dans l'équilibre hydrique et électrolytique.

Régulation rénale de la natrémie par l'aldostérone, hormone produite par la corticosurrénale ⇒ *Induit une rétention du sodium.*

Rôle du potassium :

Importance dans le fonctionnement cardiaque (arythmies) et nerveuse. Impliqué dans la dépolarisation de cellules.

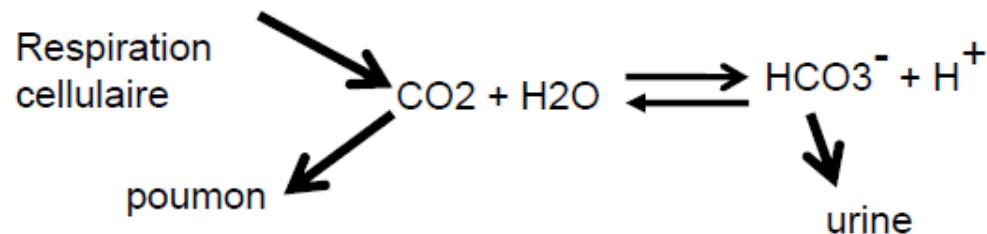
Rôle du Cl^- et HCO_3^- :

Importance dans l'équilibre acido-basique du sang (déficit de chlore → alcalose métabolique)

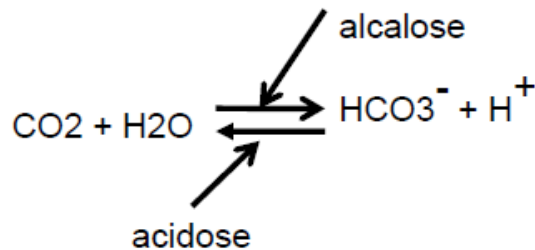
II-5) Pouvoir Tampon du sang

Ion bicarbonate HCO_3^- ou réserve alcaline

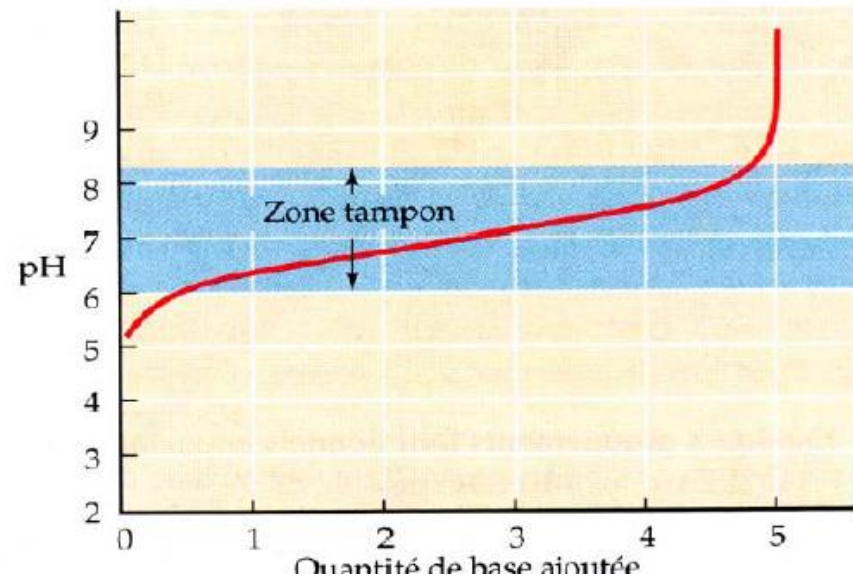
En équilibre avec CO_2 produit par le métabolisme cellulaire. Il passe ensuite dans le plasma puis entre dans les hématies où il est hydraté pour former du bicarbonate



Pouvoir tampon du plasma : permet de maintenir le pH constant



Le pH plasmatique varie entre 7,38 et 7,42 au repos chez l'Homme



II-5) Pouvoir Tampon du sang

La dénomination « bicarbonate » vient du fait qu'il possède à la fois des propriétés acides et des propriétés basiques. Il est donc impliqué dans 2 couples acides/base.

H_2CO_3/HCO_3^-	acide carbonique/ bicarbonate	pKa 6,3
HCO_3^- / CO_3^{2-}	bicarbonate /carbonate	10,33

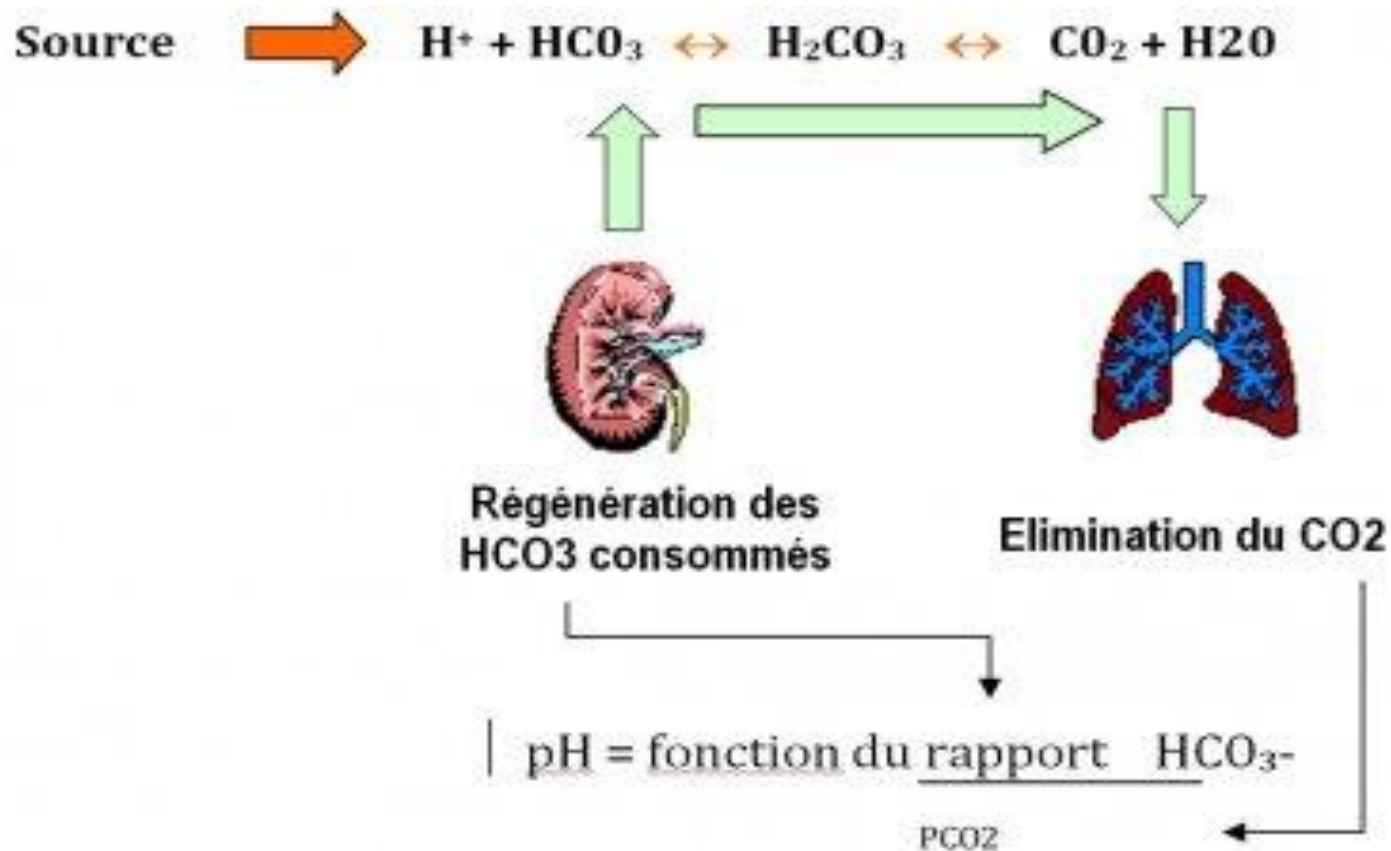
La dissolution de CO_2 dans le sang (au niveau des tissus) conduit à l'acide carbonique.



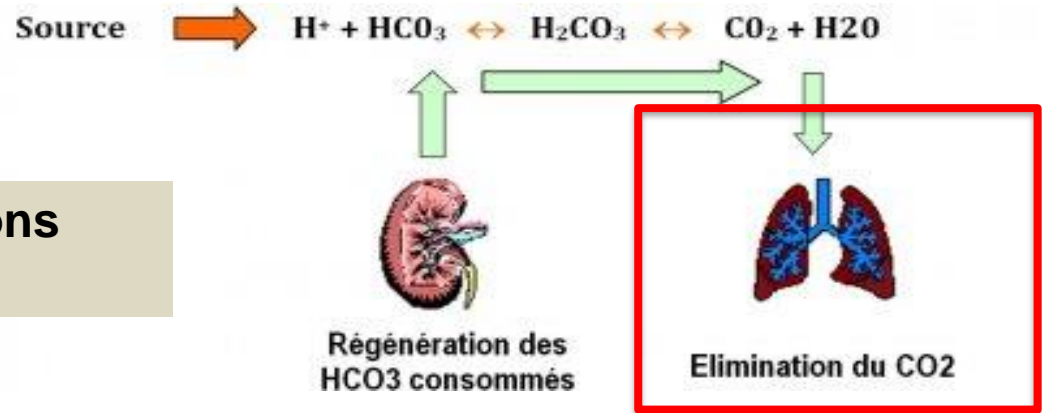
Cette réaction est accélérée par l'enzyme anhydrase carbonique (membrane Hématies).

II-5) organes qui contrôlent le pH

Le pH plasmatique varie entre 7,38 et 7,42 au repos chez l'Homme



II-5) organes qui contrôlent le pH



Régulation du pH par les poumons
(Rapide)

Augmentation CO_2 => baisse du pH (acide)

Diminution CO_2 => Augmentation du pH (basique)



Hyperventilation alvéolaire => alcalose

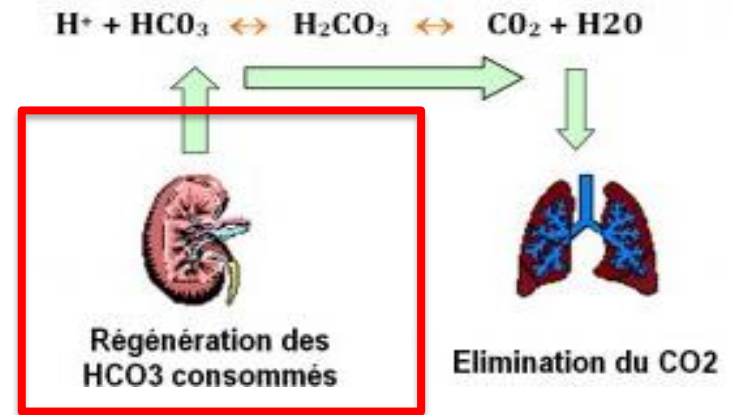
Hypoventilation alvéolaire => acidose

(Ne pas confondre avec une **polypnée** qui est une augmentation de la fréquence respiratoire, avec diminution du volume courant.)

II-5) organes qui contrôlent le pH

Régulation du pH par les reins (lent)

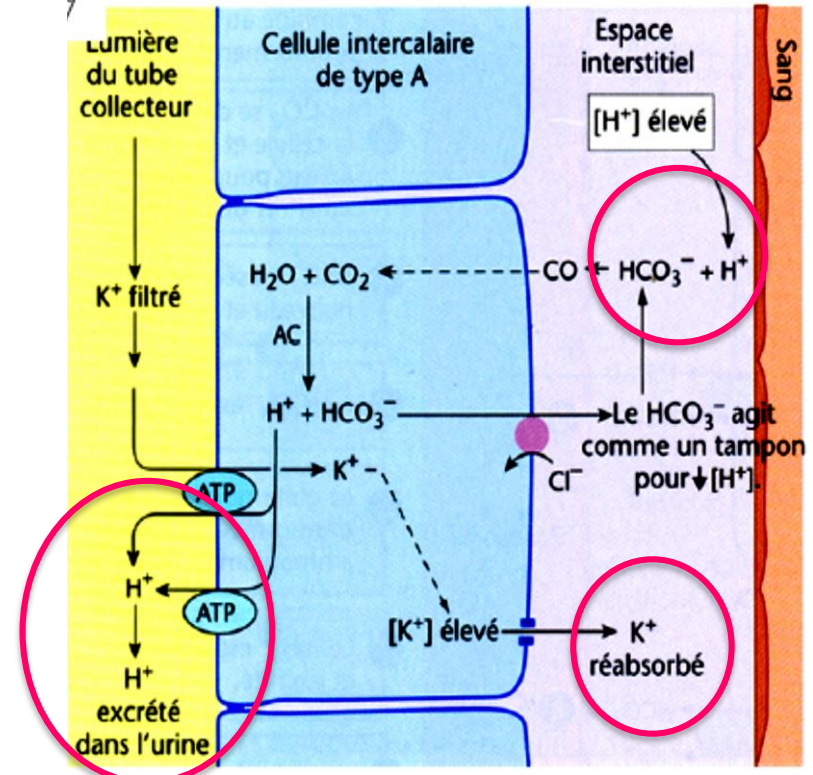
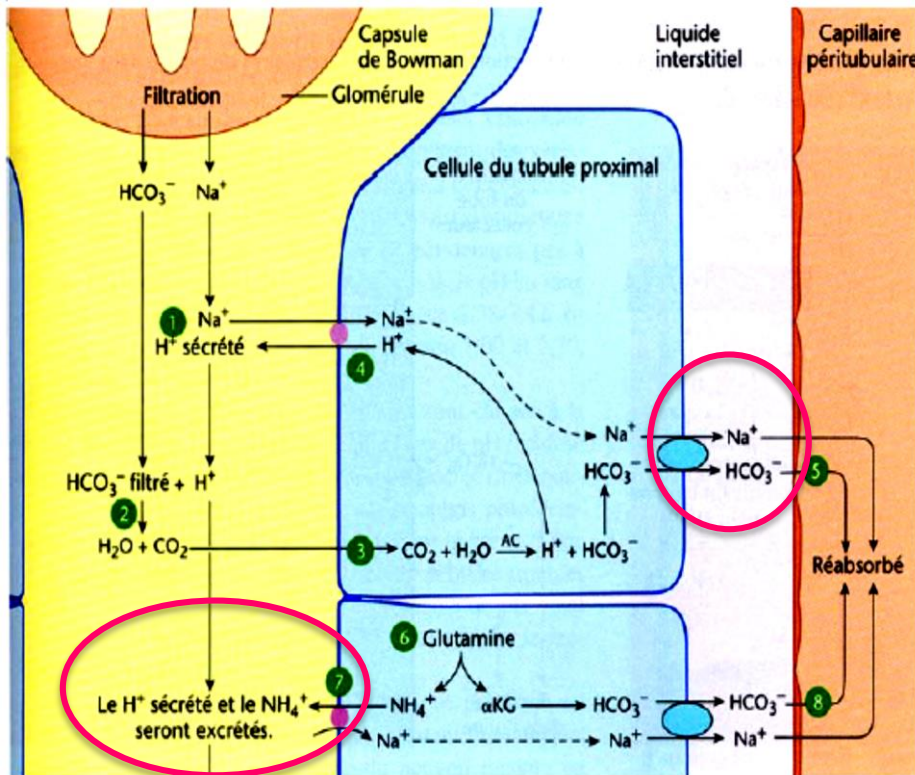
- 1) en excréant ou en réabsorbant des ions H^+
- 2) en augmentant ou diminuant le taux de réabsorption des ions HCO_3^-



2 zones de contrôles : TCP

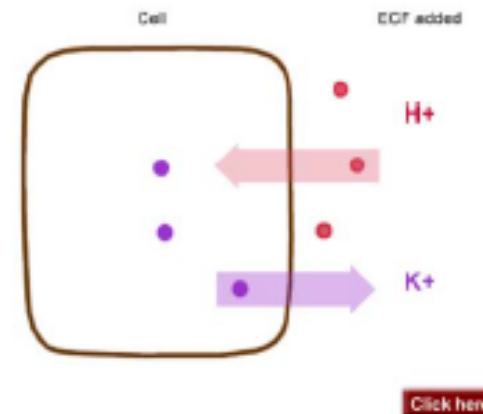
et

Tub collecteur



II-5) Relation pH et échange d'ions

- **Pompe $\text{Na}^+ \text{K}^+ \text{ATPase}$ et échangeur $\text{Na}^+ \text{-H}^+$: échanges normaux**
- **$\downarrow [\text{K}^+]$ du LEC : hypokaliémie**
Sortie de K^+ des cellules en échange avec Na^+ ou H^+ : impact sur la natrémie
- **$\uparrow [\text{H}^+]$ du LEC : acidose métabolique**
Entrée dans les cellules en échange avec Na^+ ou K^+
 - Effet de la sortie de Na^+ : négligeable
 - Effet de la sortie de K^+ : **hyperkaliémie**
- **$\downarrow [\text{H}^+]$ du LEC : alcalose métabolique**
Sortie des cellules en échange avec Na^+ et K^+
 - Effet de l'entrée de Na^+ : négligeable
 - Effet de l'entrée de K^+ : **hypokaliémie**



LEC = liquide extra-cellulaire

II-5) Relation pH et physiopathologie exemple d'utilisation des ions et du pH

Acidose respiration

Alcalose respiration

Acidose métabolique

Alcalose métabolique

Aiguë

pH	PCO ₂	HCO ₃ ⁻	Diagnostic
< 7,38	> 42 et très élevée	Normale ou > 27	Acidose Respiratoire
> 7,42	< 38 et très basse	Normale ou < 25	Alcalose Respiratoire
< 7,38	< 38 mmHg	<22 mM/L et très bas	Acidose Métabolique
> 7,42	Normale ou > 42	>30 mM/L et très haut	Alcalose Métabolique

Normes pCO₂ : 35-45 mmHg

HCO₃⁻ : 23-27 mmol.l

Acidose métabolique : calcul du trou anionique (TA)

$$TA = [Na^+] - [Cl^- + HCO_3^-] = 12 \pm 4 \text{ mmol/L}$$

(ou 16 ± 4 si le K⁺ est pris en compte)

- **Acidose avec trou anionique normal** : perte renale ou digestive de HCO₃ (compensée par augmentation du Cl⁻)

- **Acidose avec trou anionique élevé** : addition d'H⁺ associée à un anion non dosé. baisse de [HCO₃] remplacée par un anion non mesuré (par exemple le lactate, corps cétoniques).

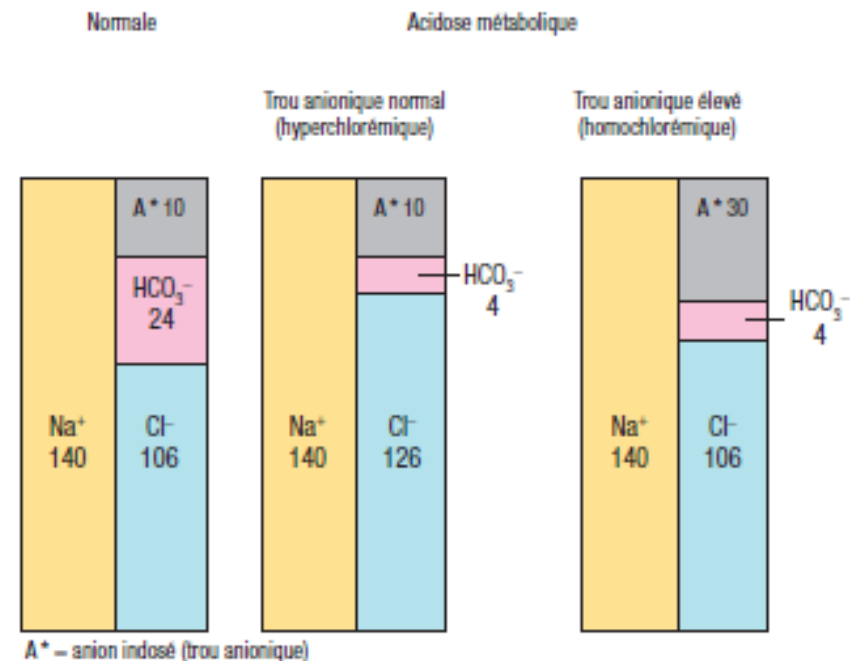


Figure 1. Le trou anionique plasmatique

II-6) Les oligo-éléments

Définition :

Les oligo-éléments constituent une classe de nutriments dont la définition ne repose ni sur des propriétés chimiques ni sur des propriétés biologiques homogènes. Leur définition donnée au début du siècle par Gabriel Bertrand est avant tout analytique, par opposition aux éléments chimiques majeurs du corps humain.

=> Les oligoéléments sont des éléments présents à une teneur inférieure à 1 mg/kg de poids corporel.

	g/kg	<i>OLIGO-ÉLÉMENTS</i>	
Fer	0,06	Fluor	0,037
Zinc	0,033		
Rubidium	0,0046	Strontium	0,0046
Brome	0,0029	Cuivre	0,001
Vanadium	0,0003	Sélénium	0,0002
Manganèse	0,0002	Iode	0,0002
Molybdène	0,0001	Nickel	0,0001
Chrome	0,00002	Cobalt	0,00002
Uranium	0,000001	Beryllium	0,0000003

Les oligo-éléments essentiels sont ceux qui répondent aux critères fixés par Cotzias :

- Etre présents dans les tissus vivants à une concentration relativement constante ;
- Provoquer, par leur retrait de l'organisme, des anomalies structurelles et physiologiques voisins dans plusieurs espèces ;
- Prévenir ou guérir ces troubles par l'apport du seul élément.

TOXICITE DES OLIGO-ELEMENTS

Une des particularités des oligo-éléments est effectivement qu'ils peuvent tous provoquer des désordres importants lorsqu'ils sont apportés à des taux trop élevés dans l'alimentation humaine.

On peut distinguer :

- Les **oligo-éléments** essentiels à **risque de carence** démontré chez l'homme : Iode, Fer, Cuivre, Zinc, Sélénium, Chrome, Molybdène.
- Les **oligo-éléments** essentiels à **faible risque** de carence (non prouvée chez l'homme) : Manganèse, Silicium, Vanadium, Nickel, Étain.

Exemples de fonctions des oligo-éléments :

- *La liaison métal-protéine (hémoglobine)*
- *cofacteurs d'enzymes*
- *structure de vitamines*
- *signaux hormonaux*

Unités du système international (SI) et correspondances

Abréviations des milieux dans lesquels les constituants ont été dosés

Se : sérum; PI : plasma; LCR : liquide céphalorachidien; dU : urines de 24 heures; Sg : sang veineux; SgA : sang artériel.

Abréviations placées entre parenthèses

(H) : homme; (F) : femme; (8 h) : prélèvement réalisé à 8 heures.

Symboles des multiples et sous-multiples utilisés dans la liste des valeurs usuelles

G : giga = 10^9 ; T : téra = 10^{12} ; m : milli = 10^{-3} ; μ : micro = 10^{-6} ; n : nano = 10^{-9} ; p : pico = 10^{-12} ; f : femto = 10^{-15} .

Valeurs usuelles rencontrées chez l'adulte (sauf exceptions mentionnées)²

Constituants azotés non protéiques

(H)	Se ou PI Créatinine	60–115 $\mu\text{mol/L}$	7–13 mg/L
(F)	Se ou PI Créatinine	45–105 $\mu\text{mol/L}$	5–12 mg/L
(H)	Se ou PI Urate	180–420 $\mu\text{mol/L}$	30–70 mg/L
(F)	Se ou PI Urate	150–360 $\mu\text{mol/L}$	25–60 mg/L
	Se ou PI Urée	2,5–7,5 mmol/L	0,15–0,45 g/L
(H)	dU Créatinine	10–18 mmol	1 100–2 000 mg
(F)	dU Créatinine	9–12 mmol	1 000–1 350 mg
	dU Urate	2,4–4,8 mmol	400–800 mg
	dU Urée	300–500 mmol	18–30 g
	Clairance rénale de la créatinine relative à la surface corporelle de référence (1,73 m ²)	1,35–2,30 mL/s	90–140 mL/min

Électrolytes – Éléments minéraux

PI Sodium	135–145 mmol/L	
PI Potassium	3,5–4,5 mmol/L	
PI Chlorure	95–105 mmol/L	
PI Bicarbonate	23–27 mmol/L	
PI Osmolalité	295–310 mmol/kg d'eau	295–310 mOsm/kg d'eau
PI Ammonium	25–40 $\mu\text{mol/L}$	0,45–0,70 mg/L
Se ou PI Calcium	2,20–2,60 mmol/L	88–104 mg/L
Se ou PI Fer	10–30 $\mu\text{mol/L}$	0,55–1,65 mg/L
Se ou PI Saturation de la transferrine	0,20–0,40	20–40 %
Se ou PI Phosphate (inorganique)	0,80–1,40 mmol/L	25–45 mg/L (exprimé en P)
dU Calcium	2,50–8,00 mmol	100–320 mg

Équilibre acidobasique

SgA pH (à 37 °C)	7,35–7,45	
SgA pCO ₂		35–45 mmHg
SgA pO ₂		80–100 mmHg
SgA Oxyhémoglobine/ Hémoglobine totale (SaO ₂)	0,94–1,00	94–100 %
SgA Bicarbonate	23–27 mmol/L	
SgA CO ₂ total	25–30 mmol/L	

Enzymes

Les valeurs usuelles des activités enzymatiques sont très variables selon les techniques utilisées et dépendent notamment de la température de détermination. Les valeurs retenues ici correspondent aux résultats obtenus par les méthodes de référence IFCC à la température de 37 °C.