

Biologie fondamentale

Les molécules du vivant

Première partie : De l'atome à la molécule, de la molécule au médicament

Les domaines de la chimie (échelle de taille : atome, molécules, protéines, virus, bactérie, hématie, ou encore les cellules eucaryote) vont de la chimie théorique à la biochimie (des calculs jusqu'à la chimie du vivant). Il est difficile de délimiter les champs d'investigation de la chimie.

Quelles sont les notions de chimie importantes en soins infirmier ?

Pour les solutions injectables (le glucose, le chlorure de potassium, sodium ...). On peut trouver :

- Le nom du principe actif (donc le nom de la molécule)
- Solution aqueuse ou non
- La nature HYPO Isotonique ou Hypertonique (qui ne faut pas injecter de cette manière, donc la diluer préalablement) de la solution.

Certaines solutions comme par exemple le sodium peut être une solution isotonique ou hypertonique, visible donc sur l'analyse détaillée du produit.

- Le PH
- L'osmolarité
- La nature du médicament

1) De l'atome à la molécule

Atome : ce sont les constituants de la matière. Les atomes procèdent un noyau (chargé positivement), autour duquel gravitent un ou plusieurs électrons (chargés négativement).

Le noyau est composé de protons et de neutrons (masse), appelés nucléons.

L'atome est électriquement neutre.

Nucléides : espèces atomiques, symbolisés par : ${}^A_Z X$

La lettre X est le nucléide de l'atome (par ex C pour Carbone), A le nombre de nucléons, Z le nombre de protons.

Remarque :

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

Notions essentielles pour le calcul des concentrations :

La masse atomique : correspond à la masse d'un atome (évaluée en kg, ou en u.m.a (u), unité de masse atomique).

On part du postulat que l'isotope de Carbone $^{12}_6\text{C}$ sert de référence : la masse de $^{12}_6\text{C} = 12 \text{ u}$
 1 u correspond environ la masse du proton ou du neutron.

La mole : (symbole mol) est une unité de base du système international, qui correspond à la quantité de matière (atome, molécule, particule) d'un système qui contient autant d'entités élémentaires qu'il

y a d'atomes de Carbone dans 12g de Carbone $^{12}_6\text{C}$. 1 mole de carbone $^{12}_6\text{C}$ pèse exactement 12g/mol.

→ On en conclue le rapport du nombre d'Avogadro N_A :

$$N_A = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{1,99625 \cdot 10^{-26}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

masse en kg d'une mole de carbone $^{12}_6\text{C}$

Mole : unité de comptage qui est immense. Il y a le même nombre d'atomes dans une mole de carbone quand dans une mole de plomb, mais la masse de ces moles sont différentes.

La Masse atomique moyenne : Du fait de l'existence d'isotope, la masse de l'élément est une moyenne pondérée par l'abondance relative de chacun des isotopes de l'élément en question.

$$M = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ u}$$

Ex : Chlore (Cl) constitué de 75% de l'isotope ^{35}Cl et 25% de l'isotope ^{37}Cl .

La masse molaire : masse d'une mole de cet élément, symbolisé par M.

La masse molaire (d'une mole) d'un nucléide est exprimée en g/mol, qui est égal à la masse atomique exprimée en u.m.a

Ex : 1 mole du nucléide ^{35}Cl pèse 35g/mol. Une mole de l'élément Chlore pèsera quant à lui 35,5g/mol.

La masse molaire d'une molécule : somme des masses molaires de chaque atome qui constitue la molécule.

Ex : molécule d'eau (deux atomes d'Hydrogène et d'un atome d'Oxygène) : H₂O

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Le tableau périodique permet de classer les atomes classés en fonction du numéro atomique Z croissant.

Nombre en haut à gauche : nombre d'électrons

Nombre à droite : protons

Lettre : nom de l'atome

Composé de 7 lignes (périodes), certains ont des propriétés communes. Composé aussi de 18 colonnes, à droite, les gaz rares.

Ce qui nous intéresse, c'est l'**électronégativité**. Elle traduit l'**aptitude d'un élément à céder ou capturer des électrons**. + un élément est électronégatif, plus il attirera les électrons, (l'élément le plus électronégatif étant le fluor).

A l'inverse, les électropositifs (comme les métaux alcalins), qui ont tendance à donner des électrons.

L'électron :

La réactivité des atomes est liée aux comportements des électrons. Ils occupent des volumes limités à un nombre d'électrons maximum.

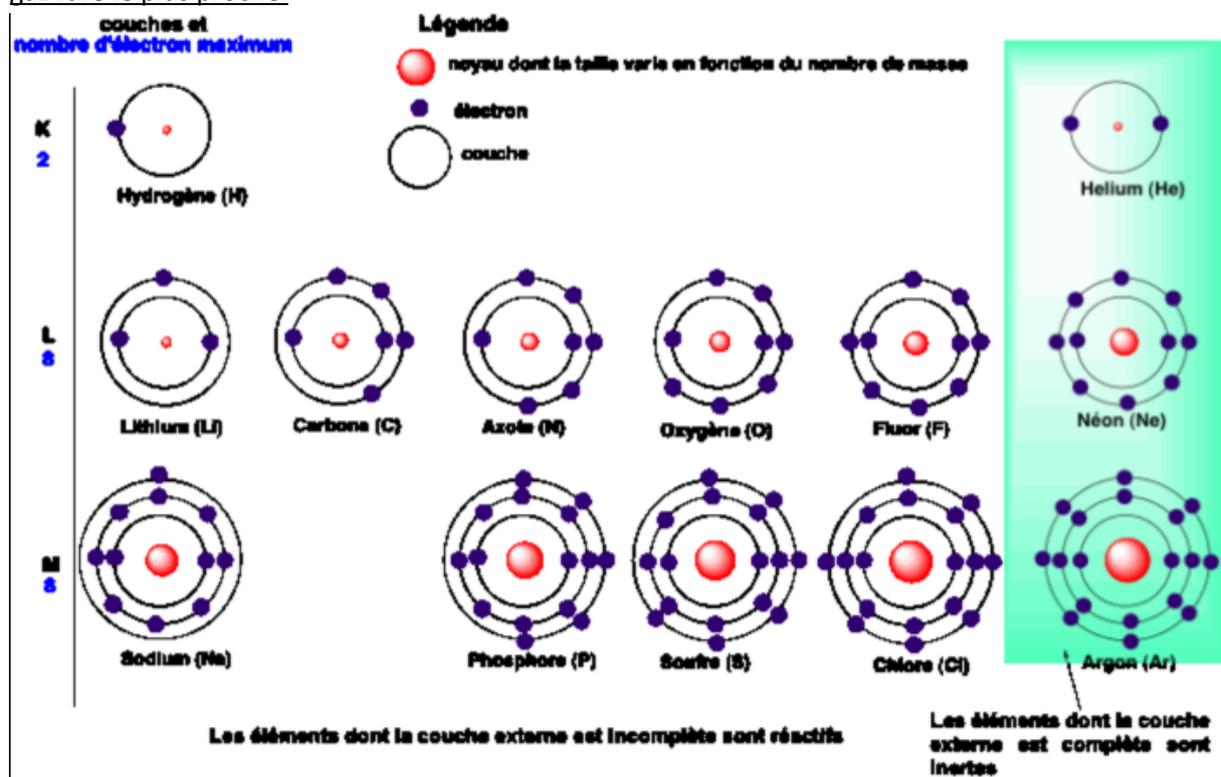
Le volume K : jusqu'à deux électrons

Le volume L : jusqu'à 8 électrons

Le volume M : jusqu'à 8 électrons

Les éléments dont la couche externe est incomplète sont réactifs.

La règle de l'octet : les atomes se combinent de façon à acquérir la structure électronique stable du gaz rare le plus proche.

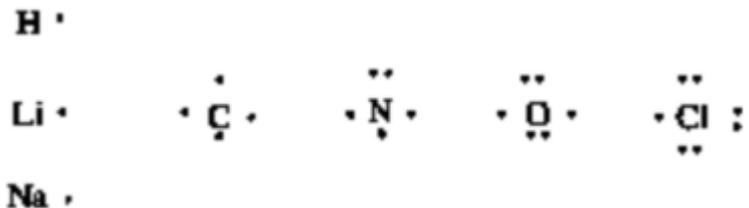


Ainsi l'Hydrogène va prendre un électron pour arriver à l'hélium, le Lithium va devoir perdre un électron pour arriver à l'hélium.

Les liaisons chimiques :

En partageant leurs électrons, les atomes vont se lier pour créer des combinaisons stables d'atomes, les **molécules**, qui conduisent à la formation de liaisons plus ou moins fortes :

- La liaison covalente : la plus forte en énergie
- La liaison hydrogène : essentielles dans la vie
- La liaison ionique : dans le cadre des solutions.



Atome Hydrogène : 1 électron (présent dans le volume de la couche EXTERNE, le dernier), donc 1 point.

La liaison covalente :

Chaque atome va partager son/ses électrons, afin d'acquérir une structure électronique stable (gaz rare) : 8 électrons

Ex : Le carbone a 4 électrons, il lui en manque 4. Il va alors se combiner avec 4 atomes d'Hydrogène pour constituer le méthane. Le carbone établit quatre liaisons, il est tétravalent tandis que l'atome d'hydrogène est monovalent.

Les molécules ont une structure tridimensionnelle, essentielle pour leur activité (l'action des médicaments est basée sur cette structure).

On peut avoir des liaisons covalentes multiples. On dit alors :

- Une liaison covalente simple lorsqu'une seule paire d'électron est partagée
- La liaison est double si partage de quatre électrons
- La liaison est triple si partage de six électrons

Le partage des électrons entre les atomes peut être différent, selon l'électronégativité de l'atome.

La liaison ionique :

Deux atomes en interaction présentent une grande différence d'électronégativité. Il peut y avoir un transfert complet d'un ou plusieurs électrons.

L'atome qui prendra un nouvel électron sera chargé négativement, celui qui en perd un deviendra chargé positivement.

Ce sont des liaisons faibles formées par les ions qui ont des charges opposées.

Ex : le sel (chlorure de sodium) qui se dissout dans l'eau (H₂O). L'atome d'hydrogène est chargé positivement, qui va interagir avec le chlore chargé négativement.

Les atomes d'Oxygènes chargés négativement vont interagir avec le sodium chargé positivement.

→ C'est la dissolution.

La représentation des molécules :

- La formule brute (en atome)



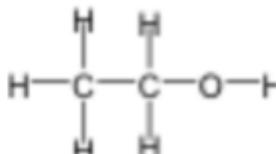
On a deux atomes de carbones, 6 atomes d'hydrogènes et 1 atome d'Oxygène mais nous n'avons pas les liaisons. On va effectuer un graphe des liaisons à la formule de constitution :

	C1	C2	H1	H2	H3	H4	H5	H6	O
C1		+	+	+					+
C2	+				+	+	+		
H1	+								
H2	+								
H3		+							
H4		+							
H5		+							
H6									+
O	+							+	

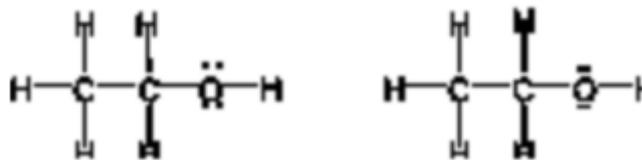
Le carbone 1 est connecté aux carbones 2, Hydrogènes 1 et 2 et à l'Oxygène, etc (Le symbole + signifie la présence d'une liaison).

A partir de la formule brute, on va effectuer des formules développées :

Formule développée plane



Formules (ou représentations) de Lewis



Cette dernière est la formule simplifiée. On ne s'intéresse ici qu'à la représentation des atomes nous intéressant. Les segments représentés sous-entendent les atomes de carbones à chacune des extrémités, donc deux carbones.

La représentation graphisme de cram, conventions :

- Trait plein : liaison située sur le plan
- Trait allongé plein (gras) : liaison sur le côté
- Trait allongé hachurée : situé derrière

Les molécules du vivant sont des molécules polyfonctionnelles : groupement de fonction (par exemple composition phosphoester, avec amine, adénine, alcool etc.

2) Eau, solutions aqueuses et concentration

On a le plasma et le liquide intracellulaires sont des solutions aqueuses dans lequel on dissout une solution.

Une **solution** est un **mélange homogène** d'au moins deux substances constituant une seule phase (=solvant) et la molécule qui est solubilisé (=soluté)

Ce mélange modifie les propriétés de la solution, lié au nombre de particules de solutés et de solvant définissant la concentration.

Différentes unités vont être utilisées : le nombre de moles de molécule (ex : glucose) ou d'ions (ex : NaCl) dissous par quantité de solvant.

La concentration molaire volumique se définit comme étant la quantité (mol) de soluté A par litre de solution :

$$[A] = \frac{\text{quantité (mol) de A}}{\text{volume de solution (L)}}$$

Dans ce cas, la concentration s'exprime en mol/L ou mol.L⁻¹ ou M.
Attention : mmol/L, mmol/mL...

→ **Solution : soluté + solvant**

Cette concentration molaire volumique ne permet pas de calculer la quantité de solvant qui a servi à préparer la solution.

La **molalité** (m) représente la quantité (mol) de soluté par KG de solvant.

$$\text{Molalité de A} = \frac{\text{quantité (mol) de A}}{\text{masse de solvant (kg)}}$$

Une solution qui contient une mole par kg d'eau est une solution molale.

Les quantités d'eau diffèrent dans une solution de concentration molaire volumique de 0,154M et dans une solution de 0,154 m (Molarité et molalité sont très proches pour une solution diluée).

La fraction massique est définie par le rapport de la masse m_A d'une substance A (ex NaCl) et la masse totale du mélange.

$$\text{Fraction massique } A = \frac{m_A}{m_A + m_B + m_C + \dots} = \frac{m_A}{m_{\text{totale}}}$$

Ex : Chlorure de sodium 0,9% : il y a 0,9g de NaCl dans 100g de solution

3) Osmolarité/Osmolalité/Pression osmotique (Hypo, iso, hypertonicité)

La pression osmotique : pression minimum qu'il faut exercer pour empêcher le passage d'un solvant d'une solution moins concentrée vers une solution plus concentrée à travers une membrane semi-perméable osmotique. Cette pression est proportionnelle à la température et à la concentration de soluté de part et d'autre de la membrane.

Dans un milieu isotonique, les pressions sont identiques

Dans un milieu hypotonique : Il va y avoir un mouvement d'eau (osmose), l'eau va passer du milieu moins concentré extracellulaire à plus concentré intracellulaire, la cellule va « gonfler ».

Dans un milieu hypertonique (plus concentré que la zone intracellulaire), l'eau sort de la cellule, qui se contracte.

L'osmolarité : c'est le nombre de moles de particules en solution dans un litre de solution

L'osmolalité : c'est le nombre de moles de particules en solution dans un kg d'eau

1 osmole correspond à une mole de particule.

Si l'on considère un litre d'une solution de Chlorure de Sodium (NaCl) à 0,9%. Quelle est son osmolarité?

$$M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$$

$$M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$M_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{9}{58,5} = 0,154 \text{ mol}$$

$$n = C \times V$$

$$C = \frac{n}{V} = 0,154 \text{ mol/L, soit } 154 \text{ mmol/L}$$

Chaque mole de NaCl, donne 2 mole de particules, soit dans notre cas 154 mmol/L de Na⁺ et 154 mmol/L de Cl⁻.

n = nombre de mole

v = volume

C = concentration

$2 \times 154 = 308 \text{ mOsm/L}$ Or ce rapport est faux, car non intégralement ionisé. Le nombre de particule en solution est donc inférieur au nombre total d'ions qui se formeraient par ionisation totale. Le coefficient osmotique permet de calculer le nombre réel de mole de particules présentes dans la solution.

$$n(\text{Osm}) : n(\text{mol}) \cdot i \cdot \Phi$$

Sachant que $n(\text{mol})$ = nombre de mole de substance non ionisée.

i = nombre d'ions formés (2 pour NaCl).

Φ_{NaCl} = coefficient osmotique de NaCl = 0,93

$$n(\text{Osm}) = 0,154 \times 2 \times 0,93 = 0,286 \text{ Osm/L}$$

N(Osm) nombre d'osmol

N(mol) nombre de mol non ionisé

La concentration ionique est le nombre de mole de charges présentes dans la solution, son unité est l'équivalent (Eq) par volume de solution. Elle ne concerne que les ions, l'osmolalité faisant référence à toutes particules.

4) Acidité/Basicité/Définition du pH

Un acide est un composé susceptible de céder un proton H⁺ en solution aqueuse, la base un composé susceptible de libérer des ions OH⁻

Important : le proton H⁺ n'existe pas à l'état libre en solution aqueuse. Le proton se combine avec une molécule d'eau.

L'eau pure reste conductrice de courant (présence d'ion) : c'est l'autoprotolyse de l'eau.

Le caractère acide ou basique se mesure par le pH. Le pH de l'eau pure est 7.

Le caractère acide ou basique d'une solution est se détermine par la mesure du pH, pour potentiel hydrogène, qui est une fonction de la concentration en ion H₃O⁺ : **pH = -log[H₃O⁺]**

- Soit l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau : $2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ avec $K_e = 10^{-14}$

On remarque que les quantités d'ions H₃O⁺ et OH⁻ sont égales. D'où, dans l'eau pure, on a :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \quad (K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14})$$

Le pH de l'eau pure sera : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7 = \frac{1}{2} \text{p}K_e$

$\text{pH}_{(\text{eau})} = 7$

- Les solutions neutres contiennent autant d'ions H₃O⁺ que d'ions OH⁻ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e = 7 \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

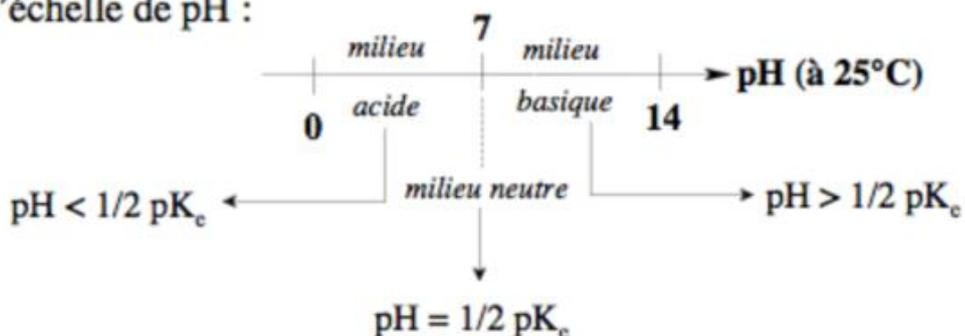
- Les solutions acides contiennent plus d'ions H₃O⁺ que d'ions OH⁻ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < \frac{1}{2} \text{p}K_e \quad ; \text{ soit } \text{pH} < 7 \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

- Les solutions basiques contiennent moins d'ions H₃O⁺ que d'ions OH⁻ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > \frac{1}{2} \text{p}K_e \quad ; \text{ soit } \text{pH} > 7 \quad \text{à } 25^\circ\text{C}$$

- D'où l'échelle de pH :



5) De la molécule au médicament