

DIPLÔME INFIRMIER IFSI

Licence

LES FONDAMENTAUX PAR L'IMAGE

UE 2.1 & 2.2

*L'essentiel
pour réussir!*

2^e
ÉDITION

- UE 2.1 Biologie fondamentale
- UE 2.2 Cycles de la vie et grandes fonctions

Sup'FOUCHER





L'essentiel pour réussir UE 2.1 et 2.2

Patrice Bourgeois

Docteur en Sciences
Enseignant IFSI
Académie d'Aix-Marseille

Richard Planells

Docteur en Médecine
Maître de Conférences - Praticien Hospitalier
CHU de Marseille

Sous la direction de Kamel Abbadi

Professeur agrégé de biochimie à l'Université Versailles Saint Quentin
Réfèrent du module des sciences physiques, biologiques
et médicales en master IADE

Toute reproduction ou représentation intégrale ou partielle, par quelque procédé que ce soit, des pages publiées dans le présent ouvrage, faite sans autorisation de l'éditeur ou du Centre français du Droit de copie (20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris), est illicite et constitue une contrefaçon. Seules sont autorisées, d'une part, les reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective, et, d'autre part, les analyses et courtes citations justifiées par le caractère scientifique ou d'information de l'œuvre dans laquelle elles sont incorporées (loi du 1^{er} juillet 1992 - art. 40 et 41 et Code pénal - art. 425).

© Foucher, une marque des Éditions Hatier - Paris 2016

Sommaire

1 La chimie du vivant	05
Atomes et molécules	5
L'eau et les solutions aqueuses	14
Les molécules du vivant	22
Le métabolisme énergétique	38
2 La cellule	43
Organisation d'une cellule eucaryote	43
La cellule dans son environnement	51
Vie et mort de la cellule	55
Les tissus	59
3 Le génome et les maladies héréditaires	65
Organisation du génome humain	65
Conservation de l'information génétique	69
La transmission de l'information génétique	73
Les bases essentielles de l'hérédité	75
4 Anatomie générale et plan d'organisation du corps humain	83
Organisation du corps humain	83
Les grandes fonctions	88
5 Le système nerveux	93
Le neurone et la synapse	93
Organisation générale du système nerveux	100
Les grandes fonctions corticales	110

6	Physiologie sensorielle : les voies afférentes	115
	Les téguments	115
	Les sensations	119
7	La motricité : les voies efférentes	143
	Les tissus osseux	143
	Les muscles	150
	Contrôle du mouvement et de la posture	158
8	Système digestif et nutrition	165
	Les aliments	165
	L'appareil digestif	169
	Le rôle du foie	178
	La régulation des substrats énergétiques	184
9	Renouvellement et homéostasie du milieu intérieur	189
	Le milieu intérieur	189
	L'appareil circulatoire	198
	L'hémostase	208
	Fonction respiratoire et échanges gazeux	212
	La fonction rénale et l'équilibre hydrominéral	220
	La régulation du pH sanguin	226
	Le système endocrinien	230
	L'équilibre phosphocalcique	238
10	Les grandes fonctions au cours de la vie	241
	De la fécondation à la naissance	241
	De la naissance à la puberté	245
	La reproduction	247

La chimie du vivant

Atomes et molécules

1 Organisation générale des atomes

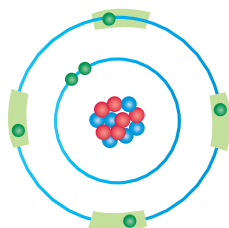
Un atome est constitué :

1. D'un **noyau** contenant des particules pesantes, appelés **nucléons**. Ceux-ci présentent une masse égale à 1 unité de masse (abrégiée u.).

Il existe 2 types de **nucléons**.

- Les **protons** porteurs d'une charge élémentaire positive. Leur nombre définit le Numéro atomique (nommé Z).
- Les **neutrons**, qui n'ont aucune charge. La masse atomique (A) d'un atome est la somme des particules pesantes du noyau (p+n).

2. Placés autour du noyau, des **électrons** qui ont une masse négligeable, mais portent, chacun, une charge électrique élémentaire négative. Il y a autant d'électrons que de protons dans un atome.



Exemple : l'atome de carbone

6 protons	Numéro atomique $Z = 6$
6 neutrons	Masse atomique $A = 12$
6 électrons	Couche profonde = 2 Couche périphérique = 4

2 Classification des éléments

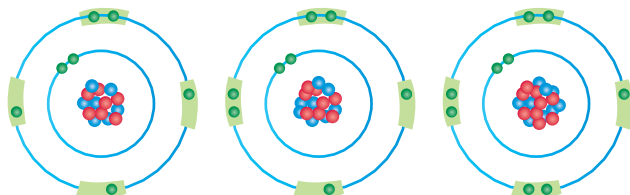
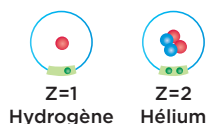
L'élément chimique est la plus petite partie que l'on peut obtenir à l'état pur en décomposant par des moyens chimiques, n'importe quel corps chimique. En décomposant tout ce qui existe sur terre, on arrive à isoler plus de 118 éléments « purs » (mais certains sont très rares). C'est le chimiste russe Dimitri **Mendeleïev** qui proposa, en 1869, de classer tous les éléments en fonction de leur masse. Il remarqua que l'on pouvait dégager 8 groupes d'éléments au comportement chimique semblable.

Mais les propriétés chimiques des éléments sont dues à l'organisation de leurs électrons. Comme il y a autant d'électrons que de protons dans un atome, c'est la structure électronique des éléments qui explique la périodicité en 8 groupes du tableau de Mendeleïev.

3 Structure électronique des atomes

En passant d'un élément à un autre, le nombre de protons augmente et donc le nombre d'électrons augmente aussi, puisqu'il y a autant de protons positifs que d'électrons négatifs dans un atome.

Mais, autour du noyau, les électrons ne s'organisent pas n'importe comment : ils occupent des positions appelées orbitales atomiques (représentées dans les schémas par une petite case). Les orbitales sont organisées en **couches successives**. Les couches se remplissent en commençant par les plus profondes. Si les atomes sont petits, il n'y a qu'une couche profonde, si les atomes sont grands, il y aura plusieurs couches profondes mais dans tous les cas, la couche périphérique est la dernière à se remplir. Donc selon le nombre d'électrons, elle peut n'être que partiellement occupée. La couche périphérique ne peut contenir que 8 électrons au maximum.



	Élément Azote	Élément Oxygène	Élément Fluor
Nombre de protons = Z = nombre total d'électrons	7	8	9
Nombre d'électrons sur la couche périphérique	5	6	7

4 Classification de Mendeleev

1 H Hydrogène 2,20	6 C Carbone 12	2 He Hélium 4
3 Li Lithium 7	4 Be Béryllium 9	5 B Bore 11
0,98	2,55	3,04
11 Na Sodium 23	12 Mg Magnésium 24	13 Al Aluminium 27
0,93	1,31	2,19
19 K Potassium 39	20 Ca Potassium 40	31 As Arsenic 75
0,82	1,00	3,16
1	2	3

Numéro atomique Z (nombre de protons) Masse atomique A (nombre de nucléons)

Métaux de transition
 Fer, Cuivre, Zinc

4 5 6

Les **8 colonnes** de la classification de Mendeleev correspondent au remplissage progressif de la couche périphérique sur une ligne donnée.

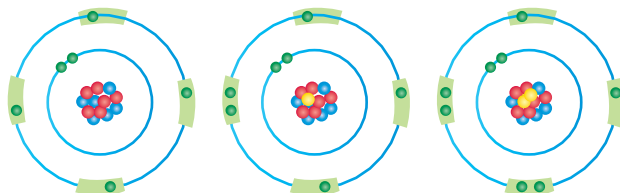
Au pied de certains éléments, est indiqué le degré d'électronégativité des atomes. Ce chiffre mesure la capacité que possède un atome donné à attirer les électrons périphériques d'un autre atome.

- **Colonne 1**, éléments qui n'ont qu'un seul électron sur leur couche périphérique qu'ils perdent facilement, donc leur électronégativité est faible. Ce sont les alcalins : en présence d'eau, ils donnent des bases fortes.
- **Colonne 5**, la couche périphérique comporte 7 électrons qui ont fortement tendance à en attirer un 8^e. ils sont donc très électronégatifs. En solution aqueuse, les éléments de la colonne 5 donnent des acides forts.
- **Colonne 2**, éléments peu électronégatifs, cèdent facilement 2 électrons, donnent des ions positifs divalents (Mg^{++} , Ca^{++}) en solution aqueuse.
- **Colonne 4**, les éléments attirent 2 électrons pour compléter leur couche périphérique à 8. L'oxygène est particulièrement électronégatif
- **Colonne 6**, les éléments ont une couche périphérique complète à 8 électrons, ils sont très stables, ce sont les gaz nobles.
- Enfin les **colonnes centrales (3)**, celles où se trouve le carbone, qui possède 4 électrons périphériques et l'azote, avec 3 électrons périphériques.

5 Les isotopes

On appelle **isotope** ces atomes qui comme les carbone-12, carbone-13 et carbone-14 ont le même numéro atomique mais des masses différentes.

De même, l'élément « hydrogène » possède 3 isotopes dont les masses atomiques sont de 1, 2 (deutérium) ou 3 (tritium).



	Élément Azote	Élément Oxygène	Élément Fluor
Nombre de protons = Z	6	6	6
Nombre de neutrons	6	7	8
A = masse atomique protons + neutrons	12	13	14

A. Isotopes stables et isotopes radioactifs

Les isotopes sont le plus souvent stables mais certains sont des isotopes instables. Ils se décomposent et émettent des rayonnements **radioactifs** (le carbone-14 et le tritium sont des isotopes radioactifs). On peut créer artificiellement des isotopes radioactifs comme l'iode-131 ou des radioéléments émetteurs de positons (comme l'oxygène-15 ou le fluor-18).

Les isotopes sont très utilisés en médecine.

B. Imagerie médicale

Comme les isotopes ont les mêmes propriétés chimiques, on peut substituer dans quelques molécules d'une substance chimique un atome stable par un atome radioactif. Puisque toutes les molécules ont le même comportement chimique, elles suivront les mêmes voies métaboliques dans l'organisme. La substance est « marquée » et peut être suivie.

- Par scintigraphie, s'il s'agit d'un élément radioactif de fort numéro atomique (Technecium-99, Iode-131).
- Par tomographie par émission de positon (TEP ou PET) pour les éléments de petite taille (Fluor-18, Azote-13).

C. Radiothérapie

On utilise le rayonnement puissant de certains éléments en ciblant des tumeurs. L'isotope le plus souvent employé est le Cobalt-60.

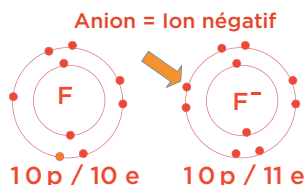
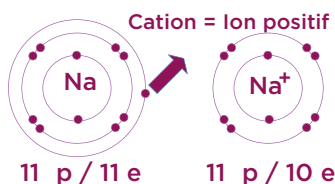
6 La structure de la couche périphérique

Les électrons de la couche périphérique pourront s'éloigner d'autant plus facilement du noyau qu'ils seront en petit nombre (1, 2 ou 3).

Par contre, s'ils sont nombreux dans la couche périphérique (5,6 ou 7), ils auront au contraire tendance à gagner des électrons pour stabiliser leur couche périphérique à 8 électrons.

Logiquement, si la couche périphérique d'un atome comporte déjà 8 électrons, on est devant des atomes très peu réactifs qui n'entrent pas facilement en combinaison dans des molécules. Ce sont les **gaz nobles** (la colonne la plus à droite de la classification).

7 La structure des ions



Les alcalins (en biologie le sodium et le potassium surtout) ne possèdent qu'un électron sur leur couche périphérique (voir figure page 6). Dans certaines circonstances, ils pourront le céder à un autre atome. Lorsqu'ils cèdent cet électron, leur charge nette devient positive puisqu'ils gardent le même nombre de protons.

En miroir, les halogènes (en biologie le chlore, le fluor et l'iode) sont très avides d'électrons pour compléter leur couche périphérique. Lorsqu'ils ont acquis cet électron supplémentaire, leur charge nette devient négative.

8 La liaison chimique

On appelle **liaison chimique** toute interaction attractive qui maintient des atomes à courte distance. Il faut fournir de l'énergie pour séparer les deux atomes. Si on doit fournir une grande quantité d'énergie, on dit que la liaison est forte. Si au contraire, la quantité d'énergie à fournir est petite, on dira que la liaison est faible.

Les **liaisons fortes** sont basées sur la covalence, c'est-à-dire le partage d'électrons. Elles sont à la base de la formation des molécules.

Les **liaisons faibles** ne sont pas basées sur le partage d'électrons mais sur l'attraction électrostatique, comme la liaison hydrogène (voir schéma), ou sur d'autres forces d'attraction de molécules hydrophobes en milieu aqueux (voir structure de l'eau).

9 Les liaisons fortes : la liaison covalente

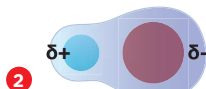
Deux atomes se rapprochent suffisamment pour que se créent des orbitales moléculaires occupées conjointement par un électron de chaque atome.

Les atomes sont alors liés par une liaison **covalente** (liaison partagée).

Si les atomes ont une électronégativité semblable, les électrons de l'orbitale moléculaire restent à égale distance des noyaux. On dit que la liaison est peu ou pas polarisée **1** (ex : C-C).



Si la différence d'électronégativité entre les atomes est forte, les électrons seront attirés vers le noyau de l'atome le plus électro-négatif : la liaison est dite « **polarisée** ». L'atome le plus électro-négatif présente un excès de charge négative, l'autre un excès de charge positive **2** (ex : H-O).



À l'extrême, la liaison est dite **ionique**. Dans le cas du chlorure de sodium (Na-Cl), l'électron libéré par le sodium est piégé par l'atome de chlore. Ce type de liaison n'est pas stable en milieu aqueux et dans l'eau, la molécule se dissocie en ion sodium et ion chlorure. Ce type de liaison n'est pas stable en milieu aqueux : le chlorure de sodium dans l'eau n'est pas une molécule, mais forme 2 ions (Cl⁻ et Na⁺) **3**.

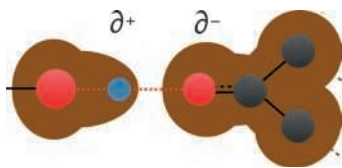


10 Les liaisons faibles

Dans ces liaisons, la distance entre les atomes est 2 à 3 fois plus grande que dans les liaisons covalentes.

Ce sont des liaisons que l'on peut rompre avec peu d'énergie. C'est la raison pour laquelle elles sont inaptes à former des molécules.

Mais les liaisons faibles jouent un rôle capital en biochimie, car elles sont très nombreuses. Bien que de faible énergie, par leur nombre, elles vont assurer la stabilité des protéines et des acides nucléiques.



La liaison hydrogène : une liaison de faible énergie

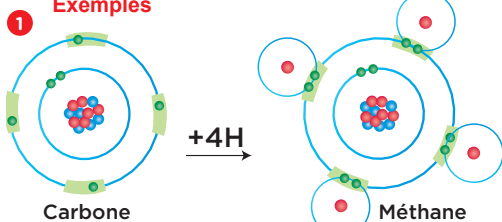
Elle est le résultat d'une attraction électrostatique entre deux molécules ayant des liaisons polarisées. L'une porte un **atome d'hydrogène** (en bleu) avec une fraction de charge positive,

tandis que l'autre molécule présente un atome porteur d'une fraction de charge négative (le plus souvent, il s'agit d'un atome d'oxygène ou d'un atome d'azote).

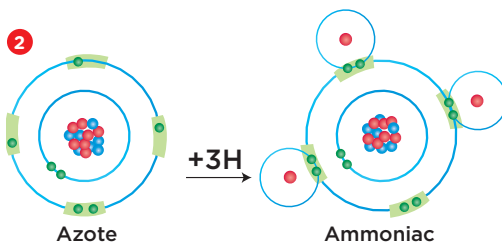
11 La formation des molécules

La règle fondamentale de la formation des liaisons covalentes est la règle de l'**octet** (du latin octo = huit). Dans une molécule, chaque atome peut contracter des liaisons avec un ou plusieurs autres atomes en mettant en commun les électrons de sa couche périphérique pour la compléter à 8. Le nombre de liaisons que peut contracter un atome est ce qui définit sa **valence**.

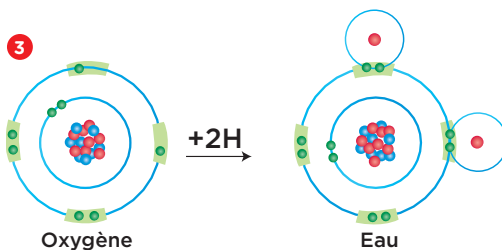
Exemples



1 Une molécule de méthane : l'atome de carbone a complété sa couche périphérique en attirant 4 électrons de 4 atomes d'hydrogène. Le carbone est un élément **tétravalent** (du préfixe d'origine grecque « tetra » = 4).



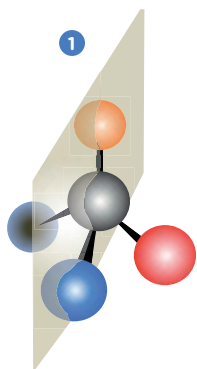
Même comportement de l'atome d'azote en **2** qui peut contracter 3 liaisons. L'azote est un élément **trivalent**.



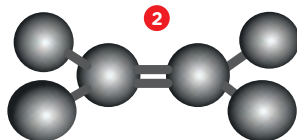
En **3** l'oxygène complète sa couche externe en collaboration avec 2 hydrogènes pour donner de l'eau. L'oxygène est **divalent**.

Les particularités de l'atome de carbone

L'élément carbone est **tétravalent**. Dans les molécules il contractera donc 4 liaisons. Mais il pourra contracter des liaisons simples, doubles ou même plus rarement triples.



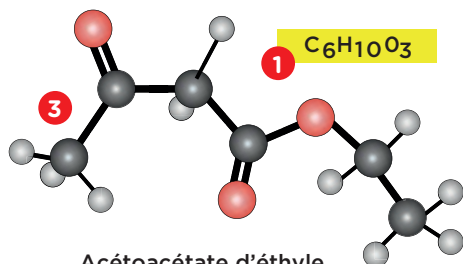
1 Lorsqu'il contracte 4 liaisons avec quatre atomes, ces liaisons sont orientées dans l'espace comme aux sommets d'un tétraèdre.



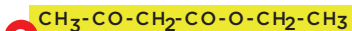
2 Dans la liaison dite **double liaison**, les atomes qui participent sont tous situés dans un même plan.

12 Les molécules organiques

Ce sont des molécules basées sur les liaisons du carbone. Elles adoptent une conformation dans l'espace en fonction de leur formule.



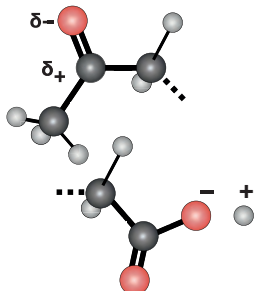
Acétoacétate d'éthyle



La **formule brute** 1 d'une molécule organique ne renseigne pas sur la structure qu'elle adopte dans l'espace. Pourtant une fois **développée** 3, la formule permet de prévoir la place de chacun des atomes et leurs distances respectives. En 2, la formule **semi-développée**, dans laquelle on ne représente pas les liaisons C-H.

13 Les groupements fonctionnels

les groupements fonctionnels sont des groupements d'atomes qui jouent à peu près la même fonction, quelle que soit la molécule où ils sont situés.



1. Groupement **carbonyle** (-CHO). L'atome d'oxygène plus électronégatif attire les électrons de la double liaison, qui est donc polarisée.

2. Groupement **carboxyle** (-COOH). Fonction acide. Liaison très polarisée. En solution aqueuse, la molécule se dissocie partiellement.