

**SCIENCES
INFIRMIÈRES**
Licence

UE B.1
Sciences
biomédicales

**SPÉCIAL
RÉFORME**
Arrêté du 20-02-2026

Fonctionnement du corps humain

**5 FICHES
MÉMOS**

- Biochimie
- Biologie moléculaire
- Biologie cellulaire
- Anatomie-physiologie



Entraîne-toi
en ligne avec :

Aimigo

Coach





Offre-toi un coach pour réussir ton DEI

Préparation aux examens
Séances quotidiennes sur mesure
Évaluations, explications, révisions

JE TESTE GRATUITEMENT

Aimigo | FOUCHER

Clara D.
Coach IA Diplôme Infirmier



SOMMAIRE

Biochimie

1. Comprendre la matière : notions de chimie et physique
2. Les molécules du vivant
3. Les molécules inorganiques : le rôle majeur de l'eau
4. Les molécules organiques : les glucides
5. Les molécules organiques : les protides
6. Les molécules organiques : les lipides et les stérols
7. Les molécules organiques : les acides nucléiques
8. Les molécules organiques : les vitamines

Biologie moléculaire

9. Le génome humain
10. L'information génétique

Biologie cellulaire

11. L'organisation des cellules eucaryote animale et procaryote
12. Les échanges avec le milieu extérieur
14. Le métabolisme cellulaire
15. La vie des cellules somatiques et germinales
16. L'organisation tissulaire
17. La communication intercellulaire
18. Réponses cellulaires à une agression et dégénérescence

Anatomie-physiologie

19. Les niveaux d'organisation
20. Le milieu intérieur
21. L'homéostasie
22. Les différents systèmes du corps humain
23. Les rythmes biologiques
24. Du neurone au nerf
25. Système nerveux central
26. Système nerveux périphérique
27. Système nerveux autonome
28. Système endocrinien : les hormones
29. Système endocrinien : les glandes endocrines

- 30. Appareil uro-génital
- 31. Appareil génital masculin
- 32. Appareil génital féminin
- 33. Système tégumentaire
- 34. Physiologie sensorielle
- 35. Appareil squelettique
- 36. Appareil musculaire
- 37. Cellule musculaire striée squelettique et contraction
- 38. Appareil respiratoire
- 39. Circulation sanguine
- 40. Grandes fonctions au cours de la vie
- 41. Réponses immunitaires
- 42. Thermorégulation
- 43. Régulation de la pression artérielle
- 44. Régulation de l'équilibre hydrominéral
- 45. Régulation de la calcémie
- 46. Équilibre acido-basique
- 47. Glycémie
- 48. Hémostase
- 49. Stress

Les auteurs

Kamel Abbadi †
Caroline Berbon
Patrice Bourgeois
Richard Planells

Avertissement

Du fait, notamment, de l'avancement rapide des sciences médicales et du renouvellement des différents référentiels de diplômes, l'éditeur et les auteurs déclinent toute responsabilité du mauvais usage qui pourrait être fait du contenu de cet ouvrage.

En effet, les différentes réformes, jamais expérimentées auparavant, ne donnent pas toujours la possibilité de découvrir et d'interpréter parfaitement les attendus des différents diplômes.

Malgré toute l'attention portée à sa rédaction, la survenue d'une erreur reste possible.

L'éditeur et les auteurs ne sauraient être tenus pour responsables des éventuelles conséquences qui pourraient en résulter.

L'éditeur et les auteurs remercient par avance le lecteur de bien vouloir leur signaler toute erreur qu'il pourrait rencontrer à la lecture de cet ouvrage.

Ce livre ne peut être reproduit ni utilisé à des fins d'entraînement de systèmes d'intelligence artificielle.
La fouille de textes et de données est interdite conformément à l'article 4(3) de la Directive (UE) 2019/790.

1 Comprendre la matière : notions de chimie et de physique

1 L'atome

Toute matière est formée d'atomes. Ceux-ci ont tous une structure identique : un noyau autour duquel se forme un nuage d'électrons.

A. Structure du noyau atomique

Le noyau d'un atome est composé de **nucléons**, particules porteuses d'une unité de masse. Les nucléons sont de 2 types :

- les **protons** (P) qui possèdent une charge électrique positive ;
- les **neutrons** (N) qui ne portent pas de charge électrique.

La masse d'un atome est égale au nombre de particules pesantes, $P + N$. On l'appelle « **masse atomique** » (désignée par la lettre A).

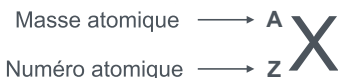
B. Nuage électronique et neutralité

Autour du noyau, on retrouve un **nuage d'électrons**. Ces derniers ont une masse mille fois plus faible que celle d'un nucléon, mais ils sont porteurs d'une unité de charge négative.

La neutralité des atomes implique que les charges négatives des électrons équilibrent les charges positives des protons. En conséquence, dans un atome à l'état fondamental, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons.

On appelle « **élément chimique** » tous les atomes possédant le même nombre de protons. Il s'agit du numéro atomique (Z). Il existe 118 éléments chimiques, dont quelques-uns à l'état de trace sur la Terre.

Règle d'écriture de l'atome



Exemple

$$\frac{12}{6} \text{ C} \rightarrow \text{Masse atomique} = 12 = 6 \text{ protons} + 6 \text{ neutrons.}$$

C. Variations nucléaires et organisation électronique

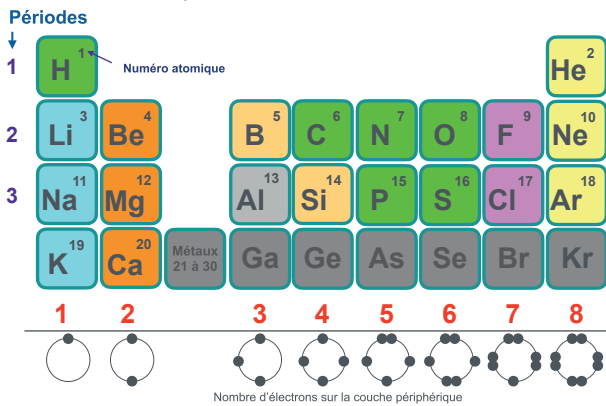
Si, par définition, un élément chimique possède le même nombre de protons, il peut posséder des atomes dont le nombre de neutrons est différent. Ce sont des **isotopes**.

Isotopes (proportion des atomes de l'élément carbone)

$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
Stable	Stable	Radioactif
98,8 %	1,1 %	Traces

La mécanique quantique nous fait considérer que, dans un atome de n protons, les n électrons qui forment le nuage électronique s'organisent en couches successives mais que les liaisons entre atomes dépendent de la plus périphérique. Cette couche périphérique contient au plus **8 électrons**.

Tableau périodique simplifié



Les éléments des colonnes 1 et 2 ne possèdent qu'1 ou 2 électrons sur leur couche périphérique et donc deviennent facilement en solution des ions positifs en perdant cet électron.

Les éléments de la colonne 7 sont fortement électronégatifs et deviennent facilement des ions négatifs en gagnant un électron.

En vert, on trouve les éléments qui ne s'ionisent que très rarement : H, C, N et O (les 4 atomes majeurs du vivant).

2 Les liaisons chimiques

A. La formation des molécules

Une molécule est formée par l'assemblage d'atomes différents ou non et forme la plus petite quantité de matière stable d'un composé chimique donné. En chimie, on appelle « **valence** » le nombre d'électrons qu'un atome engage dans une liaison 1 pour le sodium, 3 pour l'azote ou 4 pour le carbone et 1 aussi pour le fluor qui ne peut accepter qu'un électron sur sa couche périphérique.

La formation des liaisons atomiques obéit à des règles assez précises.

► Règle n° 1

Les atomes dont la couche périphérique comporte 8 électrons sont chimiquement inertes (ex. : néon, argon). Ils sont toujours **monoa-tomiques**.

► Règle n° 2

Un atome, en s'associant à d'autres, tend à placer 8 électrons sur sa couche périphérique, et ce, pour retrouver la configuration stable des atomes du gaz noble qui lui est le plus proche.

Exemple

L'atome de fluor (7 électrons) cherchera à gagner 1 électron, prêté par un autre atome, de façon que sa couche périphérique soit formée de 8 électrons, comme celle de l'argon. De même, l'atome de sodium tendra à relâcher son unique électron périphérique pour retrouver la configuration de l'atome de néon.

► Règle n° 3

Une liaison chimique résulte donc du partage d'électrons sur des orbitales communes dites **orbitales moléculaires**.

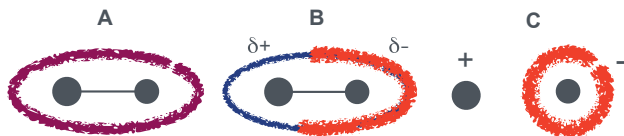
B. L'électronégativité

En chimie, l'électronégativité d'un atome caractérise sa capacité à attirer le doublet d'électrons partagés lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre atome.

La différence d'électronégativité entre ces deux atomes détermine la nature de la liaison :

- **liaison covalente apolaire** lorsque la différence est nulle ou faible ;
- **liaison covalente polaire** quand la différence est moyenne ;
- **liaison ionique** quand la différence est forte.

Polarisation des liaisons chimiques



A : 2 atomes dont l'électronégativité est voisine ; la liaison est non polaire.

B : l'électronégativité de l'atome de droite est plus grande, il attire les électrons ; la liaison est polarisée.

C : En milieu polaire, la liaison est rompue ; les 2 ions sont indépendants.

C. La formation des ions

Lorsqu'une molécule dont 2 atomes sont liés par une liaison ionique est placée dans un milieu polaire, les deux atomes s'individualisent : le plus électronégatif garde l'électron partagé.

Ainsi, on obtient 2 ions, c'est-à-dire des atomes dont le nombre d'électrons diffère du nombre de protons et qui portent donc une charge positive s'ils ont cédé leur électron ou négative s'ils l'ont gagné.

3 Les particularités de l'atome de carbone

L'atome de carbone possède 4 électrons sur sa couche périphérique et donc une valence égale à 4, comme le montre la molécule de méthane (CH_4). Dans cette configuration, il adopte dans l'espace une forme de **pyramide équilatère**.

Cependant, il peut aussi, dans certains cas, échanger des **liaisons particulières**, surtout avec d'autres atomes de carbone ou des atomes d'oxygène. Ce sont des doubles liaisons dans lesquelles non pas un 1 mais 2 électrons sont échangés dans la même liaison. Dans ce cas, il perd la structure en pyramide. Il peut même, rarement, contracter des triples liaisons.