

LES ÉLÉMENTS CHIMIQUES ET L'ATOME

Sciences fondamentales

PARCOURS : Préparation EIDE

AUTEUR : Anaïs – Daranjo - IDE

DATE : Juin 2026

1.1. Définition d'un élément chimique

Un élément chimique est une substance constituée d'atomes ayant tous le même nombre de protons dans leur noyau.

Ce nombre de protons est très important : il définit l'identité de l'élément.

Exemples :

Élément chimique	Nombre de protons
Hydrogène	1
Carbone	6
Azote	7
Oxygène	8
Sodium	11
Calcium	20

Un atome avec 6 protons est toujours un atome de carbone.

Un atome avec 8 protons est toujours un atome d'oxygène.

Le nombre de neutrons ou d'électrons peut varier dans certaines situations, mais le nombre de protons détermine l'élément.

1.2. Symbole chimique

Chaque élément chimique est représenté par un symbole chimique.

Ce symbole est généralement constitué d'une ou deux lettres.

La première lettre est toujours une majuscule.

La deuxième lettre, si elle existe, est toujours une minuscule.

Élément	Symbole
Hydrogène	H
Carbone	C
Oxygène	O
Azote	N
Sodium	Na
Potassium	K
Calcium	Ca
Chlore	Cl
Fer	Fe
Magnésium	Mg

Attention : certains symboles ne correspondent pas directement au nom français, car ils viennent du latin.

Exemples :

- sodium = Na ;
- potassium = K ;
- fer = Fe.

1.3. Nom des éléments chimiques

Les éléments chimiques sont les briques de base de la matière.

Ils peuvent se retrouver :

- seuls, sous forme d'atomes ;
- associés entre eux, sous forme de molécules ;
- chargés électriquement, sous forme d'ions ;
- organisés dans des molécules complexes du vivant.

Exemple :

La molécule d'eau contient deux éléments chimiques :

- hydrogène ;

- oxygène.

Sa formule chimique est :



Cela signifie qu'une molécule d'eau contient :

- 2 atomes d'hydrogène ;
- 1 atome d'oxygène.

1.4. Les éléments majeurs du vivant

Le corps humain est principalement constitué de quelques éléments chimiques.

Les plus importants pour le vivant sont souvent résumés par les lettres :



Cela correspond à :

Symbole	Élément	Rôle général
C	Carbone	base des molécules organiques
H	Hydrogène	présent dans l'eau et les molécules organiques
O	Oxygène	présent dans l'eau, l'air, les molécules biologiques
N	Azote	présent dans les protéines et les acides nucléiques
P	Phosphore	présent dans l'ADN, l'ARN, l'ATP et les os
S	Soufre	présent dans certains acides aminés et protéines

Ces éléments forment les grandes molécules du vivant :

- glucides ;
- lipides ;
- protéines ;
- acides nucléiques ;
- ATP.

1.5. Le carbone

Le carbone est l'élément central de la chimie du vivant.

Il est capable de former quatre liaisons chimiques. Cela lui permet de construire des molécules très variées, parfois très longues et très complexes.

Le carbone est présent dans :

- le glucose ;
- les lipides ;
- les protéines ;
- l'ADN ;
- l'ARN ;
- les hormones ;
- de nombreux médicaments.

Exemple :

Le glucose a pour formule :



Il contient :

- 6 atomes de carbone ;
- 12 atomes d'hydrogène ;
- 6 atomes d'oxygène.

1.6. L'hydrogène

L'hydrogène est l'élément chimique le plus simple. Il possède un seul proton.

Il est présent dans :

- l'eau ;
- les glucides ;

- les lipides ;
- les protéines ;
- les acides nucléiques ;
- les acides et les bases.

L'hydrogène joue aussi un rôle essentiel dans le pH, car le pH dépend de la concentration en ions hydrogène H^+ .

1.7. L'oxygène

L'oxygène est indispensable à la respiration cellulaire.

Il est présent dans :

- l'eau ;
- le dioxygène inspiré ;
- le dioxyde de carbone expiré ;
- les glucides ;
- les lipides ;
- les protéines ;
- de nombreuses molécules biologiques.

Au niveau cellulaire, l'oxygène permet aux mitochondries de produire efficacement de l'ATP.

Exemple clinique :

Un manque d'oxygène peut entraîner une hypoxie, c'est-à-dire un manque d'oxygène au niveau des tissus.

1.8. L'azote

L'azote est très important pour la fabrication des protéines et des acides nucléiques.

Il est présent dans :

- les acides aminés ;
- les protéines ;
- l'ADN ;
- l'ARN ;
- certaines bases azotées.

L'azote est donc indispensable à la structure des cellules et à l'information génétique.

1.9. Le phosphore

Le phosphore est présent dans plusieurs structures essentielles :

- ADN ;
- ARN ;
- ATP ;
- phospholipides ;
- os ;
- dents.

Il intervient donc dans :

- l'énergie cellulaire ;
- les membranes cellulaires ;
- l'information génétique ;
- la minéralisation osseuse.

L'ATP contient des groupements phosphate. La libération d'un phosphate permet de fournir de l'énergie utilisable par la cellule.

1.10. Le soufre

Le soufre est présent dans certains acides aminés, comme la cystéine et la méthionine.

Il participe à la structure de certaines protéines.

Les liaisons contenant du soufre peuvent stabiliser la forme des protéines. Or, la forme d'une protéine est essentielle à sa fonction.

Exemple :

Une enzyme doit avoir une forme précise pour reconnaître son substrat.

1.11. Les éléments mineurs

Les éléments mineurs sont présents en plus petite quantité que les éléments majeurs, mais ils restent indispensables.

Exemples :

Élément	Symbole	Rôle biologique
Calcium	Ca	os, dents, contraction musculaire, coagulation
Sodium	Na	équilibre hydrique, influx nerveux
Potassium	K	rythme cardiaque, influx nerveux, cellules
Chlore	Cl	équilibre hydrique, acidité gastrique
Magnésium	Mg	enzymes, muscle, système nerveux

Même s'ils sont moins abondants que l'oxygène, le carbone ou l'hydrogène, leur rôle est vital.

Exemple clinique :

Une anomalie du potassium peut perturber le rythme cardiaque.

1.12. Les oligoéléments

Les oligoéléments sont des éléments chimiques présents en très faible quantité dans l'organisme, mais indispensables au bon fonctionnement du corps.

Exemples :

Oligoélément	Symbole	Rôle
Fer	Fe	transport de l'oxygène par l'hémoglobine
Iode	I	hormones thyroïdiennes
Zinc	Zn	immunité, cicatrisation, enzymes
Cuivre	Cu	enzymes, métabolisme du fer
Fluor	F	dents, émail dentaire
Sélénium	Se	défense antioxydante

Un oligoélément est nécessaire en petite quantité.

Mais une carence peut avoir des conséquences importantes.

Exemple :

Une carence en fer peut provoquer une anémie ferriprive.

1.13. Rôle biologique des éléments chimiques

Les éléments chimiques participent à toutes les grandes fonctions du vivant.

Ils permettent :

- la construction des cellules ;
- la production d'énergie ;
- la transmission nerveuse ;
- la contraction musculaire ;
- la formation des os ;
- le transport de l'oxygène ;
- la coagulation ;
- l'équilibre hydrique ;
- l'équilibre acido-basique ;
- la synthèse des hormones ;
- la formation de l'ADN et des protéines.

À retenir :

Le corps humain n'est pas seulement composé d'organes.

Il est d'abord composé d'éléments chimiques organisés en molécules, cellules, tissus et organes.

2. Structure de l'atome

2.1. Définition d'un atome

Un atome est la plus petite unité d'un élément chimique qui conserve les propriétés de cet élément.

Exemple :

Un atome de carbone est la plus petite unité qui possède encore les caractéristiques du carbone.

Un atome est extrêmement petit. Il est constitué :

- d'un noyau central ;
- d'électrons autour du noyau.

Le noyau contient :

- des protons ;
- des neutrons.

Autour du noyau se trouvent les électrons.

2.2. Le proton

Le proton est une particule située dans le noyau de l'atome.

Il possède une charge électrique positive.

Particule	Charge	Localisation
Proton	positive	noyau

Le nombre de protons détermine l'identité de l'élément chimique.

Exemple :

- 1 proton = hydrogène ;
- 6 protons = carbone ;
- 8 protons = oxygène.

Le nombre de protons correspond au numéro atomique.

2.3. Le neutron

Le neutron est une particule située dans le noyau de l'atome.

Il ne possède pas de charge électrique. Il est électriquement neutre.

Particule	Charge	Localisation
Neutron	neutre	noyau

Les neutrons contribuent à la masse de l'atome.

Le nombre de neutrons peut varier chez un même élément chimique. Cela donne des isotopes.

Exemple :

Le carbone peut exister sous plusieurs formes isotopiques, avec un nombre de neutrons différent.

2.4. L'électron

L'électron est une particule chargée négativement.

Il se trouve autour du noyau, dans le nuage électronique.

Particule	Charge	Localisation
Électron	négative	autour du noyau

Les électrons sont très importants car ils interviennent dans :

- les liaisons chimiques ;
- la formation des ions ;
- la réactivité chimique ;
- la stabilité atomique ;
- les réactions d'oxydoréduction.

Ce sont surtout les électrons de la couche externe qui déterminent la façon dont un atome interagit avec les autres.

2.5. Le noyau atomique

Le noyau atomique est la partie centrale de l'atome.

Il contient :

- les protons ;
- les neutrons.

Le noyau concentre presque toute la masse de l'atome, car les protons et les neutrons sont beaucoup plus lourds que les électrons.

Le noyau est chargé positivement à cause des protons.

2.6. Le nuage électronique

Le nuage électronique correspond à la région située autour du noyau, où se trouvent les électrons.

Les électrons ne tournent pas comme des planètes autour du soleil. En réalité, on les décrit plutôt comme présents dans des zones de probabilité.

Pour un niveau débutant, il faut retenir :

- le noyau est au centre ;
- les électrons se trouvent autour ;
- les électrons sont organisés en couches électroniques ;
- les électrons de la couche externe sont les plus importants pour les liaisons chimiques.

2.7. Charge électrique des particules

Particule	Charge électrique	Symbole de charge
Proton	positive	+
Neutron	neutre	0
Électron	négative	-

Un atome est neutre si le nombre de protons est égal au nombre d'électrons.

Exemple :

Un atome de sodium neutre possède :

- 11 protons ;
- 11 électrons.

Les charges positives et négatives s'équilibrent.

2.8. Atome neutre

Un atome neutre possède autant de protons que d'électrons.

Cela signifie que sa charge globale est nulle.

Exemple :

Atome neutre	Protons	Électrons	Charge globale
Hydrogène	1	1	0
Carbone	6	6	0
Oxygène	8	8	0
Sodium	11	11	0

Si un atome gagne ou perd des électrons, il devient un ion.

- perte d'électrons = ion positif ;
- gain d'électrons = ion négatif.

2.9. Taille et masse de l'atome

L'atome est extrêmement petit. Il est invisible à l'œil nu et même au microscope optique classique.

La masse de l'atome dépend surtout :

- du nombre de protons ;
- du nombre de neutrons.

Les électrons ont une masse très faible par rapport aux protons et aux neutrons.

À retenir :

- les protons définissent l'élément ;
- les neutrons participent à la masse ;
- les électrons déterminent surtout les interactions chimiques.

3. Numéro atomique, nombre de masse et isotopes

3.1. Numéro atomique

Le numéro atomique correspond au nombre de protons dans le noyau d'un atome.

Il est noté Z .

Exemples :

Élément	Symbole	Numéro atomique Z
Hydrogène	H	1
Carbone	C	6
Azote	N	7
Oxygène	O	8
Sodium	Na	11
Calcium	Ca	20

Le numéro atomique détermine l'identité de l'élément.

Si $Z = 6$, l'atome est du carbone.

Si $Z = 8$, l'atome est de l'oxygène.

3.2. Nombre de protons

Le nombre de protons est égal au numéro atomique.

Formule :

$Z = \text{nombre de protons}$

Exemple :

L'oxygène a un numéro atomique de 8.

Donc un atome d'oxygène possède 8 protons.

3.3. Nombre de masse

Le nombre de masse correspond au nombre total de protons et de neutrons dans le noyau.

Il est noté A .

Formule :

$A = \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons}$

Les électrons ne sont pas pris en compte dans le nombre de masse, car leur masse est très faible.

Exemple :

Un atome de carbone contenant :

- 6 protons ;
- 6 neutrons.

Son nombre de masse est :

$$A = 6 + 6 = 12$$

On parle alors de carbone 12.

3.4. Nombre de neutrons

Pour trouver le nombre de neutrons, on utilise :

$\text{Nombre de neutrons} = A - Z$

Exemple :

Le carbone 14 possède :

- numéro atomique $Z = 6$;
- nombre de masse $A = 14$.

Donc :

Nombre de neutrons = $14 - 6 = 8$

Le carbone 14 possède donc :

- 6 protons ;
- 8 neutrons.

3.5. Masse atomique

La masse atomique correspond à la masse moyenne des atomes d'un élément, en tenant compte de ses différents isotopes naturels.

Elle est souvent indiquée dans le tableau périodique.

Exemple :

Le carbone a une masse atomique proche de 12,01, car la majorité du carbone naturel est du carbone 12, mais il existe aussi d'autres isotopes en plus faible proportion.

À ne pas confondre :

Notion	Sens
Numéro atomique Z	nombre de protons
Nombre de masse A	protons + neutrons
Masse atomique	masse moyenne tenant compte des isotopes

3.6. Isotopes

Les isotopes sont des atomes d'un même élément chimique qui possèdent le même nombre de protons, mais un nombre différent de neutrons.

Ils ont donc :

- le même numéro atomique ;
- le même nombre de protons ;
- des nombres de neutrons différents ;
- des nombres de masse différents.

Exemple avec le carbone :

Isotope	Protons	Neutrons	Nombre de masse
Carbone 12	6	6	12
Carbone 13	6	7	13
Carbone 14	6	8	14

Ces trois atomes sont tous du carbone, car ils ont tous 6 protons.

Mais ils n'ont pas le même nombre de neutrons.

3.7. Isotopes stables

Un isotope stable ne se transforme pas spontanément en un autre élément.

Il garde sa structure nucléaire dans le temps.

Exemples :

- carbone 12 ;
- carbone 13 ;
- oxygène 16.

Les isotopes stables existent naturellement dans la matière.

3.8. Isotopes radioactifs

Un isotope radioactif possède un noyau instable.

Il peut se transformer spontanément en libérant de l'énergie ou des particules. Ce phénomène s'appelle la radioactivité.

Exemples :

- carbone 14 ;
- iode 131 ;
- technétium 99m.

Les isotopes radioactifs sont utilisés dans certains examens et traitements médicaux.

3.9. Radioactivité

La radioactivité est un phénomène au cours duquel un noyau atomique instable se transforme pour devenir plus stable.

Cette transformation peut s'accompagner de l'émission :

- de particules alpha ;
- de particules bêta ;
- de rayonnements gamma.

Les rayonnements peuvent interagir avec la matière vivante. C'est pourquoi ils peuvent être utiles en médecine, mais aussi dangereux selon la dose, la durée d'exposition et le type de rayonnement.

À retenir :

La radioactivité n'est pas une "substance".

C'est un phénomène physique lié à l'instabilité du noyau atomique.

3.10. Intérêt médical des isotopes radioactifs

Les isotopes radioactifs peuvent être utilisés en médecine, notamment en médecine nucléaire.

Ils peuvent servir :

- au diagnostic ;
- à l'imagerie ;
- au suivi de certaines pathologies ;
- au traitement de certaines maladies.

Exemples :

Isotope	Utilisation médicale possible
Technétium 99m	scintigraphies
Iode 131	traitement de certaines pathologies thyroïdiennes
Fluor 18	TEP-scan

Le principe est d'utiliser un isotope radioactif capable d'émettre un rayonnement détectable ou capable d'agir sur certaines cellules.

Ces techniques nécessitent des règles strictes de radioprotection.

4. Configuration électronique

4.1. Couches électroniques

Les électrons sont organisés autour du noyau en couches électroniques.

Ces couches correspondent à des niveaux d'énergie.

Pour un niveau débutant, on peut se représenter les électrons comme répartis autour du noyau par couches successives.

Les couches les plus proches du noyau sont généralement les plus basses en énergie.

Les couches plus éloignées sont plus hautes en énergie.

4.2. Répartition des électrons

Les électrons se répartissent progressivement dans les couches électroniques.

La première couche peut contenir jusqu'à 2 électrons.

La deuxième couche peut contenir jusqu'à 8 électrons.

La troisième couche peut aussi contenir 8 électrons dans une approche simplifiée pour les premiers éléments.

Exemples simplifiés :

Atome	Nombre d'électrons	Répartition simplifiée
Hydrogène	1	1
Carbone	6	2 - 4
Oxygène	8	2 - 6
Sodium	11	2 - 8 - 1
Chlore	17	2 - 8 - 7

Cette répartition aide à comprendre la réactivité des atomes.

4.3. Électrons de valence

Les électrons de valence sont les électrons situés sur la couche électronique externe.

Ce sont les électrons les plus importants pour les liaisons chimiques.

Ils déterminent :

- la réactivité de l'atome ;
- sa tendance à perdre des électrons ;
- sa tendance à gagner des électrons ;
- sa tendance à partager des électrons ;
- le type de liaison chimique qu'il peut former.

Exemple :

Le sodium possède 1 électron de valence.

Le chlore possède 7 électrons de valence.

Le sodium a tendance à perdre 1 électron.

Le chlore a tendance à gagner 1 électron.

Ils peuvent former du chlorure de sodium : NaCl.

4.4. Couche externe

La couche externe est la dernière couche électronique occupée par des électrons.

Un atome est souvent plus stable lorsque sa couche externe est remplie.

Pour beaucoup d'atomes, la stabilité est associée à 8 électrons sur la couche externe. C'est la règle de l'octet.

Exception simple :

L'hydrogène cherche plutôt à avoir 2 électrons sur sa première couche. On parle parfois de règle du duet.

4.5. Stabilité atomique

Un atome est stable lorsque sa couche externe est complète ou suffisamment stable.

Les gaz nobles sont très stables parce que leur couche externe est complète.

Exemples :

- hélium ;
- néon ;
- argon.

Les autres atomes peuvent devenir plus stables en :

- perdant des électrons ;
- gagnant des électrons ;
- partageant des électrons.

Ces comportements permettent la formation :

- d'ions ;
- de liaisons ioniques ;
- de liaisons covalentes ;
- de molécules.

4.6. Règle de l'octet

La règle de l'octet indique que de nombreux atomes tendent à obtenir 8 électrons sur leur couche externe pour devenir plus stables.

Exemples :

Le sodium possède 1 électron de valence.
Il peut perdre cet électron pour devenir Na^+ .

Le chlore possède 7 électrons de valence.
Il peut gagner 1 électron pour devenir Cl^- .

Na^+ et Cl^- peuvent ensuite s'attirer électriquement pour former une liaison ionique.

4.7. Lien entre électrons de valence et réactivité

La réactivité chimique dépend beaucoup des électrons de valence.

Un atome dont la couche externe est presque vide ou presque pleine est souvent plus réactif.

Exemples :

- le sodium est réactif car il possède 1 électron de valence ;
- le chlore est réactif car il lui manque 1 électron pour compléter sa couche externe ;
- les gaz nobles sont peu réactifs car leur couche externe est complète.

À retenir :

Les électrons de valence expliquent pourquoi les atomes forment des ions et des liaisons chimiques.

5. Classification périodique des éléments

5.1. Organisation générale du tableau périodique

Le tableau périodique classe les éléments chimiques selon leur numéro atomique croissant.

Cela signifie que les éléments sont rangés en fonction de leur nombre de protons.

Le tableau périodique permet aussi de repérer des familles d'éléments ayant des propriétés chimiques proches.

Ces propriétés dépendent surtout de la configuration électronique et des électrons de valence.

5.2. Les périodes

Les lignes horizontales du tableau périodique s'appellent les périodes.

Une période correspond au remplissage progressif d'une couche électronique.

Quand on avance de gauche à droite dans une période, le numéro atomique augmente.

Exemple :

Dans une même période, les éléments n'ont pas tous les mêmes propriétés, car leur nombre d'électrons de valence change progressivement.

5.3. Les groupes

Les colonnes verticales du tableau périodique s'appellent les groupes ou familles.

Les éléments d'un même groupe ont souvent le même nombre d'électrons de valence.

Ils ont donc des propriétés chimiques proches.

Exemple :

Les gaz nobles appartiennent au même groupe. Ils sont très stables car leur couche externe est complète.

5.4. Les métaux

Les métaux sont des éléments qui ont tendance à perdre des électrons pour former des cations.

Exemples :

- sodium ;
- potassium ;
- calcium ;
- magnésium ;
- fer.

En biologie, plusieurs métaux sont indispensables.

Exemples :

Métal	Rôle
Fer	transport de l'oxygène dans l'hémoglobine
Calcium	os, contraction musculaire, coagulation
Magnésium	enzymes, système nerveux et musculaire
Sodium	équilibre hydrique, influx nerveux
Potassium	rythme cardiaque, fonctionnement cellulaire

5.5. Les non-métaux

Les non-métaux ont souvent tendance à gagner ou partager des électrons.

Exemples :

- carbone ;
- hydrogène ;
- oxygène ;
- azote ;
- phosphore ;
- soufre ;
- chlore.

Les non-métaux sont très importants dans les molécules du vivant.

Ils forment :

- l'eau ;
- le dioxygène ;
- le dioxyde de carbone ;
- les glucides ;
- les lipides ;
- les protéines ;
- l'ADN ;
- l'ARN.

5.6. Les gaz nobles

Les gaz nobles sont des éléments très stables.

Ils ont une couche externe complète, ce qui les rend peu réactifs.

Exemples :

- hélium ;
- néon ;
- argon.

Ils illustrent bien la notion de stabilité atomique.

5.7. Les halogènes

Les halogènes sont des éléments très réactifs. Ils ont tendance à gagner un électron pour devenir plus stables.

Exemples :

- fluor ;
- chlore ;
- brome ;
- iode.

En biologie, certains halogènes ont un rôle important.

Exemple :

L'iode est nécessaire à la fabrication des hormones thyroïdiennes.

Le chlore est présent sous forme d'ion chlorure Cl^- , important dans l'équilibre hydrique et l'acidité gastrique.

5.8. Les alcalins

Les alcalins sont des métaux très réactifs qui possèdent un électron de valence.

Ils ont tendance à perdre cet électron et à former des cations.

Exemples :

- lithium ;
- sodium ;
- potassium.

En physiologie, le sodium Na^+ et le potassium K^+ sont essentiels.

Ils interviennent dans :

- l'influx nerveux ;
- la contraction musculaire ;
- l'équilibre hydrique ;
- le rythme cardiaque.

5.9. Les alcalino-terreux

Les alcalino-terreux sont des métaux qui ont deux électrons de valence.

Ils ont tendance à perdre deux électrons pour former des cations chargés 2^+ .

Exemples :

- magnésium ;
- calcium.

En biologie :

- le calcium Ca^{2+} intervient dans les os, les dents, la contraction musculaire, la coagulation et la transmission cellulaire ;
- le magnésium Mg^{2+} intervient dans de nombreuses réactions enzymatiques.

5.10. Intérêt du tableau périodique en biologie et en médecine

Le tableau périodique n'est pas seulement un outil de chimie. Il aide aussi à comprendre la biologie et la médecine.

Il permet de comprendre :

- pourquoi certains éléments deviennent des ions ;
- pourquoi le sodium devient Na^+ ;
- pourquoi le chlore devient Cl^- ;
- pourquoi le calcium devient Ca^{2+} ;
- pourquoi certains éléments sont plus réactifs ;
- pourquoi les électrolytes sont essentiels ;
- comment se forment les liaisons chimiques ;
- pourquoi certains isotopes sont radioactifs ;
- pourquoi certains éléments sont utilisés en imagerie ou en traitement.

Exemples médicaux :

Élément ou ion	Intérêt médical
Sodium Na^+	hydratation, pression osmotique, neurologie
Potassium K^+	rythme cardiaque, muscle, nerf
Calcium Ca^{2+}	os, coagulation, contraction musculaire
Fer Fe	hémoglobine, transport de l'oxygène
Iode I	hormones thyroïdiennes
Technétium $^{99\text{m}}$	imagerie nucléaire
Fluor 18	TEP-scan
Chlore Cl^-	équilibre hydrique, acidité gastrique

À retenir :

Le tableau périodique permet de relier la structure atomique aux propriétés chimiques, puis aux fonctions biologiques.