

# LES INTERACTIONS CHIMIQUES

Sciences fondamentales

PARCOURS : Préparation EIDE

AUTEUR : Anaïs – Daranjo - IDE

DATE : Juin 2026

- Objectifs du chapitre

À la fin de ce chapitre, tu dois être capable de :

- expliquer pourquoi les atomes interagissent entre eux ;
- définir l'électronégativité ;
- comprendre la notion de polarité ;
- expliquer ce qu'est un ion ;
- différencier cation et anion ;
- comprendre ce qu'est un électrolyte ;
- distinguer les principales liaisons chimiques ;
- comprendre les réactions chimiques simples ;
- différencier oxydation et réduction ;
- comprendre le rôle des réactions redox dans la production d'énergie ;
- expliquer ce qu'est un radical libre ;
- comprendre le stress oxydatif et le rôle des antioxydants.

### Question d'ouverture

Pourquoi les atomes ne restent-ils pas toujours seuls ?

Les atomes interagissent entre eux parce qu'ils cherchent souvent à devenir plus stables. Pour cela, ils peuvent perdre, gagner ou partager des électrons. Ces interactions permettent de former des ions, des molécules et des composés chimiques.

Dans le corps humain, ces interactions sont permanentes. Elles permettent par exemple :

- la formation de l'eau ;
- la présence des électrolytes ;
- la contraction musculaire ;
- l'influx nerveux ;
- la production d'énergie ;
- la structure des protéines ;
- l'action de nombreux médicaments.

## 1. Électronégativité

### 1.1. Définition de l'électronégativité

L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison chimique.

Quand deux atomes forment une liaison, ils peuvent attirer les électrons plus ou moins fortement.

Un atome très électronégatif attire fortement les électrons.

Un atome peu électronégatif les attire moins fortement.

### 1.2. Attraction des électrons

Les électrons portent une charge négative. Les noyaux des atomes, eux, contiennent des protons positifs.

Dans une liaison chimique, chaque noyau attire les électrons partagés. Mais tous les atomes ne les attirent pas avec la même force.

#### Exemple :

Dans une molécule d'eau, l'oxygène attire les électrons plus fortement que l'hydrogène. Les électrons sont donc plus proches de l'oxygène.

Cela donne une molécule polaire.

### 1.3. Différence d'électronégativité

La différence d'électronégativité entre deux atomes influence le type de liaison formée.

Différence d'électronégativité	Conséquence
Très faible	liaison covalente apolaire
Moyenne	liaison covalente polaire
Forte	tendance à former une liaison ionique

Ce n'est pas une règle à apprendre de manière mécanique au début. L'idée principale est simple :

Plus un atome attire les électrons fortement, plus la liaison devient déséquilibrée.

## 1.4. Polarité

La polarité apparaît lorsqu'une molécule possède une répartition inégale des charges électriques.

Une molécule polaire possède :

- une zone légèrement positive ;
- une zone légèrement négative.

**Exemple :**

L'eau est une molécule polaire.

L'oxygène attire davantage les électrons. Il devient légèrement négatif.

Les hydrogènes deviennent légèrement positifs.

## 1.5. Molécule polaire

Une molécule polaire possède des pôles électriques.

Elle peut facilement interagir avec :

- l'eau ;
- les ions ;
- d'autres molécules polaires ;
- certaines protéines ;
- les membranes selon leur composition.

Exemples de molécules polaires :

- eau ;
- glucose ;
- certaines parties des protéines.

La polarité explique pourquoi certaines substances se dissolvent bien dans l'eau.

## 1.6. Molécule apolaire

Une molécule apolaire ne présente pas de séparation nette des charges électriques.

Elle interagit mal avec l'eau, qui est polaire.

Exemples de substances plutôt apolaires :

- lipides ;
- huiles ;
- graisses ;
- certaines portions des membranes cellulaires.

Les lipides ne se mélangent pas bien à l'eau. C'est pour cela qu'on dit souvent :

Le gras et l'eau ne se mélangent pas.

## 1.7. Réactivité chimique

La réactivité chimique désigne la capacité d'un atome ou d'une molécule à participer à une réaction chimique.

Elle dépend notamment :

- des électrons de valence ;
- de la stabilité de l'atome ;
- de l'électronégativité ;
- de la polarité ;
- de l'environnement chimique.

Un atome très instable ou une molécule très réactive peut facilement interagir avec d'autres molécules.

## 1.8. Importance biologique de la polarité

La polarité est essentielle en biologie.

Elle explique :

- pourquoi l'eau est un excellent solvant ;
- pourquoi les ions se dissolvent dans l'eau ;
- pourquoi certaines molécules traversent facilement les membranes et d'autres non ;
- pourquoi les protéines prennent une forme particulière ;
- pourquoi certaines molécules interagissent avec des récepteurs ;

- pourquoi les médicaments ont des propriétés différentes selon leur structure.

**Exemple :**

Le glucose se dissout dans le plasma car il possède des régions polaires.  
Les lipides, eux, nécessitent des systèmes de transport spécifiques dans le sang.

## 2. Les ions

### 2.1. Définition d'un ion

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes qui porte une charge électrique.

Un atome devient un ion lorsqu'il perd ou gagne un ou plusieurs électrons.

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

Un ion possède un déséquilibre entre charges positives et charges négatives.

### 2.2. Perte ou gain d'électrons

Un atome peut devenir ion de deux manières :

- il perd des électrons ;
- il gagne des électrons.

Les protons restent dans le noyau. Ce sont les électrons qui sont perdus ou gagnés lors de la formation des ions.

### 2.3. Cation

Un cation est un ion chargé positivement.

Il se forme lorsqu'un atome perd un ou plusieurs électrons.

**Exemple :**

Le sodium peut perdre un électron.

Il devient :



Le sodium  $\text{Na}^+$  est donc un cation.

Autres cations importants :

- $\text{K}^+$  ;
- $\text{Ca}^{2+}$  ;
- $\text{Mg}^{2+}$  ;
- $\text{H}^+$ .

### 2.4. Anion

Un anion est un ion chargé négativement.

Il se forme lorsqu'un atome gagne un ou plusieurs électrons.

**Exemple :**

Le chlore peut gagner un électron.

Il devient :



Le chlorure  $\text{Cl}^-$  est donc un anion.

Autres anions importants :

- $\text{HCO}_3^-$  ;
- $\text{PO}_4^{3-}$  ;
- lactate selon le contexte biologique.

### 2.5. Charge électrique

La charge d'un ion dépend du nombre d'électrons perdus ou gagnés.

Ion	Signification
$\text{Na}^+$	perte d'un électron
$\text{K}^+$	perte d'un électron

Ion	Signification
$\text{Ca}^{2+}$	perte de deux électrons
$\text{Mg}^{2+}$	perte de deux électrons
$\text{Cl}^-$	gain d'un électron
$\text{HCO}_3^-$	ion bicarbonate chargé négativement

La charge électrique est importante car elle permet aux ions d'interagir entre eux et avec l'eau.

## 2.6. Électrolytes

Un électrolyte est une substance qui, dissoute dans l'eau, forme des ions capables de conduire le courant électrique.

Dans le corps humain, les électrolytes sont essentiels au fonctionnement des cellules.

Les principaux électrolytes sont :

- sodium ;
- potassium ;
- calcium ;
- magnésium ;
- chlore ;
- bicarbonates ;
- phosphates.

Ils sont mesurés dans les bilans biologiques, notamment dans l'ionogramme sanguin.

## 2.7. Sodium

Le sodium est principalement présent dans le liquide extracellulaire.

Il joue un rôle majeur dans :

- l'équilibre hydrique ;
- la pression osmotique ;
- la transmission nerveuse ;
- la pression artérielle ;
- les échanges entre les compartiments liquidiens.

Une anomalie du sodium peut entraîner des troubles neurologiques, une confusion, des convulsions ou des troubles de l'hydratation selon la gravité.

## 2.8. Potassium

Le potassium est principalement présent à l'intérieur des cellules.

Il est essentiel pour :

- le fonctionnement cardiaque ;
- l'influx nerveux ;
- la contraction musculaire ;
- l'équilibre électrique des cellules.

Une anomalie du potassium peut provoquer des troubles du rythme cardiaque. C'est un ion particulièrement surveillé en médecine.

## 2.9. Calcium

Le calcium intervient dans :

- la structure des os et des dents ;
- la contraction musculaire ;
- la coagulation ;
- la transmission nerveuse ;
- certaines communications cellulaires.

Le calcium est présent sous forme ionisée et liée à des protéines dans le sang.

## 2.10. Magnésium

Le magnésium intervient dans de nombreuses réactions enzymatiques.

Il participe aussi :

- au fonctionnement neuromusculaire ;

- à la stabilité cellulaire ;
- au métabolisme énergétique ;
- au rythme cardiaque.

## 2.11. Chlore

Le chlore est présent principalement sous forme d'ion chlorure  $\text{Cl}^-$ .

Il participe :

- à l'équilibre hydrique ;
- à l'équilibre acido-basique ;
- à la composition du liquide extracellulaire ;
- à la formation de l'acide chlorhydrique dans l'estomac.

## 2.12. Importance des ions dans le corps humain

Les ions ne sont pas de simples détails chimiques. Ils sont indispensables à la vie.

Ils interviennent dans :

- la conduction nerveuse ;
- la contraction musculaire ;
- le rythme cardiaque ;
- l'hydratation ;
- le pH ;
- la pression osmotique ;
- la coagulation ;
- le fonctionnement enzymatique.

### À retenir :

Un trouble des ions peut avoir des conséquences cliniques majeures, surtout pour le cerveau, le cœur, les muscles et les reins.

## 3. Les liaisons chimiques

### 3.1. Définition d'une liaison chimique

Une liaison chimique est une interaction qui unit des atomes entre eux.

Les atomes forment des liaisons pour devenir plus stables.

Les principales liaisons à connaître sont :

- liaison ionique ;
- liaison covalente ;
- liaison covalente polaire ;
- liaison covalente apolaire ;
- liaison hydrogène ;
- forces de Van der Waals.

### 3.2. Liaison ionique

Une liaison ionique se forme entre des ions de charges opposées.

Un atome perd un ou plusieurs électrons. Il devient positif.

Un autre gagne un ou plusieurs électrons. Il devient négatif.

Les charges opposées s'attirent.

#### Exemple :

Le sodium perd un électron et devient  $\text{Na}^+$ .

Le chlore gagne un électron et devient  $\text{Cl}^-$ .

$\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  s'attirent pour former du chlorure de sodium :  $\text{NaCl}$ .

Le chlorure de sodium correspond au sel.

Dans l'eau,  $\text{NaCl}$  peut se dissocier en ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ .

### 3.3. Liaison covalente

Une liaison covalente se forme lorsque deux atomes partagent une ou plusieurs paires d'électrons.  
Elle est très importante dans les molécules du vivant.

**Exemples :**

- eau ;
- dioxygène ;
- glucose ;
- lipides ;
- protéines ;
- ADN ;
- ARN.

Dans une liaison covalente, les atomes ne donnent pas complètement leurs électrons. Ils les partagent.

### 3.4. Liaison covalente polaire

Une liaison covalente polaire se forme lorsque les électrons sont partagés de manière inégale.

Cela arrive lorsque les deux atomes n'ont pas la même électronégativité.

**Exemple :**

Dans l'eau, l'oxygène attire plus fortement les électrons que l'hydrogène. La liaison O-H est donc polaire.

Conséquence :

La molécule d'eau possède une zone légèrement négative près de l'oxygène et des zones légèrement positives près des hydrogènes.

### 3.5. Liaison covalente apolaire

Une liaison covalente apolaire se forme lorsque les électrons sont partagés de manière équilibrée.

Cela arrive lorsque les atomes ont une électronégativité proche ou identique.

**Exemple :**

Dans la molécule de dioxygène  $O_2$ , les deux atomes d'oxygène attirent les électrons de manière équivalente.

La molécule est donc apolaire.

### 3.6. Liaison hydrogène

La liaison hydrogène est une interaction faible entre molécules ou entre différentes parties d'une molécule.

Elle implique généralement un atome d'hydrogène déjà lié à un atome très électronégatif, comme l'oxygène ou l'azote.

Les liaisons hydrogène sont plus faibles que les liaisons covalentes, mais elles sont très importantes biologiquement.

Elles participent :

- aux propriétés de l'eau ;
- à la structure de l'ADN ;
- à la forme des protéines ;
- à certaines interactions entre molécules.

**Exemple :**

Les deux brins de l'ADN sont maintenus ensemble par des liaisons hydrogène entre les bases azotées.

### 3.7. Forces de Van der Waals

Les forces de Van der Waals sont des interactions faibles entre molécules ou entre parties de molécules.

Elles sont dues à de petites variations temporaires de charges électriques.

Elles sont faibles individuellement, mais nombreuses elles peuvent contribuer à stabiliser des structures biologiques.

Elles interviennent notamment dans :

- la forme des protéines ;
- les interactions entre molécules ;
- la stabilité de certaines membranes ;
- certaines interactions médicament-récepteur.

### 3.8. Forces faibles et rôle biologique

Les forces faibles sont importantes parce qu'elles permettent des interactions réversibles.

Une interaction réversible peut se faire et se défaire.

C'est très utile en biologie.

**Exemples :**

- une enzyme se lie à son substrat puis le libère ;
- une hormone se fixe à un récepteur ;
- un médicament se fixe à une cible ;
- deux brins d'ADN peuvent être séparés lors de la réplication.

Les liaisons fortes construisent les molécules.

Les interactions faibles permettent souvent la régulation et la reconnaissance.

### 3.9. Exemple : structure de l'eau

La molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

Sa formule est :



Les liaisons entre l'oxygène et les hydrogènes sont covalentes polaires.

Comme l'oxygène attire davantage les électrons, la molécule d'eau est polaire.

Cette polarité permet aux molécules d'eau de former des liaisons hydrogène entre elles.

Cela explique plusieurs propriétés de l'eau :

- bon solvant ;
- cohésion ;
- tension superficielle ;
- capacité à transporter des substances ;
- rôle dans la température corporelle.

### 3.10. Exemple : structure des protéines

Les protéines sont des molécules constituées d'acides aminés.

Les acides aminés sont liés par des liaisons covalentes appelées liaisons peptidiques.

Mais la forme finale d'une protéine dépend aussi de nombreuses interactions faibles :

- liaisons hydrogène ;
- interactions ioniques ;
- forces de Van der Waals ;
- interactions hydrophobes.

La forme d'une protéine est essentielle à sa fonction.

**Exemple :**

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

Si la forme de la protéine est modifiée, sa fonction peut être altérée.

## 4. Les réactions chimiques

### 4.1. Définition d'une réaction chimique

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des substances de départ deviennent de nouvelles substances.

Les substances de départ s'appellent les réactifs.

Les substances obtenues s'appellent les produits.

Exemple général :

Réactifs   Produits

Dans le corps, les réactions chimiques permettent :

- la production d'énergie ;
- la digestion ;
- la synthèse de molécules ;
- la dégradation des déchets ;
- la réparation des tissus ;
- la transmission des signaux cellulaires.

### 4.2. Réactifs



Les réactifs sont les substances présentes au début de la réaction.

Ils sont transformés pendant la réaction.

**Exemple :**

Dans la respiration cellulaire, le glucose et le dioxygène sont des réactifs.

## 4.3. Produits

Les produits sont les substances obtenues à la fin de la réaction.

**Exemple :**

Lors de la respiration cellulaire, les produits finaux comprennent notamment :

- dioxyde de carbone ;
- eau ;
- ATP.

## 4.4. Équation chimique simple

Une équation chimique permet de représenter une réaction.

Exemple simplifié de la respiration cellulaire :

Glucose + dioxygène → dioxyde de carbone + eau + énergie

En formule simplifiée :



Cette équation montre que les cellules utilisent le glucose et l'oxygène pour produire de l'énergie.

## 4.5. Réactions de synthèse

Une réaction de synthèse permet de fabriquer une molécule plus complexe à partir de molécules plus simples.

Forme générale :



Exemples biologiques :

- formation des protéines à partir des acides aminés ;
- formation du glycogène à partir du glucose ;
- synthèse de l'ADN à partir des nucléotides.

Les réactions de synthèse nécessitent souvent de l'énergie.

## 4.6. Réactions de décomposition

Une réaction de décomposition permet de dégrader une molécule complexe en molécules plus simples.

Forme générale :



Exemples biologiques :

- digestion des protéines en acides aminés ;
- digestion des glucides en sucres simples ;
- dégradation du glycogène en glucose ;
- dégradation de l'ATP en ADP + phosphate.

Les réactions de décomposition peuvent libérer de l'énergie.

## 4.7. Réactions d'échange

Une réaction d'échange correspond à un échange de composants entre molécules.

Forme générale :



Ces réactions sont fréquentes dans la chimie du vivant.

Elles interviennent notamment dans :

- l'équilibre acido-basique ;
- certaines réactions enzymatiques ;
- les échanges d'ions ;

- le métabolisme cellulaire.

## 4.8. Réactions réversibles

Une réaction réversible peut se faire dans les deux sens.

Forme générale :



Cela signifie que les réactifs peuvent former des produits, mais que les produits peuvent aussi redonner les réactifs.

Les réactions réversibles sont très importantes dans le corps humain.

**Exemple :**

Le système bicarbonate participe à l'équilibre acido-basique. Il repose sur des réactions réversibles entre dioxyde de carbone, eau, acide carbonique, bicarbonate et ions hydrogène.

## 4.9. Équilibre chimique

L'équilibre chimique est atteint lorsque les réactions dans les deux sens se produisent à des vitesses comparables.

Cela ne veut pas dire que la réaction s'arrête.

Cela veut dire que le système est stable dans le temps.

En biologie, beaucoup d'équilibres sont dynamiques.

**Exemples :**

- équilibre acido-basique ;
- équilibre des ions ;
- équilibre entre  $\text{CO}_2$  et bicarbonates ;
- équilibre entre forme liée et forme libre d'une molécule.

## 4.10. Importance des réactions chimiques dans le métabolisme

Le métabolisme correspond à l'ensemble des réactions chimiques de l'organisme.

Il comprend deux grands types de réactions :

Type	Définition
Anabolisme	réactions de synthèse, construction de molécules
Catabolisme	réactions de dégradation, libération d'énergie

**Exemples :**

- fabriquer des protéines = anabolisme ;
- dégrader du glucose pour produire de l'ATP = catabolisme ;
- réparer un tissu = anabolisme ;
- digérer un aliment = catabolisme.

**À retenir :**

La vie dépend de réactions chimiques permanentes, organisées et régulées.

## 5. Oxydation et réduction

### 5.1. Transfert d'électrons

Les réactions d'oxydoréduction, ou réactions redox, reposent sur un transfert d'électrons.

Un composé perd des électrons.

Un autre gagne des électrons.

Ces réactions sont essentielles dans la production d'énergie cellulaire.

### 5.2. Oxydation

L'oxydation correspond à une perte d'électrons.

Un composé oxydé a perdu des électrons.

Phrase à retenir :

Oxydation = perte d'électrons.

Exemple biologique :

Lors de la respiration cellulaire, le glucose est progressivement oxydé. Cette oxydation permet de récupérer de l'énergie pour produire de l'ATP.

### 5.3. Réduction

La réduction correspond à un gain d'électrons.

Un composé réduit a gagné des électrons.

Phrase à retenir :

Réduction = gain d'électrons.

### 5.4. Réactions redox

Une réaction redox associe toujours une oxydation et une réduction.

Pourquoi ?

Parce qu'un électron perdu par une molécule doit être gagné par une autre.

Donc :

- une molécule s'oxyde ;
- une autre se réduit.

Les réactions redox sont fondamentales pour :

- la respiration cellulaire ;
- la production d'ATP ;
- le fonctionnement mitochondrial ;
- certaines réactions enzymatiques ;
- la gestion du stress oxydatif.

### 5.5. Couple oxydant/réducteur

Un oxydant est une substance capable de capter des électrons.

Un réducteur est une substance capable de donner des électrons.

Terme	Rôle
Oxydant	capte des électrons
Réducteur	donne des électrons

Dans une réaction redox :

- l'oxydant est réduit ;
- le réducteur est oxydé.

Cela peut sembler paradoxal au début, mais c'est logique :

- celui qui capte les électrons gagne des électrons, donc il est réduit ;
- celui qui donne les électrons perd des électrons, donc il est oxydé.

### 5.6. Rôle des réactions redox dans la respiration cellulaire

La respiration cellulaire utilise des réactions redox pour produire de l'énergie.

Le glucose est dégradé progressivement.

Les électrons récupérés sont transférés dans des chaînes de réactions au niveau des mitochondries.

Ce processus permet de produire de l'ATP.

L'oxygène joue un rôle essentiel, car il accepte finalement des électrons dans la chaîne respiratoire.

Sans oxygène, la production d'ATP par respiration aérobie devient insuffisante.

### 5.7. Lien avec la production d'énergie

La production d'ATP dépend fortement des réactions redox.

Les cellules récupèrent l'énergie contenue dans les nutriments en transférant des électrons.

Cette énergie permet ensuite :

- la contraction musculaire ;
- le transport actif ;

- la synthèse de molécules ;
- la transmission nerveuse ;
- le maintien des gradients ioniques ;
- la réparation cellulaire.

#### À retenir :

Les réactions redox sont au cœur de la production d'énergie cellulaire.

## 6. Radicaux libres et antioxydants

### 6.1. Définition d'un radical libre

Un radical libre est une molécule ou un atome très réactif possédant un électron non apparié.

Cela le rend instable.

Pour retrouver une stabilité, il peut réagir avec d'autres molécules.

Cette réactivité peut abîmer des structures cellulaires.

### 6.2. Stress oxydatif

Le stress oxydatif apparaît lorsqu'il existe un déséquilibre entre :

- la production de radicaux libres ;
- les capacités de défense antioxydante de l'organisme.

Si les radicaux libres sont trop nombreux ou mal neutralisés, ils peuvent endommager les cellules.

### 6.3. Agressions cellulaires

Les radicaux libres peuvent altérer :

- les membranes cellulaires ;
- les lipides ;
- les protéines ;
- l'ADN ;
- les mitochondries ;
- certains enzymes.

Ces agressions peuvent perturber le fonctionnement normal des cellules.

### 6.4. Vieillesse cellulaire

Le stress oxydatif participe au vieillissement cellulaire.

Avec le temps, les cellules accumulent des dommages. Ces dommages peuvent modifier leur fonctionnement, leur capacité de réparation ou leur survie.

Le stress oxydatif n'est pas le seul mécanisme du vieillissement, mais il en fait partie.

### 6.5. Défenses antioxydantes

Les antioxydants sont des molécules capables de neutraliser les radicaux libres ou de limiter leurs effets.

L'organisme possède des systèmes de défense antioxydante.

Ces systèmes permettent de protéger les cellules contre les dommages oxydatifs.

### 6.6. Antioxydants enzymatiques

Certains antioxydants sont des enzymes produites par l'organisme.

#### Exemples :

- superoxyde dismutase ;
- catalase ;
- glutathion peroxydase.

Ces enzymes participent à la neutralisation de certaines espèces réactives de l'oxygène.

### 6.7. Antioxydants alimentaires

Certains nutriments apportés par l'alimentation participent aussi aux défenses antioxydantes.

**Exemples :**

- vitamine C ;
- vitamine E ;
- caroténoïdes ;
- polyphénols ;
- sélénium ;
- zinc.

Attention : cela ne signifie pas qu'il faut prendre des compléments sans indication. Une alimentation équilibrée reste la base.

## 6.8. Lien avec inflammation, cancer et maladies chroniques

Le stress oxydatif est impliqué dans plusieurs mécanismes biologiques importants.

Il peut participer :

- à l'inflammation ;
- au vieillissement cellulaire ;
- aux lésions de l'ADN ;
- à certaines maladies cardiovasculaires ;
- à certaines maladies neurodégénératives ;
- à certains mécanismes du cancer.

Il ne faut pas simplifier à l'excès : le stress oxydatif n'est pas la cause unique de ces maladies. Il fait partie d'un ensemble de mécanismes complexes.

### Synthèse du chapitre

Les interactions chimiques expliquent comment les atomes et les molécules se comportent.

L'électronégativité correspond à la capacité d'un atome à attirer les électrons. Elle influence la polarité des liaisons et des molécules.

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes chargé électriquement. Les cations sont positifs. Les anions sont négatifs.

Les électrolytes comme le sodium, le potassium, le calcium, le magnésium et le chlore jouent un rôle essentiel dans le fonctionnement du corps humain.

Les liaisons chimiques permettent de former des molécules. Les principales à connaître sont :

- liaison ionique ;
- liaison covalente ;
- liaison covalente polaire ;
- liaison covalente apolaire ;
- liaison hydrogène ;
- forces de Van der Waals.

Les réactions chimiques transforment des réactifs en produits. Elles permettent la synthèse, la dégradation, les échanges et le métabolisme.

Les réactions redox reposent sur des transferts d'électrons. Elles sont essentielles à la production d'énergie cellulaire.

Les radicaux libres sont des molécules très réactives. En excès, ils peuvent entraîner un stress oxydatif. Les antioxydants participent à la protection des cellules.

### À retenir absolument

Notion	Définition courte
Électronégativité	Capacité d'un atome à attirer les électrons
Polarité	Répartition inégale des charges électriques
Molécule polaire	Molécule avec un pôle positif et un pôle négatif
Molécule apolaire	Molécule sans séparation nette des charges
Ion	Atome ou groupe d'atomes chargé électriquement
Cation	Ion positif
Anion	Ion négatif
Électrolyte	Substance formant des ions en solution
Liaison ionique	Attraction entre ions de charges opposées
Liaison covalente	Partage d'électrons entre atomes
Liaison hydrogène	Interaction faible importante en biologie
Réaction chimique	Transformation de réactifs en produits

Notion	Définition courte
Synthèse	Formation d'une molécule plus complexe
Décomposition	Dégradation d'une molécule
Oxydation	Perte d'électrons
Réduction	Gain d'électrons
Réaction redox	Réaction avec transfert d'électrons
Radical libre	Molécule très réactive avec électron non apparié
Stress oxydatif	Excès de radicaux libres par rapport aux défenses
Antioxydant	Molécule qui limite les effets des radicaux libres