

# TUTORAT SANTÉ CAEN

PRÉSENTATION  
DES MATIÈRES  
DU S1

# CAHIER DE



# VACANCES



2025 - 2026





## Sommaire

SVT .....	5
Chapitre 1 - Petites bases d'enzymologie .....	5
Chapitre 2 - La cellules et ses organites .....	8
Chapitre 3 - L'ADN : une molécule universelle .....	10
Chapitre 4 - Le système nerveux : sympathique ou parasympathique ? .....	14
Mathématiques .....	17
Chapitre 1 – Conversions : comment faire ? .....	17
Chapitre 2 - Comment jouer avec les formules ? .....	18
Chapitre 3 - Log, ln et exponentielle .....	20
Chimie .....	22
Chapitre 1 – Rester en équilibre : la réaction chimique .....	22
Chapitre 2 - La mole : une affaire de quantité .....	24
Chapitre 3 – Concentrer ou diluer ? .....	28
Chapitre 4 – Basique, simple, simple, acide .....	30
Chapitre 5 – Comprendre le pH et le pKa .....	31
Chapitre 6 – Gaz parfait, la loi imparfaite .....	34
Chapitre 7 – L'atome : la base de la base .....	36
Chapitre 8 – L'ion : l'atome qui joue au loto .....	39
Chapitre 9 – Nomenclature : comment choisir le nom de sa molécule ? .....	40
Chapitre 10 – Lewis : le morse de la nomenclature .....	42
Chapitre 11- Insaturation et isomérisation : apprendre à gérer ses molécules .....	44
Biomécanique .....	46
Présentation des matières du S1 .....	50





## INTRODUCTION AU CAHIER DE VACANCES

Bonjour !

Le Tutorat Santé de Caen vous propose un cahier de vacances dédié à la remise à niveau dans les matières scientifiques pour les nouveaux étudiant.es entrant dans les Licences Accès Santé à Caen et Alençon. Nous avons décidé de créer un format qui vous permettra, tout au long de l'année, d'avoir les bases en sciences pour aborder votre L.A.S dans les meilleures conditions.

Le stage préparatoire, ainsi que le cahier de vacances, le fascicule de méthode et la fiche de synthèse vont vous accompagner pour mieux appréhender cette rentrée.

Pour utiliser ce cahier de vacances, nous vous proposons de faire un chapitre par jour, en effectuant les exercices à la suite pour vérifier votre compréhension. La correction est disponible sous forme de QR code à la fin de ce cahier. Il y a aussi un deuxième QRcode vous menant au serveur Discord du Tutorat Santé de Caen sur lequel vous pouvez poser vos questions ou nous prévenir si vous voyez une erreur.

Le Tutorat Santé Caen reste à votre disposition pour toute question concernant votre orientation, votre bien-être et les cours.

Bon courage à tous et à toutes et à bientôt !

### REMERCIEMENTS

Merci à tous les tuteurs, co-tuteurs, cooptés qui se sont investis dans le projet, au bureau, au bureau restreint, aux CMs stage préparatoire et à la faculté de Caen pour avoir rendu ce projet possible.





# SVT

## Chapitre 1 - Petites bases d'enzymologie

### Définitions

Une enzyme est une **protéine** qui est dotée de **propriétés catalytiques**. Elle permet de faciliter les réactions biochimiques se déroulant au sein de l'organisme en accélérant (catalysant) la vitesse des réactions à des échelles de temps compatibles avec le vivant (par exemple la régulation de la glycémie fait intervenir de nombreuses enzymes très importantes).

Dans toutes les réactions, l'enzyme permet de transformer un **substrat** (molécule qui subit la réaction catalysée par l'enzyme) en **produit** (molécule finale de la réaction). Les enzymes agissent à faible concentration et sont retrouvées intactes à la fin de la réaction.

**L'enzymologie** est la science qui vise l'étude de ces molécules par deux axes principaux :

- L'étude des différentes réactions enzymatiques, ce qui permet de classer les enzymes en fonction des réactions qu'elles catalysent.
- L'étude des relations entre la structure dans l'espace de l'enzyme et sa fonction.

### Spécificité

Une enzyme, dans son **site actif** (site où le substrat va se lier et subir des transformations) possède plusieurs sites très importants dans sa structure 3D qui lui permettent sa fonction :

- Un **site de reconnaissance** : qui permet de fixer le substrat.
- Un **site catalytique** : qui permet de transformer le **substrat (S)** en **produit (P)**.

Ces deux sites permettent de conférer à l'enzyme une double spécificité :

- Une **spécificité de substrat** : l'enzyme ne se lie qu'à un seul type de substrat.
- Une **spécificité de produit** : l'enzyme ne catalyse qu'un seul type de réaction.

Cette double spécificité explique qu'avant la réaction, il se forme un **complexe enzyme substrat (ES)**.

### Formation complexe enzyme-substrat

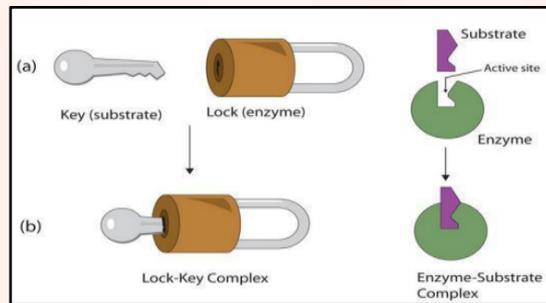
Voici les différentes étapes de la catalyse enzymatique :



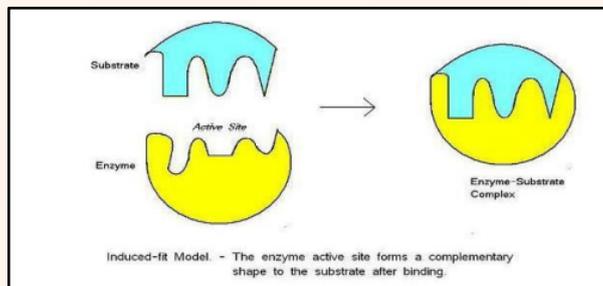
- L'enzyme et le substrat interagissent ensemble pour former le **complexe ES** sur le **site de reconnaissance**.
- L'enzyme catalyse la réaction grâce à son **site catalytique** et transforme le **Substrat en Produit**.

Historiquement deux modèles de liaison ES ont été décrits successivement :

- **Modèle « clé-serrure »** par **Fisher** : basé sur l'hypothèse d'une complémentarité statique et préexistante entre S et E sans déformation ni du substrat ni de l'enzyme lors de la formation du complexe ES.



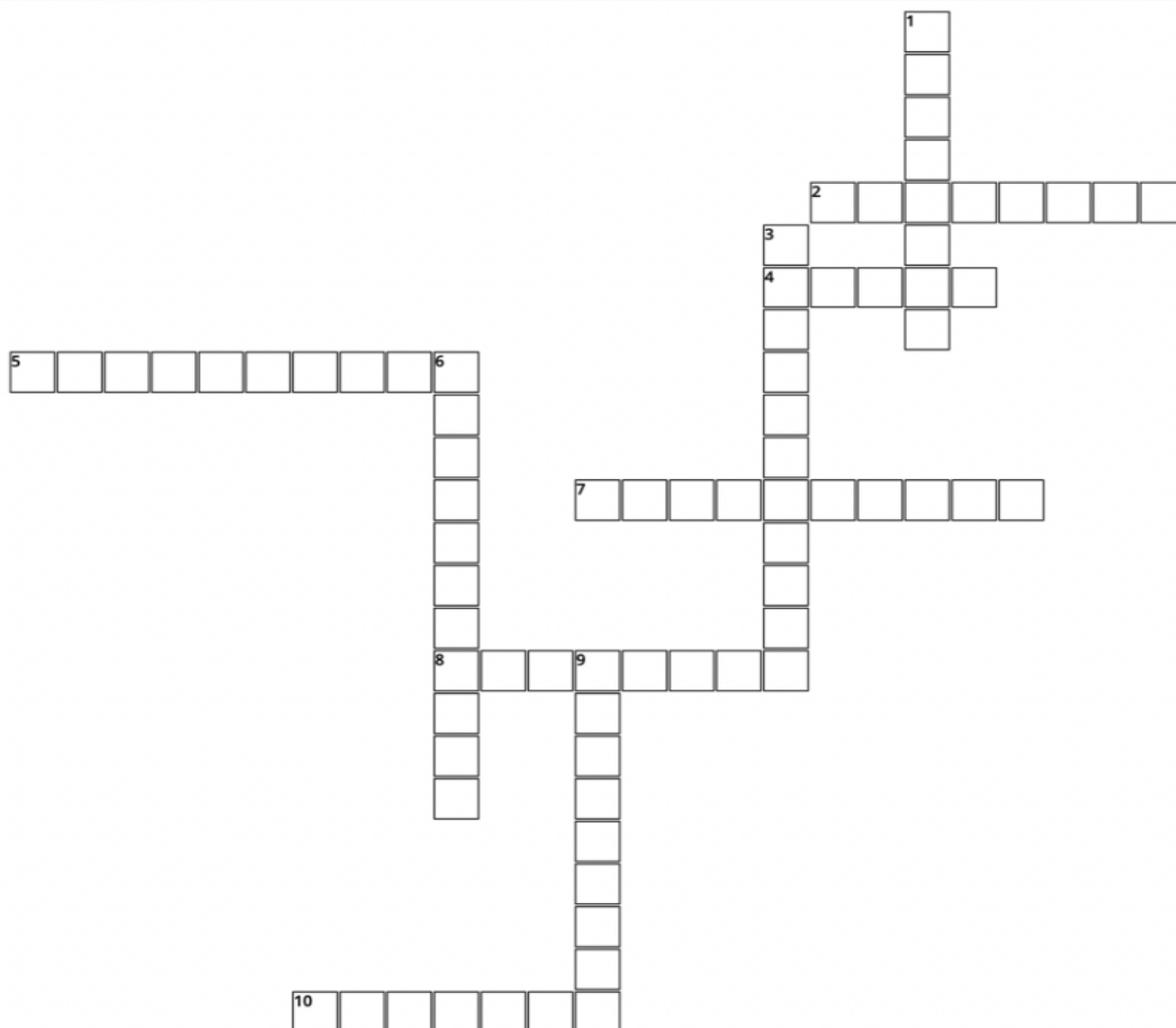
- **Modèle de l'ajustement induit** de **Koshland** : basé sur l'hypothèse que la structure de l'enzyme se déforme pour s'adapter à son substrat. C'est un modèle dynamique où la structure de l'enzyme n'est pas figée.



## Exercices

### Vrai ou faux :

- 1) Les enzymes permettent de réaliser des réactions de transformation autrement impossible en leur absence : .....
- 2) Les enzymes sont dégradées à la fin de la réaction : .....
- 3) On peut classer les enzymes selon les réactions qu'elles catalysent : .....
- 4) Une seule enzyme peut effectuer plusieurs réactions différentes sur un seul substrat : .....



### Horizontal

2. Adjectif décrivant les enzymes à la fin d'une réaction.
4. Les cellules en possèdent un dans lequel a lieu la synthèse de l'ADN.
5. Organismes uni et multicellulaire vivants avec un noyau.
7. Synonyme d'accélérateur.
8. Avant la réaction, présence d'un ... enzyme-substrat (ES).
10. Éléments chimiques permettant de faciliter les réactions biochimiques en accélérant la vitesse des réactions à des échelles de temps compatibles avec le vivant.

### Vertical

1. L'enzyme permet de le transformer en produit au cours d'une réaction.
3. Il s'agit de la science qui vise l'étude des molécules selon deux axes principaux.
6. L'enzyme en possède une double.
9. Les enzymes sont des ...



## Chapitre 2 - La cellule et ses organites

### La cellule procaryote

L'intérieur de la cellule procaryote ne présente aucun organite. Cette cellule n'a pas de noyau. On peut citer, par exemple, les bactéries.

### La cellule eucaryote

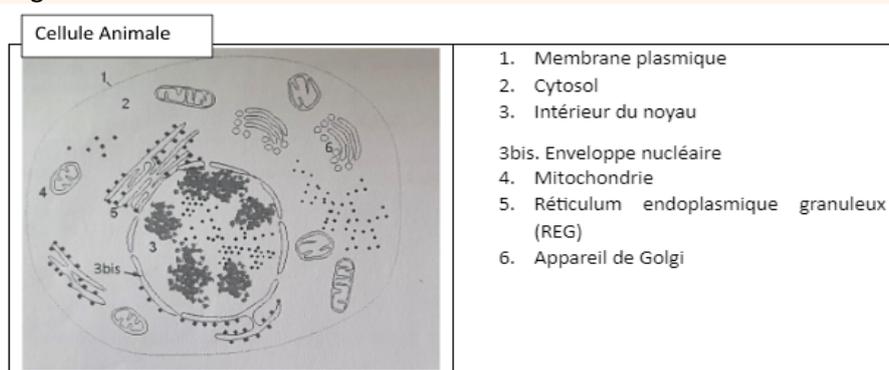
L'intérieur de la cellule eucaryote, appelé **cytoplasme**, est divisé en différents compartiments bordés par une ou 2 membranes ayant globalement la même nature chimique que la membrane plasmique. Un compartiment est appelé **organite**. Une cellule eucaryote peut contenir plusieurs organites (= le noyau, le réticulum endoplasmique, la mitochondrie, la vacuole et les chloroplastes). Chaque organite a une fonction différente.

La plupart des organismes pluricellulaires sont constitués de plusieurs types cellulaires différents par leurs tailles, leurs formes, leurs composants et leurs fonctions. Il existe environ 200 types cellulaires différents. On peut citer les cellules de la peau, les cellules nerveuses, les cellules musculaires, les cellules sanguines, etc... On parle de **cellules différenciées**. Les virus ne sont pas des organismes vivants car ils ne sont pas capables de se développer seuls, ils ont besoin d'un organisme hôte qu'ils infectent.

**Organisme unicellulaire** : organisme composé d'une seule cellule.

**Organisme pluricellulaire** : organisme composé de plusieurs cellules.

**Cellule différenciée** : cellule d'un organisme pluricellulaire qui a des caractéristiques et des fonctions spécifiques différentes des autres cellules du même organisme et des cellules embryonnaires à l'origine de l'organisme.



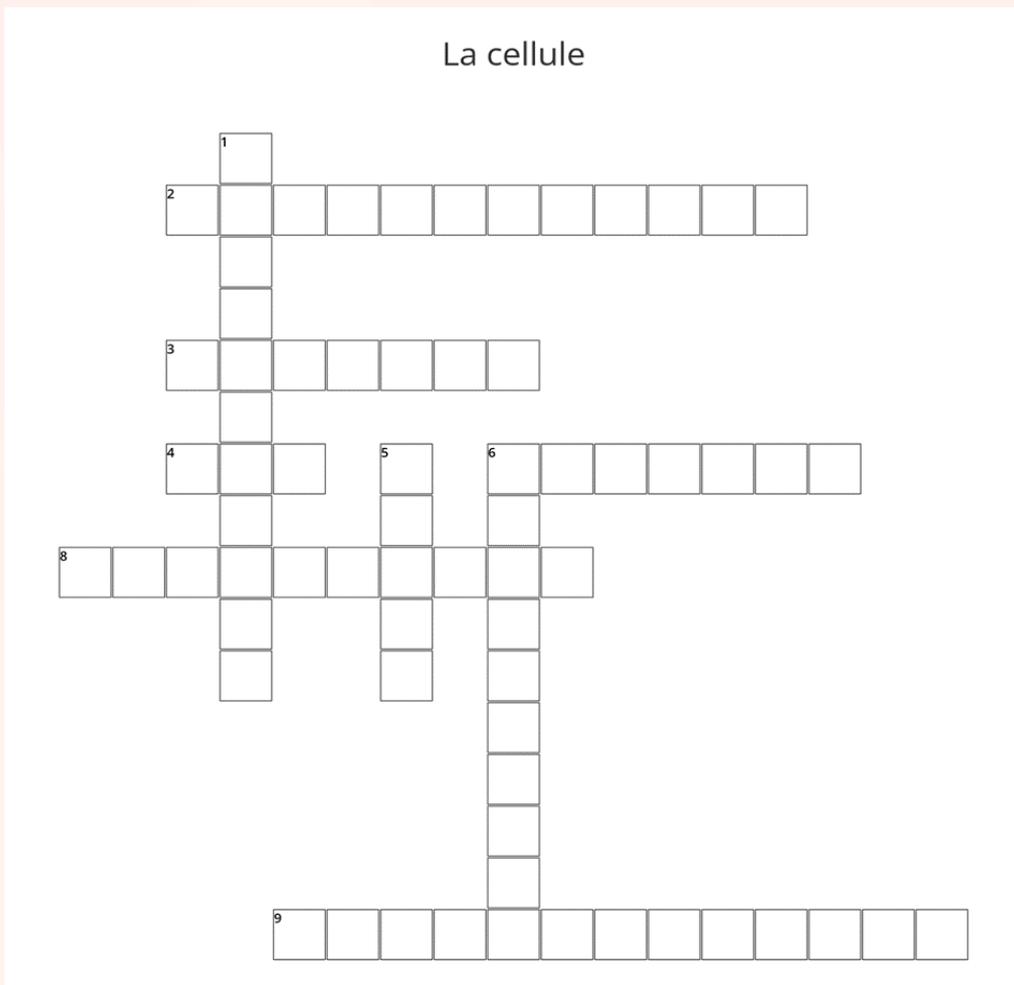
**Membrane plasmique** : limite de la cellule constituée d'une double couche de lipides associée à des protides et des glucides.

Nom de l'organite	Fonction
<b>Noyau</b>	Contient le matériel génétique (Chromosome fait d'ADN)
<b>REG (= Réticulum endoplasmique)</b>	Lieu de synthèse de nombreuses protéines de la cellule grâce aux ribosomes associés
<b>Appareil de Golgi</b>	Lieu de modification des protéines après synthèse pour les rendre fonctionnelles
<b>Mitochondrie</b>	Lieu de production de l'énergie par la respiration cellulaire (= dégradation de substance organique grâce à l'O <sub>2</sub> ce qui en extrait de l'énergie)



## Exercice

### La cellule



#### Horizontal

2. Lieu de production d'énergie
3. Lieu de modification des protéines pour les rendre fonctionnelles (fin du mot attaché)
4. Lieu de synthèse des protéines dans la cellule grâce aux ribosomes associés
6. Liquide dans lequel baignent les organites
8. Organisme avec des cellules sans noyau
9. Caractéristiques de la plupart des bactéries mais aussi de certains champignons et végétaux

#### Vertical

1. Etat que prennent les cellules d'un organisme pluricellulaire lors du développement les rendant spécialisées
5. Compartiment séparé du cytosol par une enveloppe et contenant l'ADN
6. Tout le contenu cellulaire en dehors du noyau et de la membrane plasmique



## Chapitre 3 - L'ADN : une molécule universelle

### La structure de l'ADN

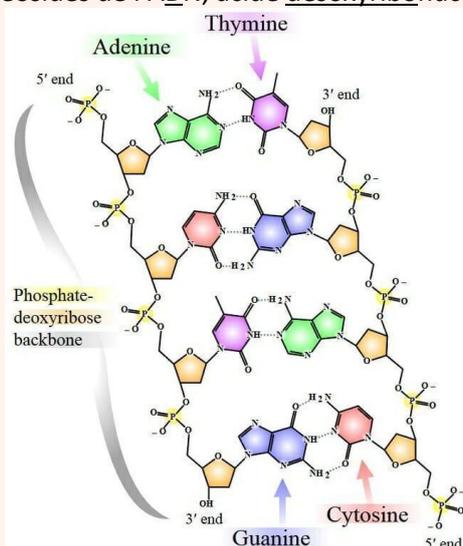
L'**ADN** (acide désoxyribonucléique) est la molécule de support de l'**information génétique** héréditaire. On le retrouve dans le noyau des cellules. L'ADN est composé de nucléotides. Un **nucléotide** est un nucléoside (base azotée + sucre) avec un ou plusieurs groupements phosphate. L'**ARN** (acide ribonucléique) est un dérivé de l'ADN qui permet de produire les protéines.

Les **bases azotées** sont :

- Les bases purines : Adénine et Guanine
- Les bases pyrimidines : Cytosine, Thymine (uniquement dans l'ADN) et Uracile (uniquement dans l'ARN).

Le **sucre** est un :

- Ribose (nucléosides de l'**ARN**, acide **ribonucléique**)
- Désoxyribose (nucléosides de l'**ADN**, acide **désoxyribonucléique**)



*Deux brins d'ADN complémentaires et appariés*

L'ADN est composé de deux brins qui s'enroulent sur eux-mêmes pour former une **double hélice**. Ils sont appariés et complémentaires. Les **bases sont complémentaires deux à deux** : **A** avec **T** et **C** avec **G**. Un brin d'ADN est condensé et forme un **chromatide** et deux molécules d'ADN forment un **chromosome** à 2 chromatides. Les **chromatides** forment les deux parties homologues d'un chromosome. Ils sont réunis par le **centromère**.

On utilise la formule chromosomique pour caractériser l'ADN dont on parle lors d'analyses :

**2n=46** :

- 2 indique que les chromosomes sont réunis par paire
- n est le nombre de paires de chromosomes dans la cellule
- 46 est le nombre total de chromosomes dans la cellule (46 chez les humains)

**n=23** :

- les chromosomes ne sont pas par paire et il y en a 23 (cellule haploïde), comme les gamètes (les spermatozoïdes et les ovules)



## Définitions :

**Une cellule diploïde** : comporte deux paires de chromosomes homologues ( $2n$ ).

**Une cellule haploïde** : comporte des chromosomes en simple exemplaire ( $n$ ).

**Un gène** = une portion d'ADN qui correspond à une information génétique particulière transmettant un caractère héréditaire précis.

**Un allèle** = une des versions d'un gène. Ils peuvent être dominants (s'exprime forcément), récessifs (s'exprime seulement s'il est exprimé en deux exemplaires) ou co-dominants.

**Une mutation** = modification ponctuelle et accidentelle de la séquence nucléotidique de l'ADN.

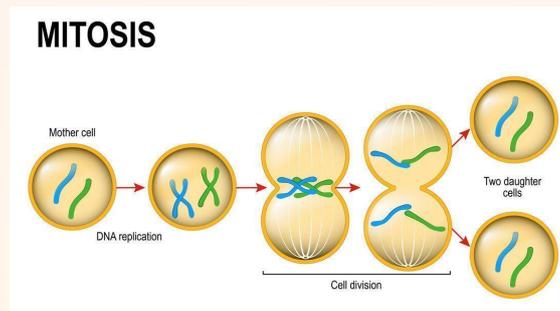
**Les erreurs de réplication** possibles :

- **Substitution** : remplacement d'un nucléotide par un autre.
- **Délétion** : perte d'une paire de nucléotide.
- **Insertion** : incorporation d'une paire de nucléotide.

## Division cellulaire eucaryote :

Une cellule mère donne des cellules filles en **conservant son patrimoine génétique**. La division se fait sous forme de cycle en 4 étapes :

- **Interphase** : l'ADN est sous forme non-condensée (permet la lecture de l'information génétique pour le fonctionnement de la cellule)
  - G1 : la cellule mère grossit
  - S « synthèse » : réplication de l'ADN, double la quantité d'ADN
  - G2 : préparation à la division et condensation de l'ADN en chromosome
- **Mitose** : séparation de la cellule mère en deux cellules filles identiques
  - Prophase
  - Métaphase
  - Anaphase
  - Télophase



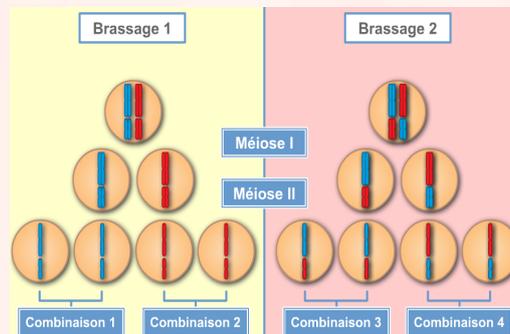
**Méiose** : permet la formation des **gamètes**, c'est une double division cellulaire.

- **Méiose I** = méiose **réductionnelle** : sépare les paires de chromosomes, ce qui diminue de moitié le nombre de chromosomes (23 chromosomes à la fin), passage de la diploïdie à l'haploïdie
- **Méiose II** = division **équationnelle** : mêmes étapes que la mitose

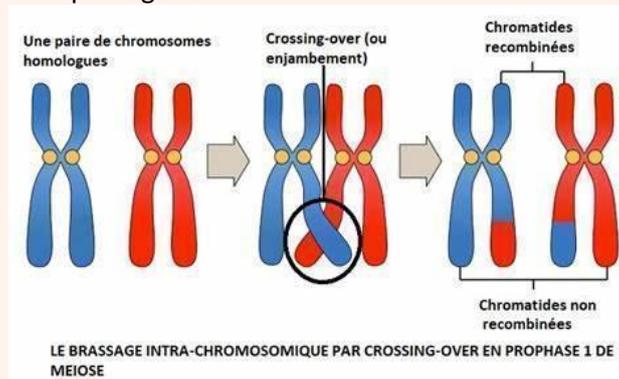


## Diversification des gamètes lors de la méiose :

**Brassage interchromosomique** : Mélange des gènes qui résultent de la ségrégation indépendante des chromosomes. Elle se fait aléatoirement et indépendamment.



**Brassage intrachromosomique** : Mélange des allèles qui se produit lors d'échanges entre chromatides homologues. Elle aboutit à une recombinaison des chromosomes. Le **crossing-over** est un des mécanismes possibles et non-pathogène.

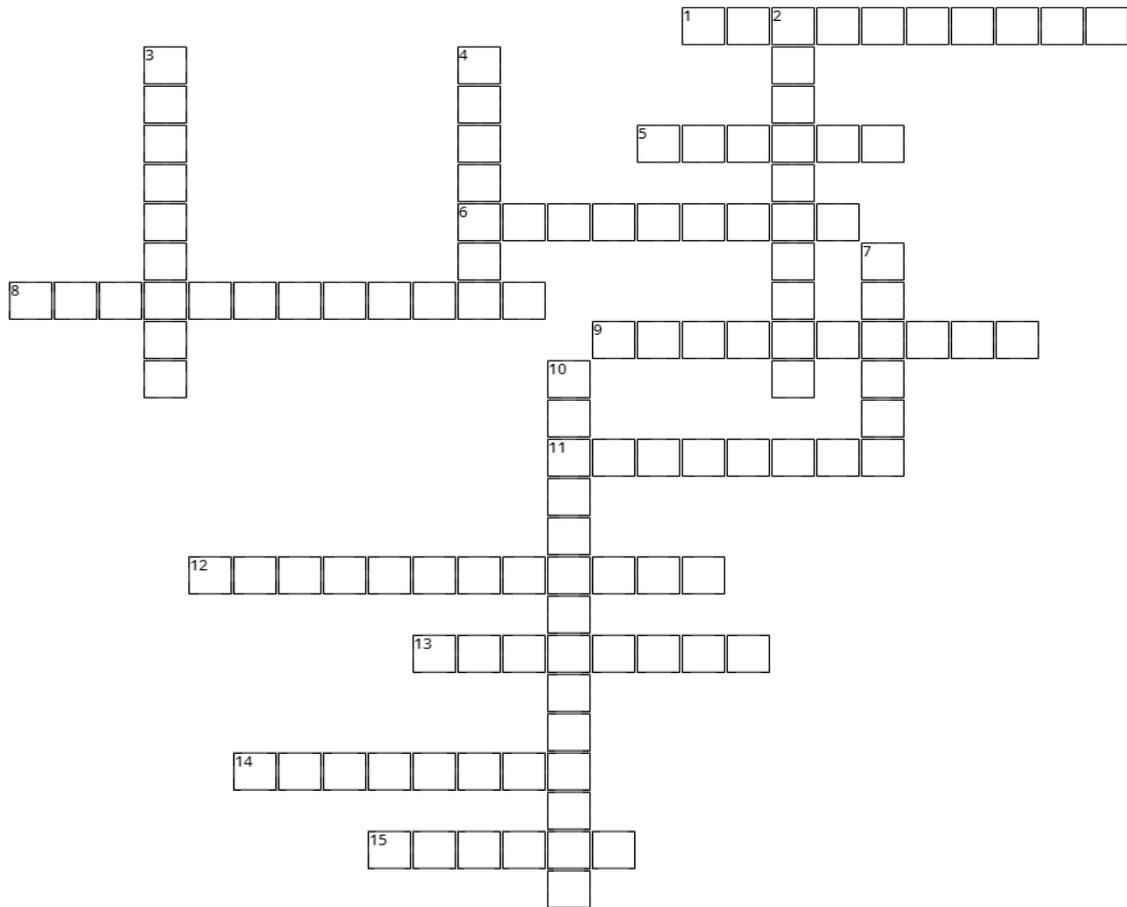




### Exercice :

Retrouver les mots correspondants aux définitions et les mettre dans le tableau.

## ADN



### Horizontal

1. Nucléoside phosphaté
5. Sucre retrouvé dans l'ARN
6. Erreur de réplication qui augmente le nombre de paires de nucléotides
8. Mécanisme intervenant lors du brassage intrachromosomique
9. Deux parties homologues d'un chromosome
11. Nom d'une cellule avec la formule chromosomique :  $2n=46$
12. Remplacement d'un nucléotide par un autre
13. Base pyrimidine complémentaire à la Guanine
14. Phase de la division cellulaire eucaryote, où l'ADN est répliqué
15. Une des versions d'un gène

### Vertical

2. Condensation de l'ADN
3. Etape pendant laquelle se fait le brassage interchromosomique
4. Base purine complémentaire à la Thymine
7. Séparation de la cellule mère en deux cellules filles identiques
10. Nom attribué à la méiose I





## Chapitre 4 - Le système nerveux : sympathique ou parasymphatique ?

### Définition

Le **système nerveux** est un système qui permet la formation d'influx nerveux pour transmettre des informations dans le corps. Le système a une action rapide mais brève, qui utilise des **neuromédiateurs** qui agissent sur de très courtes distances au niveau des **synapses**. Ces synapses sont les points de jonction entre 2 neurones où s'effectuent la transmission d'informations.

Le système nerveux se compose essentiellement des **réponses rapides ou réflexes produits à la suite de la réception sensorielle d'une information ou d'une stimulation**, c'est-à-dire un **stimulus**. Un **stimulus** est une variation d'un paramètre physico-chimique du milieu susceptible d'être reçu par un récepteur.

Le système nerveux a **3 fonctions essentielles** :

- Une fonction **sensitive** de détection grâce à des récepteurs qui détectent toutes les modifications de l'organisme et l'environnement extérieur.
- Une fonction d'**intégration** et d'analyse des informations qu'il reçoit des récepteurs.
- Une fonction **motrice** permettant la contraction des cellules musculaires de l'organisme.

Le système nerveux est divisé en deux grandes parties : le **système nerveux central (SNC)**, constitué de l'**encéphale** (cerveau) et de la **moelle épinière** et le **système nerveux périphérique (SNP)**, constitué des **ganglions nerveux et des nerfs**.

### Organisation du système nerveux

Toutes les informations de l'organisme affluent vers le SNC à partir de **détecteurs sensoriels de différents types**.

Le SNP est constitué de deux voies :

- La **voie sensitive** (voie afférente) constituée de neurones sensitifs et où la propagation des influx vient des récepteurs périphériques et rejoint un centre moteur où l'influx va être traité.
- La **voie motrice** (voie efférente) constituée de neurones moteurs dont l'origine des influx est le SNC. Cette voie motrice peut elle-même être divisée en deux types de système nerveux :

Le **système nerveux autonome** ou **végétatif (SNV)** est **involontaire**. L'influx nerveux provenant du SNC est envoyé vers les muscles lisses, le myocarde et les glandes. Il possède le système **sympathique** qui tend à activer les organes et le système **parasymphatique** qui tend à les mettre au repos. Attention, les deux peuvent pourtant être excitateurs et inhibiteurs. Exemple, contraction des muscles lisses de du diaphragme et des muscles intercostaux permettant la respiration, aucune réflexion pour respirer.

Le **système nerveux somatique (SNS)** est **volontaire** et l'influx nerveux provenant du SNC est envoyé vers les muscles striés squelettiques. Exemple, contraction des muscles lors d'une activité sportive.

## Le neurone

Les **neurones** sont les unités fonctionnelles du SNC et forment un réseau qui s'étend dans tout l'organisme. Le système nerveux possède 10% de neurones et 90% de **cellules gliales** (cellules de soutien du tissu nerveux qui ne sont pas excitables).

Les neurones sont **indépendants les uns des autres** mais établissent des contacts fonctionnels spécifiques appelés **synapses**. Ce sont également des cellules particulières qui ont comme produit de sécrétion les neuromédiateurs. Ces molécules vont être libérées au niveau des synapses, afin de se fixer sur les **récepteurs du neurone post-synaptique**. Cela va induire une réponse adaptée aux stimuli. Le principal neuromédiateur activateur est l'**acétylcholine** et le principal inhibiteur est le **GABA**.

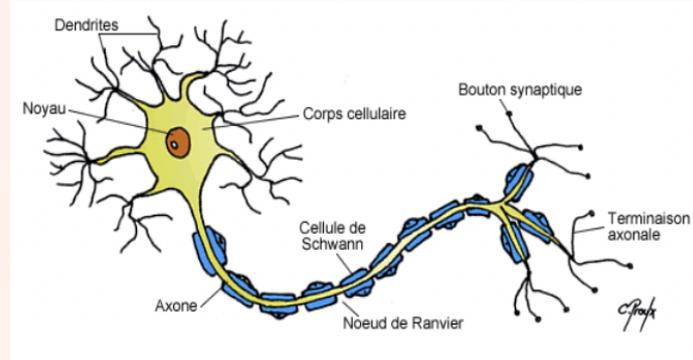


Schéma d'un neurone

## Questions

Question 1 - Concernant le système nerveux, trouvez-la ou les bonne(s) réponse(s):

- A. Le SNC est constitué de ganglions nerveux et des nerfs.
- B. Le SNP est constitué du système nerveux somatique et du système nerveux végétatif.
- C. Le système nerveux végétatif régule la commande volontaire.
- D. Le système nerveux somatique est à l'origine des mouvements des muscles squelettiques.
- E. Le muscle cardiaque est régulé par le système nerveux végétatif.

Question 2 – Concernant les neurones, trouvez-la ou les bonne(s) réponse(s) :

- A. Les neurones sont des cellules excitables.
- B. Les neurones sont composés de dendrites, d'un corps cellulaire, d'un axone et de terminaisons axonales.
- C. Le GABA est un neuromédiateur activateur du système nerveux.
- D. L'acétylcholine est un neuromédiateur activateur du système nerveux.
- E. Une synapse est le noyau d'un neurone.



**Mots mêlés :** le but est de retrouver 14 mots dans la grille suivante avec les définitions ci-dessous.

L	J	Q	S	O	M	A	T	I	Q	U	E	Z	K
B	K	Q	N	K	Q	I	N	F	L	U	X	F	U
Q	E	N	E	U	R	O	N	E	S	P	B	Q	R
O	M	L	S	N	C	U	N	B	C	O	V	S	P
X	S	A	U	T	O	N	O	M	E	J	D	S	C
Q	V	F	V	É	G	É	T	A	T	I	F	G	V
E	N	C	É	P	H	A	L	E	U	Z	S	N	P
J	E	X	G	A	N	G	L	I	O	N	S	N	O
J	B	Y	S	T	I	M	U	L	U	S	P	J	N
A	C	O	M	M	U	N	I	C	A	T	I	O	N
R	É	F	L	E	X	E	S	N	E	R	F	S	I
M	R	M	G	S	Y	N	A	P	S	E	S	R	S
P	C	C	Q	S	R	P	O	O	X	U	S	D	R
Q	L	V	L	L	I	O	H	C	O	P	A	P	P

Définitions :

1. Contacts fonctionnels spécifiques établis par les neurones.
2. Éléments nerveux qui constituent le système nerveux périphérique.
3. Variation d'un paramètre physico-chimique du milieu susceptible d'être reçu par un récepteur.
4. Responsable du comportement d'un animal dans un environnement donné.
5. Autres éléments présents dans le système nerveux périphérique.
6. Système nerveux ..... qui est volontaire.
7. Unités fonctionnelles du système nerveux central qui forment un réseau qui s'étend dans tout l'organisme.
8. Synonyme de cerveau.
9. Système nerveux ..... qui est involontaire et ayant pour abréviation SNV.
10. Le système nerveux permet la formation d'..... nerveux qui ont une action rapide mais brève.
11. Abréviation du système nerveux constitué du cerveau et de la moelle épinière.
12. Abréviation de l'autre système nerveux composant le système nerveux.
13. Réaction automatique, involontaire et immédiate (d'un organisme vivant) à une stimulation.
14. Système nerveux ..... qui est involontaire et ayant pour abréviation SNA.





# Mathématiques

## Chapitre 1 – Conversions : comment faire ?

Petit rappel du tableau de conversion :

Kilo	Hecto	Déca	Unité principale	Déci	Centi	Milli

(Lorsqu'il y a une puissance, il faut diviser chaque colonne par le nombre de la puissance). Par exemple pour les m<sup>3</sup> :

km <sup>3</sup>			hm <sup>3</sup>			dam <sup>3</sup>			m <sup>3</sup>			dm <sup>3</sup>				cm <sup>3</sup>			mm <sup>3</sup>		
												kL	hL	daL	L	dL	cL	mL			

A bien retenir : 1 dm<sup>3</sup> = 1L

D'autres conversions à retenir :

0°K = - 273,15°C → Pour convertir une température en Kelvin vers une température en degré Celsius, on ajoute 273,15 et à l'inverse on soustrait 273,15.

1 bar = 10<sup>5</sup> Pa (pascal)

1 atm = 760 mmHg (millimètre de mercure) = 1,013 x 10<sup>5</sup> Pa

Les multiples et les sous multiples :

Facteur	Symbole	Préfixe
10 <sup>-12</sup>	pico	p
10 <sup>-9</sup>	nano	n
10 <sup>-6</sup>	micro	μ
10 <sup>-3</sup>	milli	m
10 <sup>3</sup>	kilo	k
10 <sup>6</sup>	méga	M

Exercice : vrai ou faux

- 10 cm<sup>3</sup> = 0,0010 L ? .....
- 1 km<sup>3</sup> = 1 × 10<sup>6</sup> dam<sup>3</sup> ? .....
- 1 hL = 100 000 cm<sup>3</sup> ? .....
- 8 atm = 6080 mmHg = 810 400 Pa ? .....
- 967 mmHg = 734 920 atm ? .....
- 7 × 10<sup>5</sup> Pa = 7 bar ? .....
- 15 × 10<sup>-7</sup> s = 1,5 × 10<sup>-8</sup> s = 1,5 × 10<sup>-2</sup> μs ? .....
- 1,6  $\frac{g}{L}$  = 1,6 kg/m<sup>3</sup> ? .....
- 20°C = 293,15 K ? .....
- 38K = -235,15°C ? .....





## Chapitre 2 - Comment jouer avec les formules ?

1) Comment faire une addition de deux fractions avec le même dénominateur :

Étape 1 : Additionner les numérateurs entre eux sans ajouter les dénominateurs.

Étape 2 : Simplifie ton résultat.

Exemple :  $\frac{1}{4} + \frac{2}{4} = \frac{1+2}{4} = \frac{3}{4}$

2) Comment additionner des fractions avec des dénominateurs différents :

Étape 1 : Mettre au même dénominateur.

- Si les dénominateurs sont multiples, il faudra multiplier le numérateur et le dénominateur de la fraction par le dénominateur inférieur, afin que les deux dénominateurs soient identiques.
- S'ils ne le sont pas, il faut multiplier le numérateur et le dénominateur de chaque fraction par le dénominateur de l'autre fraction.

Étape 2 : Additionner les fractions.

Étape 3 : Simplifie ton résultat.

Exemples :

•  $\frac{2}{3} + \frac{5}{6} = \frac{2 \times 2}{3 \times 2} + \frac{5}{6} = \frac{4}{6} + \frac{5}{6} = \frac{9}{6} = \frac{3 \times 3}{2 \times 3} = \frac{3}{2}$

•  $\frac{1}{3} + \frac{1}{4} = \frac{1 \times 4}{3 \times 4} + \frac{1 \times 3}{4 \times 3} = \frac{4}{12} + \frac{3}{12} = \frac{7}{12}$

3) Comment simplifier une fraction

Pour réduire ou simplifier une fraction, il faut diviser le numérateur et le dénominateur par le facteur commun, qu'ils ont en commun. La nouvelle fraction que l'on obtient reste équivalente à la fraction initiale, mais elle est à présent dans sa forme simplifiée.

Exemple :  $\frac{24}{32} = \frac{24/8}{32/8} = \frac{3}{4}$

4) Comment multiplier des fractions

Il suffit juste de multiplier les numérateurs ensemble et les dénominateurs ensemble puis simplifier.

Exemple :  $\frac{3}{4} \times \frac{1}{2} = \frac{3}{8}$

5) Comment diviser des fractions

On multiplie par son inverse.

Exemple :  $\frac{5}{2} / \frac{3}{8} = \frac{5}{2} \times \frac{8}{3} = \frac{40}{6}$





## 6) Multiplication par les multiples de 10

Pour multiplier un nombre par 10, faire la multiplication, puis rajouter le 0 à droite. Pareil pour 100, en rajoutant 00 à droite. Si ce nombre a une virgule, il faut juste la décaler à droite sans mettre de 0. Pour multiplier par 0,1, ça revient à diviser par 10. Cela décale la virgule d'un cran vers la gauche. Pour 0,01 décaler de deux crans vers la gauche.

## 7) Comment passer d'une formule à une autre ?

- Si on a :  $\frac{10}{2} = 5$                       alors  $5 \times 2 = 10$  et  $\frac{10}{5} = 2$
- Avec  $n = C \times V$                       Comment trouver C ?

Il faut la résoudre comme une équation. Quand on a une multiplication, on peut faire passer V de l'autre côté en le divisant de chaque côté, donc on a ainsi :  $\frac{n}{V} = C$

- Si on prend  $m = n \times M$                       Comment trouver n?

Idem, on résout en isolant le n : comme le M est dans une multiplication, on peut le faire passer de l'autre côté en le divisant de part et d'autre.

$$\Leftrightarrow n = \frac{m}{M}$$

## Exercices

Résoudre ces 4 calculs :

a)  $\frac{5}{6} + \frac{3}{6} = \dots\dots$     b)  $\frac{1}{2} + \frac{2}{10} = \dots\dots$     c)  $\frac{3}{6} \times \frac{6}{3} = \dots\dots$     d)  $\frac{6}{6} / \frac{8}{9} = \dots\dots$

Essayer de moduler cette équation :

$\frac{m}{V} = C_m$                       a)  $m = \dots$                       b)  $V = \dots$

*NB : cette formule correspond à la concentration massique ( $C_m$ ) avec m pour la masse et V pour le volume.*



## Chapitre 3 - Log, ln et exponentielle

Les propriétés de la fonction logarithme :

- $\ln 1 = 0$
- $\ln (x \times y) = \ln (x) + \ln (y)$
- $\ln \left(\frac{x}{y}\right) = \ln (x) - \ln (y)$
- $\ln (x^y) = y \ln (x)$
- $\ln \left(\frac{1}{x}\right) = -\ln (x)$
- $\log_{10}(x) = \frac{\ln (x)}{\ln (10)}$

La **fonction exponentielle** est définie comme la réciproque de la fonction népérien.

Propriétés :

- $\exp(x + y) = \exp(x) \exp(y)$
- $\exp(x - y) = \frac{\exp(x)}{\exp(y)}$
- $\exp(nx) = (\exp(x))^n$
- Pour  $x \in \mathbb{R}$   $\ln(\exp x) = x$  et pour  $x \in \mathbb{R}_+^*$   $\exp(\ln x) = x$





## Exercices

**Exercice 1 :** Savoir utiliser les propriétés algébriques de  $\ln$  :  
Exprimer en fonction de chaque  $\ln$  demandé :

1)  $\ln\left(\frac{e^4}{25}\right)$  : exprimer en fonction de  $\ln(5)$ .

.....

.....

2)  $\ln(e^{-\ln(5)}) - \ln(5e)$  : exprimer en fonction de  $\ln(5)$ .

.....

.....

3)  $\ln(12) - 4 \ln(36)$  : exprimer en fonction de  $\ln(3)$ .

.....

.....

4)  $\ln\left(\frac{\sqrt{3}}{3}\right) - \ln(27)$  : exprimer en fonction de  $\ln(3)$ .

.....

.....

### Exercice 2 : Résoudre une équation

Résoudre les équations suivantes dans  $R$  :

1)  $\frac{7+2e^x}{3} = 23$

.....

.....

2)  $e^{3x^2+3x+2} = e^{-9x^2+2x+1}$

.....

.....

Résoudre les équations suivantes dans leur domaine de définition. On tâchera de trouver le domaine de définition dans un premier temps et ensuite les solutions.

3)  $\ln(3x - 4) = 2 \ln(4x + 1)$

.....

.....

4)  $e^{8x+2} = 87$

.....

.....





# Chimie

## Chapitre 1 – Rester en équilibre : la réaction chimique

Une réaction chimique est composée de :

- **Réactifs** : espèces chimiques introduites pour faire une réaction. Ils sont le point de départ de celle-ci.
- **Produits** : espèces chimiques qui sont produites au cours de la réaction. Ils sont le point d'arrivée de la réaction.

Lors d'une réaction chimique, les réactifs peuvent disparaître totalement ou partiellement.

**Les coefficients stœchiométriques** : nombres qui indiquent les proportions dans lesquelles les réactifs sont introduits et les produits formés.

L'ajustement des **nombres stœchiométriques** dans une équation permet de respecter la conservation des éléments et de la charge électrique en attribuant un **coefficient multiplicateur** à chaque formule de réactif ou de produit.

**Les espèces spectatrices** : espèces du milieu réactionnel qui ne réagissent pas au cours de la réaction. Elles seront donc présentes dans les réactifs et dans les produits, dans les mêmes proportions.

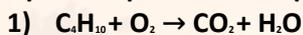
**Le réactif limitant** : dans une réaction chimique, c'est celui qui est totalement transformé en produit tandis qu'il y a encore du ou des autres réactifs. Il est dit limitant puisqu'il limite l'avancement de la réaction. Après sa consommation, la réaction s'arrête.

### Comment écrire une réaction chimique ?

Ajustement des **nombres stœchiométriques** :

1. On pose l'équation
2. On fait le bilan de chaque élément chimique (le nombre d'un même élément dans les réactifs est le même que celui dans les produits)
3. Ajustement des nombres stœchiométriques
4. Vérification des lois de conservation : même nombre d'un élément de chaque côté de l'équation et le même nombre de charges.

**Exemples – Équilibrer les équations suivantes :**

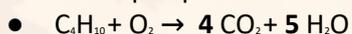


Réactifs : Il y a 4 atomes de carbone, 10 d'hydrogène et 2 d'oxygène.

Produits : il y a 1 atome de carbone, 2 d'hydrogène et 3 d'oxygène.

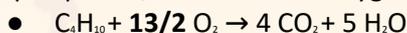
**Ajustement des nombres stœchiométriques :**

Produits : on multiplie par 5 le nombre d'hydrogène et par 4 le nombre de carbone

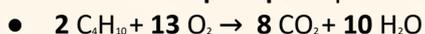


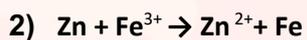
Il y a 13 atomes d'oxygène dans les produits.

On multiplie par **13/2** le nombre d'oxygène dans les réactifs pour équilibrer.



On peut aussi **tout multiplier par 2** pour ne pas avoir de fraction dans l'équation:

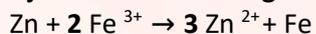




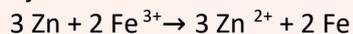
Dans les réactifs : 3 charges +

Dans les produits : 2 charges +

**Ajustement des charges** : on multiplie les réactifs et les produits de sorte à avoir 6+ de chaque côté

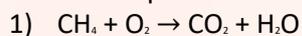


Ajustement des nombres stœchiométriques :

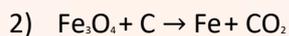


### Exercices

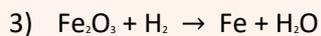
Équilibrer les équations chimiques suivantes :



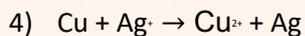
.....  
.....



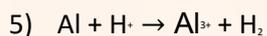
.....  
.....



.....  
.....



.....  
.....



.....  
.....

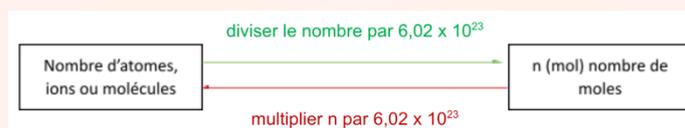




## Chapitre 2 - La mole : une affaire de quantité

Pour compter le nombre d'atomes et de molécules constituant un échantillon de matière, à l'échelle humaine, les scientifiques utilisent une nouvelle unité, la **mole (mol)**. C'est l'unité de la **quantité de matière** notée **n**.

La mole est la quantité de matière contenant  **$6,02 \times 10^{23}$  entités** (entités = molécules, atomes, ions).  $6,02 \times 10^{23}$  permet la conversion du nombre d'entités (molécules, atomes ou ions) en nombre de moles et inversement.



Le nombre d'atomes ou de molécules ou d'ions étant un nombre extrêmement grand, il fallait introduire une nouvelle échelle pour manipuler des nombres plus petits. Une mole est donc un paquet de  $6,02 \times 10^{23}$  particules microscopiques.

### Remarques :

- Une mole, c'est un paquet, un ensemble de particules qui ne sont plus considérées séparément mais par groupe de  $6,02 \times 10^{23}$ . De même que les objets du quotidien peuvent être comptés par paire, par dizaine ...
- Les particules microscopiques concernées par l'utilisation de la mole sont en général les atomes, les molécules ou les ions.

Qu'est-ce que le nombre ou la **constante d'Avogadro** ?

Le nombre d'atomes contenu dans une mole de carbone est appelé le nombre d'Avogadro ou la constante d'Avogadro et sera noté  $N_A$ . Ce nombre est défini officiellement comme étant le nombre d'atomes dans un échantillon de 12 grammes de carbone 12.

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Il y a une relation de proportionnalité entre le nombre d'entités  $N$  et la quantité de matière  $n$  d'un échantillon quelconque :  $N = n \times N_A$ .

### Quelques sous-unités de la mole

Voici les préfixes usuels pour la mole :

kmol	hmol	damol	mol	dmol	cmol	mmol	$\mu\text{mol}$	nmol
------	------	-------	-----	------	------	------	-----------------	------

Les sous-unités les plus utilisées sont :

- **mol**
- **mmol**
- **$\mu\text{mol}$**



## Masse d'une mole d'entités chimiques : la masse molaire atomique

La **masse molaire M** d'un échantillon est la **masse d'une mole** de celui-ci. Son unité est le  **$\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$** . Par exemple, si la masse d'une mole de carbone est de 12 g, la masse molaire du carbone vaut  $12\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Par exemple, dans la molécule d'eau de formule  $\text{H}_2\text{O}$ , il y a deux atomes d'hydrogène H et un atome d'oxygène O. Sachant que la masse molaire de l'hydrogène est  $M_{\text{H}} = 1,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et que la masse molaire de l'oxygène est  $M_{\text{O}} = 16,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ , la masse molaire moléculaire M de l'eau est :

$$M = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

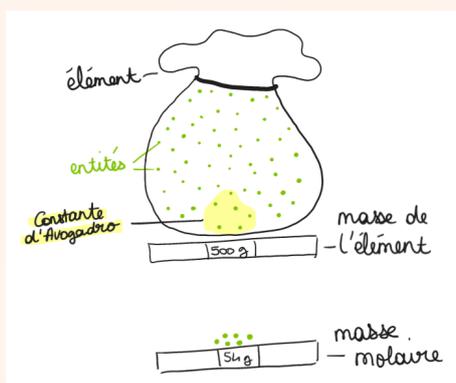
La masse m d'un échantillon est proportionnelle à la quantité de matière n de cet échantillon. Le coefficient de proportionnalité est la masse molaire M. D'où  **$m = n \times M$** .

Avec : m en grammes, n en mol et M en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Schéma bilan

On veut savoir combien il y a de billes dans le sac.

Sachant que le sac rempli a une masse de 500 g, que la constante d'avogabilles  $N_{\text{ab}} = 6\text{ mol}^{-1}$ , que la masse de 6 billes est de 54 g, combien il y a-t-il de billes dans le sac ?



*Cet exercice n'est pas à l'échelle des moles, mais cela fonctionne de la même manière :*

*Le sac de bille est un élément et une bille est une entité.*

*La constante d'avogabilles  $N_{\text{ab}}$  fait référence à la constante d'avogadro  $N_{\text{A}} = 6,02 \times 10^{23}\text{ mol}^{-1}$ .*

*La masse des 6 billes correspond à la masse molaire qui serait  $M_{\text{bille}} = 54\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .*

On veut trouver N, le nombre de billes. On sait qu'on peut utiliser la formule  **$N = n \times N_{\text{A}}$** , mais il nous manque la quantité de matière n (combien de fois avons-nous 6 billes dans le sac).

Pour trouver n, on utilise la formule  **$m = n \times M \Rightarrow n = m/M$**

- $n = 500/54 = 9,3\text{ mol}$
- Il y a  $9,3 \times 6$  billes dans le sac, c'est la quantité de matière.

$$N = n \times N_{\text{A}} = 9,3 \times 6 = 56\text{ billes}$$



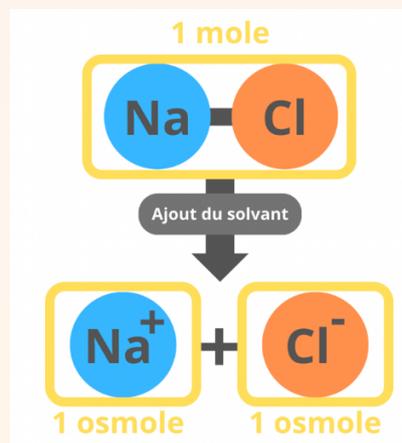
## Les osmoles

*Cette notion n'a normalement pas été abordé durant le lycée mais nous trouvons cela pertinent de vous l'introduire doucement dans le cahier de vacances. Pas d'inquiétude si vous rencontrez des difficultés de compréhension, vous aurez tout le temps de revoir cela durant le premier semestre !*

L'osmole comme la mole, est une unité de quantité de matière mais contrairement à la mole elle fait référence à une quantité de matière dissoute. Ainsi nous utiliserons cette unité pour quantifier par exemple des solides ioniques qui se seront dissociés dans le solvant (généralement de l'eau).

Par exemple, NaCl est un cristal ionique car dans le solvant les liaisons entre Na et Cl vont se rompre ainsi dans l'eau il n'y aura plus du NaCl initialement introduit mais du Na<sup>+</sup> et du Cl<sup>-</sup>. Cette notion est importante à retenir car c'est à partir de cela qu'on va pouvoir différencier la mole de l'osmole.

Si dans un récipient j'introduis 1 mole de NaCl, je vais donc me retrouver avec 1 osmole de Na<sup>+</sup> et 1 osmole de Cl<sup>-</sup>. Car pour former 1 mole de NaCl j'ai bien besoin d'une mole de Na<sup>+</sup> et d'1 mole de Cl<sup>-</sup>. *Attention la notion de mole et d'osmole sont en vérité équivalente en termes de quantité, 1 mole contient autant de particules que 1 osmole, mais on utilise l'osmole pour pouvoir spécifier que l'on est dans un cas où on a eu une dissociation d'une entité dans le solvant (avec l'exemple du NaCl (entité initiale) qui devient du Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>, ces deux derniers étant apparus dans la solution à la suite de leur dissociation on pourra parler de leur quantité à partir d'osmole).*



Autre exemple avec CaSO<sub>4</sub> qui lorsqu'il est introduit dans l'eau donnera du Ca<sup>2+</sup> et du SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Ainsi si l'on suit la réaction de dissociation :  $\text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ , pour 1 mole de CaSO<sub>4</sub> introduite on aura 1 osmole de Ca<sup>2+</sup> et 1 osmole de SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

Les solides ioniques ne donnent pas toujours la même quantité d'osmole pour chacun de leurs ions dissouts comme pour NaCl où on obtient autant d'osmole de Na<sup>+</sup> que de Cl<sup>-</sup>. C'est le cas pour CaCl<sub>2</sub>, qui a pour équation de dissociation :  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ . Ainsi au total pour 1 mole de CaCl<sub>2</sub> introduite on obtiendra 3 osmoles car on aura 1 osmole de Ca<sup>2+</sup> et 2 osmoles de Cl<sup>-</sup>.





### Questions : moles

1) Compléter les phrases à l'aide du vocabulaire suivant : Nombre d'Avogadro, mole, quantité de matière, molécules :

« Une ..... de molécules est la ..... d'un système contenant  $N_A = 6,02 \times 10^{23}$  .....  $N_A$  est appelé .....

2) Quel est le symbole utilisé en chimie pour représenter la quantité de matière ? Quelle est son unité ?.....

3) Combien y a-t-il de molécules d'eau H<sub>2</sub>O dans 2,00 moles d'eau pure ? .....

#### Relier les points entre eux :

- |   |                           |
|---|---------------------------|
| 1) ½ mole de molécules HCl                | a. $6,02 \times 10^{23}$  |
| 2) 0,1 mole d'atomes de Na                | b. $2,408 \times 10^{24}$ |
| 3) 1 mole d'ions Na <sup>+</sup>          | c. $3,01 \times 10^{23}$  |
| 4) 2 moles de molécules de N <sub>2</sub> | d. $1,204 \times 10^{24}$ |
| 5) 4 moles d'atomes de Ne                 | e. $6,02 \times 10^{22}$  |

#### Calculer la masse molaire des molécules suivantes :

- Chlorure d'hydrogène HCl .....
- Méthanal H<sub>2</sub>CO .....

Données : H : 1,0 g.mol<sup>-1</sup> ; C : 12,0 g.mol<sup>-1</sup> ; O : 16,0 g.mol<sup>-1</sup> ; Cl : 35,5 g.mol<sup>-1</sup>.

### Questions : osmoles

#### Donner l'équation de dissociation ainsi que le nombre d'osmole pour chaque entité :

- KCl : .....
- Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> : .....



## Chapitre 3 – Concentrer ou diluer ?

Petit point formules et unités de la composition initiale d'un système :

	Masse molaire	Masse	Volume molaire	Quantité de matière
Formule	$M = N_A \times m_{\text{entité}}$	$m = n \times M$	$V = n \times V_m$	$n = m / M$ $n = C \times V$
Unité générale de la formule	M en <b>g.mol<sup>-1</sup></b>	m en <b>g</b>	V en <b>L</b>	n en <b>mol</b>
Unités usuelles	$N_A$ la constante d'Avogadro en <b>mol<sup>-1</sup></b>  $m_{\text{entité}}$ en ( <b>g</b> )	n en <b>mol</b>  M en <b>g.mol<sup>-1</sup></b>	n en <b>mol</b>  $V_m$ en <b>L.mol<sup>-1</sup></b>	m en <b>g</b>  M en <b>g.mol<sup>-1</sup></b>  V en <b>L</b>  C en <b>mol.L<sup>-1</sup></b>

Concentration d'une solution :

	Concentration en masse	Concentration en quantité de matière
Formule	$C_m = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$  $C_m = C \times M$	$C = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$
Unité générale de la formule	C en <b>g.L<sup>-1</sup></b>	C en <b>mol.L<sup>-1</sup></b>
Unités usuelles	$m_{\text{soluté}}$ en <b>g</b> V en <b>L</b> M en <b>g.mol<sup>-1</sup></b> C en <b>mol.L<sup>-1</sup></b>	$n_{\text{soluté}}$ en <b>mol</b> V en <b>L</b>





## Exercices

1. La masse molaire du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  s'exprime par :

- A.  $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O})^2$
- B.  $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O})$
- C.  $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O})$

2. La quantité de matière contenue dans un échantillon d'ammoniac ( $M_{\text{NH}_3} = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) de masse  $m = 4,0 \text{ g}$  est :

- A. 2,0 mol
- B. 0,2 mol
- C. 5,0 mol

3. L'unité usuelle de la concentration en quantité de matière est :

- A.  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- B.  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$
- C.  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4. L'unité usuelle de la concentration en masse est :

- A.  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- B.  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- C.  $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

5. La concentration en quantité de glucose d'une solution de volume  $V = 200 \text{ mL}$  contenant une quantité  $n = 1 \text{ mol}$  de glucose est :

- A.  $C = 5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- B.  $C = 200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- C.  $C = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

### Situation :

Madame Passionnée demande à ses élèves préférés de préparer un volume  $V = 500 \text{ mL}$  de solution aqueuse de glucose à partir d'une masse  $m = 500 \text{ mg}$  de glucose. Elle leur donne la masse molaire du glucose qui est de  $180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Elle demande à ses élèves de terminale de calculer la concentration en masse puis la concentration molaire de la solution.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....





## Chapitre 4 – Basique, simple, simple, acide

### Les acides

On appelle acide toute espèce chimique capable de **céder** un ou plusieurs de ses protons (ou  $H^+$ ) dans un milieu.

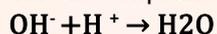
Exemple : L'acide chlorhydrique **HCl** (c'est une molécule rencontrée très souvent), est un acide car dans un milieu (avec de l'eau par exemple), elle se dissocie en un ion  $Cl^-$  (chlorure) et un  $H^+$  (proton).

### Les bases

On appelle base toute espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons dans un milieu.

Exemple : L'ion hydroxyde  **$OH^-$**  (encore une fois vous retrouverez souvent cette espèce) est capable, dans un milieu, de capter un proton pour former de l'eau  $H_2O$ .

La réaction suivante va vous permettre de mieux comprendre :



Ici, on voit bien qu'un **ion** (charge négative), réagit avec un **proton** (charge positive) pour former une **espèce neutre** (sans charge).

### Exercice

Emma a préparé une potion magique qui empêche de perdre la mémoire, malheureusement elle a oublié quelles espèces sont présentes dans cette potion. Vous devez l'aider à trouver les espèces acides de la potion parmi les suivantes :



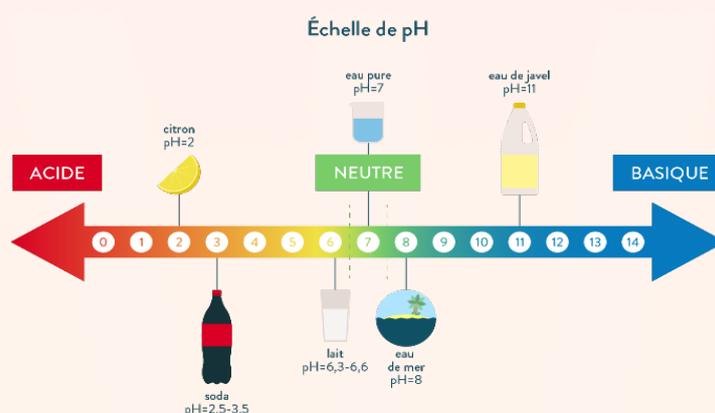
## Chapitre 5 – Comprendre le pH et le pKa

### Le pH : une grandeur sans dimension

Le **pH** est une grandeur sans dimension permettant de mesurer l'**acidité** ou la **basicité** d'une solution pure ou composée de plusieurs éléments. Son nom est l'acronyme de « **potentiel d'hydrogène** ». En effet, le pH réfère directement à la concentration d'ions hydrogène  $H^+$  en solution.

Ainsi, selon sa valeur, la solution se définit comme suit :

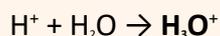
pH < 7	Solution dite « <b>acide</b> »	Citron, soda
pH = 7	Solution dite « <b>neutre</b> »	Eau
pH > 7	Solution dite « <b>basique</b> »	Soude, eau de javel



### Relation expérimentale entre le pH et $[H_3O^+]$

Soit un couple acide/base de la forme :  $AH \rightarrow A^- + H^+$

Nous avons vu que le pH reflète le potentiel d'hydrogène de la solution. Or, en milieu aqueux,  $H^+$  n'existe pas comme tel et s'associe avec les molécules d'eau.



Ainsi, le pH est le reflet de la concentration en ions  $H_3O^+$   $[H_3O^+]$  dans la solution. Ainsi,  $[H_3O^+]$  définit le caractère acide de la solution.

- Plus  $[H_3O^+]$  augmente, plus le pH est faible et plus la solution est acide.

De même, plus  $[H_3O^+]$  augmente, plus  $[HO^-]$ , sa base conjuguée, diminue.

- Plus  $[H_3O^+]$  diminue, plus  $[HO^-]$  est augmentée, plus le pH est grand et plus la solution est basique

Ainsi :

pH < 7	Solution dite « acide »	$[H_3O^+] > [HO^-]$
pH = 7	Solution dite « neutre »	$[H_3O^+] = [HO^-]$
pH > 7	Solution dite « basique »	$[H_3O^+] < [HO^-]$

## Formules de pH

Nous pouvons ainsi établir des formules permettant de calculer le pH à partir de la concentration en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

NB :  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  doit être systématiquement exprimé en mol/L.

## Relation entre le pH et le pKa

Soit un couple acide/base de la forme :  $\text{AH} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}^+$

Chaque couple acide/base possède une constante caractéristique appelée **constante d'acidité**, notée **Ka** et sans dimension. Cette constante s'exprime ainsi :

$$K_a = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot (\text{A}^-)}{(\text{AH})}$$

A partir de cette constante d'acidité, il est possible de calculer une autre constante, appelée le **pKa**. Le pKa est une constante permettant de définir la **forme prédominante** (acide ou base) en solution, par rapport au pH.

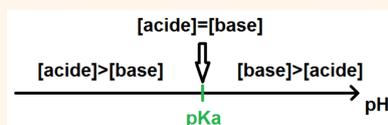
$$\text{pKa} = -\log(K_a)$$

$$K_a = 10^{-\text{pKa}}$$

Grâce à la valeur du pKa par rapport à celle du pH, il est alors possible de déterminer la forme prédominante. Ainsi :

$\text{pH} < \text{pKa}$	$[\text{acide}] > [\text{base}]$	L'acide prédomine
$\text{pH} = \text{pKa}$	$[\text{acide}] = [\text{base}]$	Même concentration
$\text{pH} > \text{pKa}$	$[\text{acide}] < [\text{base}]$	La base prédomine

On peut alors réaliser un diagramme de prédominance sur le même principe.





## Exercices

**Exercice 1** : Parmi ces valeurs de pH, relier celles qui correspondent à la bonne solution et à la bonne concentration.

- |           |                     |                        |
|-----------|---------------------|------------------------|
| 1. pH = 8 | A) solution neutre  | a) $[H_3O^+] < [HO^-]$ |
| 2. pH = 3 | B) solution acide   | b) $[H_3O^+] = [HO^-]$ |
| 3. pH = 7 | C) solution basique | c) $[H_3O^+] > [HO^-]$ |

**Exercice 2** : Votre ami chimiste vous demande conseil et vous demande d'abord de calculer le pH de sa solution sachant que celle-ci contient  $10^{-3}$  mol/L de  $H_3O^+$ .  
Quel est son pH ? La solution est-elle acide ou basique ?

.....

.....

.....

.....

.....

Il revient vous voir peu après avec une autre solution de pH = 12 et vous demande de calculer la concentration en  $H_3O^+$ .  
La solution est-elle acide ou basique ? De combien est la concentration en  $H_3O^+$  ?

.....

.....

.....

.....

.....

**Exercice 3** : Vous disposez d'une solution d'un pKa de 7 et d'un pH de 9.

La solution est-elle acide, basique ou neutre ? .....

Quelle forme prédomine et pourquoi ? .....

Calculer la valeur de la constante d'acidité Ka.

.....

.....

.....





## Chapitre 6 – Gaz parfait, la loi imparfaite

Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

C'est un modèle simplifié des gaz, qui répond à deux conditions :

- Les molécules sont considérées comme des **points immatériels**, elles n'ont pas de volume propre.
- Il n'y a **pas d'interactions** entre les molécules.

Dans ce modèle, les variables d'état du gaz sont liées par l'équation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

Où :

- P : pression (en **Pa**)
- V : volume (en **m<sup>3</sup>**)
- n : quantité de matière (en **mol**)
- R : constante universelle des gaz parfaits ( $R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ )
- T : température (en **Kelvin**)

Conversion des °C en K :

$0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$  donc on ajoute 273 à la température en °C pour l'obtenir en K.

**Exemple :** Une bouteille de 2,5 L contient 0,5 mol d'air. Elle est laissée sur une table en plein soleil, à 35°C. Quelle est la pression à l'intérieur de la bouteille ?

On sait que :  $PV = nRT$

Donc on peut isoler P en divisant par V de chaque côté :  $P = \frac{nRT}{V}$

On fait ensuite l'application numérique en remplaçant par les valeurs :

- $n = 0,5 \text{ mol}$
- $R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- $T = 35^\circ\text{C} = 35 + 273 = 308 \text{ K}$
- $V = 2,5 \text{ L} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ m}^3$

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,5 \times 8,314 \times 308}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 512\,142,4 \text{ Pa} = 512,142 \text{ kPa}$$





## Exercices

- 1) Émilie gonfle sa bouée (une jolie licorne) avec 4 moles d'air, à une pression de 5 bars avec une température de 25°C. Quel est le volume de la licorne ?

Données :  $1 \text{ bar} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ ,  $R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....

- 2) Malheureusement, la licorne heurte un rocher de la rivière dans laquelle elle se baignait, et perd 10 L d'air avant qu'elle ne puisse colmater la fuite. Quelle quantité de matière reste-t-il dans la bouée ? On considère que la pression et la température sont restées constantes.

.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....  
.....





# Chapitre 7 – L'atome : la base de la base

## La structure d'un atome

L'atome est le constituant fondamental de la matière. Il est composé d'un **noyau** autour duquel des **électrons** sont en mouvement.

Le noyau de l'atome est constitué de particules appelées **nucléons**. Les nucléons regroupent :

- Les **protons**, portant chacun une charge élémentaire **positive**.
- Les **neutrons** ne portant pas de charge électrique.

Ces deux entités ont à peu près la même masse ( $m = 1,67 \times 10^{-27}$  kg)

Les électrons portent une charge élémentaire **négative** et ont une masse beaucoup plus faible.

Un atome étant électriquement **neutre**, il contient **autant d'électrons que de protons**. Dès lors qu'un atome devient chargé, il devient un **ion**.



Un atome est caractérisé par un symbole (X) et le nombre de protons (Z) qui est le numéro atomique, et nucléons (A) qui est le nombre de masse.

Pour trouver le nombre de neutrons, on utilise la formule suivante : **A = Z + N**

## La classification périodique des éléments chimiques

Le tableau (ou classification) périodique regroupe tous les éléments chimiques, rangés par numéro atomique Z croissant.

L'**hydrogène** est le premier atome dans le tableau : il a un proton (et donc un électron). Il a un seul nucléon (le proton) et donc il n'a pas de neutrons.

L'**oxygène** est le huitième élément dans le tableau périodique. Il a donc huit protons et par définition 8 électrons. Dans le tableau périodique, il est indiqué que l'oxygène a 16 nucléons.  $A = Z + N$  donc  $N = A - Z = 16 - 8 = 8$  neutrons.

Pour compter les atomes, on commence en ligne, de la gauche vers la droite.





## Propriétés des atomes

Le tableau périodique peut nous permettre de trouver combien d'**électrons de valence** possède un atome. Les électrons de valence sont les électrons qui sont présents sur la **dernière couche électronique** (partiellement ou totalement remplie) d'un atome.

Dans le tableau périodique, la colonne 1 contient des atomes ayant **un électron de valence**. Par le même principe, la colonne 2 correspond aux atomes ayant deux électrons de valence. Ensuite, on réfléchit de la même façon pour la treizième colonne contenant le Bore et l'Aluminium. Attention, ils contiennent bien 3 électrons de valence car nous ne **prenons pas en compte la dizaine**. De la même façon, les colonnes 14,15,16,17 contiennent des atomes ayant respectivement 4,5,6,7 électrons de valence. La colonne 18 se compose d'atomes entourés de 8 électrons de valence. Nous appelons les atomes de la **dernière colonne des gaz rares**.

### La règle du duet et de l'octet

Pour comprendre la règle du duet et de l'octet, il faut d'abord évoquer la notion de gaz noble ou rare. Un gaz noble est un élément chimique qui se trouve dans la dernière colonne du tableau périodique. C'est un élément qui est très stable car sa « **couche externe** » **d'électrons est pleine**.

**Règle du duet** : C'est le fait qu'un atome ou ion est stable lorsque sa couche externe est remplie avec deux électrons. Elle ne fonctionne que pour l'hydrogène et l'hélium.

**Règle de l'octet** : C'est le fait qu'un atome ou ion est stable lorsque sa couche externe est remplie avec huit électrons.

Par exemple, l'oxygène possède 6 électrons de valence. Cet atome doit alors respecter la règle de l'octet. Ainsi, dans une molécule, il pourra réaliser **2 liaisons** avec un autre atome ou deux autres atomes. On peut citer la molécule d'eau,  $H_2O$ , où l'atome d'oxygène est lié à 2 atomes d'hydrogène par une liaison simple.

Toujours dans le cas de cette molécule, on peut expliquer pourquoi l'atome d'hydrogène ne réalise qu'une liaison avec un atome d'oxygène. L'hydrogène, contrairement aux autres atomes, doit respecter la règle du duet. Cet atome, entouré d'un seul électron, va donc chercher à se stabiliser en se liant à un autre atome par une liaison simple. On comprend ainsi pourquoi la molécule d'eau est organisée de cette manière.



## Exercices

**Exercice 1 :** Les tuteurs du tutorat santé ne se souviennent plus très bien de leur cours de chimie de lycée. Ils ont besoin de vous pour leur expliquer un cours d'atomistique. Afin d'être au point, répondez aux questions suivantes :

H																			He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		

1) À l'aide du tableau périodique, donner le numéro atomique et le nombre d'électrons des atomes de carbone, de chlore, de fer et du cuivre.

.....  
 .....

2) Calculer le nombre de neutrons des atomes d'aluminium, de phosphore et de fluor sachant que le nombre de masse est respectivement de 27, 31 et 19.

.....  
 .....

3) À l'aide du tableau périodique, déterminer le nombre d'électrons de valence des atomes d'azote, de potassium, d'argon et de soufre.

.....  
 .....

**Exercice 2 :** On attaque la partie la plus difficile de ce cours, on ne va pas trop rentrer dans les détails.

Dans la liste des atomes suivants et avec l'aide du tableau périodique, relier les atomes avec le chiffre correspondant au nombre de liaisons qu'ils peuvent réaliser.

He	H	O	C	Ne	N	Li	Mg	Be	Cl	F
	0		1		2		3		4	





## Chapitre 8 – L'ion : l'atome qui joue au loto

Les atomes sont toujours neutres car ils sont porteurs d'autant d'électrons que de protons. Cependant, certains atomes peuvent **gagner ou perdre des électrons** et former des ions.

**Anion** : C'est un atome qui a **gagné** un ou plusieurs électrons, il portera une ou plusieurs charges négatives.

Exemple : L'ion Cl<sup>-</sup> (chlorure) est un anion.

**Cation** : C'est un atome qui a **perdu** un ou plusieurs électrons, il portera une ou plusieurs charges positives.

Exemple : L'ion K<sup>+</sup> (potassium) est un cation.

### Exercice

Colorier les cations en rouge et les anions en bleu :



## Chapitre 9 – Nomenclature : comment choisir le nom de sa molécule ?

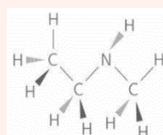
Cette première partie de cours est dédiée aux différentes façons d'écrire une molécule. On distingue les formules brutes, semi-développées, semi-développées planes et topologiques.

**Formule brute :** C'est la représentation la plus simple en chimie. Elle indique simplement quels sont les atomes portés par la molécule et leur nombre.

Exemple :  $C_6H_{14}$

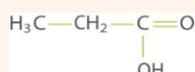
**Formule développée plane :** Cette représentation permet de se faire une idée de l'agencement des atomes entre eux pour former la molécule. Toutes les liaisons entre les atomes sont représentées.

Exemple :



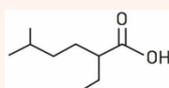
**Formule semi-développée :** Cette représentation est une simplification de la formule développée plane. En effet, on représente toujours les différents atomes constituant la molécule ainsi que leur liaison, mais on ne représente pas les liaisons entre les carbones et les hydrogènes.

Exemple :



**Formule topologique :** Avec les deux formules précédentes, c'est la plus simplifiée, dans le sens où les liaisons entre deux carbones sont représentées par des bâtons, et les liaisons entre carbone et hydrogène ne sont pas représentées. Les seuls atomes qui sont représentés sont ceux des fonctions chimiques.

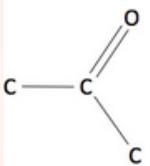
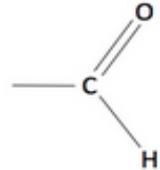
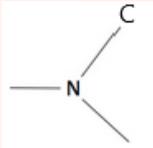
Exemple :



Cette deuxième partie de cours va se présenter sous la forme d'un tableau, ce qui sera plus simple pour vous permettre de vous familiariser avec les principales fonctions retrouvées dans les molécules organiques.

Fonction	Définition	Exemple
<b>Acide carboxylique</b>	Molécule avec un carbone qui est à la fois relié à un groupement OH par une simple liaison et à un O par une double liaison. On dit qu'elle porte un <b>groupement carboxyle</b> .	
<b>Ester</b>	On dit que c'est un dérivé d'acide carboxylique. On a toujours un carbone relié à un groupement OH par une simple liaison et à un O mais cette fois-ci par une simple liaison car cet atome d'O se poursuivra par une chaîne carbonée (plusieurs carbones).	
<b>Alcool</b>	C'est simplement une molécule dont un carbone est porteur d'un groupement OH, dit <b>hydroxyle</b> .	

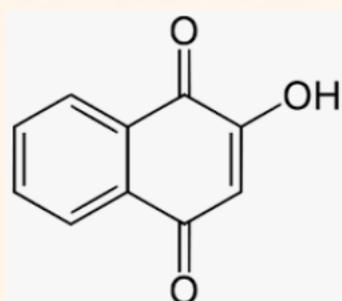
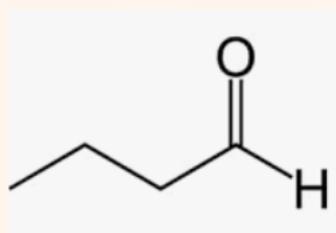
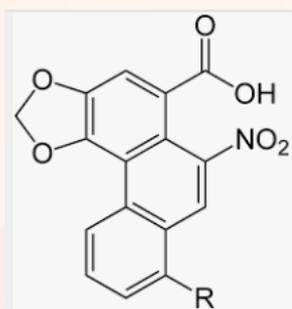


<b>Cétone</b>	C'est une molécule dont le groupe fonctionnel est un carbonyle, c'est-à-dire un carbone relié à un atome d'oxygène par une double liaison. Cependant, il ne faut pas confondre cette fonction avec l'aldéhyde. La différence entre les deux est que le carbone qui porte l'atome d'oxygène n'est <b>PAS</b> en bout de chaîne.	
<b>Aldéhyde</b>	C'est un petit peu comme une molécule avec une fonction cétone, la seule différence est que le carbone qui porte l'oxygène est situé <b>en bout de chaîne</b> .	
<b>Amine</b>	C'est une molécule avec un carbone porteur d'un atome d'azote, lui-même relié à des atomes d'hydrogène ou à d'autres carbones. Selon le nombre de carbones liés à l'atome d'azote, on dira que la fonction est dite amine primaire, secondaire ou tertiaire.	

### Exercice

**Identifier les fonctions présentes dans les molécules ci-dessous :**

*Rappel, ces formules sont des formules topologiques, les hydrogènes ne sont pas représentés et les liaisons carbones-carbones sont représentées par des traits.*



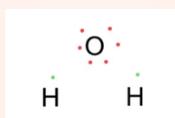
## Chapitre 10 – Lewis : le morse de la nomenclature

### Définition :

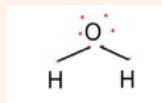
La **formule de Lewis** est une représentation où tous les **électrons de la couche de valence** sont représentés. Cette représentation fait alors apparaître des **liaisons** simples, doubles ou triples entre les atomes d'une molécule, mais également des **doublets non liants** sur certains atomes.

### Exemple :

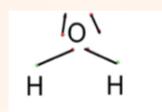
Entraînons-nous sur la molécule d'eau ( $H_2O$ ). Pour l'hydrogène, étant donné qu'il se trouve dans la première colonne du tableau périodique, nous savons qu'il a **un seul électron de valence** que nous représentons par un point. Pour ce qui est de l'oxygène, étant dans la sixième colonne, nous allons représenter 6 points autour de lui, cela nous donne :



Mais pour être entouré de huit électrons, il va falloir que l'oxygène se lie à deux autres électrons étant donné qu'il n'en a que six. Par ailleurs, nos deux atomes d'hydrogène vont également devoir chacun se lier à un électron pour être entouré par deux électrons. Ces liaisons nous emmènent à cette représentation :



Ce serait dommage de rester seuls pour ces quatre électrons restants de l'oxygène ! Ils vont alors se lier deux à deux pour former ce qu'on appelle des **doublets non liants** :





## Exercices

1. Donner le nombre d'électrons de valence des atomes ci-dessous :

- a) Chlore
- b) Phosphore
- c) Silicium
- d) Hélium
- e) Lithium

2. Représenter la formule de Lewis des molécules ci-dessous :

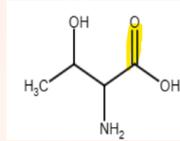
- a)  $\text{NH}_3$
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- b)  $\text{C}_2\text{H}_6$
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- c)  $\text{HCN}$
  
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- d)  $\text{CO}_2$

# Chapitre 11- Insaturation et isomérisation : apprendre à gérer ses molécules

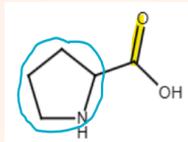
Une insaturation correspond à un manque de 2 hydrogènes dans la molécule. Elle équivaut à une **double liaison** ou à un **cycle**. Si une **triple liaison** est présente, elle correspond à 2 insaturations.

Exemples :

- Thréonine : liaison double entre l'oxygène et le carbone = **1 insaturation**



- Proline : liaison double entre le carbone et l'oxygène + 1 cycle = **2 insaturations**



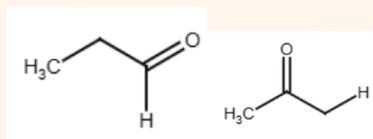
- Cyanure d'hydrogène : triple liaison entre le carbone et l'azote = **2 insaturations**



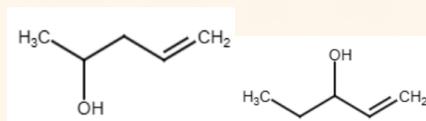
## Isomérisation

On dit que deux molécules sont **isomères** si elles contiennent la même formule brute (C<sub>n</sub>H<sub>m</sub>X<sub>n</sub>) mais une connexion entre les atomes différente. Du fait de leur structure spatiale différente, ces molécules ne possèdent donc pas les mêmes propriétés physico-chimiques. Les isomères de constitution diffèrent par l'enchaînement des atomes. Parmi eux, il existe par exemple l'isomérisation de fonction et de position.

- **Isomérisation de fonction** : la fonction n'est pas la même pour les molécules. On peut par exemple passer d'un aldéhyde (en bout de chaîne) à une cétone (en milieu de chaîne) :



- **Isomérisation de position** : les molécules ont la même formule moléculaire et la même fonction mais celle-ci se trouve à une position différente sur la chaîne carbonée.

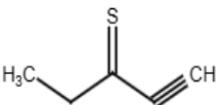
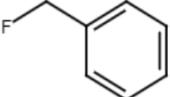
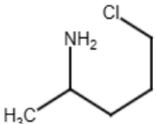
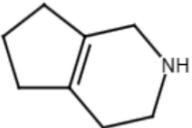


## Exercices

### Exercice 1 :

Einstein, ce grand génie des sciences, a fait appel à vous pour vous recruter dans sa nouvelle entreprise (oui il est encore en vie). Afin de vérifier que vous êtes aptes à bosser pour lui, il vous met au défi de repérer un maximum d'insaturations.

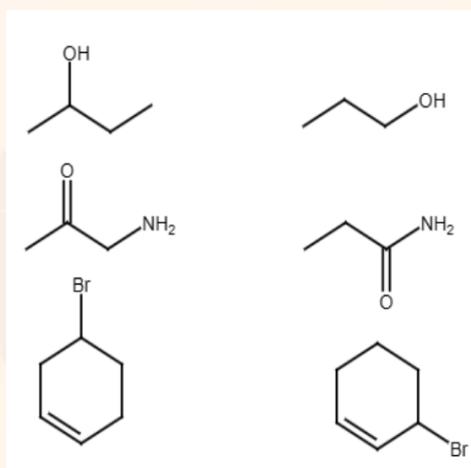
1) Entourer le nombre d'insaturations présentes dans les molécules suivantes.

Molécule	Nombre d'insaturations					
	0	1	2	3	4	5
	0	1	2	3	4	5
	0	1	2	3	4	5
	0	1	2	3	4	5

### Exercice 2 :

Maintenant qu'Einstein est séduit par votre talent, il vous envoie en mission sur les isoméries.

1) Relier les couples de molécules à leur type d'isomérie.



# Biomécanique

Ce chapitre est une introduction de ce qui vous attend lors de votre année de LAS. Il s'agit d'une matière à part entière que vous reverrez plus tranquillement en cours.

## Les muscles

Il existe 2 grands types de muscles dans le corps humain : les muscles **lisses** et les muscles **striés**.

Les muscles lisses sont les muscles de la **vie végétative**, ils sont **indépendants de notre volonté**. C'est-à-dire qu'ils se contractent sans que l'on soit à l'origine de la contraction. Ex : muscles des viscères, muscles des vaisseaux sanguins.

Les muscles striés sont les muscles de la **vie animale**, ils sont **dépendants de notre volonté**. C'est-à-dire que nous sommes à l'origine de leur contraction. Ce sont par exemple les quadriceps, ou le biceps. On les appelle les muscles striés car ils sont **constitués de stries** perpendiculaires à la fibre musculaire. Une fibre musculaire est considérée comme **une cellule musculaire**.

Afin de contrôler les mouvements de ces muscles striés, le cerveau génère un message nerveux qui se propage le **long de fibres nerveuses de la moelle épinière** et finit au niveau des fibres musculaires.

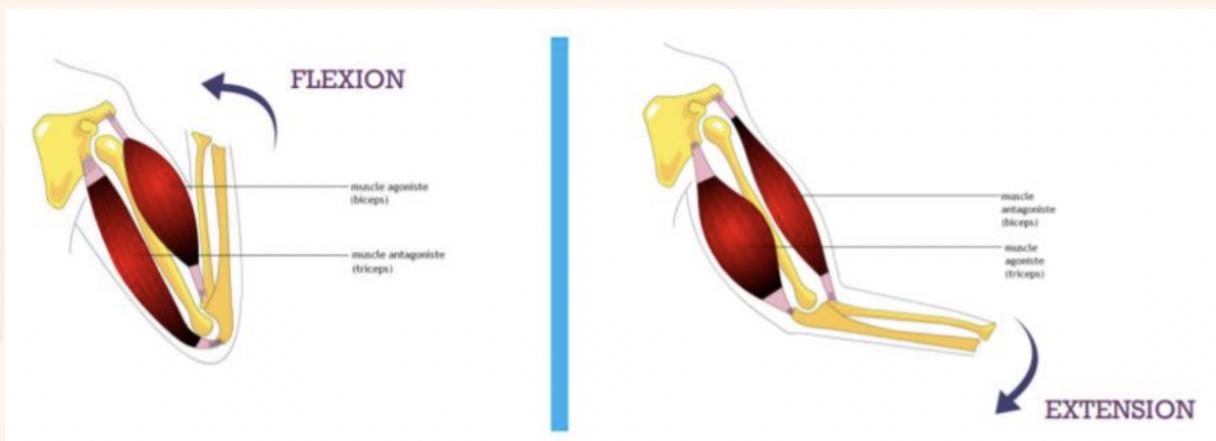
## Les actions musculaires

Lors d'un mouvement volontaire, deux types de muscles sont mis en jeu : le muscle **agoniste** et le muscle **antagoniste**.

Le muscle **agoniste est à l'origine de la contraction**, donc responsable du mouvement. Ainsi, lors de ce mouvement, les fibres musculaires qui le composent vont se **raccourcir**.

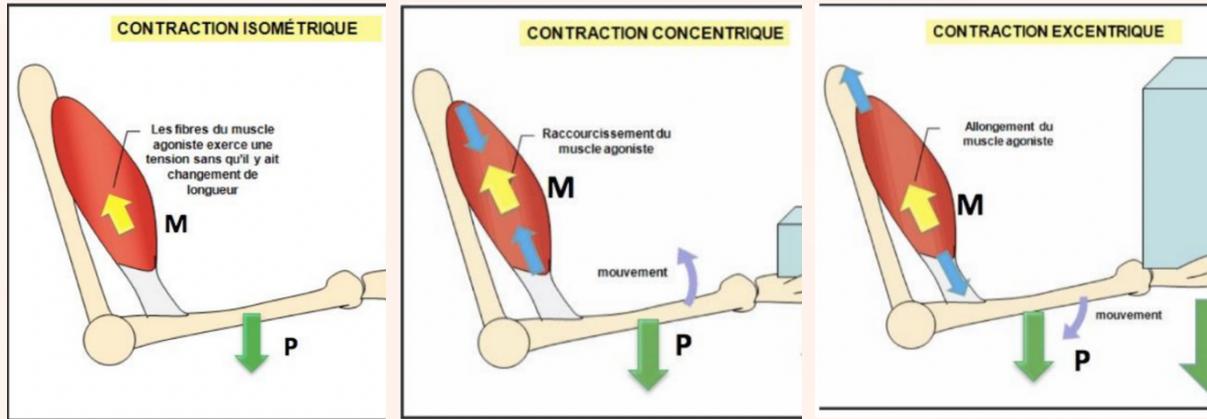
Le muscle **antagoniste** est activé de manière **réflexe** lors du même mouvement. Les fibres musculaires qui le composent vont alors **s'allonger**.

Attention, un même muscle peut être à la fois agoniste et antagoniste, cela **dépend du mouvement**. Lors d'une **flexion** du coude, le **biceps va se raccourcir** : il est **agoniste**. Lors d'une **extension** du coude, le **biceps va s'allonger** : il est **antagoniste**.



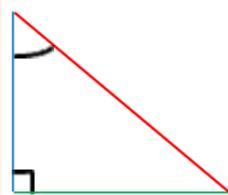
Il existe **3 types d'action musculaires** : contraction **concentrique**, contraction **excentrique** et contraction **isométrique** :

- Contraction **concentrique** : le muscle agoniste va se **raccourcir**.
- Contraction **excentrique** : le muscle agoniste va **s'allonger**.
- Contraction **isométrique** : le muscle agoniste va se **contracter sans changer de longueur**.



### Notions de trigonométrie

Dans un triangle rectangle, il existe **3 côtés** :



- **L'adjacent**, qui est collé à l'angle
- **L'opposé**, qui regarde l'angle
- **L'hypoténuse**, le plus grand côté du triangle

Lorsqu'on connaît la valeur d'un angle, ainsi que la longueur d'un des 3 côtés, il est possible de calculer la valeur d'un deuxième côté grâce à la trigonométrie. Il existe ces **3 formules à connaître** :

$$\cos = \frac{\text{Adjacent}}{\text{Hypothénuse}}$$

$$\sin = \frac{\text{Opposé}}{\text{Hypothénuse}}$$

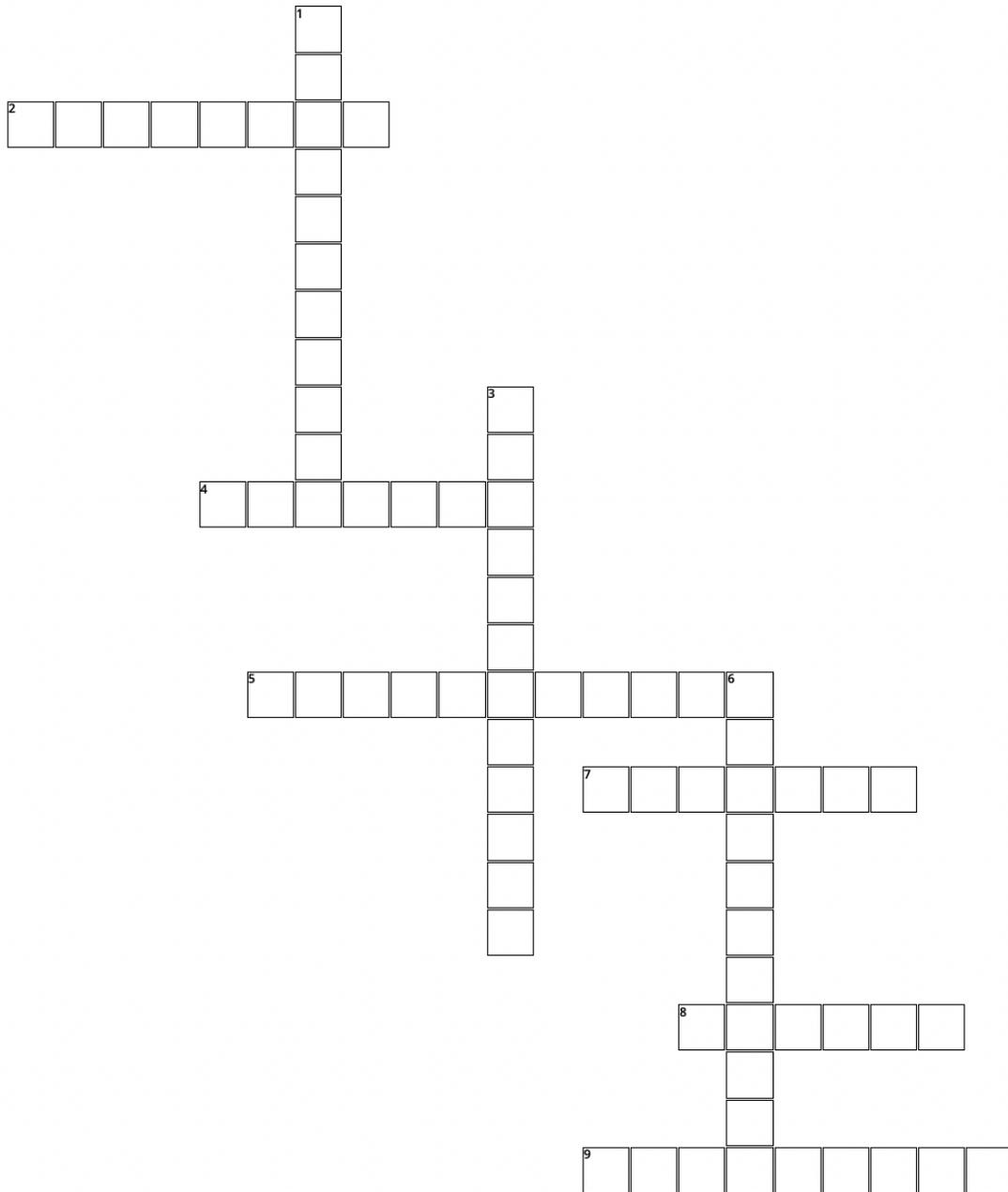
$$\tan = \frac{\text{Opposé}}{\text{Adjacent}}$$





## Exercice

### Exercice 1 : mots croisés



#### Horizontal

2. Est activé volontairement lors d'une contraction musculaire
4. La force développée par l'agoniste est supérieure à celle de la charge
5. Action musculaire où l'articulation est à l'équilibre
7. Se contracte lors d'un mouvement d'extension du coude
8. Se contracte lors d'un mouvement de flexion du coude
9. La force développée par l'agoniste est inférieure à celle de la charge

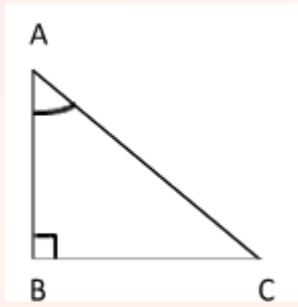
#### Vertical

1. Est activé par réflexe lors d'une contraction musculaire
3. Action musculaire où les fibres de l'agoniste se raccourcissent
6. Action musculaire où les fibres de l'agoniste s'allongent





**Exercice 2** : soit le triangle rectangle ci-dessous, complétez les informations manquantes.



$$\widehat{BAC} = 30^\circ$$
$$AC = 13\text{cm}$$

- $\cos = \frac{\dots}{AC}$
- $\sin = \frac{\dots}{AC}$
- $AB = \dots \times AC = \dots \text{ cm}$
- $BC = \dots \times AC = \dots \text{ cm}$





# Présentation des matières du S1

## Biophysique

Il y a 11 heures de CM et 3 TDS (2 d'une heure et demie et un d'une heure). Il y a **7 chapitres** dont 2 que vous ne verrez qu'en TD, il n'y aura pas de CM sur ces chapitres là. Le nombre de chapitres peut faire peur mais il y a beaucoup de lien être eux donc pas de panique !

La biophysique est une **matière calculatoire** mais attention à ne pas négliger le cours ! Il y a également **beaucoup de questions de cours** pendant l'épreuve donc il y a des notions à connaître par cœur. Pour le côté calculatoire de la matière, c'est beaucoup d'entraînement. Le principe des exercices est quasiment toujours le même donc une fois que vous avez compris c'est bon, pour cela je vous conseille de commencer à faire des exercices le plus tôt possible. Au début vous pouvez les faire avec votre cours et vos formules, et au fur et à mesure essayez de faire sans. On a l'impression qu'il y a énormément de formules à connaître mais ça se fait vraiment bien, surtout si vous faites les exos avec votre cours au début, ça va rentrer tout seul ! N'hésitez surtout pas à faire et refaire les armes, colles, annales (il y a énormément d'entraînement proposé par le tutorat) c'est comme ça que vous allez y arriver ! Pour le côté par cœur ça se rapproche des autres matières, chacun sa méthode si vous préférez lire, écrire, réciter... Mais surtout rappelez-vous bien de ne pas négliger le cours. Vous pouvez aussi vous faire des flashcards pour les notions par cœur et même pour apprendre les formules ou les unités (important également, toujours au moins une ou deux questions sur les unités).

La biophysique est une matière qui aborde pas mal de notions différentes. Il y a donc 7 chapitres donc 3 qui sont liés sur **les notions de pH, réactions acidobasiques, titrage** (quelques notions déjà vues au lycée). Ensuite, on retrouve un chapitre sur **les bases de l'hémodynamique** dans lequel on aborde le débit sanguin, l'effet venturi, la pression... Un autre chapitre est la **physicochimie de l'état gazeux et liquide** (PVnRT, mole...) puis il y a deux chapitres sur **les compartiments liquidiens dans l'organisme et les bases physiques des déplacements en solution** qui eux abordent vraiment des notions nouvelles, donc les titres peuvent paraître assez vagues mais ça reste assez concret, et en ce qui concerne les bases physiques des déplacements c'est beaucoup d'applications de formules.

Le nombre de questions au partiel n'est pas fixe tous les ans mais c'est en général **entre 35 et 40 questions** (il y en a eu 40 en décembre 2023 et 35 en décembre 2024). Au partiel, la biophysique est combinée avec la biomécanique (même sujet et grille). L'épreuve dure 2 heures sachant que pendant ces deux heures vous devez faire la biophysique, la biomécanique, la chimie et la biochimie (1 seul bloc pour toutes ces matières) (ça peut paraître court mais je vous jure ça le fait vous n'inquiétez pas). Pour la biophysique, le nombre de bonnes réponses est de 1 à 5, mais sachant que c'est une matière calculatoire il y a beaucoup de questions à 1 seule réponse (ce n'est pas forcément précisé par les profs).

La biophysique est un peu vue comme la matière qui fait peur au semestre 1 mais ne partez pas avec cette idée-là, si vous commencez assez tôt à vous entraîner ce n'est pas forcément très compliqué. Il peut y avoir des notions un peu plus techniques à comprendre, et c'est normal si durant la semaine de stage préparatoire vous n'avez rien compris (je n'avais rien compris aussi) mais on est là pour vous expliquer donc n'hésitez pas à nous demander, bon courage ; )

*Clarisse POCHAT*  
*Votre Cheffe Biophysique*



## Biomécanique

C'est une petite matière du S1 qui n'est pas une matière indépendante car elle est fusionnée avec la biophysique lors des partiels.

En biomécanique, il y a 2 cours de 2 heures qui portent sur **2 chapitres** différents :

- Chapitre 1 : **Appareil musculo-squelettique**
- Chapitre 2 : **La physique Newtonienne**

Au partiels, la part de la biomécanique dans la matière (biophysique + biomécanique) reste relativement faible car il y'a **une dizaine de questions** de biomécanique pour environ 40-50 questions au total. Il peut y avoir entre 1 et 5 bonnes réponses.

La biomécanique comporte 2 types de questions différentes, il y a les questions de cours et les questions calculatoires. Pour réviser au mieux, il faut essayer de comprendre un maximum la logique du cours et ne pas hésiter à beaucoup s'exercer sur les différents calculs qui existent.

*Lilian TANQUERAY  
Votre Chef Biomécanique*

## Biochimie

- Las Bio : 10H d'enseignement (8h30 de CM + 1h30 de ED)
- Las Hb : 11H d'enseignement (9h00 de CM + 2H de ED)

Aux partiels, il y a une **vingtaine de questions** (souvent 20) avec 2 bonnes réponses uniquement en 30 min.

En biochimie, on étudie principalement **la structure et les fonctions des molécules** (pour les HB : structure des Acides aminés, des protéines...), **les métabolismes énergétiques** (Cycle de Krebs, glycolyse...) et **les voies métaboliques** (métabolisme des lipides).

- Schéma des voies métaboliques ++ / par cœur /

C'est une matière avec quelques différences entre les Bio et Hors bio au vu du contenu des cours des licences SV et SPS (les étudiants abordent déjà toute la biochimie structurale) ...

*Timéa DAVID  
Votre Cheffe Biochimie*

## Chimie

C'est une matière qui concerne les LAS Bio et hors bio. Elle comprend **5** chapitres soit presque 10h de cours.

Elle est dans la continuité de la spé physique-chimie du lycée. On retrouve des exercices à partir du **tableau périodique**, du raisonnement basé sur des **molécules**, reconnaître des **fonctions** sur des molécules et savoir les nommer, savoir représenter les **molécules en 3D** et selon différents points de vue...

Aux partiels, il y a environ **25 questions**, de 1 à 5 bonnes réponses, soit à peu près 30 min d'épreuve.



Plutôt une matière basée sur le raisonnement, le cours n'est « pas si compliqué », il faut ensuite répéter les exercices et les QCM pour s'entraîner.

*Garance MARTIN*  
Votre Cheffe Chimie

## SHS

6 chapitres pour les LAS Bio (SPS, SV), 9 chapitres pour les LAS Hors Bio. Chaque chapitre dure environ 2 heures.

La SHS est un mélange d'histoire et de philosophie en lien avec le domaine de la santé. Les cours vus au cours du semestre sont : **Phénomènes culturels en santé, Fondements de l'éthique** qui représente une partie très importante, **Santé et système de santé, Sociologie du corps et de la santé, Relation soignant/soigné, Déterminants de santé**, et pour les LAS BIO il y a en supplément : **Analyse et évolution historique de la PMA, Éthique de la recherche biomédicale et Bioéthique, génétique et génomique**. Tous ces cours traitent de notions théoriques et s'éloignent du domaine purement scientifique mais sont importants pour comprendre les enjeux sociaux, éthiques et humains dans le secteur médical. Il y a dans chacun de ces enseignements une partie d'histoire avec des auteurs et théories de leur époques qui permettent de comprendre l'évolution du sujet.

Aux partiels, pour les bio, il y a entre **40 et 50** questions en 1h et pour les hors bio **50 et 60** en 1h15. Avec 1 à 5 bonnes réponses par question.

Pour bien réussir il faut bien comprendre le cours, car on apprend la majorité en le comprenant, les notions d'éthique, consentement, relation soignant/soigné, système de santé par exemple ne sont pas très compliquées mais quand on comprend le principe on gagne beaucoup de temps sur les révisions. Il y a certaines choses à apprendre par cœur (nom des auteurs par exemple) donc les flashcards peuvent bien marcher, cartes mentales aussi, et surtout faire beaucoup de QCM et d'annales car il y a beaucoup de redondance dans les questions à l'examen.

*Augustin LEMOINE*  
Votre Chef SHS

## Physiologie

C'est une matière qui concerne les LAS Bio et hors bio. Elle comprend **2 chapitres (4 h de cours, 2 heures pour chaque cours)** :

- **Bases de la physiologie** : ça va concerner une première approche d'anatomie, avec un peu d'histoire de la physiologie. Aussi il y a la notion de milieu intérieur...
- **Thermorégulation** : concerne la thermorégulation, avec les concepts d'homéothermie et d'acclimatation... Mais aussi les mécanismes généraux (métabolisme de base...), la physique de la thermorégulation, les mécanismes de régulation, thermogénèse et thermolyse...

Aux partiels il y a entre **21 et 23 questions** (1 à 5 bonnes réponses). L'épreuve dure 30 min.

C'est une matière par cœur, donc lecture du soir et flashcard (quizlet, anki...). Bien apprendre les schémas car ils peuvent tomber aux partiels. Refaire les annales, les QCMS, les partiels blancs et les colles +++++.

*Lorine LECLERC*  
Votre Cheffe Physiologie





## Biodiversité

**Petite matière** du S1, elle est spécialement faite pour **les LAS Hors Bio**. Seulement **6h de CM** dans le semestre, ce qui fait **3 cours/chapitres** pour cette matière.

Au partiel, il y aura normalement **15 QCMs avec 1 à 5 bonnes réponses**, qui aborderont les **3 cours** vus durant le semestre. L'épreuve dure environ 15min, et a lieu en même temps que la physiologie.

Comme déjà dit, la Biodiversité est constituée de 3 cours :

- **Cours 1 : Changements climatiques et impacts sur les écosystèmes (partie 1)** : définition de la biodiversité et des écosystèmes, explication des changements climatiques ainsi que ses conséquences et ses effets néfastes sur les différents écosystèmes...
- **Cours 2 : Changements climatiques et impacts sur les écosystèmes (partie 2)** : suite du cours mais avec un autre prof, explication des effets directs et indirects du changement climatique
- **Cours 3 : Biodiversité dans le monde microbien : Virus - Évolution – Conséquences** : définition sur les virus, virions, sur le fonctionnement des virus pour leur évolution, exemples des différentes épidémies virales (chaque année les exemples différents)

C'est une matière à par cœur. C'est une matière considérée comme « une des + faciles », car les notions sont très abordables, et les questions ne sont pas très compliquées au partiel. Généralement, les profs aiment beaucoup la récurrence.

Tips pour réviser la matière :

- Faire des Quizlets,
- Faire un max d'annales, de colles et de QCM hebdos et vous aurez fait 2 à 3 fois le tour de la matière ;)
- Et de réviser le soir, en mode « lecture passive »
- Pour le cours sur les virus, vous pouvez faire des schémas explicatifs résumant le cours (méthode qui a fonctionné pour moi)

*Soumaya KEBEWAR  
Votre Cheffe Biodiversité*



QR CODE de la correction du cahier de vacances



QR CODE du Discord du tutorat santé Caen (pour poser vos questions :)

Si vous voulez nous contacter : [vp.stage.preparatoire@gmail.com](mailto:vp.stage.preparatoire@gmail.com)

*A bientôt !*

