

Chimie

Sommaire

1 Définitions	4
1.1 Concentration massique	4
1.2 Solubilité en masse	4
1.3 Masse volumique	4
1.4 Densité	4
1.5 Extraction	4
1.6 Mole	5
2 Médicament	6
2.1 Synthèse	6
3 Atome	7
3.1 Valeurs	7
3.2 Rayon	7
3.3 Désignation	7
3.4 Structure électronique	8
3.5 Ion	10
3.6 Propriétés	10
3.7 Tableau des éléments chimiques	13
3.8 Liaison chimique	15
4 Molécule	15
4.1 Définition	15
4.2 Désignation	15
4.3 Représentation	16
4.4 Géométrie, forme	16
4.5 Stéréochimie	16
5 Alcanes	18
5.1 Groupes caractéristiques	18
6 Solide	19
7 Réaction chimique	19
7.1 Oxydoréduction	19
7.2 Tableau d'avancement	20
7.3 Combustion	21
7.4 Oxydation	21
8 Acide et base	23
8.1 Définition	23
8.2 pH	23
8.3 Réaction acido-basique	24
8.4 Equilibre acido-basique	25
8.5 Constante d'acidité	25
8.6 Acides α -aminés	26
8.7 Cinétique chimique	26
8.8 Types de réactions	26
9 Titrage acide/base	27
9.1 Définitions	27
9.2 Schéma	28
9.3 Réaction	28
10 Conductimétrie	29
10.1 Conductivité	29
10.2 Tableau de variation de la conductivité	30

11 Spectrophotométrie	30
11.1 Spectroscopie UV-visible	30
11.2 Spectroscopie infrarouge	31
11.3 Logigramme	32
11.4 Spectroscopie RMN	32
11.5 Déplacement chimique	32
11.6 Impulsions	32
12 Liens	35

1 Définitions

(1) atomes, qu'on ne peut couper

La chimie est l'étude des atomes⁽¹⁾, des molécules, et des réactions chimiques.

On appelle **corps pur** une matière ne comportant qu'une **espèce chimique**, à la différence d'un mélange ou d'une solution. Il peut être :

- **simple** : une substance neutre composée d'un seul élément ;
- **composée** : une substance neutre composée de 2 éléments ou plus.

Une **solution** est un mélange homogène (une seule phase) résultant de la dissolution d'un ou plusieurs solutés dans un solvant.

On appelle **solutés** les espèces minoritaires pour les solutions liquides.

On appelle **solvant** une substance liquide qui peut dissoudre une autre substance sans la modifier chimiquement et sans se modifier. Dans une réaction, les réactifs peuvent alors être en contact.

Un milieu **aqueux** est une solution dont le solvant est l'eau.

Un **substrat** est une substance, généralement solide, utilisée comme base et sur laquelle on dépose des réactifs afin d'y provoquer une réaction chimique formant des produits. Le substrat contient déjà au moins l'un des réactifs nécessaires à la réaction.

Exemple :

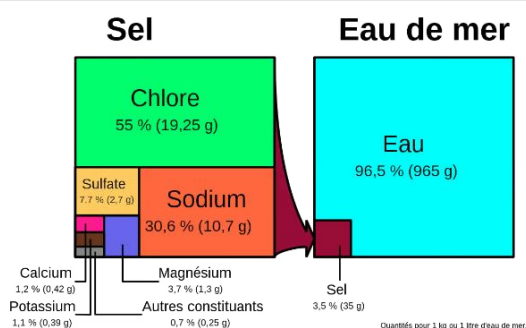
L'eau est un corps pur et un solvant.

L'air un mélange.

L'eau acide H^+ .

L'eau dure Ca^{2+} et Mg^{2+} .

L'eau de mer Na^+ et Cl^- .



1.1 Concentration massique

La **concentration massique** d'un soluté est égale à la masse de soluté dissous par litre de solution $[g/L]$, $[kg/m^3]$.

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

1.2 Solubilité en masse

La **solubilité en masse** d'une espèce chimique dans un solvant est la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre par litre de solution $[g/L]$, $[kg/m^3]$.

1.3 Masse volumique

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρ masse volumique $[kg/m^3]$, m masse $[kg]$, V volume $[m^3]$.

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg/m}^3$$

1.4 Densité

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

Matériaux	fer	carbone	acier	plomb	aluminium	cuivre	étain	bronze
Densité	7,8	2	7,8	11,3	2,7	8,9	7,3	8,5

1.5 Extraction

Pour extraire une espèce chimique, on peut utiliser :

- expression : pression ;
- macération : solvant froid ;
- infusion : eau bouillante ;
- décoction : cuisson dans de l'eau.

1.6

Mole

(1) moles, bloc, masse

1 mole de grain de maïs recouvrirait les USA de 14,5 km d'épaisseur.

La mole désigne la grande masse macroscopique en opposition à la molécule qui désigne la petite masse microscopique.

$1 N_A = \frac{1}{u}$ avec u en [g]

Le nombre d'Avogadro, sans unité, est la valeur numérique de la constante d'Avogadro $[mol]^{-1}$.

C'est un facteur d'échelle entre le nombre d'entité $N \in \mathbb{N}$ et le nombre de mole $n \in \mathbb{R}^+$:

$$N = N_A n$$

On utilise la notion de mole parce que dans une réaction chimique il n'y a pas égalité de masse, mais une mole de gaz va réagir avec une mole liquide.

(2) On utilise cette unité pour éviter de manipuler des nombres trop petits.

Une **mole**⁽¹⁾ est l'unité de quantité de matière, c'est le nombre d'atomes dans 12 g de ¹²C. C'est une unité sans dimension. La constante d'Avogadro $[mol]^{-1}$ est :

$$1 N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomes/mol}$$

$$1 \text{ mole} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Exemple :

Dans 1 kg de plomb, il y a n moles d'atomes de plomb :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ kg}}{207,2 \text{ u}} = \frac{1 \text{ kg}}{207,2 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 2,9 \cdot 10^{24} = \frac{2,9 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ mol} = 4,8 \text{ mol}$$

Avec M la masse molaire, la masse d'une mole de la substance.

1 u ou 1 uma⁽²⁾ est le **douzième de la masse d'un atome de carbone 12**.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Concentration molaire

$$C_M = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$C_M = \frac{c_m}{M}$$

$$C_{MX} = [X]$$

c concentration molaire ou molarité [mol/L], [mol/m³].

Exemple :

On dispose d'un flacon de 250 mL de chlorure de magnésium $MgCl_2$ anhydre de 212 g pur à 90%. Déterminer sa quantité de matière puis la concentration molaire. $M_{MgCl_2} = 95,205 \text{ g/mol}$

$$m_{MgCl_2} = 0,9 m_{\text{pesée}} = 0,9 \cdot 212 = 190,8 \text{ g}$$

$$n_{MgCl_2} = \frac{m_{MgCl_2}}{M_{MgCl_2}} = \frac{190,8 \text{ g}}{95,205 \text{ g/mol}} \approx 2 \text{ mol}$$

$$C_{m MgCl_2} = \frac{m_{MgCl_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{0,1908 \text{ kg}}{0,250 \text{ L}} = 0,763 \text{ kg/L}$$

$$C_{M MgCl_2} = [MgCl_2] = \frac{C_{m MgCl_2}}{M} = 8,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

On peut aussi faire le calcul suivant :

$$C_{M MgCl_2} = \frac{n_{MgCl_2}}{V_{MgCl_2}} = \frac{2 \text{ mol}}{0,250 \text{ L}} = 8,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Molalité

$$b = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$$

b molalité [mol/kg], [mol/m³].

2 Médicament

(1) Qui guérit.

Un **médicament** est une substance industrielle utilisé comme **curatif**⁽¹⁾ ou **préventif** à l'égard des maladies. Il **modifie les fonctions physiologiques** par une action pharmacologique, immunologique ou métabolique.

Il contient :

- **Principe Actif (PA)** : il produit l'effet thérapeutique (aspirine, paracétamol, vitamine C...);
- **excipient** : substance auxiliaire qui facilite l'emploi, la mise en forme, la conservation et le goût du médicament. (amidon, eau, saccharose...)

Un médicament **générique** est une copie du médicament d'origine (princeps) dont le brevet est expiré.

Un médicament **homéopathique** est une escroquerie avec du sucre dans de l'eau, qui se base l'effet placébo.

La forme galénique est la forme de Galien, la forme médicamenteuse (sirop, comprimé, gélule, granulé, suppositoire...). La formulation du médicament dépend de l'assimilation du PA.

2.1 Synthèse

(2) synthesis, mettre ensemble

On appelle **synthèse**⁽²⁾ la préparation d'une espèce chimique à partir d'une autre espèce chimique (transformation, traitement, identification). Elle est modélisée par une équation de réaction.

L'hémisynthèse d'une molécule est effectuée à partir d'une espèce chimique naturelle ayant une structure proche : le précurseur.

Le rendement relatif r d'une synthèse est le quotient de la masse de produits $[g]$ sur la masse maximale théorique $[g]$ (avec une réaction totale) [%] :

$$r = \frac{m_{\text{produit exp}}}{m_{\text{produit th max}}}$$

Il est l'indicateur de l'efficacité d'une synthèse, les critères de comparaison peuvent être le coût, la toxicité, la durée, l'énergie consommée.

Exemple :

Transformation : dispositif de chauffage à reflux.

Traitement : refroidissement du ballon, extraction, évaporation du solvant.

Identification : mesure de la température de fusion.

3 Atome

Un **atome** est la plus petite particule d'un corps simple capable de se combiner chimiquement avec une autre.

3.1 Valeurs

Il y a un rapport 100 000 entre le rayon du noyau et de l'atome.

Attention c'est en kg, pas en g.

$$m_p = 1,0073 \text{ u}$$

3.2 Rayon

$$m_n = 1,0087 \text{ u}$$

Il y a un défaut de masse dû aux liaisons.

L'électron est 1836 fois moins massique que le proton.

- (1) nucleus, noyau
(2) proton, premier
(3) neutral, neutre

Si les protons étaient seuls, la force électromagnétique les repousseraient. L'association avec des neutrons permet des noyaux avec la force nucléaire forte.

(4) La masse atomique n'est pas tout à fait la masse des nucléons car on a consommé de la masse pour lier les nucléons entre eux.

A comme Atommasse, masse atomique en allemand.

(5) La masse atomique moyenne reflète l'abondance isotopique.

(6) Le numéro atomique est le numéro qui sert à classer les atomes par ordre croissant.

Z comme Kernladungszahl, numéro atomique en allemand

(7) isos, même topos, place

Même place dans le tableau périodique.

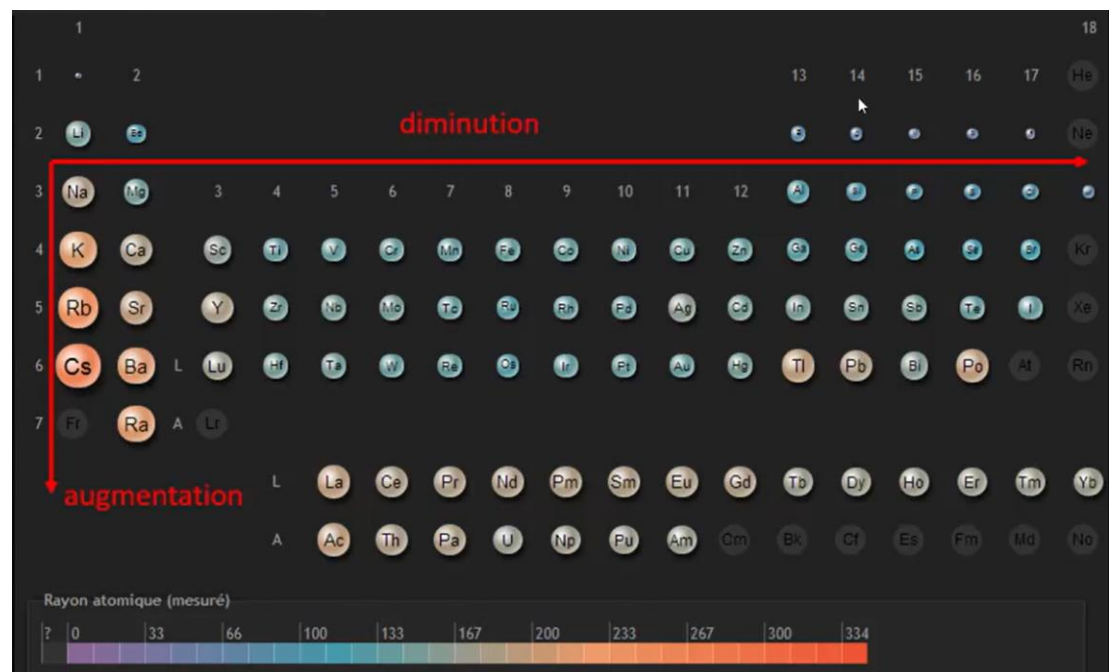
Il y a un $^{14}_6\text{C}$ sur 10^{12} atomes de carbone.

Particule	Notation	Masse [kg]	Charge [C]
Proton	p	$m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$
Neutron	n	$m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$	0
Electron	e-	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$	$-1,6 \cdot 10^{-19}$

On appelle **rayon atomique**, moitié de la distance entre 2 mêmes atomes.

De gauche à droite, le rayon diminue car le nombre de protons augmente et donc attire plus les électrons.

De haut en bas, le rayon augmente car on passe à une orbite électronique plus grande, ce phénomène est prépondérant sur le précédent.



3.3 Désignation

Un **nucléon**⁽¹⁾ est un **proton**⁽²⁾ ou un **neutron**⁽³⁾.

Un **atome** est une substance élémentaire chimique, pure et indissociable.

Un noyau atomique est noté :



X est le symbole de l'atome.

A est la **masse atomique**⁽⁴⁾ moyenne⁽⁵⁾, le nombre de **nucléons**.

Z est le **numéro atomique**⁽⁶⁾, le nombre de **proton**.

Le **nombre de neutron** est $N = A - Z$.

Un atome est électriquement neutre, mais pas un ion.

On appelle **élément chimique** ${}_Z\text{X}$ les atomes qui ont le même Z et ont donc le même symbole X dans le tableau périodique des éléments.

La **masse atomique relative** est $A_{\%} = \frac{A}{1u}$.

Exemple :

$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$ a 13 protons, 14 neutrons, et 10 électrons.

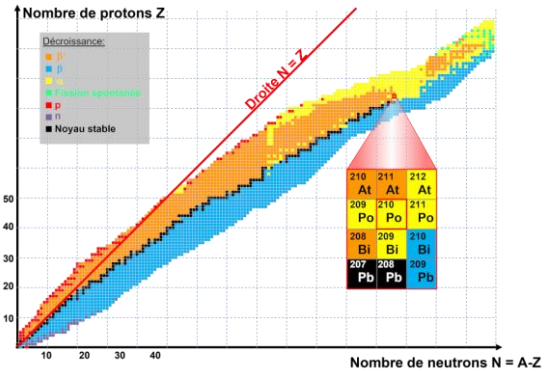
$^{12}_6\text{C}$, $^{13}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$ sont des isotopes⁽⁷⁾, on ajoute des neutrons.

Les propriétés des atomes étant principalement régies par leurs électrons, les **isotopes** d'un même élément chimique ont les mêmes propriétés physiques et chimiques.

La plupart des éléments chimiques présentent des isotopes stables, sinon ils sont instables, c'est-à-dire radioactifs.

Les isotopes stables sont les suivants :

L'**abondance isotopique** est le pourcentage qui représente la quantité relative d'un isotope d'un élément à l'état naturel.



3.4 Structure électronique

La **structure électronique de l'atome** est la répartition des électrons. L'énergie des électrons est quantifiée⁽¹⁾.

Les **électrons**⁽²⁾ se répartissent dans des couches électroniques selon la règle simplifiée de Klechkowski : s, p, d, f⁽³⁾.

Une **orbitale** est une région de l'espace caractérisée par une **forte probabilité** de présence des électrons ayant cet état.

Ils occupent les orbitales de plus faible énergie.

Chaque orbitale est définie par le **triplet (n, l, m_l)** :

- n : nombre de couches, nombre quantique principal ;
- l : nombre de sous-couches, nombre quantique azimutal $0 < l < n - 1$;
- m_l : nombre quantique magnétique $-l < m_l < l$

Une orbitale contient donc 2 électrons au maximum, avec des spins⁽⁴⁾ opposés.

(1) C'est pour cela qu'on parle de mécanique quantique.

(2) *electrum*, ambre

L'ambre frotté donne lieu à de l'électrostatisme.

(3) s, sharp (tranchant)

p, principal

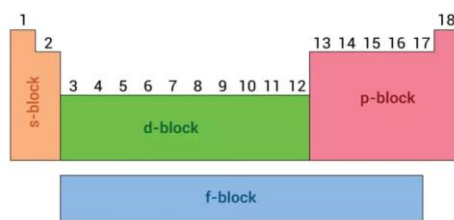
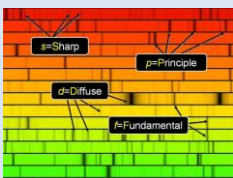
d, diffuse

f, fundamental

g, h, i ordre alphabétique

Ces noms historiques font référence aux formes des raies spectrales des photons émis lorsqu'un électron change de couche.

(4) spin, tourner



n=1	n=2	n=3	n=4
l=0 m=0	l=0 m=0	l=0 m=0	l=0 m=0
	l=1 { m=-1, m=0, m=+1 }	l=1 { m=-1, m=0, m=+1 }	l=1 { m=-1, m=0, m=+1 }
		l=2 { m=-2, m=-1, m=0, m=+1, m=+2 }	l=2 { m=-2, m=-1, m=0, m=+1, m=+2 }

n	l	Orbitales	Nombre
n=1	l=0	1 'orbitale m'	= 1
n=2	l=1	1+3	= 4
n=3	l=2	1+3+5	= 9
n=4	l=3	1+3+5+7	= 16
n=5	l=4	1+3+5+7+9	= 25
n=6	l=5	1+3+5+7+9+11	= 36
n=7	l=6	1+3+5+7+9+11+13	= 49
n=8	l=7	1+3+5+7+9+11+13+15	= 64
n=9	l=8	1+3+5+7+9+11+13+15+17	= 81
n=10	l=9	1+3+5+7+9+11+13+15+17+19	= 100

Avec le spin → $2n^2$

n=1	→ K = 2
n=2	→ L = 8
n=3	→ M = 18
n=4	→ N = 32
n=5	→ O = 50
n=6	→ ...
n=7	→ ...
n=8	→ ...
n=9	→ ...
n=10	→ ...

l'atome de Bohr !!

(1) Le nuage électronique de la molécule a un niveau d'énergie plus bas que la somme des nuages électroniques des atomes.

Les **électrons de valence** sont les électrons situés sur la couche électronique externe, les autres sont les électrons de cœur. Seuls les électrons de valences participent aux réactions chimiques.

Une **liaison covalente**⁽¹⁾ est une liaison entre 2 atomes où chaque atome met en commun un électron de valence pour former un **doublet liant**.

Dans une molécule, les atomes mettent en commun leurs électrons de valence pour acquérir la **structure stable du gaz noble le plus proche**.

1																2
1	2									3	4	5	6	7	8	
1	2									3	4	5	6	7	8	
1	2									3	4	5	6	7	8	
1	2									3	4	5	6	7	8	
1	2									3	4	5	6	7	8	
1	2									3	4	5	6			

3.5 Ion

Un **cation** est un ion positif, qui a perdu un ou des électrons, avant la 14ème colonne.

Exemple :



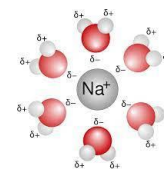
Un **anion** est un ion négatif, qui a gagné un ou des électrons, après la 14ème colonne.

Exemple :



On parle d'ion **monoatomique** ou **polyatomique**.

Un **sel** est un ensemble de composés ioniques (c'est-à-dire une association de molécules qui ne sont pas électriquement neutres) formant un composé électriquement neutre.



Solvatation des ions

On parle de solvatation des ions lorsque les ions s'entourent de molécules d'eau, ils sont dit solvatés, ou hydratés (aq) si le solvant est l'eau.

Concentration des ions

$$[A^{b+}] = \frac{n_{A^{b+}}}{V}$$

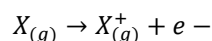
$$[B^{a+}] = \frac{n_{B^{a+}}}{V} \quad \text{en mol/L}$$

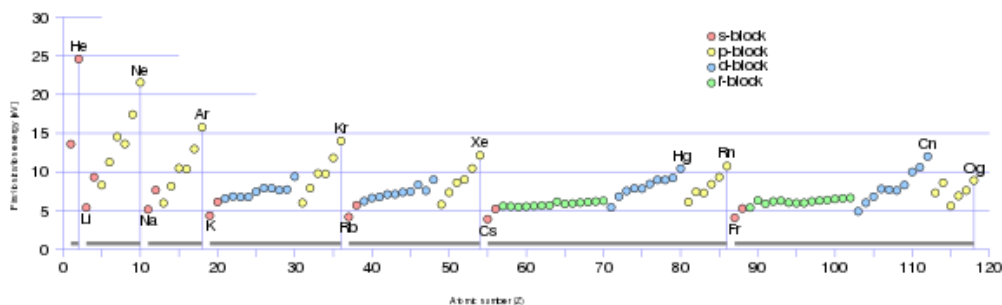
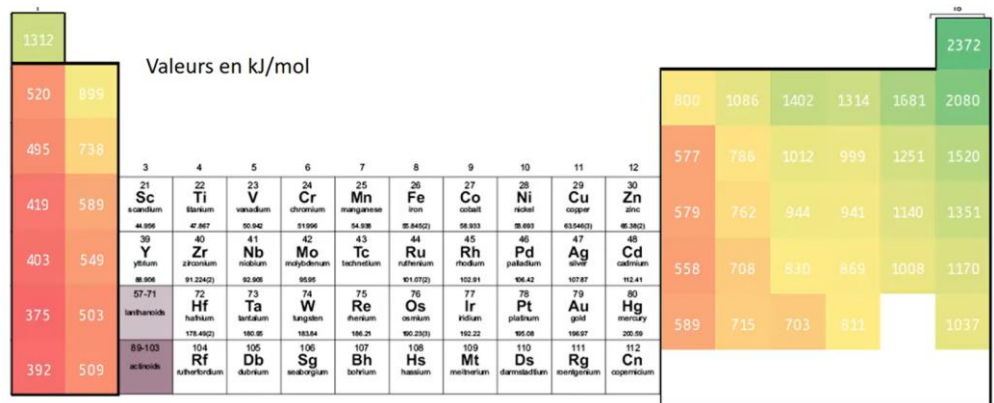
3.6 Propriétés

Energie de 1ère ionisation

L'**énergie de 1ère ionisation** est l'énergie nécessaire pour **arracher l'électron le moins lié** à un atome isolé, elle est positive.

L'énergie de 1ère ionisation des alcalins est faible, ils forment des cations monovalents.



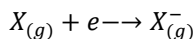


L'énergie de ionisation des électrons suivant (2eme, 3eme, 4eme) est de plus en plus grande car les électrons sont plus proches du noyau.

L'énergie maximale que peut avoir un électron est 0, il est alors libéré. Elles sont comptées négativement.

Affinité électronique

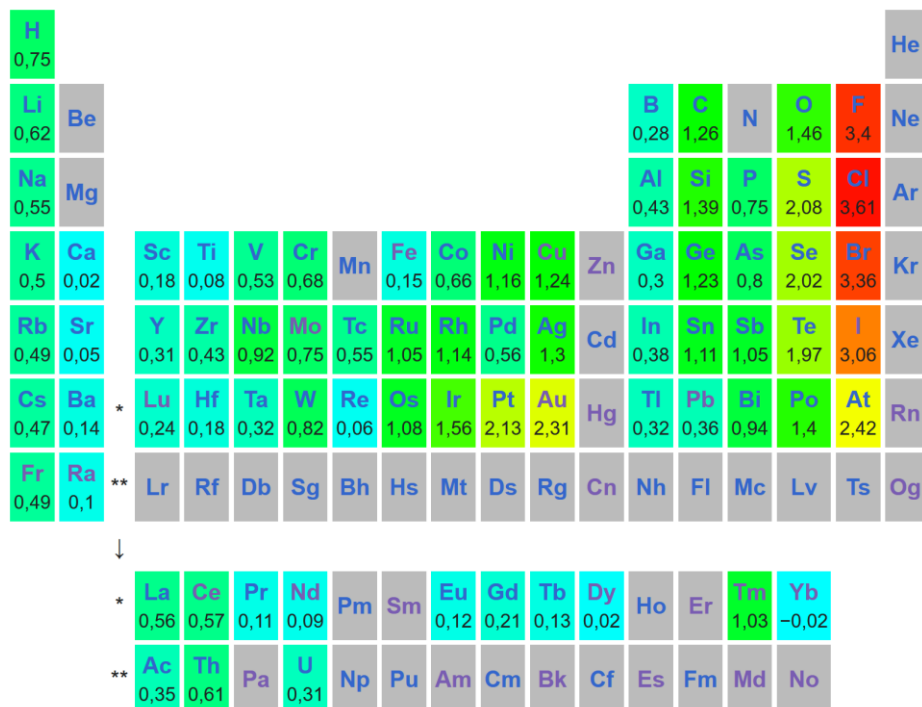
L'affinité électronique AE est l'énergie libérée quand on ajoute un électron par un atome isolé.



Plus l'affinité électronique est grande, plus la capture d'un électron par l'atome dégage de l'énergie et plus l'ion négatif résultant est stable.

Plus on va à droite, plus il y a de proton et donc plus l'énergie est grande.

Plus on va en haut, plus on se rapproche du noyau et donc plus l'énergie est grande.



Electronégativité

L'**électronégativité EN** ou **X** est une grandeur positive qui traduit la tendance d'un atome à **attirer les électrons**.

Elle va de **0,70 Francium** à **3,98 Fluor**.

H 2,2																			He
Li 0,98	Be 1,57										B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98				Ne
Na 0,93	Mg 1,31										Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16				Ar
K 0,82	Ca 1	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr 3		
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6		
Cs 0,79	Ba 0,89	* Lu 1,27	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2	At 2,2	Rn 2,2		
Fr 0,7	Ra 0,9	** Lr 1,3	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		
		↓																	
		* La 1,1	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm 1,13	Sm 1,17	Eu 1,2	Gd 1,2	Tb 1,2	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb 1,1				
		** Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,38	Np 1,36	Pu 1,28	Am 1,13	Cm 1,28	Bk 1,3	Cf 1,3	Es 1,3	Fm 1,3	Md 1,3	No 1,3				

Sur une même **ligne**, plus il y a de protons plus les électrons sont attirés par le noyau.

Sur une même **colonne**, moins il y a de couches électroniques, plus les électrons sont attirés par le noyau. La force d'attraction diminue en r^2 . Les électrons de la couche $n - 1$ repoussent ceux de la couche n .

Le type de **liaison** entre 2 atomes dépend de la **différence d'électronégativité ΔX** :

- $\Delta X < 0,4$: **liaison apolaire**.
- $0,4 < \Delta X < 2$: **liaison polaire** (ou **polarisée**)
- $2 < \Delta X$: **liaison ionique**, le doublet d'électron est capté par l'atome le plus électronégatif, il porte une charge négative, l'autre positive.

Dans une liaison, l'atome le plus électronégatif a une charge partielle positive δ^- et l'autre une charge partielle positive négatives δ^+ .

Une molécule est **polaire** si les barycentres G^+ et G^- des δ^+ et δ^- sont distincts.

Exemple :

Le cyclohexane C_6H_{12} est apolaire

L'eau H_2O est un solvant polaire.

Les molécules polaires sont très solubles dans un solvant polaire.

Les molécules apolaires sont très solubles dans un solvant apolaire.

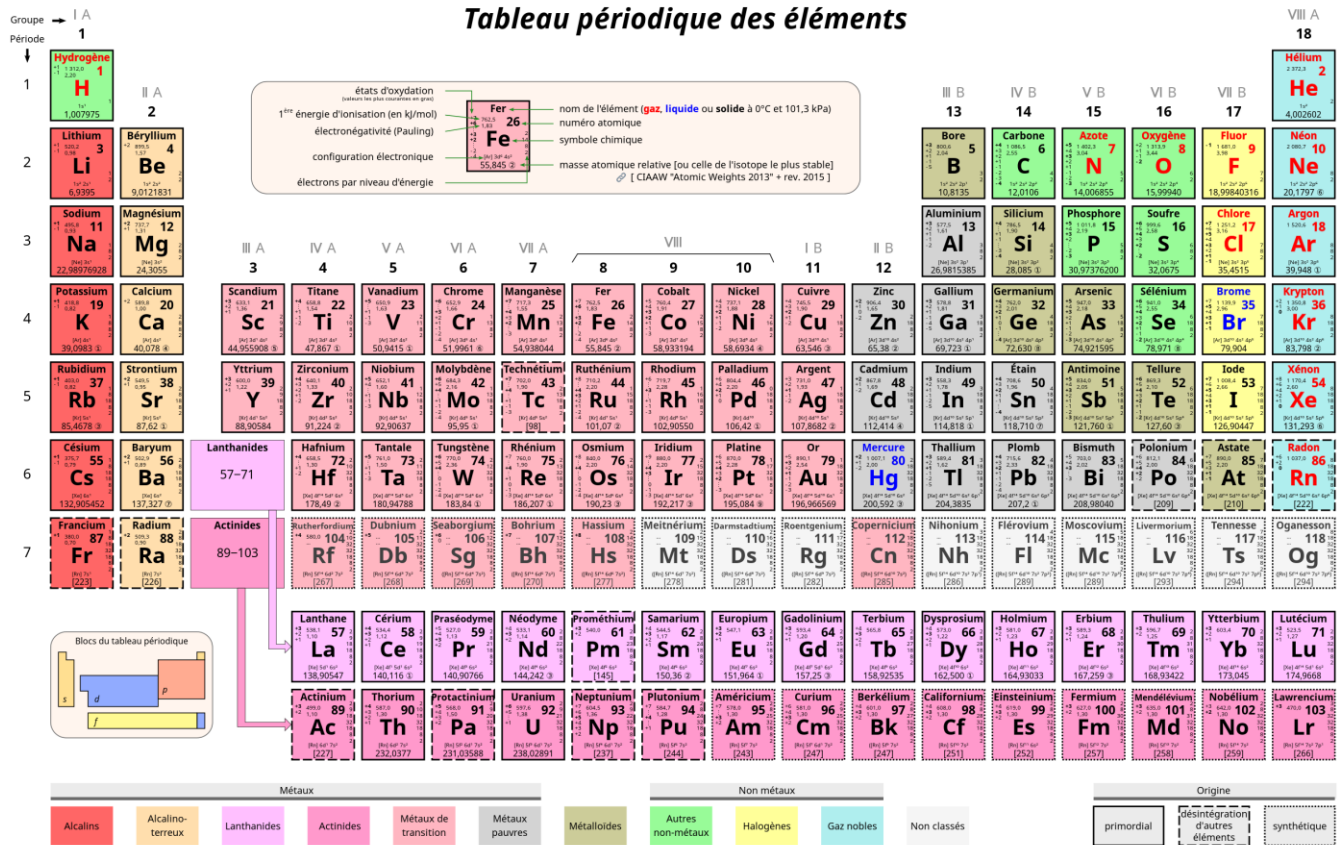
On parle de molécules amphiphile lorsqu'elles ont une partie polaire hydrophile et une partie apolaire lipophile.

Exemple :

Le savon : COO^- polaire, C-C et C-H apolaire

Les acides carboxyliques sont solubles dans les solvants organiques, ils sont solubles dans l'eau quand la chaîne est courte.

3.7 Tableau périodique des éléments chimiques



Il y a 2 lettres si la première est déjà prise selon le nom latin, exemple :
 C : carbonium
 O : oxygenium
 Na : Natrium
 Au : Aurum en latin
 Sauf les exceptions historiques :
 N : Nitre, Nitrate de potassium, fumier et cendre
 K : al-Qalih,
 W : Wolfram, suie de loup
 Hg : On évite Me comme moi, Mr comme monsieur. Hydrargyros en grec.

(1) alkali, la soude (NaOH)
 L'hydrogène n'a pas les propriétés de conductivité d'un métal et n'est donc pas un alcalin.
 (2) Métaux de terre.
 (3) lanthanein, caché
 (4) aktinos rayon
 (5) chalcos, minerais
 (6) hals, sel, génos, origine, halogènes, qui crée du sel (NaCl)
 Gená, naissance
 Ou colonne de l'oxygène.
 (7) RnF₂ existe, donc il n'est pas inerte. Pareil pour Xe.

Classification

En 1869, le chimiste russe Dmitri Mendeleïev invente un tableau de classification systématique des éléments chimiques, 18 colonnes, 7 lignes.

On classe les éléments par nombre A de **nucléon** croissant, par **propriété chimique** identique périodique en colonne.

Il existe 118 éléments mais seul 92 (uranium) ont au moins un isotope stable non radioactif.

Dans une même ligne, les éléments ont les mêmes couches électroniques occupées. Une ligne est appelée **période**, car les propriétés de ses atomes se répètent périodiquement.

Dans une même colonne, les éléments ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe. Une colonne est appelée **famille** ou **groupe**.

Familles

La **première colonne**, les **alcalins**⁽¹⁾, sont des métaux qui ont tendance à perdre un électron pour avoir une couche externe complète. Ils ont une réaction violente et explosive au contact de l'eau. L'hydrogène n'est pas un alcalin. Ils forment des oxydes X₂O et des composés ioniques XCl.

La **deuxième colonne**, les **alcalino-terreux**⁽²⁾, utilisés en alchimie et décrivant les métaux qui résistent au feu, les oxydes de métaux alcalino-terreux demeurant solides à température élevée.

La **troisième colonne**, **Scandium Yttrium Lanthanides**⁽³⁾, sont la famille des terres rares.

Les **actinides**⁽⁴⁾, sont des métaux lourds.

L'**avant avant dernière colonne**, les **chalogènes**⁽⁵⁾, ont tendance à gagner 2 électrons pour avoir une couche externe complète.

L'**avant dernière colonne**, les **halogènes**⁽⁶⁾, ont tendance à gagner un électron pour avoir une couche externe complète. Ce sont des antiseptiques puissants (fluor dans le dentifrice, chlore dans les piscines, le brome et l'iode dans les désinfectants). Ils peuvent se combiner avec des métaux pour former des sels. Ils forment des halogénures HX, par réaction du corps pur simple X₂ avec l'hydrogène moléculaire H₂.

La **dernière colonne**, les **gaz nobles**⁽⁷⁾, ont une couche externe complète, ils sont donc très stable.

Hydrogène : hydro, eau, gennan, qui génère

Helium : hélios, soleil

Carbone : carbo, charbon

Azote : ázôtos, invivable

Oxygène : oxús, acide, génos, qui crée

Sodium : soda, soude

Silicium : silex

Phosphore : phosphorus, étoile du matin, parce que le phosphore émet une lumière blanche visible dans l'obscurité.

Soufre : swelplos, brûler

Chlore : khlôros, vert, couleur du dichlore.

Potassium : pottasche, cendres en pot

Fer : firmus, ferme

Cuivre : cyprus, chypre

Or : au-es, briller

Période 2 :

Lire Beaucoup Balzac Car Notre Orthographe Fait Négligée

Période 3 :

Napoléon Mangea Allègrement Six Poulets Sans Claquer d' Argent.

(1) Les métaux sont majoritaires dans le tableau.

Beaucoup de réactions chimiques font intervenir un atome de la partie gauche avec un atome de la partie droite.

Les **métaux de transitions** servent de **catalyseur** pour de nombreuses réactions.

On appelle **élément de transition** un élément dont les atomes ont une sous-couche d incomplète ou qui peuvent donner des cations avec une sous-couche d incomplète.

A gauche, les métaux ont tendance à créer des structures répétitives.

A droite, le nombre de liaisons autorisées 1, 2, 3 reste faible.

Métaux

Les métaux⁽¹⁾ :

- sont brillants ;
- sont malléables ;
- conduisent la chaleur et l'électricité ;
- sont solides à température ambiante (sauf Hg) ;
- forment des cations et sont des réducteurs.

Métalloïdes

Ils ont des propriétés intermédiaires.

Non-métaux

Les non-métaux :

- sont mauvais conducteurs de chaleur et d'électricité ;
- ne sont pas malléables ;
- forment des anions.

Particularités

Le **carbone** est l'atome de la vie car il peut former des liaisons chimiques fortes et complexes avec d'autres atomes de carbone et avec d'autres éléments, tels que l'hydrogène H, l'oxygène O, l'azote N et le phosphore P (glucides, les lipides, les protéines et les acides nucléiques ADN ARN).

Le carbone a quatre électrons de valence, ce qui signifie qu'il peut former jusqu'à **4 liaisons covalentes avec d'autres atomes**. Cette polyvalence permet aux atomes de carbone de former de longues chaînes linéaires, ramifiées et cycliques, ce qui est crucial pour la diversité des structures moléculaires que l'on trouve dans les êtres vivants.

En outre, le carbone peut former des liaisons simples, doubles et triples avec d'autres atomes de carbone, ce qui conduit à la formation de structures tridimensionnelles complexes et variées.

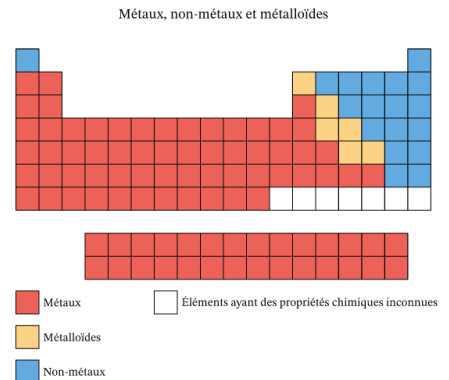
L'essentiel de la vie se fait avec le rectangle C, N, O, Si, P, S.

Une vie à base de silicium est difficilement envisageable, car même s'il est abondant et s'il autorise 4 liaisons, il préfère des liaisons simples plutôt que doubles avec lui-même, et donc ne fait pas d'ADN. La majorité des molécules de silicium sont instables dans l'eau mais pas dans des hydrocarbures. Les liaisons de silicium sont trop intenses. Le CO₂ est gazeux alors que SiO₂ est solide.

La **chimie organique** est l'étude des **atomes de carbone**, des **molécules de carbone**, et des **réactions chimiques de carbone**.

Exemple :

Les batteries fonctionnent au lithium, mais on peut aussi faire des batteries au sodium Na, 1000 fois plus abondant (présent dans le sel NaCl).



3.8 Liaison chimique

On appelle **liaison chimique** les **interactions attractives** entre les atomes.

On distingue :

- liaison **forte** : partage ou cession d'électron ;
 - liaisons **covalentes** : les électrons sont partagés.

Exemple : O_2
 - liaisons **ioniques** : elle implique un transfert d'électrons. La symétrie sphérique de la distribution électronique de chaque ion est préservée. Les électrons restent localisés sur les ions.

Exemple : $NaCl$
 - liaisons **iono-covalente** : la distribution électronique de la liaison est décalée vers l'atome présentant l'électronégativité la plus forte.

Exemple : $GaAs$
 - liaisons **métalliques** : les électrons de valence ne sont plus localisés auprès de leurs atomes d'origine. Ce qui explique la conductivité des métaux.

Exemple : Les métaux.
- liaison **faible** : électrostatique.
 - liaison **hydrogène** : implique un atome d'hydrogène et un atome électronégatif comme O, N et le F.

Exemple : $FH-F^-$ dans KHF_2 .
 - liaison de **van der Waals**. C'est une interaction de moments dipolaires instantanés et induits. Ils peuvent se créer suite aux fluctuations quantiques de la densité électronique autour des noyaux.

Exemple : Structures cristallines, comme le graphite.

2 liaisons doubles séparées par une liaison simple sont dites conjuguées.

4 Molécule

4.1 Définition

Une **molécule** est un assemblage électriquement neutre d'au moins 2 atomes liés par des **liaisons covalentes**. Elle est caractérisée par sa **masse molaire**.

Un **composé ionique** est un assemblage d'ions liés par des liaisons ioniques. Il est caractérisé par sa **masse formulaire**. Exemple : NaCl

4.2 Désignation

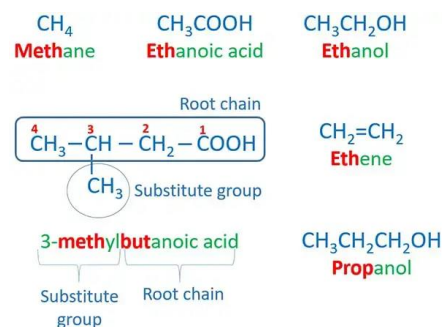
La formule d'un corps est formée de la juxtaposition des symboles atomiques avec les indices. L'ordre d'apparition des symboles est l'ordre alphabétique, sauf dans le cas des composés contenant du carbone, pour lesquels C et H sont cités en premier et en second respectivement.

Exemples :

H_2O , CH_4 , FN_3

Un **polymère** est une macromolécule constituée d'un motif qui se répète un grand nombre de fois.

On appelle **molécule organique** une molécule qui contient au moins un atome C, elles ont des liaisons covalentes. Les **molécules minérales** ont plutôt des liaisons ioniques.



4.3 Représentation

(1) *topos, lieu*

La topologie est l'étude des positions relatives.

(2) *Un doublet non liant n'est pas impliqué dans une liaison covalente.*

Formule brute	Formule de Lewis	Formule développée ou de Cram	Formule semi-développée	Formule topologique ⁽¹⁾
C_3H_8O			$CH_3 - CH_2 - CH_2OH$	

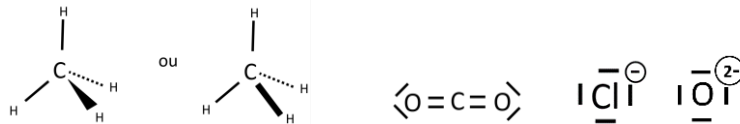
Quand une molécule a une liaison covalente **double** ou **triple**, du point de vue de la géométrie, tout se passe comme s'il s'agissait d'un seul doublet d'électron.

Le **schéma de Lewis** représente les doublets liants et non liants⁽²⁾ d'une entité chimique.

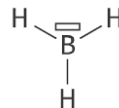
Le schéma de Lewis d'un ion précise la charge de l'ion.

La représentation de Cram est celle de Lewis à laquelle on ajoute des triangles pleins ou rayés pour représenter les profondeurs.

Exemples :



Une **lacune électronique** correspond à l'absence d'un doublet d'électrons.



4.4 Géométrie, forme

Une chaîne peut être linéaire, cyclique, ramifiée, insaturée.

Les molécules peuvent avoir des formes⁽²⁾ : pyramidale ; tétraédrique ; coudée ; plane linéaire ; plane triangulaire...

(3) *Un tétraèdre a des angles de 109°.*

Ex : H_2O , CH_4

Le CO_2 est plan et linéaire, 180°.

CH_2O est plan et triangulaire, 120°.

4.5 Stéréochimie

Chiralité

La **chiralité**⁽⁴⁾ est la propriété d'un objet d'être non superposable à son image dans un miroir.

Une molécule qui possède un **seul atome de carbone asymétrique** est **chirale**.

Carbone asymétrique

Un carbone est dit **asymétrique** s'il possède 4 substituants différents. Il a une géométrie tétraédrique.

On le note **C*** et est annoté * sur la molécule. C'est le centre stéréogène à l'origine d'une stéréoisomérisation.

Une synthèse est dite asymétrique si elle conduit à l'obtention majoritaire d'une des molécules chirales par rapport à l'autre.

Isomères

Des **isomères**⁽⁵⁾ sont des molécules qui ont la même formule brute mais pas développée. Ils n'ont pas les mêmes propriétés physiques et chimiques.

(5) *isos, même meros, partie*

Stéréoisomères

(1) *stereos, dur*

La **stéréochimie**⁽¹⁾ est l'étude des caractéristiques **géométriques** des molécules.

Des **stéréoisomères** sont des molécules qui ont la même formule de Lewis mais des agencements spatiaux différents :

(2) *énantios, opposés*

Ils sont obtenus par synthèse, et il faut les séparer.

– **énantiomère**⁽²⁾ : si elles sont symétriques dans un miroir et sont non superposables ;

2 énantiomères sont forcément **chiraux**.
Un mélange **racémique** est un mélange équimolaire de 2 énantiomères.

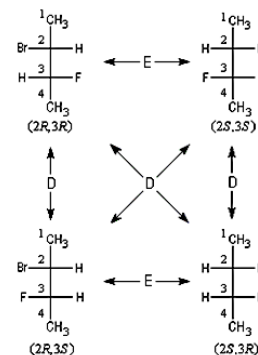
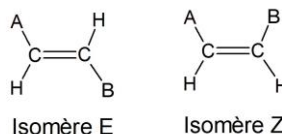
(3) *dia, au travers*

Ils peuvent être distingués par le site actif d'une protéine.

– **diastéréoisomère**⁽³⁾ : si elles ne sont pas symétriques dans un miroir et sont non superposables.

2 diastéréoisomères peuvent être chiraux ou achiraux.

Parmis les diastéréoisomères, on distingue les isomères E ou Z.



Exemple :

L'adrénaline est une hormone sécrétée par le système nerveux en réponse à un stress ou lors d'une activité physique. L'adrénaline a 2 énantiomères qui n'ont pas la même efficacité, car le site actif de la protéine sur laquelle elle se fixe est chiral.

Conformation

On appelle **conformation** d'une molécule les différentes dispositions qu'elle peut adopter par rotation autour d'un axe d'une liaison C-C simple.

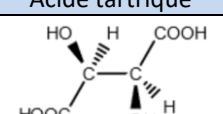
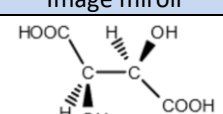
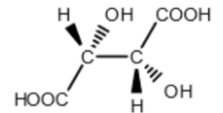
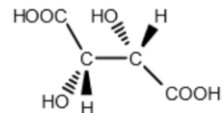
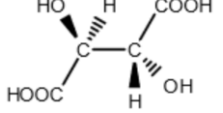
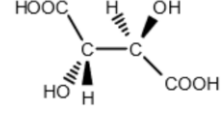
Une conformation est stable si les groupes d'atomes volumineux sont éloignés les uns des autres.

Les protéines ont une structure souple due aux rotations autour des liaisons simples. Elles ont donc plusieurs conformations.

Exemple :

19 des 20 acides aminés sont chiraux.

Exemple : Cas de l'acide tartrique

	Acide tartrique	Image miroir	Chiralité	Isomérisation	
A			chirale	énantiomère	
B			chirale		
C			achirale		diastéréoisomère

A et B sont des **énantiomères** car elles **ont une symétrie plane** l'une par rapport à l'autre. On constate effectivement que l'image miroir de A est B.

A et B sont des énantiomères donc **chirales**. On constate effectivement que A n'est pas superposable à son image même en imaginant une rotation C – C.

A et C (ou B et C) sont des **diastéréoisomères** car elles **n'ont pas une symétrie plane** l'une par rapport à l'autre. On constate effectivement que l'image miroir de A n'est pas C.

A est **chirale** et C est **achirale**.

La diastéréoisomérisation ne dit donc rien de la chiralité.

5 Alcanes

(1) Saturés en atomes d'hydrogène, il n'y a que des liaisons simples.

On appelle **alcane** les **hydrocarbures saturés**⁽¹⁾. Ils ont des liaisons C-C simples.
On appelle **alcène** les **hydrocarbures insaturés**. Ils ont une liaison C=C double.

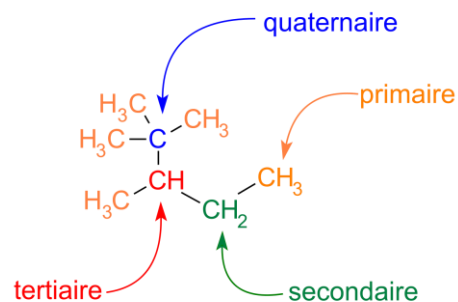
5.1 Groupes caractéristiques

On appelle **groupe caractéristique** les atomes d'une molécule qui ne sont ni C ni H.

On appelle substituant le nom d'une chaîne latérale.

Un alcool est une molécule organique dont un des atomes d'hydrogène de la chaîne carbonée a été remplacé par un groupe hydroxyle -OH, les autres sont dans le tableau suivant.

On parle d'alcane **primaire, secondaire, tertiaire** selon le nombre de carbones liés au carbone qui porte la fonction.



Un **carbonyle** est un groupe caractéristique avec $C = O$. Les aldéhydes, les cétones... sont des groupes fonctionnels qui contiennent un carbonyle.

	Fonction		Préfixe	Suffixe FP
Fonctions trivalentes	Acide carboxylique	-CO-OH		carboxy... acide ...oïque
	Ester	-CO-OR		alkyloxy-carbonyle... ...oate d'alkyle
	Amide	-CO-NR ₂		alcanamido... ...amide
Fonctions divalentes	Aldéhyde	-CHO		formyl... ...al
	Cétone	-COR		oxo... ...one
Fonctions monovalentes	Alcool (phénol)	-OH		hydroxy... ...ol
	Amine	-NR ₂		amino... ...amine
	Halogénoalcane	-X		halogéno... Jamais FP
	Nitroalcane	-NO ₂		nitro...

6 Solide

Les solides ont une cohésion due aux interactions attractives des charges. On parle de pont hydrogène si c'est un atome d'hydrogène qui fait le lien, cette liaison est intense.

On distingue :

- **solide ionique** est constitué d'un empilement régulier et ordonné d'anions et de cations. Leur cohésion vient de l'interaction électrostatique.

Exemple :

Sel, chlorure de sodium.

- Un **solide moléculaire** est constitué d'un empilement régulier et ordonné de molécules. Leur cohésion vient des interactions de van der Waals et des liaisons hydrogène.

Exemple :

Glace.

- Solide **métallique**.

Exemple :

Or.

- Solide **covalent**.

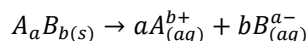
Exemple :

Diamant.

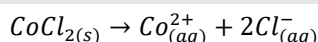
Dissociation du solide

On parle de dissociation du solide lorsque, plongé dans l'eau, les molécules du solide ne s'attirent plus suffisamment.

L'équation de dissolution est :



Exemple :



7 Réaction chimique

Les **réactions chimiques** concernent la masse, les atomes et la charge électrique globale. Elles transforment la nature des composés, rompent ou forment des liaisons.

Un **réactif** est une espèce chimique dont la quantité de matière diminue lors d'une transformation chimique.

Le **réactif limitant** est le réactif qui est entièrement consommé.

Un **produit** est une espèce chimique dont la quantité de matière augmente lors d'une transformation chimique.

Les nombres **stœchiométriques** sont les coefficients de la réaction chimique.

Un **système chimique** est un ensemble d'espèces susceptibles de réagir entre elles.

(1) Un oxydant est un corps susceptible de céder l'élément oxygène, un réducteur est un corps susceptible de fixer l'élément oxygène.

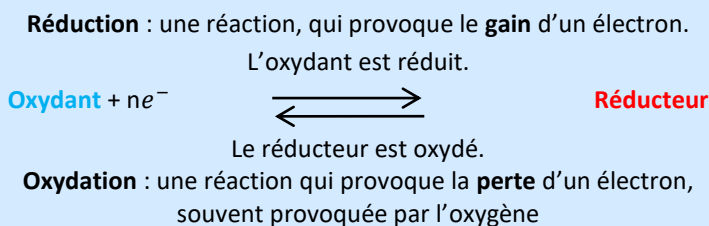
7.1

L'oxygène se combine avec la plupart des autres éléments grâce à sa forte électronégativité, c'est-à-dire sa grande aptitude à capter des électrons.

Moyen mnémotechnique : réducteur est riche en e, donc il en donne à l'oxydant qui n'a pas de e.

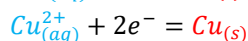
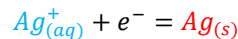
Oxydoréduction

Une réaction d'**oxydoréduction**⁽¹⁾ modélise la transformation mettant en jeu un **échange d'électrons** entre un oxydant et un réducteur.

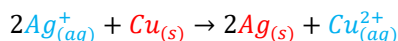


Exemple :

Demi-équation électronique :



On écrit l'oxydant en premier et le réducteur en second.



aq signifie que l'espèce est dissoute dans une solution où le solvant est l'eau.

Méthode

Etape 1 :

On équilibre les atomes non O et non H.

Etape 2 :

On équilibre les O à l'aide de H_2O .

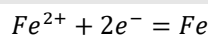
Etape 3 :

On équilibre les H à l'aide d'ions H^+ .

Etape 4 :

On équilibre les e^- .

Exemple :

**7.2 Tableau d'avancement**On suit l'évolution d'une transformation chimique à l'aide d'un **tableau d'avancement**, il contient les quantités de matières n , l'avancement x , l'avancement final x_f .

Exemple :

On place $m_{MnO_2} = 40 \text{ mg}$ d'oxyde de manganèse et $V_{Fe^{2+}} = 40 \text{ mL}$ de sulfate de fer II de concentration $C_{Fe^{2+}} = 0,01 \text{ mol/L}$ en milieu acide. $M_O = 16 \text{ g/mol}$, $M_{Mn} = 54,9 \text{ g/mol}$

Equation de la réaction		$MnO_{2(s)} + 2Fe_{(aq)}^{2+} + 4H_{(aq)}^+ \rightarrow 2Fe_{(aq)}^{3+} + Mn_{(aq)}^{2+} + 2H_2O_{(l)}$					
Etat du système	Avancement x [mol]	Quantité de matière [mol]					
Initial	0	n_{MnO_2}	$n_{Fe^{2+}}$	excès	0	0	excès
En cours	x	$n_{MnO_2} - x$	$n_{Fe^{2+}} - 2x$		$2x$	x	
Final	x_f	$n_{MnO_2} - x_f$	$n_{Fe^{2+}} - 2x_f$		$2x_f$	x_f	

On écrit parfois $x = \xi$.

AN :

$$n_{MnO_2} = \frac{m_{MnO_2}}{M_{Mn} + 2M_O} = \frac{0,040}{54,9 + 2 \cdot 16} \approx 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{Fe^{2+}} = C_{Fe^{2+}} V_{Fe^{2+}} = 0,01 \cdot 0,040 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Cas 1 : } x_f = n_{MnO_2} \approx 4,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Cas 2 : } x_f = \frac{n_{Fe^{2+}}}{2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Donc } x_f = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Final	$2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	$2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	0		$4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	$2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$	
-------	-------------------------------	---------------------------------	---	--	-------------------------------	-------------------------------	--

Les réactifs sont toujours consommés en proportions des coefficients stœchiométriques.

Les produits sont toujours formés en proportions des coefficients stœchiométriques.

$$x = \frac{n_{0,A} - n_A}{a} = \frac{n_{0,B} - n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$

7.3 Combustion

Une **combustion** est une réaction d'oxydoréduction pendant laquelle un combustible s'oxyde et un comburant se réduit, dans laquelle il y a :

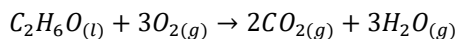
- **combustible** : espèce chimique capable de brûler ;
- **comburant** : fournit de l'énergie par transfert ;
- énergie d'activation.

Elle peut être exothermique, athermique ou endothermique.

Exemple :

Le carburant est le combustible qui alimente un moteur thermique.

O_2 est un comburant usuel.



Lorsque la combustion est incomplète, il peut se dégager du monoxyde de carbone.

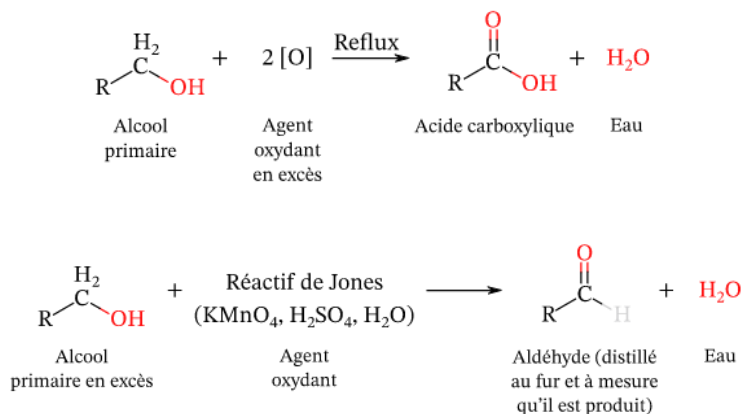
7.4 Oxydation

Une **oxydation** est une réaction souvent provoquée par l'**oxygène**, par laquelle on **retire des électrons** à un atome ou à une molécule.

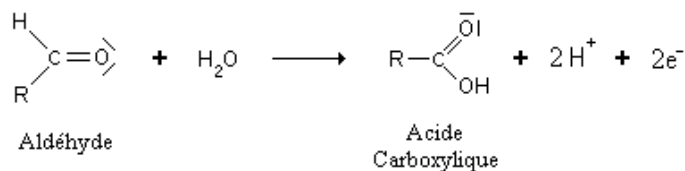
Exemple :

Une **oxydation ménagée** conserve des fonctions et la chaîne, contrairement aux combustions.

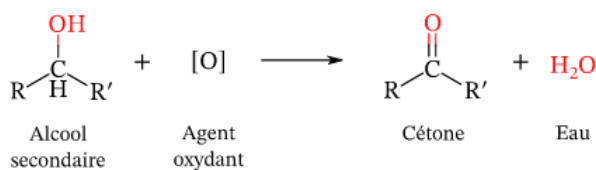
L'oxydation d'un **alcool primaire** conduit à un **aldéhyde** et/ou un **acide carboxylique**.



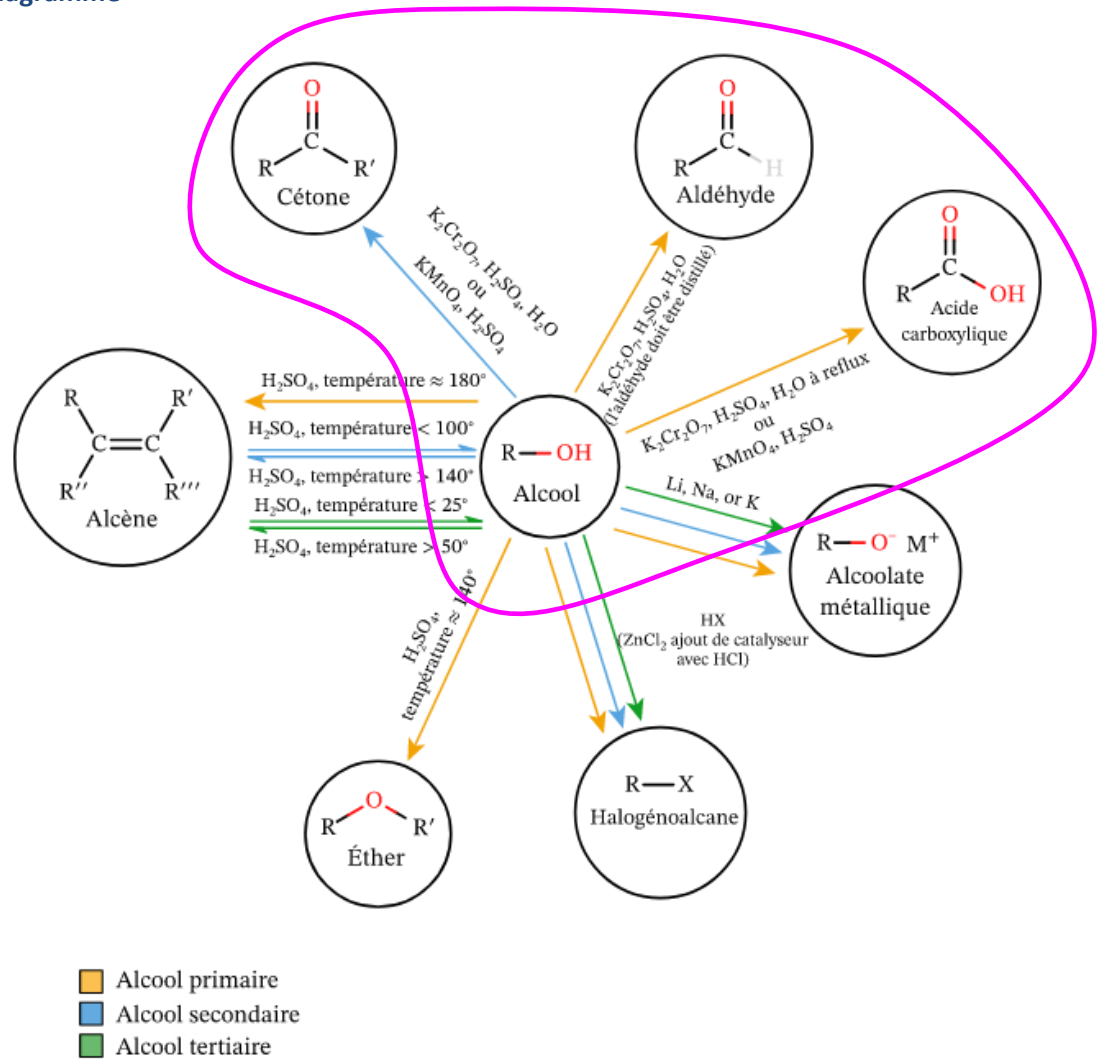
L'oxydation d'un **aldéhyde** conduit à un **acide carboxylique**.



L'oxydation d'un **alcool secondaire** conduit à une **cétone**.



Diagramme



Un **ester** est le produit de la réaction entre un **acide carboxylique** et un **alcool**.



8 Acide et base

8.1 Définition

Un **acide** est un composé chimique capable de **céder** un ion H^+ pour former un ion hydronium H_3O^+ ou $H^+_{(aq)}$.

Une **base** est un composé chimique capable de **capter** un ion H^+ pour former un ion hydroxyde HO^- .

En libérant un proton, l'acide devient une base.

En captant un proton, la base devient un acide.

8.2 pH

(1) Le pH peut être négatif : acide chloridrique $pH = -1$ ou supérieur à 14 soude $pH = 15$.

(1) $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

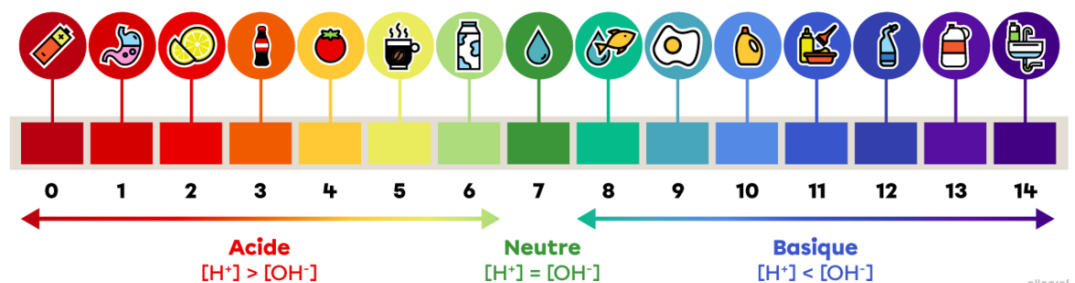
$[H_3O^+] = [H^+]$

C'est la fonction cologarithme.

Le **pH**⁽¹⁾, potentiel hydrogène, est le cologarithme décimal de la **concentration des ions hydronium** $[mol/L]$ dans une solution aqueuse. Il est sans dimension.

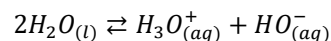
$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]^{(1)}$$

L'échelle de pH



L'eau a un $pH = 7$ neutre soit $10^{-7} mol/L$, c'est-à-dire un ion H_3O^+ sur 10 millions H_2O .

On appelle réaction d'**autoprotolyse** de l'eau :



Produit ionique de l'eau

On appelle le **produit ionique de l'eau** K_e le produit des concentrations en ions oxonium et hydroxyde à l'état final. Il est sans unité.

$$K_e = [H_3O^+]_f \cdot [HO^-]_f$$

Pour une température donnée, K_e est constant pour toute solution aqueuse.

A 25°C :

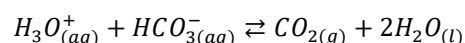
$$K_e = 10^{-14}$$

Une solution **tampon** est une solution dont le pH varie peu si on ajoute un acide ou une base.

Le mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée en concentration égale donne une solution tampon.

Exemple :

Le pH sanguin est régulé par les ions oxonium H_3O^+ , les ions hydrogencarbonates HCO_3^- , CO_2 et H_2O par la réaction :



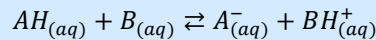
Le sang est un milieu tamponné $pH = 7,35 - 7,45$ une hyperventilation peut causer une syncope⁽²⁾. En effet, chaque molécule de CO_2 provient d'un ion H_3O^+ qui a été retiré du sang. Une respiration trop rapide provoque donc un changement de pH qui ne peut pas être compensé tout de suite. Il se produit l'inverse en apnée.

(2) Perte de connaissance.

8.3 Réaction acido-basique

Une **réaction acido-basique** résulte d'un transfert d'un ion H^+ d'un acide vers une base.

2 couples acide/base interviennent AH/A^- et BH^+/B au cours d'une réaction acido-basique.



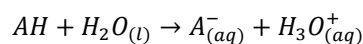
A et B sont **conjugués**.

La réaction peut être :

- **totale** : si le réactif limitant est consommé entièrement \rightarrow ;
- **partielle** ou **limitée** : si le réactif limitant est encore présent, il y a alors un équilibre. On note :
 - \rightleftharpoons pour indiquer que la réaction s'effectue dans les 2 sens ;
 - \rightleftharpoons pour indiquer un état d'équilibre ;
 - $=$ pour indiquer les coefficients stœchiométriques.

Acide fort et faible

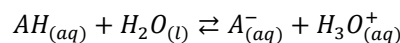
Un acide AH est dit **fort**⁽¹⁾ si toutes les entités libèrent un ion H^+ . La réaction avec l'eau est **totale**.



Et on a

$$[AH] = [H_3O^+]_f$$

Un acide AH est dit **faible** si une partie des entités libèrent un ion H^+ . La réaction avec l'eau est **limitée**.

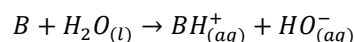


Et on a

$$[AH] > [H_3O^+]_f$$

Base forte et faible

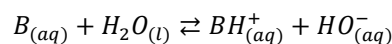
Une base B est dite **fort** si toutes les entités captent un ion H^+ . La réaction avec l'eau est **totale**.



Et on a

$$[B] = [HO^-]_f$$

Une base B est dite **faible** si une partie des entités captent un ion H^+ . La réaction avec l'eau est **limitée**.



Et on a

$$[B] > [HO^-]_f$$

Calcul du pH d'un acide fort et d'une base forte

Pour un acide de concentration $10^{-1} < c < 10^{-6}$:

$$pH = -\log c$$

$$\text{car } [H_3O^+]_f = c$$

Pour une base de concentration $10^{-1} < c < 10^{-6}$:

$$pH = -\log \frac{K_e}{c}$$

$$\text{car } [H_3O^+]_f = \frac{K_e}{[HO^-]_f} = \frac{K_e}{c}$$

La réaction entre un acide fort et une base forte est totale.

(1) L'acide fluoroantimonique $HSbF_6$ est l'acide le plus fort.

$$pK_a \approx -25$$

acide sulfurique

$$pK_a \approx -3$$

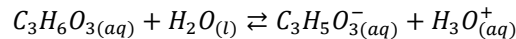
C'est-à-dire 10^{22} fois plus acide.

Exemple :

L'acide lactique de $c = [AH] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ est mélangé dans une solution aqueuse $pH = 1,9$.
 $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,9} = 1,3 \cdot 10^{-2} < c$

L'acide lactique est donc un acide faible.

L'équation est :



8.4 Equilibre acido-basique

Si l'acide/base est fort, il n'y a pas d'équilibre.

Si l'acide/base est faible, il y a coexistence de l'acide et de sa base conjuguée.

Il y a **équilibre** lorsque les concentrations n'évoluent plus.

Il est dit **dynamique** : il y a 2 transformations inverses simultanément.

8.5 Constante d'acidité

Un couple acide faible AH /base faible A^- est caractérisé par sa **constante d'acidité** K_a , sans dimension :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[AH]_f}$$

$$pK_a = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-pK_a}$$

Un pK_a élevé traduit (ou un K_a faible) traduit un **acide qui se dissocie peu dans l'eau**.

Exemple :

Pour $H_3O^+(aq)/H_2O(l)$:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f [H_2O(l)]_f}{[H_3O^+(aq)]_f} = 1 \Rightarrow pK_a = -\log 1 = 0$$

Il se dissocie énormément dans l'eau.

Pour $HF(aq)/F^-(aq)$:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f [F^-(aq)]_f}{[HF(aq)]_f} = \dots \Rightarrow pK_e = 3,2$$

Il se dissocie beaucoup dans l'eau.

Pour $H_2O(l)/HO^-(aq)$:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f [HO^-(aq)]_f}{[H_2O(l)]_f} = K_e \Rightarrow pK_e = -\log 10^{-14} = 14$$

Il se dissocie peu dans l'eau.

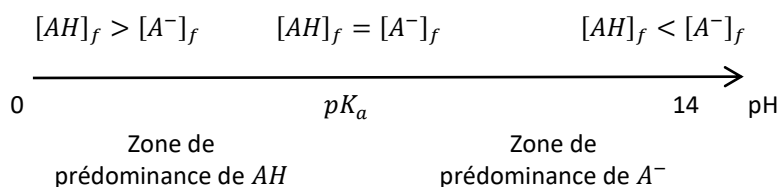
Dans un équilibre chimique, si l'on modifie la concentration d'une espèce, on **déplace** l'équilibre dans le sens qui s'oppose à cette modification.

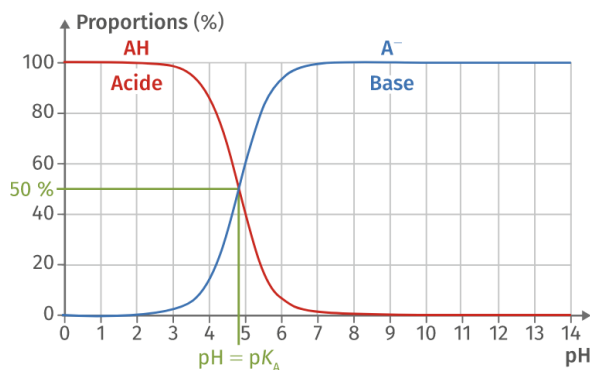
Diagramme de prédominance

Equation d'Henderson Hasselbach :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[AH]_f} \Leftrightarrow 10^{-pK_a} = \frac{10^{-pH} [A^-]_f}{[AH]_f}$$

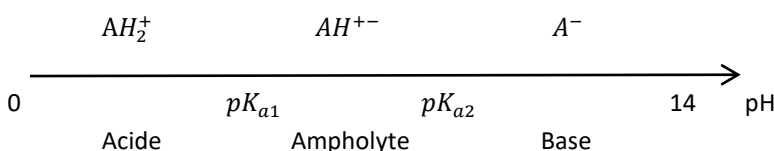
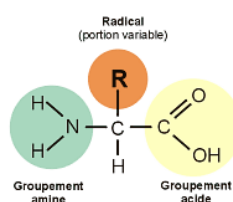
$$\Leftrightarrow \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = \frac{10^{-pK_a}}{10^{-pH}} = 10^{pH-pK_a} \Leftrightarrow \boxed{pH = pK_a + \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f}}$$





8.6 Acides α-aminés

Les **acides α-aminés** possèdent un **groupe carboxyle** ($-COOH$ acide) et un **groupe amine** ($-NH_2$ basique) sur un atome de carbone dit $\alpha^{(1)}$. Ils ont donc 3 formes : AH_2^+ , AH^{+-} , $A^{-(2)}$



(1) Car c'est le 1^{er} atome C.

(2) +- veut dire que la molécule comporte un côté + et un côté -.

Les acides α-aminés jouent un rôle important dans le vivant car ils s'assemblent pour former les protéines.

8.7 Cinétique chimique

La **cinétique chimique** est l'étude de la rapidité des réactions chimiques. Le **temps de demi-réaction** est la durée que met l'avancement pour valoir moitié de sa valeur finale.

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

La concentration, pH, pression, catalyseur, température, solvant⁽³⁾ sont des facteurs cinétiques.

Un **catalyseur** est une espèce chimique qui diminue la durée de réaction. Il est généralement introduit en petite quantité par rapport aux réactifs. Une **enzyme** est un catalyseur biologique, ce sont des protéines qui accélèrent les réactions chimiques.

Si le réactif et le catalyseur se situent dans des phases différentes, la catalyse est dite hétérogène. Si ils sont dans la même phase, elle est dite homogène.

Les catalyseurs sont souvent des métaux.

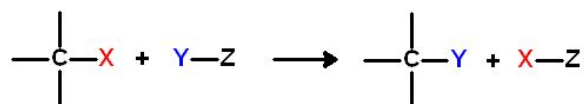
8.8 Types de réactions

On distingue les réactions de :

– substitution :



– addition :

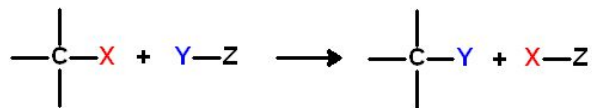


(3) Le solvant n'apparaît pas dans le bilan de la matière.

- élimination :



- transposition :



Le **mécanisme réactionnel** modélise les **étapes successives** d'une réaction chimique.

Le **mouvement d'un doublet d'électron** permet la **formation** ou la **rupture** de liaison :

- le **site donneur** : donne le doublet, charge partielle négative δ^- ;
- le **site accepteur** : capte le doublet, charge partielle positive δ^+ .

On distingue les transformations de :

- **chaîne** : il y a formation ou rupture d'une liaison $C - C$;
- **groupe caractéristique** : la chaîne de C n'est pas modifiée.

Une molécule polyfonctionnelle est une molécule qui présente plusieurs groupes caractéristiques différents.

Un **réactif chimiosélectif** ne transforme qu'un **seul** (ou type de) **groupe caractéristique** de la molécule polyfonctionnelle. La réaction est alors dite **sélective**.

On réalise parfois des opérations de protection et de déprotection avant et après la transformation pour garder les groupes caractéristiques que l'on ne veut pas changer.

9 Titrage acide/base

9.1 Définitions

L'**équivalence** est l'état final du système pour lequel il y a **changement de réactif limitant**. Le réactif est titré est entièrement consommé. A l'équivalence, il n'y a plus de réactif titré et de réactif titrant en excès.

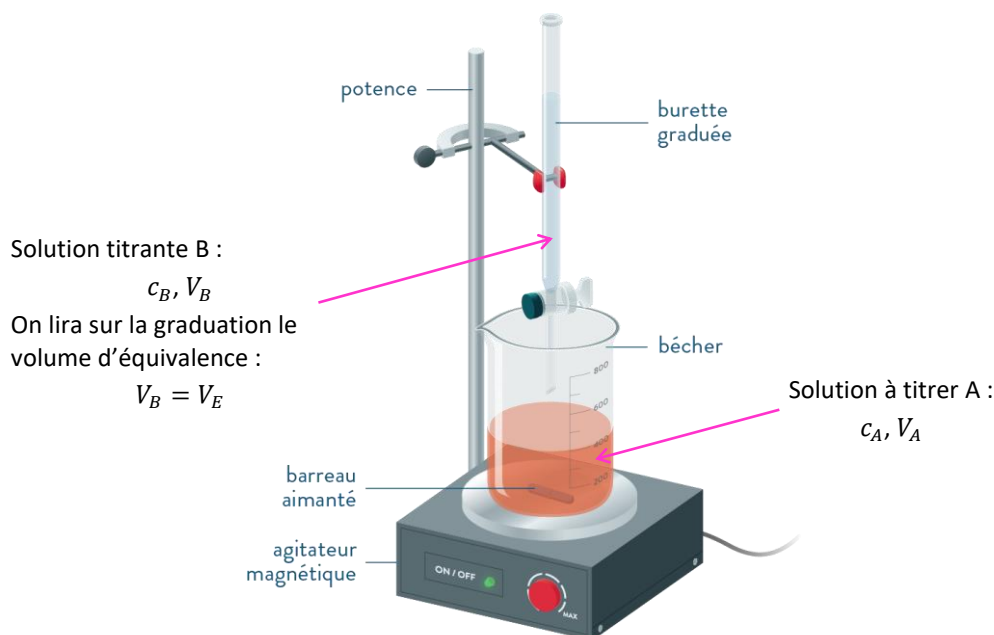
Doser un liquide, c'est déterminer sa quantité de matière n.

Titrer une espèce chimique, c'est déterminer sa quantité de matière n en utilisant une réaction chimique.

Un **précipité** est la formation d'un composé solide dans une solution.

Si l'état initial est stœchiométrique, alors la réaction est **totale**, sinon elle est **non totale**.

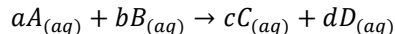
9.2 Schéma



C'est le **titrage** de la **solution à titrer A** par la **solution titrante B**.
L'objectif est de déterminer c_A .
 La réaction de titrage doit être **totale** →, rapide et spécifique.

9.3 Réaction

La réaction de titrage d'un réactif A par le réactif B est :



Equation de la réaction		$aA_{(aq)} + bB_{(aq)} \rightarrow cC_{(aq)} + dD_{(aq)}$			
Etat du système	Avancement x [mol]	Quantité de matière [mol]			
Initial	0	n_A	n_B	0	0
En cours	x	$n_A - ax$	$n_B - bx$	cx	dx
Equivalence	x_f	$n_A - ax_f = 0$	$n_B - bx_f = 0$	cx_f	dx_f

On note aussi $n_B = n_{V,E}$

$$\Rightarrow x_f = \frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b}$$

On appelle le **volume d'équivalence V_E** le volume de **réactif titrant V_B** à l'équivalence.
 A ce volume les 2 réactifs ont été introduits dans des proportions stœchiométriques.

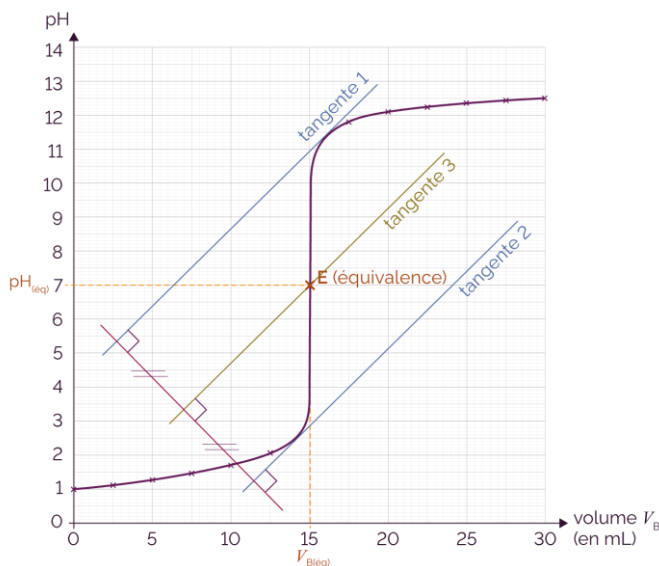
$$\Rightarrow \frac{n_A}{a} = \frac{c_B V_B}{b}$$

$$\Rightarrow n_A = \frac{a}{b} c_B V_E$$

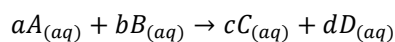
$$\Rightarrow c_A = \frac{a V_E}{b V_A}$$

A l'équivalence, il n'y a plus de réactifs dans le bécher, ils sont entièrement consommés.
 Pour repérer l'équivalence, on utilise souvent un indicateur coloré ou une mesure du pH.

On appelle le volume de la solution à titrer V_A le **volume de la prise d'essai**.
Car on cherche parfois à déterminer la concentration c_A d'une réaction chimique qui évolue, et donc on prélève un volume.



Coefficients stœchiométriques



On dit que les réactifs sont présents à l'état initial en **mélange stœchiométriques** si :

$$\frac{n_{0,A}}{a} = \frac{n_{0,B}}{b}$$

10 Conductimétrie

10.1 Conductivité

La **conductance** G [$\Omega^{-1} = S$] en siemens, est l'inverse de la résistance R [Ω]. C'est la capacité d'une solution à **conduire le courant électrique**.

$$G = \frac{1}{R}$$

La **conductance** G est proportionnelle à la **conductivité** σ [S/m], avec K [m].

$$G = K\sigma$$

Loi de Kohlrausch :

La **conductivité** σ [S/m] de la solution dépend linéairement⁽¹⁾ des **concentrations** des espèces chimiques ioniques [X_i] en solution [mol/m^3], avec la **conductivité molaire ionique** λ_i de X_i [$S \cdot m^2/mol$].

$$\sigma = \sum_i \lambda_i [X_i]$$

L'objectif du **titrage conductimétrique** est de déterminer c_A par **conductimétrie**.

Exemple :

$$\lambda_{H_3O^+} = 35 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2/mol$$

$$\lambda_{HO^-} = 20 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2/mol$$

$$\lambda_{Na^+} = 5 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2/mol$$

$$\lambda_{Cl^-} = 7,6 \cdot 10^{-3} S \cdot m^2/mol$$

(1) Si on double la concentration dans le bécher, on double la conductivité.

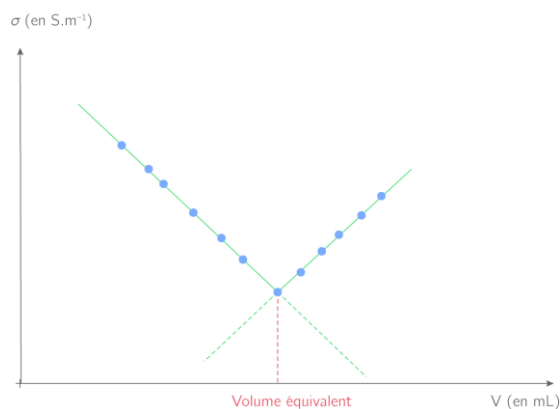
10.2 Tableau de variation de la conductivité

Il y a changement de pente $\sigma_A = f(V_A)$ à l'équivalence.

Exemple :

Titration de la soude NaOH par de l'acide chloridrique HCl.

	n_i				Pente de $\sigma_A = f(V_A)$
	HO^-	Na^+	H_3O^+	Cl^-	
$V_A < V_{eq}$	\searrow	\rightarrow	0	\nearrow	$\lambda_{HO^-}[HO^-] - \lambda_{Cl^-}[Cl^-]$
$V_A > V_{eq}$	0	\rightarrow	\nearrow	\nearrow	$\lambda_{H_3O^+}[H_3O^+] + \lambda_{Cl^-}[Cl^-]$



La pente de la première portion peut être croissante si :

$$\lambda_{Cl^-} > \lambda_{HO^-}$$

Dans cet exemple ce n'est pas le cas, la pente est bien négative.

11 Spectrophotométrie

La **spectroscopie** est l'étude des interactions matières radiations électromagnétiques.

11.1 Spectroscopie UV-visible

La **spectrométrie UV-visible** fait partie de la spectrométrie d'absorption.

Le spectre UV-visible permet d'identifier les **liaisons conjuguées**.

L'**absorbance A** d'une solution est sa capacité à absorber une radiation lumineuse. Elle est l'inverse de la **transmittance T**.

$$A = \log \frac{1}{T}$$

$$0 < T < 1$$

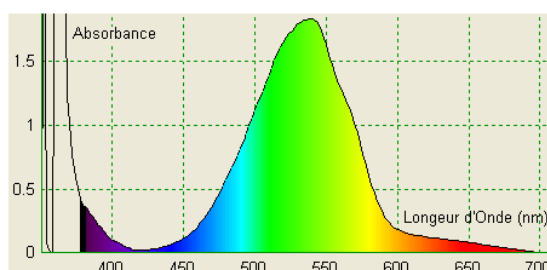
$$0 < A$$

On appelle **spectre UV-visible** la courbe $A = f(\lambda)$ ou $T = f(\lambda)$.

Exemple :

Pour du blanc : $T = 1 = 100\%$ et $A = 0$

Pour une solution qui absorbe 90% : $T = 0,1 = 10\%$ et $A = 1$



Loi de **Beer-Lambert**, valable pour les solutions limpides et diluées :

$$A = \epsilon lc$$

A absorbance, sans unité.

ϵ coefficient de proportionnalité, L/cm/mol.

l épaisseur de la solution cm

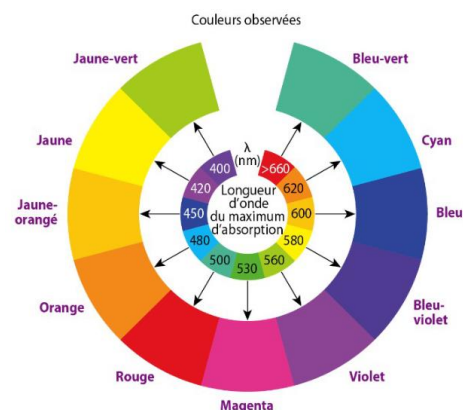
c concentration molaire du soluté mol/L

La plupart des substances organiques colorées comportent un grand nombre de liaisons doubles conjuguées successives.

On appelle groupes **auxochromes** les groupes caractéristiques qui peuvent modifier le domaine de radiations absorbées.

Une solution d'une couleur absorbe sa **couleur opposée** λ_{max} sur le cercle chromatique.

Car si elle absorbe une couleur, elle laisse passer les autres.



11.2 Spectroscopie infrarouge

La **spectrométrie IR** fait partie de la spectrométrie d'absorption.

Le **spectre infrarouge** d'une espèce est le tracé de la transmittance T en fonction du nombre d'onde $\sigma = \frac{1}{\lambda}$, en cm^{-1} .

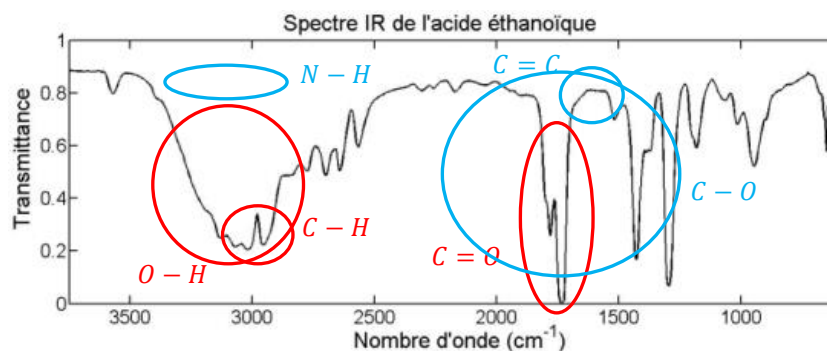
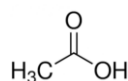
Le spectre infrarouge permet d'identifier les **familles** des molécules et certaines **liaisons**.

800 nm 1mm

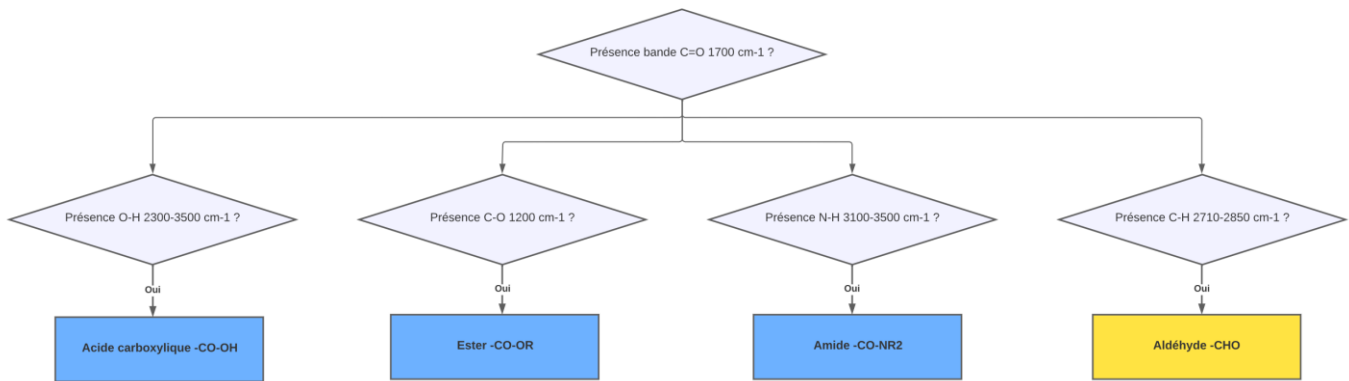
Lorsque la vibration d'une liaison est excitée, la molécule absorbe le rayonnement et la transmittance chute. Il y a donc des bandes d'absorptions, vers le bas.

Exemple :

Avec de l'acide éthanoïque :



11.3 Logigramme



11.4 Spectroscopie RMN

(1) Le terme de spectroscopie, initialement réservé à l'enregistrement et à la mesure, tend à devenir synonyme de spectroscopie, l'œil étant remplacé dans l'observation par d'autres récepteurs et instruments, et le domaine visible ne constituant qu'un domaine particulier

La **Résonance Magnétique Nucléaire (RMN)** fait partie de la **spectrométrie**⁽¹⁾ des rayonnements. Une **Imagerie par Résonance Magnétique (IRM)** se base sur le principe de RMN qui détecte les atomes d'hydrogène de l'eau.

Le spectre RMN permet d'identifier les **atomes** des molécules et leurs **positions relatives**.

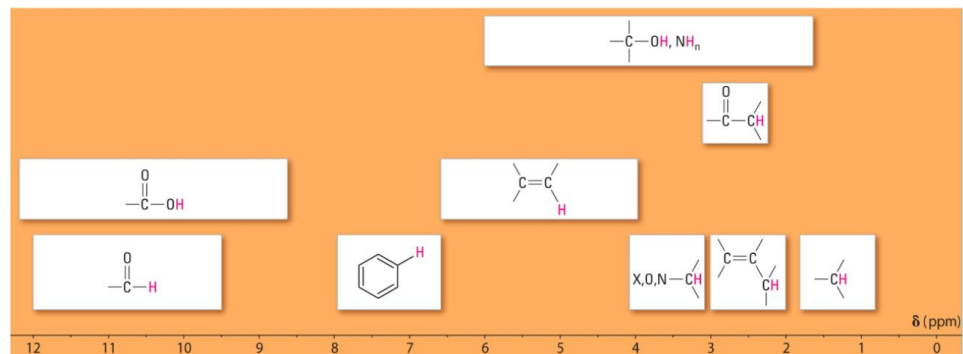
11.5 Déplacement chimique

Le **déplacement chimique δ** décrit la dépendance des niveaux d'énergie magnétique du noyau avec l'environnement électronique de la molécule [*ppm*].

Les déplacements s'effectuent vers la gauche, car on place une abscisse positive et décroissante [*12 ppm ; 0 ppm*].

Le déplacement chimique augmente si :

- une liaison double est proche ;
- les atomes du groupe voisin sont très électro-négatifs.



Gamme de déplacements chimiques pour les principaux groupes caractéristiques

11.6 Impulsions

On appelle **protons équivalents** des noyaux d'hydrogène de même déplacement chimique, ceux qu'un même paquet d'impulsions. Ils sont portés par un même C ou N sauf quand il y a des symétries.

Le **nombre de protons voisins** est le nombre d'atomes d'hydrogène portés par l'atome de carbone adjacent.

Un atome d'hydrogène ayant **n protons voisins équivalent** produit un signal comportant **n+1 impulsions**.

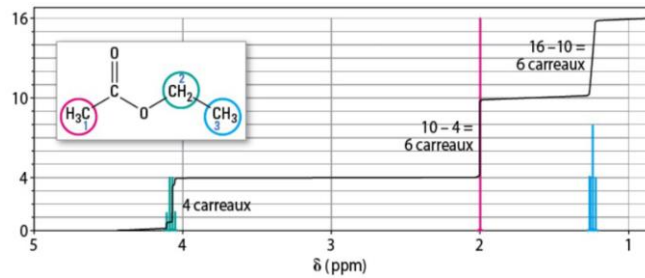
L'**aire sous la courbe**, l'intégration, des impulsions est proportionnelle au nombre de protons équivalent du groupe concerné.

Les intensités des impulsions suivent le binôme de Newton.

1					
1	1				
1	2	1			
1	3	3	1		
1	4	6	4	1	

Exemple :

Spectre RMN de l'éthanoate d'éthyle :



Il y a 8 H dans ces 3 groupes, ils correspondent à 16 carreaux, soit 2 carreaux/H.

Ici le groupe CH_3 a comme voisin $C=O$, donc il a $0 + 1 = 1$ impulsion et il a une intensité de 6 carreaux soit 3H.

Ici le groupe CH_2 a comme voisin O et CH_3 , donc il a $3 + 1 = 4$ impulsions et il a une intensité de 4 carreaux soit 2H.

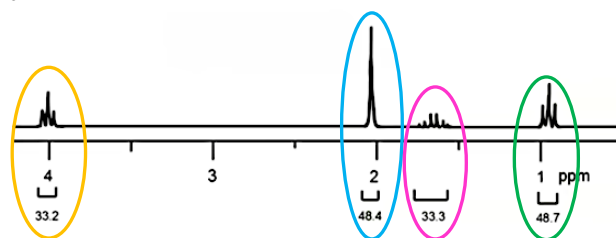
Ici le groupe CH_3 a comme voisin CH_2 , donc il a $2 + 1 = 3$ impulsions et il a une intensité de 6 carreaux soit 3H.

Méthodologie pour identifier une molécule à partir d'un spectre RMN :

- on calcule le **nombre d'insaturations** ;
- on détermine le **nombre d'atomes H** par paquet d'impulsions en faisant des %, on regarde les rapports relatifs des valeurs ;
- on détermine le **nombre de protons voisins équivalents** ;
- on dessine une **portion de représentation** de Lewis pour chaque paquet d'impulsions ;
- on assemble les portions à l'aide d'une **table de déplacement chimique**.

Exemple :

Identification de $C_5H_{10}O_2$:

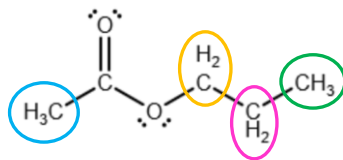


Nombre de protons	2H		3H	2H	3H
Nombre de protons voisins	2H		0H	5H	2H
Structure associé	-O-CO-		H-C-CO-O-	H-C-C-C-O-	H-C-C-

$$NI(C_5H_{10}O_2) = 2n(C) - 2n(H) + n(N) + 2 = 2 \cdot 10 - 2 \cdot 10 + 0 + 2 = 2 \text{ insaturations}$$

46 est le double de 33, il y a donc 2H ; 3H ; 2H ; 3H.

On a n-1 protons voisins équivalents, donc $3 - 1 = 2H$; $1 - 1 = 0H$; $6 - 1 = 5H$; $3 - 1 = 2H$



On a donc un ester, de l'éthanoate de propyle.

12 Liens

Tableau de Mendeleïev

<https://ptable.com>

Quésako? Le tableau de Mendeleïev

https://youtu.be/o59_9k9wTJw

Classer les éléments : Bienvenue à l'Atom Hotel - Sciortory 21

<https://youtu.be/0iLqHbGHd8>

<https://youtu.be/34upsNzOHCg>

Les éléments

<https://www.youtube.com/@periodicvideos/videos>

Le tableau des éléments officiel :

<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements>

Le tableau des éléments avec configuration électronique :

<https://ptable.com/#%C3%89lectrons/OxidationStates>

IUPAC Periodic Table of the Elements and Isotopes

<https://applets.kcvs.ca/IPTEI/IPTEI.html>