CONSTITUTION ET TRANSFORMATION DE LA MATIERE

A. Constitution de la matière

1. Composition chimique d'un système

Rappel : La mole

Il est possible de déterminer la masse d'un atome en additionnant la masse de ses composants : protons, neutrons et électrons. Toutefois, la masse de l'électron est tellement faible qu'elle est négligeable puisqu'elle représente un 2000e de la masse d'un nucléon.

Les masses du proton et du neutron étant très proches, on peut calculer avec une bonne précision la masse d'un atome en multipliant simplement le nombre de nucléons A par la masse du proton.

Exemple : pour un atome de carbone ${}^{12}_{6}C$ la masse sera de :

$$m = 1,67 \times 10^{-27} \times 12 \simeq 2,00 \times 10^{-26} kg = 2,00 \times 10^{-23} g$$

Nous voyons ici que cette masse est extrêmement faible et que « peser » un seul atome ne serait pas facile et même totalement impossible avec nos balances de laboratoire.

Pour ne pas travailler avec un seul atome, les chimistes travaillent sur **des « paquets » d'atomes (ions, molécules…), appelés « mole »**.

Une mole représente le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone 12. Ce nombre est appelé constante d'Avogadro (ou nombre d'Avogadro), noté NA, du nom du chimiste italien Amedeo Avogadro qui en établit la théorie en 1811.

N_A = 6,02 x 1023 mol^{-1}

Cela signifie qu'il y a 6,02 x 10^{23} éléments dans une mole de matière, d'où l'unité en mol^{-1} (ce qui signifie par mole).

En passant aux moles, les chimistes peuvent donc manipuler des chiffres beaucoup plus clairs pour leurs calculs.

Remarque : on peut savoir de combien de moles d'un corps on dispose en effectuant le calcul suivant :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Avec n qui représente le nombre de moles et N qui représente le nombre d'éléments.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Masse molaire

La masse molaire est la masse d'une mole de la matière étudiée et elle s'exprime en gramme par mole (g.mol^{-1}).

Si on étudie des atomes seuls, on parle de masse molaire atomique, M. On retrouve cette masse molaire dans la classification périodique des éléments où **elle représente la masse molaire moyenne** des différents isotopes d'un élément donné.

Pour un atome donné, il est possible de calculer sa masse molaire atomique par la relation suivante :

Masse molaire atomique (M) = masse de l'atome (m) x Constante d'Avogadro (N_A)

Exemple : Calculer la masse molaire atomique du calcium 40 : $^{40}_{20}Ca$

Cet atome contient 40 nucléons dont la masse est de 1,67x10^{-24} g. On peut donc déterminer que M = 40 x 1,67x10^{-24} x 6,02 x 10^{23} = 40,21 g.mol^{-1}

On remarquera que la masse molaire atomique a une valeur très proche du nombre de nucléons dans le noyau de l'atome. Ainsi elle est de 40,1 g.mol^{-1} pour le calcium dans la classification périodique des éléments.

Comme indiqué plus haut, la masse molaire indiquée dans la classification périodique des éléments dépend des isotopes d'un élément donné et donne donc rarement un nombre entier.

Exemple : l'élément carbone est constitué de deux isotopes principaux, le $^{12}_{6}C$ a une abondance de 98,93% et le $^{13}_{6}C$ a une abondance de 1,07%. La masse molaire du carbone est donc calculée de la façon suivante :

$$M_c = \frac{98,93}{100} \times 12 + \frac{1,07}{100} \times 13 = 12,011\ g.mol^{-1}$$

Masse molaire moléculaire

Pour calculer la masse molaire d'une molécule, nommée masse molaire moléculaire, il suffit **d'additionner la masse molaire de tous les atomes que contient cette molécule en se basant sur sa formule moléculaire**.

Exemple : déterminer la masse molaire moléculaire du dioxyde de carbone CO_2

Cette molécule contient un atome de carbone (M_C =12,0 g.mol^{-1}) et deux atomes d'oxygène (M_O =16,0 g.mol^{-1}) donc M(CO_2) =12x1 + 16x2 = 44 g.mol^{-1}

Du fait de la masse très faible des électrons, les ions ont la même masse molaire que les atomes qui sont à leur origine.

Note : vous avez vu ci-dessus qu'il est possible d'écrire la masse molaire deux façons : avec l'élément en indice (M_c) ou entre parenthèse (M(C)).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Déterminer la quantité de matière à partir de la masse

La relation entre la masse d'un corps et sa masse molaire va donc s'établir de la façon suivante :

$$m = n \times M \; ou \; n = \frac{m}{M} \; ou \; M = \frac{m}{n}$$

Unités :

- m : Masse du corps en gramme (g)
- n : Nombre de moles en moles (mol)
- M : Masse molaire en gramme par mole (g.mol-1)

Déterminer la quantité de matière à partir du volume d'un corps pur

Pour un **liquide** on a vu les années précédentes que la masse peut être déterminée à partir du volume, généralement plus simple à mesurer, avec la relation :

Pour traduire le fait que le même volume de différentes espèces chimiques n'a pas la même masse, on utilise la notion de **masse volumique : la masse d'un certain volume de matière**. La masse volumique est identifiée par la lettre grecque **ρ** (qui se prononce « rho »).

Il s'en suit la relation suivante : $\rho = \frac{m}{V}$ ou $\boldsymbol{m = \rho \times V}$

Unités :

- ρ : Masse volumique en gramme par litre ($g.L^{-1}$)
- m : Masse en gramme (g)
- V : Volume en litre (L^{-1})

Note : on peut aussi utiliser d'autres unités, en particulier des kilogrammes (kg) et des kilogrammes par mètre cube ($kg.m^{-3}$)

En reprenant la relation de la quantité de matière on arrive donc à :

$$n = \rho \times \frac{V}{M}$$

Unités :

- n : Quantité de matière en moles (mol)
- ρ : Masse volumique en kilogramme par mètre cube ($kg.m^{-3}$)
- V : Volume en mètre cube (m^3)
- M : Masse molaire en gramme par mole ($g.mol^{-1}$)

Pour un gaz, dans les mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz occupe un volume déterminé qui ne dépend pas de la nature du gaz considéré (loi d'Avogadro-Ampère). On exprime alors le volume molaire en litre par mole :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Unités :

- n : Quantité de matière en moles (mol)
- V : Volume en mètre cube (L^{-1})
- V_m : Volume molaire en litre par mole ($L.mol^{-1}$)

Note : dans les conditions normales de température et de pression (0°C et 1013 hPa), le volume molaire d'un « gaz parfait » est de 22,4 $L.mol^{-1}$. A 20°C, sous la même pression, il vaut 24 $L.mol^{-1}$. On rappelle que les gaz les plus abondants dans l'atmosphère peuvent être considérés comme des « gaz parfaits » (diazote, dioxygène).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

2. Composition chimique des solutions

Concentration massique

En collège vous avez vu que la masse ne change pas au cours d'une dissolution : la masse totale du soluté et du solvant avant dissolution reste la même après la dissolution.

Après dissolution, le volume du solvant augmente, mais pas de l'équivalent du volume du soluté, car les molécules ou les ions de celui-ci viennent se mettre entre les molécules d'eau et l'ensemble se tasse.

Afin de savoir combien de soluté est dissout dans l'eau, on peut mesurer ou calculer la concentration de soluté en solution. Il y a plusieurs manières d'exprimer cette concentration : **concentration massique** (quantité de matière comptée en masse par volume de solution) ou **concentration molaire** (quantité de matière en nombre de molécules ou d'ions par volume de solution). Nous allons voir la différence entre ces deux valeurs qui sont deux manières différentes de présenter une même notion : la quantité de soluté dans le solvant.

La concentration massique d'un soluté indique la masse de soluté (en gramme) dissout dans un litre de solvant :

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

Unités :

- C_m : Concentration massique du soluté en gramme par litre ($g.L^{-1}$).
- m : Masse du soluté en gramme (g).
- V : volume du solvant en litre (L).

Note : Dans votre livre, C_m est noté γ.

Exemple : Quelle est la concentration massique en sulfate de cuivre d'une solution de 200 mL d'eau dans laquelle on a dissout 6 g de sulfate de cuivre en poudre :

$m = 6\ g$ | *Masse de sulfate de cuivre*

$V = 200\ mL = 0,2\ L$ | *Volume de la solution*

$Cm = \frac{m}{V} = \frac{6}{0,2} = 30\ g.L^{-1}$ | *Concentration massique*

Cette même relation permet également de savoir quelle est la masse de soluté dans un volume donné d'une solution de concentration massique donnée, ou de déterminer le volume d'une masse donnée de soluté dans une solution dont la concentration massique est connue :

$$m = C_m \times V \ \ ou \ \ V = \frac{m}{Cm}$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Pour préparer une solution aqueuse dont la concentration est précisée, on effectue les opérations suivantes :

- On calcule la masse de soluté nécessaire avec la relation ci-dessus ($m = C_m \times V$).
- On mesure cette masse de soluté avec une balance.
- On place le soluté dans une fiole jaugée.
- On ajoute de l'eau jusqu'à la moitié de la fiole jaugée avant d'agiter pour dissoudre le soluté (au besoin en rajoutant un peu d'eau mais en restant sous le trait de jauge).
- Une fois le soluté dissout, on complète avec l'eau jusqu'au trait de jauge.

Concentration molaire

La concentration molaire représente le nombre de moles de soluté par volume de solvant :

$$c = \frac{n}{V}$$

Unités :

- c : Concentration molaire en moles par litre ($mol.L^{-1}$).
- n : Nombre de moles de soluté en mole (mol).
- V : Volume de la solution en litre (L).

Exemple : On dissout 3 moles de chlorure de sodium (sel de table) dans 500 mL d'eau. La concentration de la solution sera :

$n = 3\,mol$ | *Nombre de moles de chlorure de sodium*

$V = 500\,mL = 0,5\,L$ | *Volume d'eau*

$c = \frac{n}{V} = \frac{3}{0,5} = 6\,mol.L^{-1}$ | *Concentration molaire de la solution*

Mais on utilise plus souvent cette relation pour déterminer le nombre de moles de soluté dans un volume donné de solution afin d'en déduire la masse. Pour cela on utilise la relation dérivée : $n = c \times V$.

Exemple : D'après le bilan sanguin de Madame X, elle aurait 2,33 $mmol.L^{-1}$ de calcium dans le sang. Quelle masse de calcium cela représente-t-il si elle a 4 litres de sang dans le corps ?

$c = 2,33\,mmol.L^{-1} = 2,33 \times 10^{-3} mol.L^{-1}$ | *Concentration molaire en calcium*

$V = 4\,L$ | *Volume de sang dans le corps du patient*

$M = 40,1\,g.mol^{-1}$ | *Masse molaire du calcium*

$n = c \times V = 2,33 \times 10^{-3} \times 4 = 9,32 \times 10^{-3}\,mol$ | *Nombre de moles de calcium*

$m = n \times M = 9,32 \times 10^{-3} \times 40,1 = 0,373\,g$ | *Masse de calcium dans le sang*

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Remarque : on notera qu'il est possible de déterminer la concentration massique à partir de la concentration molaire (et inversement), en connaissant la masse molaire, en utilisant les relations précédentes et en combinant ces relations :

$$C_m = \frac{m}{V} \; donc \; V = \frac{m}{C_m} \; | \; Concentration \; massique$$

$$c = \frac{n}{V} \; donc \; V = \frac{n}{c} \; | \; Concentration \; molaire$$

$$Donc \; \frac{m}{C_m} = \frac{n}{c} \; | \; V \; est \; le \; même \; dans \; les \; deux \; relations \; précédentes$$

$$\Leftrightarrow n \times C_m = m \times c$$

$$or \; m = n \times M \; | \; d'après \; la \; définiton \; de \; la \; masse \; molaire$$

$$Donc \; \cancel{n} \times C_m = \cancel{n} \times M \times c$$

$$\Leftrightarrow \boxed{C_m = M \times c \; ou \; c = \frac{C_m}{M} \; ou \; M = \frac{C_m}{c}}$$

Unités :

- Cm : Concentration massique en gramme par litre (g.L-1).
- M : Masse molaire en gramme par mole (g.mol-1).
- c : Concentration molaire en mole par litre (mol.L-1).

Exemple : exprimer la concentration molaire en calcium dans le sang de Madame X en concentration massique. La concentration molaire en calcium est 2,33 mmol.L^{-1} et la masse molaire atomique du calcium est de 40,1 g.mol^{-1}.

$$c = 2,33 \; mmol.L^{-1} = 2,33 \times 10^{-3} \; mol.L^{-1} \; | \; Concentration \; molaire \; en \; calcium$$

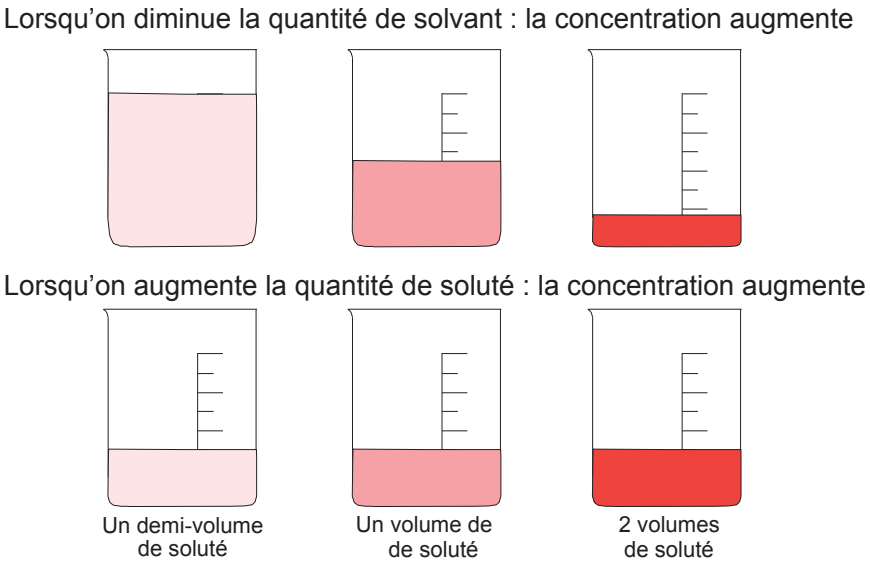
$$M = 40,1 \; g.mol^{-1} \; | \; Masse \; molaire \; du \; calcium$$

$$C_m = M \times c = 2,33 \times 10^{-3} \times 40,1 = 93,43 \times 10^{-3} g.L^{-1} = 93,43 \; mg.L^{-1}$$

Déterminer la concentration d'une solution

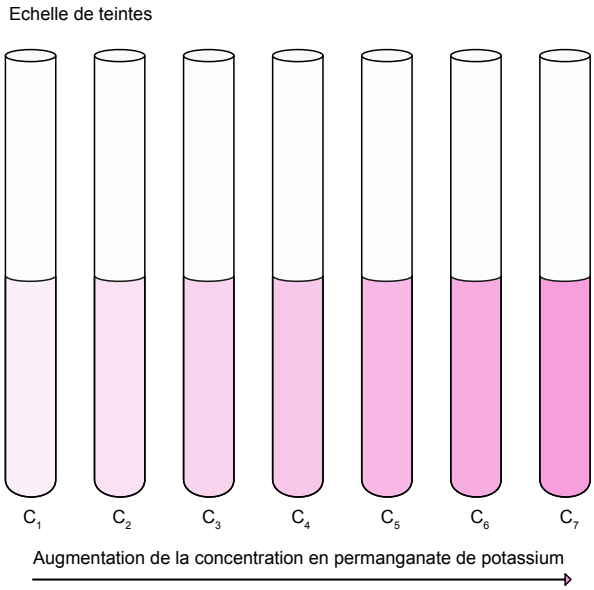
Les solutions peuvent contenir des molécules ou des ions. Par exemple l'eau de Dakin contient du permanganate de potassium qui a la particularité de colorer les solutions en rose. La coloration d'une solution va dépendre de sa concentration :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Pour savoir quelle est la concentration d'une solution inconnue, on peut donc procéder par comparaison avec une **échelle de teintes** : on prélève une quantité croissante d'une solution de départ (solution mère) dont on connaît la concentration afin de réaliser plusieurs échantillons de solutions de concentrations croissantes (solutions filles).

Exemple : Pour des solutions de permanganate de potassium, on peut réaliser 7 tubes à essai à partir de solutions de plus en plus diluées afin de réaliser une échelle de teintes.



Absorbance d'une substance colorée

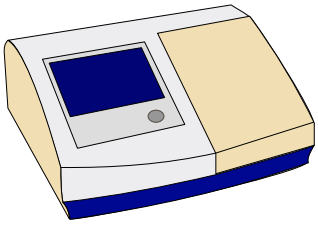
Une solution colorée absorbe certaines radiations de la lumière blanche et diffuse celles qu'elle n'absorbe pas. La couleur de la solution est donc la superposition des radiations lumineuses diffusées.

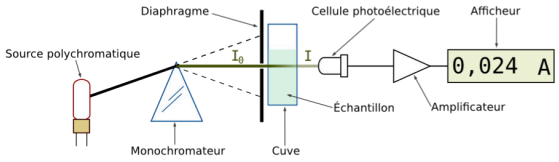
L'absorbance A d'une solution est la proportion de lumière absorbée pour une longueur d'onde λ donnée. C'est un nombre sans unité.

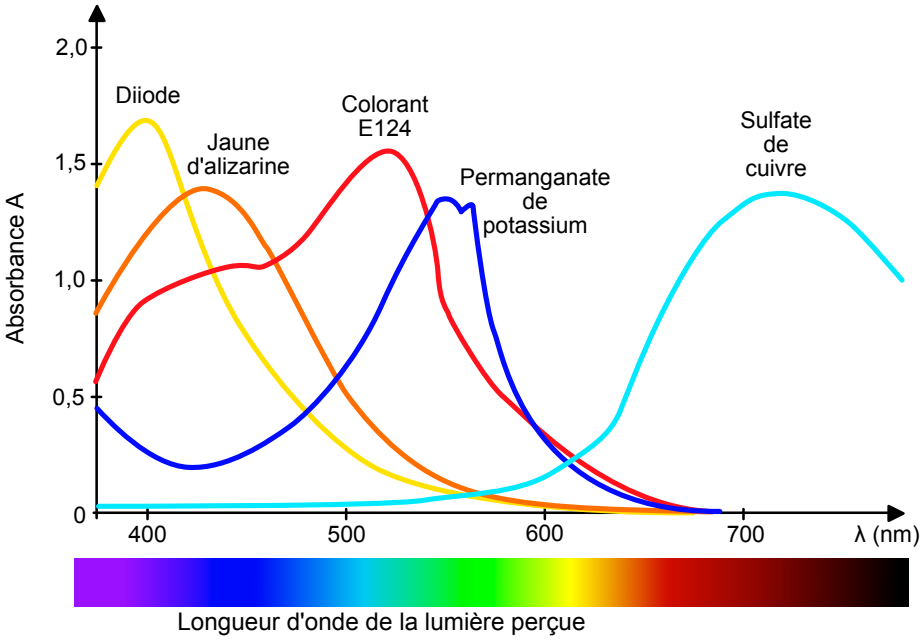
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

On peut mesurer l'absorbance avec un spectrophotomètre qui affiche le spectre d'absorption d'une substance : le graphe de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde (A = f(λ)) :

Spectrophotomètre

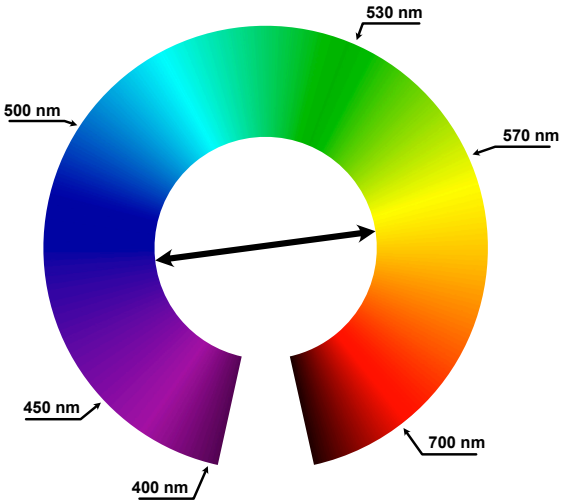






Comme on le voit sur le graphique ci-dessus, **la couleur absorbée est complémentaire de la couleur de la solution**. Par exemple, une solution de sulfate de cuivre est cyan et absorbe donc le rouge.

Cercle chromatique



Les couleurs complémentaires sont opposées sur le cercle

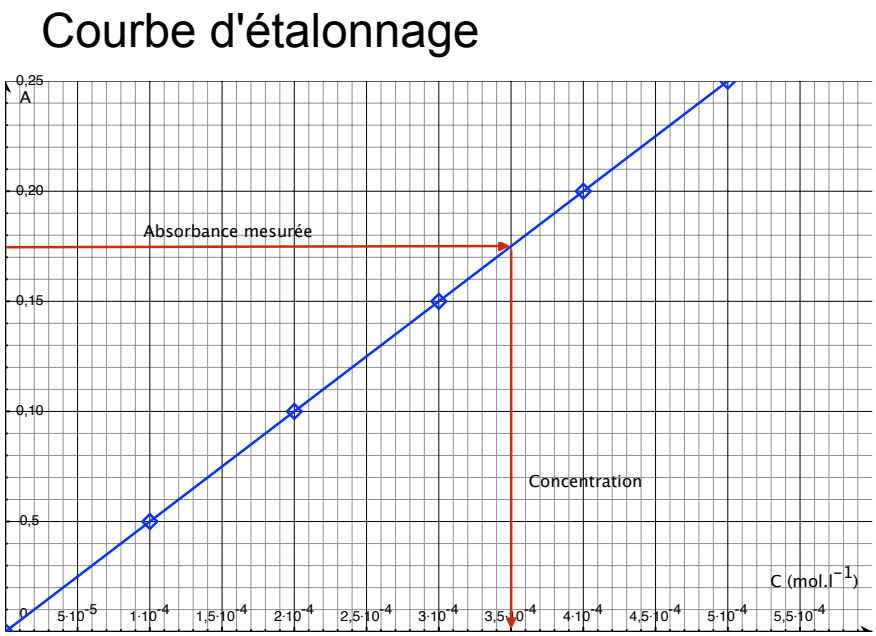
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Dans un spectrophotomètre, on doit faire l'étalonnage de l'appareil avec une cuve contenant le solvant afin de ne pas prendre en compte l'absorption de celui-ci. En effet, les absorptions sont cumulatives : si plusieurs substances absorbent dans la même longueur d'onde, l'absorbance totale sera la somme des absorbances de toutes ces espèces.

Loi de Beer-Lambert

Avec le spectre d'absorption, on détermine la longueur d'onde λ_{max} pour laquelle l'absorption A est maximale.

À l'aide de plusieurs solutions de concentration différentes, et connues, on peut tracer la **courbe d'étalonnage de l'absorbance de ces solutions en fonction de la concentration pour une longueur d'onde donnée** :



On remarque alors que la courbe d'étalonnage est une droite passant par l'origine. C'est logique puisqu'une solution ne contenant pas de substance colorée est transparente et n'absorbe donc pas de lumière.

Pour une solution suffisamment diluée, l'absorbance est proportionnelle à la concentration molaire de la solution. Cette relation a été découverte et complétée successivement par les scientifiques français Pierre Bouger en 1729, Jean-Henri Lambert en 1760 puis Auguste Béer en 1852.

La loi dite de Beer-Lambert lie l'absorbance à la concentration molaire avec un facteur de proportionnalité qui dépend de la largeur de la cuve du spectrophotomètre et un facteur ε (epsilon) nommé coefficient d'extinction molaire qui dépend de la nature de la substance absorbante étudiée, de la longueur d'onde de la lumière utilisée, de la température et de la nature du solvant :

$$A = \varepsilon \times l \times C$$

Unités :

- À : Absorbance sans unité
- ε : (epsilon) coefficient d'extinction molaire en $L.mol^{-1}.cm^{-1}$
- l : épaisseur de la solution traversée (largeur de la cuve) en cm
- C : concentration molaire en $mol.L^{-1}$

Que l'on simplifie souvent par $A = k \times C$ ou $k = \varepsilon \times l$.

À partir du graphique tracé ou de la loi de Beer-Lambert (en ayant calculé la constante ε×l) il est possible de déterminer la concentration molaire d'une solution inconnue en mesurant son absorbance et en lisant la concentration associée en abscisse (flèches rouges).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

3. Évolution d'un système chimique

Mise en situation

La couleur peut nous donner des indications sur les réactions chimiques ou les phénomènes physiques, y compris dans notre vie quotidienne. Nous savons tous que la couleur d'un verre de grenadine est d'autant plus intense qu'il contient beaucoup de sirop. De la même façon, une solution de sulfate de cuivre est d'autant plus intense que la concentration en sulfate de cuivre est importante. La tentation est donc grande d'essayer de relier une mesure de l'intensité de la couleur (absorbance ou transmittance : mesure de l'absorption ou de la transmission) avec la concentration d'une solution.

Beaucoup de tests d'identification d'ions en solution se font par leur coloration ou celle du précipité obtenu. Mais parfois, les réactions ne semblent pas se dérouler totalement et des réactifs semblent encore présents alors que la réaction semble arrêtée. Voyons donc de quelle façon les quantités de réactifs et de produits varient au cours d'une réaction chimique afin de prévoir l'évolution de ces systèmes et de déterminer quel réactif est susceptible de limiter une réaction.

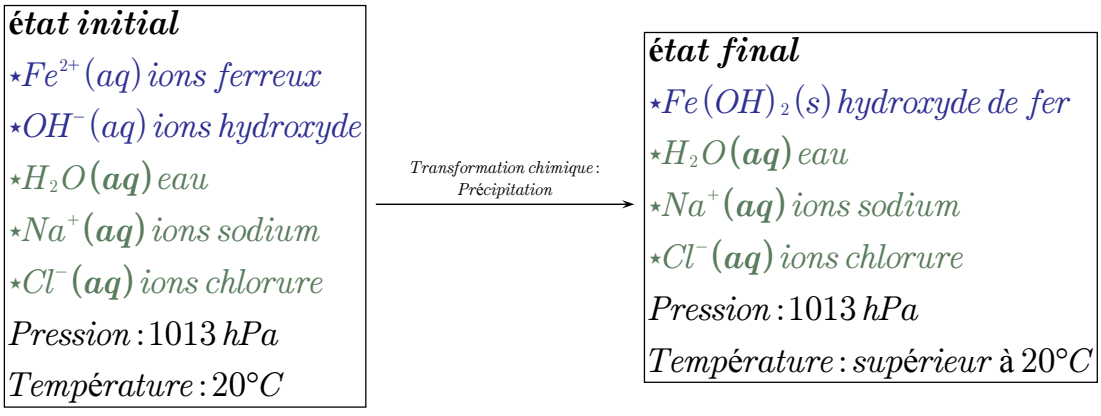
Écriture d'une réaction chimique : équation-bilan

L'équation bilan traduit le **bilan chimique d'une réaction**. On y trouve **les éléments chimiques qui réagissent entre eux, appelés réactifs**, et **les éléments chimiques obtenus en fin de réaction, appelés produits**. Ces deux groupes sont séparés par une flèche qui indique le type de réaction qui se produit.

Prenons l'exemple de l'identification de la présence des ions ferreux Fe^{2+} dans une solution par les ions hydroxyde. Il se forme un précipité vert d'hydroxyde de fer II :

Le système chimique :

solution de chlorure de fer II avec de l'hydroxyde de sodium



On peut donc écrire l'équation-bilan de réaction en respectant la loi de conservation de la matière : il doit y avoir autant d'éléments chimiques de chaque sorte et de charges électriques dans les réactifs et les produits. Les nombres placés devant les formules chimiques pour satisfaire à la loi de conservation de la matière sont appelés **nombres stœchiométriques** :

$$Fe^{2+}(aq) + 2\,OH^{-}(aq) \longrightarrow Fe(OH)_2(s)$$

qui correspond à :

$$\overbrace{1\,Fe^{2+}(aq) + 2\,OH^{-}(aq)}^{\text{Réactifs : espèces consommées}} \xrightarrow{\text{Flèche : sens de l'évolution du système chimique}} \overbrace{1\,Fe(OH)_2 \quad \underbrace{(s)}_{\text{état physique}}}^{\text{Produit : espèce formée}}$$

Nombres stoechiométriques : 1 et 2

Remarque : Les nombres stœchiométriques égal à 1 ne sont généralement pas indiqués.

Mélange stœchiométrique

Une réaction chimique possède deux états fondamentaux : l'**état initial, au début de la réaction** chimique et l'**état final, en fin de réaction** chimique.

Comme les réactions ne sont généralement pas instantanées, on peut également observer des **états intermédiaires**.

Les nombres **stoechiométriques**, qui ont été déterminés au moment d'équilibrer l'équation-bilan de réaction, définissent les conditions idéales pour que la **réaction soit totale**.

Par exemple, dans la réaction précédente, si on introduit exactement une mole d'ions ferreux dans une solution contenant deux moles d'ions hydroxyde, on obtiendra une mole d'hydroxyde de fer solide et il ne restera plus de réactifs en solution à l'état final.

On parle alors d'un mélange stœchiométrique : les quantités des réactifs sont dans les proportions des nombres stœchiométriques des réactifs.

On peut modéliser ce type de mélange de la façon suivante :

Si l'équation − bilan de réaction est :

$$a\,A + b\,B \longrightarrow c\,C + d\,D$$

les réactifs A et B sont en proportion stoechiométrique si :

$$\frac{n_{oA}}{a} = \frac{n_{oB}}{b}$$

avec n_{oA} et n_{oB} correspondant au nombre de moles initiales de A et B

Exemple : dans la réaction de précipitation précédente, tout état initial qui contiendra deux fois plus de moles d'ions hydroxyde par rapport au nombre de moles d'ions ferreux sera stœchiométrique.

Réactif limitant

Si les réactifs d'une réaction chimique ne sont pas introduits en quantités stœchiométriques, cela signifie que l'un d'entre eux n'a pas été introduit en quantité suffisante pour permettre la transformation complète des autres réactifs. En revanche, ce réactif va totalement disparaitre alors qu'il va rester une certaine quantité de matière des autres réactifs.

Le réactif qui est totalement consommé au cours d'une réaction chimique, où les quantités stœchiométriques ne sont pas respectées, **est appelé réactif limitant**.

Avancement d'une réaction chimique

L'avancement d'une réaction chimique est noté χ et s'exprime en mole. C'est une grandeur qui permet de suivre l'évolution d'une réaction chimique.

Avant que la réaction ne démarre, lorsqu'on est **à l'état initial, χ = 0 mol**. L'avancement est nul car la réaction n'a pas encore commencée. Au fur et à mesure de la réaction chimique, l'avancement χ augmente jusqu'à une valeur χ_{max} lorsque la réaction est terminée.

L'avancement maximal, χ_{max} est la plus petite valeur de l'avancement qui annule la quantité d'au moins un réactif (tous les réactifs si la réaction se fait avec des quantités stœchiométriques). C'est également l'avancement maximal qui permet de réaliser le bilan matière et, donc, de calculer les quantités de toutes les espèces en fin de réaction chimique.

Pour déterminer l'évolution des quantités de matière au cours d'une réaction chimique, on utilise un tableau d'avancement.

Pour réaliser ce tableau d'avancement, on a besoin de connaitre les quantités de matière (nombre de moles) des réactifs. **On place ensuite dans le tableau, devant l'avancement χ, le nombre stœchiométrique de l'espèce correspondante, précédé d'un signe négatif pour les réactifs (qui disparaissent) et d'un nombre positif pour les produits (qui apparaissent)**.

Exemple :

Voyons un exemple avec la réaction de combustion du méthane dans le dioxygène. Voici l'équation-bilan équilibrée de cette réaction :

$$1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

Imaginons que la réaction démarre dans un récipient contenant **0,4 moles de méthane** et **2 moles de dioxygène**.

Voici le tableau d'avancement dans ces conditions :

Bilan chimique	$1\,CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 1\,CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$			
État du système	**Avancement en mol**	quantités de matières en mol			
		n (CH_4)	n (O_2)	n (CO_2)	n (H_2O)
État initial	$\chi = 0$	0,4	2	0	0
État intermédiaire	χ	0,4 - 1 χ	2 - 2 χ	0 + 1 χ	0 + 2 χ
État final	$\chi = \chi_{max}$	0,4 - 1 χ_{max}	2 - 2 χ_{max}	0 + 1 χ_{max}	0 + 2 χ_{max}

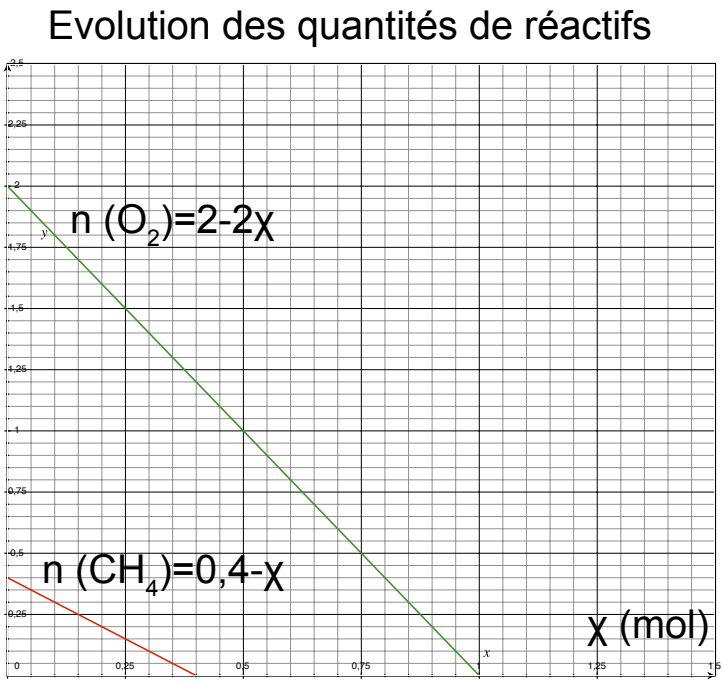
Avec l'aide de ce tableau nous allons pouvoir **déterminer quel est le réactif limitant** : c'est celui dont la quantité de matière va arriver en premier à une valeur nulle.

Il y a deux manières de procéder : graphiquement ou par le calcul.

Graphiquement : la quantité de matière de chaque réactif évolue selon une équation qui se lit dans l'état intermédiaire. Nous avons deux réactifs :

- Pour le **méthane** : n (CH_4) = 0,4 - 1 χ ; mathématiquement : y = 0,4 - x
- Pour le **dioxygène** : n (O_2) = 2 - 2 χ ; mathématiquement : y = 2 - 2x

Il suffit de voir quelle courbe arrive la première à zéro :



Par le calcul : il faut déterminer quelle est la valeur de l'avancement maximal quand la quantité de matière des deux réactifs est égale à zéro :

- Pour le **méthane** : 0,4 - χ_{max} = 0 donc χ_{max} = 0,4 mol
- Pour le **dioxygène** : 2 - 2 χ_{max} = 0 donc χ_{max} = 2/2 = 1 mol

On voit ici dans les deux cas que c'est le méthane qui est le réactif limitant et que l'avancement maximal est égal à 0,4 mol. En fin de réaction il y aura donc 1 × 0,4 mol de méthane (donc 0,4 mol) consommé : il ne restera donc plus de méthane. Pour le dioxygène 2 × 0,4 mol (donc 0,8 mol) auront été consommés : il restera donc 2 - 0,8 = 1,2 mol de dioxygène.

On peut facilement calculer la quantité de produits obtenus : 1 χ_{max} donc 0,4 mol de dioxyde de carbone et 2 χ_{max} donc 0,8 mol d'eau.

A partir de ces informations il est possible de prévoir également **l'évolution de la couleur d'un système** : Si l'une des substances (des réactifs ou des produits) est colorée, **le calcul de la quantité de matière de cette substance en fin de réaction permet de prévoir la couleur du mélange**. Si la substance disparait, par exemple, la solution va devenir incolore. Si la substance apparait au cours de la réaction, la solution va se colorer.

L'intensité de la couleur peut permettre de vérifier la quantité d'une matière colorée en solution en mesurant l'absorbance de la substance.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

4. Réactions d'oxydoréduction

Mise en situation

Dans notre monde de plus en plus mobile et connecté, nos besoins de sources d'énergie portative ont poussé au développement des piles et des accumulateurs dont les performances ont considérablement progressé depuis l'invention de la première pile par Alessandro Volta en 1745. A l'origine, le scientifique italien avait procédé à un empilement de plaques de zinc, de cuivre et de cartons imbibés de solution ionique, ce qui a donné le nom de « pile » à l'ensemble.

Découverte bien avant qu'on lui trouve une quelconque utilité, la pile transforme l'énergie générée par une réaction chimique en énergie électrique et en énergie thermique (par effet Joule). Les piles occupent aujourd'hui une grande partie des appareils de notre quotidien et les recherches visent à les rendre plus efficaces, moins coûteuses et plus facilement recyclables.

Si les piles traditionnelles sur le modèle de Volta, appelées piles salines, sont de moins en moins utilisées, l'ère est surtout aux accumulateurs, qui fournissent l'énergie à nos voitures électriques, smartphones, tablettes et autres gadgets électroniques, et aux piles à combustible dont le développement pourrait véritablement changer notre manière de nous déplacer ou de nous alimenter en électricité.

Voyons donc dans ce chapitre quels types de réactions chimiques font fonctionner les piles salines et les autres applications de ces réactions nommées **oxydoréductions**.

Différentes sortes de piles

Les piles se classent en trois grandes familles : les piles **salines et alcalines**, les piles à **combustible** et les **accumulateurs**. Le point commun de ces trois familles est qu'elles sont le siège de réactions chimiques qui impliquent un transfert d'électron. Ces électrons vont être injectés dans des fils conducteurs où leur mouvement sera à l'origine du courant électrique.

Piles salines et alcalines

Dans ce type de piles, une réaction chimique se produit à chaque électrode et consomme les réactifs. **Lorsque ceux-ci sont épuisés, la pile cesse de fonctionner**, ce qui fait qu'elles sont à usage unique (même si certaines recherches tendent à montrer qu'il serait possible de renverser partiellement la réaction des piles alcalines). La différence entre piles salines et alcalines est liés au milieu ionique dans lequel se font les réactions : acide dans les piles salines et basiques dans les piles alcalines.

Historiquement, les piles salines ont été les premières piles électrochimiques fabriquées et on les trouve encore dans de nombreux domaines, dont les batteries des voitures aux moteurs à combustion. Les piles alcalines sont capables de délivrer une plus grande quantité d'énergie et ont une durée de vie plus longue que les piles salines.

Accumulateurs

Abusivement appelées piles « rechargeables », **ces piles accumulent l'énergie sous forme d'énergie chimique** et ne peuvent pas être ouvertes et « rechargées » en substances chimiques. lorsqu'elles sont branchées en générateur dans un circuit, elles l'alimentent avec des réactions très semblables à celles des piles salines et alcalines. Mais il est possible de brancher ces piles en tant que récepteur et d'inverser alors la réaction chimique interne. De ce fait les réactifs de la réaction initiale sont régénérés et la pile se « recherche » en énergie électrique qu'elle va accumuler sous forme d'énergie chimique. La réaction interne n'est toutefois jamais totalement réversible et une partie des actifs ne peuvent pas être régénérés. Selon leur type et leurs composition, il est possible de les 'recharger' entre 100 et 1000 fois. De nombreuses recherches sont menées dans ce domaine pour augmenter leur capacité d'accumulation d'énergie et leur nombre de cycles de recharge.

En laboratoire il a été démontré la faisabilité d'accumulateurs à nanotubes de carbone qui stockeraient directement les électrons à l'intérieur des nanotubes avant de les libérer en fonctionnement. Si cette découverte passait à l'étape industrielle il faudrait sans doute classer ces types de générateur dans une nouvelle catégorie car il n'y aurait plus de réaction chimique en jeu !

Piles à combustibles

Une pile à combustible est véritablement une pile « rechargeable » puisque **les réactifs** ne sont plus stockés de façon définitive dans l'enceinte de la pile mais **apportés de façon progressive depuis l'extérieur.** La plus célèbre des piles à combustible est la pile à hydrogène qui fonctionne avec de du dihydrogène et du dioxygène dans une réaction de synthèse qui va former de l'eau. La synthèse chimique n'est toutefois pas réalisée de façon directe, mais les molécules de dihydrogène vont passer dans des membranes qui vont séparer les électrons des atomes d'hydrogène de leur noyau avant de les envoyer dans le circuit électrique.

Pile électrochimique

Une pile électrochimique transforme l'énergie chimique en énergie électrique, avec une partie de l'énergie transformée en chaleur par effet Joule.

Ces piles possèdent **deux électrodes conductrices** (métallique ou en graphite) au contact d'une **solution ionique** aqueuse ou gélifiée. A chaque électrode une réaction chimique va avoir lieu : A **l'une des électrodes un métal va donner des électrons, en faisant une borne négative (donneuse d'électrons) et à l'autre un ion métallique va capter des électrons, en faisant une borne positive (« aspirant » les électrons).**

Les électrons vont alors circuler dans le circuit électrique pour passer d'une borne à l'autre. Leur déplacement étant à l'origine du courant électrique.

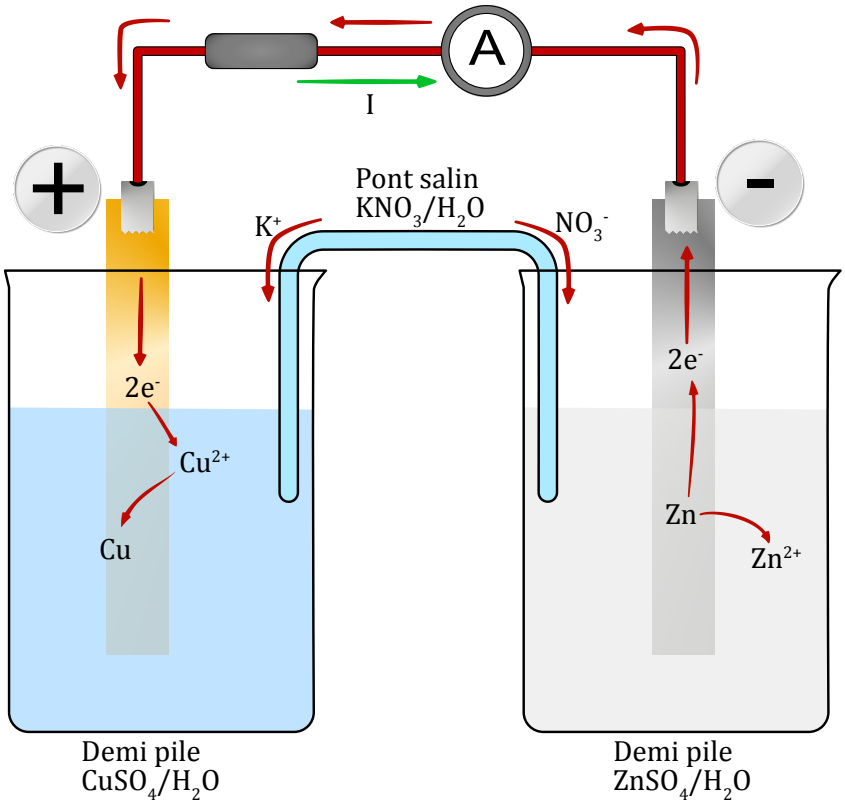
Si les deux électrodes plongent dans la même solution ionique, des réactions non voulues vont généralement limiter très fortement les réactions intéressantes pour le fonctionnement de la pile. On a donc l'habitude de séparer la pile en deux demi-piles reliées par un pont salin constitué d'une solution (souvent gélifiée) ionique dont les ions n'interviennent pas dans les réactions principales aux électrodes.

Prenons l'exemple de la pile Daniell, mise au point par le chimiste britannique John Daniell en 1836. Cette pile fonctionne sur le couple cuivre/zinc dans laquelle la demi-pile cuivre (on parle aussi de cellule électrochimique) constitue la borne positive de la pile et la demi-pile zinc la borne négative.

Ainsi les électrons vont circuler dans le circuit de la borne de zinc à la borne de cuivre alors que le sens du courant conventionnel ira de la borne de cuivre à la borne de zinc (ne pas oublier les cours de collège : le sens conventionnel du courant est le sens inverse des électrons dans un circuit électrique).

Le pont salin contient des ions positifs et négatifs qui vont se déplacer dans les solutions des deux demi-piles afin d'y équilibrer les charges au fur et à mesure de l'avancement des réactions aux électrodes.

On comprend bien que cette réaction chimique va cesser lorsqu'il n'y aura plus de zinc métallique sur l'électrode de zinc ou plus d'ions cuivre dans la solution de sulfate de cuivre.



Réaction aux électrodes

A chaque électrode de la pile il va y avoir une réaction chimique différente. Restons sur l'exemple de la pile Daniell :

A la borne négative, le zinc métallique donne deux électrons pour devenir un ion zinc Zn^{2+} :

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$$

Ainsi la concentration en ions cuivre, positifs, va augmenter dans la solution, nécessitant un apport d'ions négatifs NO3- depuis le pont salin pour maintenir la

neutralité électrique de la solution. Dans le même temps, le métal de l'électrode disparait progressivement.

A la borne positive, les ions cuivre de la solution de sulfate de cuivre vont capter les électrons pour passer à l'état métallique) :

$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$$

On peut faire la bilan global des réactions se produisant aux deux électrodes de ce générateur électrochimique en rassemblant les réactions des deux demi-piles et en supprimant les électrons qui sont présents des deux côtés de la réaction :

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Le sens de transfert des électrons dépend d'une grandeur nommée potentiel d'oxydoréduction. Chaque métal possède une valeur de potentiel d'oxydoréduction qui s'exprime en volt. Cette valeur peut être positive ou négative. Dans une pile, la demi-pile qui possède la plus grande valeur sera la borne positive de la pile.

Par exemple, avec un potentiel d'oxydoréduction de +0,34 V, le couple cuivre Cu^{+2}/Cu sera la borne positive face au couple zinc Zn^{2+}/Zn de potentiel -0,76 V. Mais le couple cuivre Cu^{+2}/Cu sera la borne négative d'une pile comprenant le couple argent Ag^{+}/Ag de potentiel +0,80 V.

Oxydant et réducteur

Les réactions d'échange d'électrons qui se produisent dans les piles sont appelées réactions d'oxydoréduction et ont une grande importance en chimie.

Elles mettent en jeu deux espèces : **les oxydants, notés Ox** et **les réducteurs, notés Red**. On nomme donc souvent ces réactions « réaction RedOx ».

Un oxydant est une espèce chimique capable de capter des électrons (un ou plusieurs).

Un réducteur est une espèce chimique capable de céder des électrons (un ou plusieurs).

Ainsi, le métal zinc est un réducteur car il cède des électrons :

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$$

Tandis que l'ion zinc Zn^{2+} est un oxydant car il capte des électrons :

$$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Zn(s)$$

Couple oxydant/réducteur

On parle donc de couple oxydant/réducteur (ou couple redox) car chaque oxydant à son réducteur conjugué (et inversement).

Il est donc possible de modéliser ce couple par sa **demi-équation d'oxydoréduction** dans laquelle la flèche sera à double sens pour bien indiquer que la réaction peut avoir lieu dans les deux sens :

$$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$$

Ces demi-équations doivent respecter les mêmes règles que toutes les équations-bilan, en particulier la conservation de la matière et des charges électriques.

Dans le cas d'une demi-équation plus compliquée, comme celle du couple MnO_4^-/Mn^{2+} il sera judicieux de commencer par l'équilibre de la matière, en s'assurant qu'il y a le même nombre d'atomes de chaque sorte de part et d'autre de la flèche, avant d'équilibrer les charges. En effet, la présence des électrons seuls va simplifier cette dernière tâche :

$$MnO_{4-} + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

Notez qu'il faut ici ajouter des **ions hydrogène H^+** pour équilibrer la réaction, ce qui indique aussi que celle-ci a **besoin d'un milieu acide** pour pouvoir s'effectuer.

Réaction d'oxydo-réduction

Les réactions d'oxydoréduction sont très importantes en chimie. Nous avons déjà vu leur utilité pour expliquer le fonctionnement des piles, mais elles sont également utilisées en métallurgie, en biologie et dans bien d'autres domaines.

Comme nous l'avons vu avec les piles, **une réaction d'oxydoréduction est une réaction dans laquelle il y a un échange d'électrons entre un oxydant, qui capte des électrons et un réducteur qui en donne.** Au cours de cette réaction, l'oxydant de départ devient un réducteur après avoir capté des électrons et le réducteur devient un oxydant après en avoir cédé.

En dehors d'une demi-pile, où les électrons sont apportés directement par le circuit électrique, les réactions d'oxydoréduction mettent donc en jeu deux couples redox (réducteur/oxydant) qui se transfèrent les électrons l'un à l'autre.

Dans le cas de la pile Daniell, zinc-cuivre, l'équation de la réaction est la suivante :

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Il s'agit donc bien d'un transfert d'électrons du zinc au cuivre et c'est une réaction d'oxydoréduction. Celle-ci peut se faire dans une même solution, par contact directe ou par l'intermédiaire d'un circuit qui transfère les électrons.

Le zinc est le réducteur, car il cède les électrons, et le cuivre est un oxydant car il a capté les électrons.

Les demi-équations de réaction d'une réaction d'oxydoréduction sont donc du type :

Oxydant 1 + n électrons ⟶ Réducteur 1 (réduction)

Réducteur 2 ⟶ Oxydant 2 + n électrons (oxydation)

Quand la réaction donne un oxydant c'est une oxydation !

Quand la réaction donne un réducteur c'est une réduction !

L'équation-bilan globale sera donc sous la forme suivante, en enlevant les électrons qui apparaissent de part et d'autre :

Oxydant 1 + Réducteur 2 ⟶ Réducteur 1 + Oxydant 2

Pour réaliser cette équation-bilan globale **il faudra écrire et équilibrer les demi-équations** d'oxydoréduction puis, éventuellement, les multiplier par un **coefficient entier** approprié afin que le **même nombre d'électrons** soit échangé dans les deux demi-équations avant de les réunir.

Exemple : réaction de l'aluminium avec les ions hydrogène

Cette réaction fait intervenir deux demi-réactions dans lesquelles l'ion hydrogène est l'oxydant (il capte des électrons) et l'aluminium le réducteur (il cède ses électrons) :

$$2\ H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$$

$$Al(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3e^-$$

On voit ici que les ions hydrogène captent deux électrons alors que l'aluminium en cède trois. Il faut donc équilibrer au plus petit commun multiple qui correspond à un échange de six électrons :

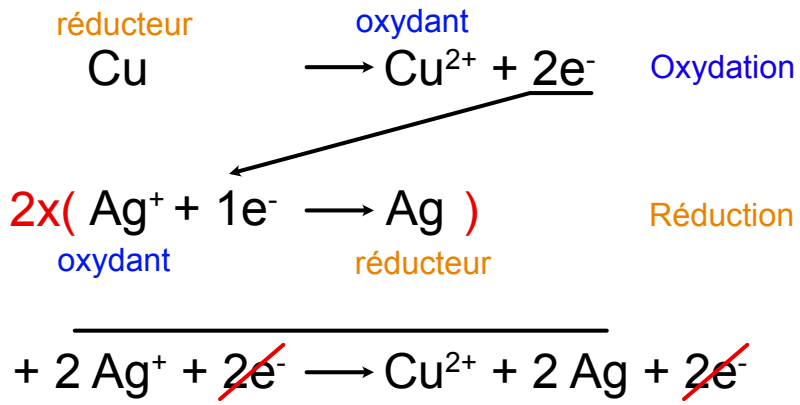
$$3 \times \left(2\ H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)\right) \ \mid\ 3 \times 2 = 6\ e^-$$

$$2 \times \left(Al(s) \rightleftharpoons Al^{3+}(aq) + 3e^-\right) \ \mid\ 2 \times 3 = 6\ e^-$$

D'où l'équation de réaction d'oxydoréduction finale suivante :

$$6H^+(aq) + 2Al(s) \longrightarrow 3H_2(g) + 2Al^{3+}(aq)$$

Ce qu'il faut retenir :



Quand la réaction donne un oxydant, c'est une oxydation

Quand la réaction donne un réducteur, c'est une réduction

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

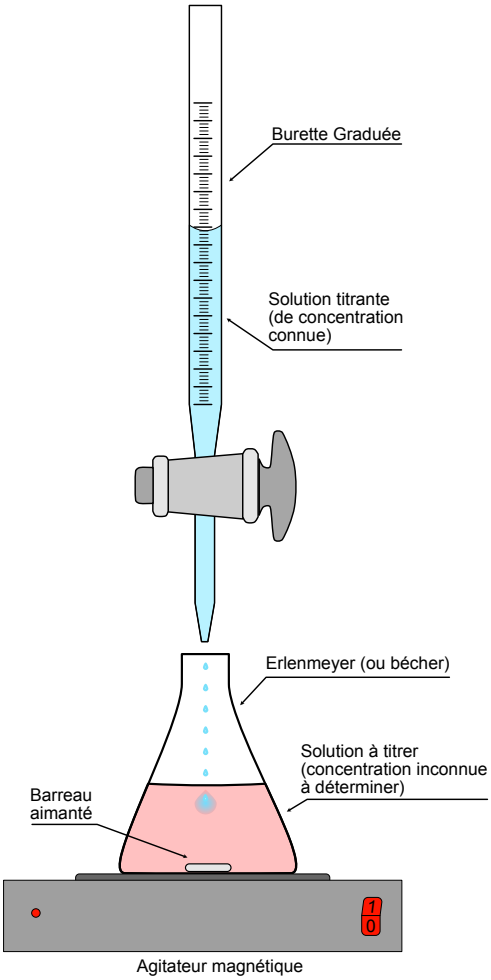
5. Déterminer la quantité de matière par titrage

Principe du titrage

Le titrage est une technique de dosage qui vise à **déterminer la concentration d'une solution** en une espèce chimique. Pour cela on effectue **une réaction chimique qui doit être totale, rapide et unique**.

Il existe plusieurs variantes du titrage, selon la façon dont on suit l'évolution de la réaction. Le plus simple est l'observation à l'œil nu par un changement de couleur ou d'apparence de la solution à titrer, mais on peut aussi utiliser des appareils de suivi, comme un pH-mètre ou un conductimètre.

Mise en œuvre pratique



Le titrage se fait avec une burette graduée qui permet d'ajouter un réactif, **solution titrante**, au goutte-à-goutte dans la **solution à titrer** (dont on chercher à déterminer la concentration).

On utilisera un **tableau d'avancement** pour déterminer l'évolution de la réaction et en déduire la concentration de la solution à titrer.

1. **Déterminer quelle solution titrante utiliser.**

Si on veut titrer une solution contenant une entité A de concentration inconnue, on va chercher une solution contenant une entité B qui réagit avec A pour former un (ou plusieurs) produit(s) C (et D…) qui vont faire changer de couleur la solution.

La réaction s'écrira : **aA + bB → cC + dD**

La réaction choisie étant totale, le changement de couleur aura lieu lorsque les deux réactifs seront en proportions stœchiométriques. Ce sera alors le point d'équivalence.

2. Déterminer la méthode de suivi

Si l'entité A réagi avec B en donnant un produit dont la couleur est facilement visible, alors le titrage peut être fait directement avec des solutions contenant A et B.

Souvent il faudra rajouter dans la solution A à titrer un « révélateur » qui permettra de voir le point d'équivalence. Ce révélateur peut être un indicateur coloré de pH si la réaction entre A et B fait varier le pH. Dans ce cas on peut aussi suivre avec un pH-mètre.

Le révélateur peut aussi être une substance E qui réagit avec C ou D pour former une couleur nouvelle nettement visible.

3. Déterminer l'équivalence par titrage

Une fois la solution titrante choisie, on écrit le tableau d'avancement de la réaction sous la forme classique vue précédemment :

Bilan chimique		aA + bB → cC + dD			
État du système	**Avancement en mol**	quantités de matières en mol			
		n (A)	n (B)	n (C)	n (D)
État initial	$\chi = 0$	$n_0(A)$	$n_0(B)$	0	0
État intermédiaire	χ	$n_0(A) - a\,\chi$	$n_0(B) - b\,\chi$	$0 + c\,\chi$	$0 + d\,\chi$
État final	$\chi = \chi_{max}$	$n_0(A) - a\,\chi_{max}$	$n_0(B) - b\,\chi_{max}$	$c\,\chi_{max}$	$d\,\chi_{max}$

La réaction étant totale, a,b,c et d étant les coefficients stœchiométriques, l'équivalence sera obtenue lorsque A et B auront été introduits dans des proportions stœchiométriques :

$$\text{Donc } \frac{n_0(A)}{b} = \frac{n_0(B)}{b}$$

Par l'équilibre de l'équation bilan nous connaissons les coefficients stœchiométriques a et b.

$n_0(B)$ est déterminé par la relation **n = c×V**

Concrètement, nous connaissons la concentration c de la solution titrante. Il reste donc à déterminer **quel est le volume de la solution contenant B à l'équivalence**, donc au changement de couleur.

Avec la burette on verse donc lentement la solution titrante dans la solution à titrer. Il est possible de procéder en deux fois : un premier titrage grossier en versant 1 mL par 1 mL afin de déterminer approximativement le volume d'équivalence. Puis un

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

second titrage, avec de nouvelles solutions titrantes et à titrer, en versant au goutte à goutte lorsqu'on se rapproche du volume déterminé lors du premier titrage.

4. Calculer la concentration de la solution à titrer

Une fois le volume à l'équivalence de la solution titrante trouvée, il suffit d'effectuer un simple calcul pour déterminer la concentration de la solution à titrer :

$$\frac{n_0(A)}{b} = \frac{n_0(B)}{b} \; et \; n = c \times V$$

$$\text{Donc } \frac{c_A \times V_A}{a} = \frac{c_B \times V_B}{b} \Longrightarrow c_A = \frac{a \times c_B \times V_B}{b \times V_A}$$

a et b sont les coefficients stœchiométriques de l'équation-bilan. c_B est connu, car c'est la concentration de la solution titrante. V_A est également connu puisque c'est le volume de la solution à titrer que nous avons choisie et placée dans l'erlenmeyer (ou le bécher) sous la burette. Enfin V_B est le volume à l'équivalence déterminé par le titrage.

La technique est donc simple et relativement rapide à mettre en œuvre et la qualité du résultat ne dépend que du soin apporté par l'opérateur qui effectue le titrage.

B. Modélisation des transformations

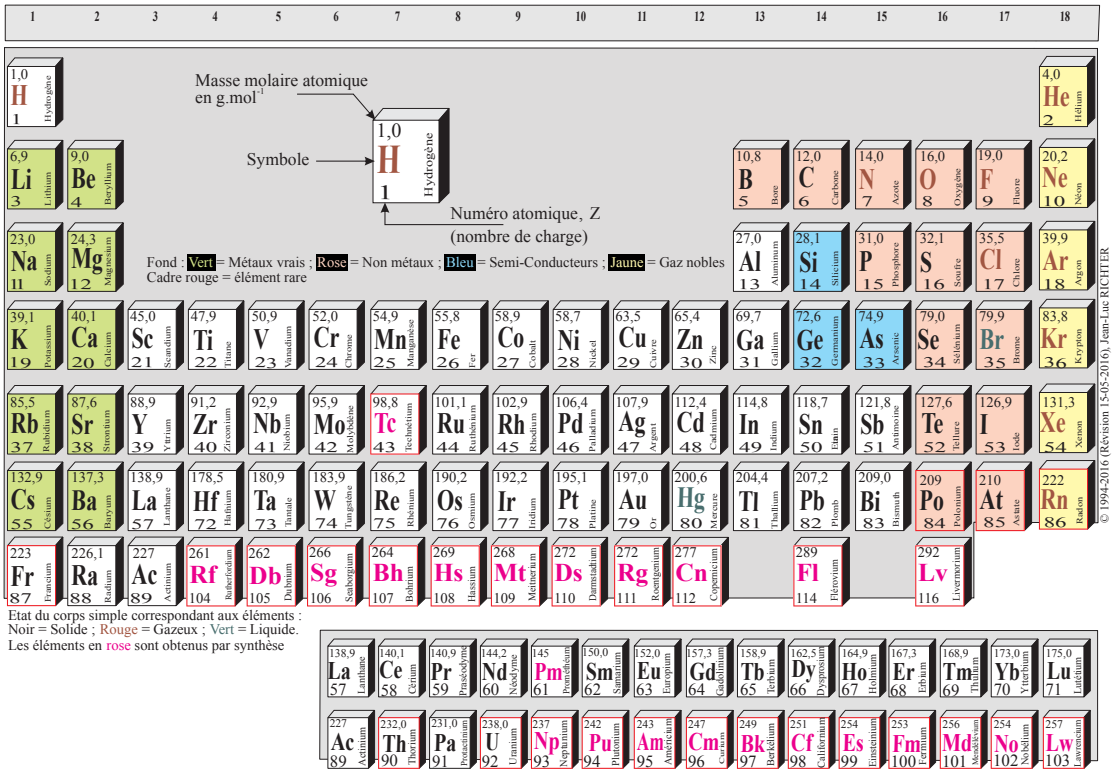
6. De la structure à la polarité d'une entité

Rappels de la classe de seconde

Symbole et composition d'un atome

Chaque élément chimique est identifié par un symbole, comme vu en classe de 4e. Ces symboles se retrouvent dans la classification périodique des éléments et **commencent toujours par une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule quand la première lettre a déjà été utilisée**.

La classification périodique des éléments :



Pour le noyau d'un atome, deux informations sont associées à chaque symbole d'atome :

- **Le numéro atomique, noté Z**, situé en bas du symbole. Il sert à classer les éléments chimiques et représente le nombre de protons du noyau et, donc, le nombre d'électrons du cortège électronique puisque ces deux nombres sont identiques.
- **Le nombre de masse, noté A**, est situé en haut du symbole, représente le nombre de nucléons du noyau, donc le nombre de protons + le nombre de neutrons.
- On peut donc en déduire **le nombre de neutrons, noté N**, d'un atome par l'opération : **N = A – Z**

Le noyau d'un atome sera symbolisé de la façon suivante :

$$^{A}_{Z}X$$

Répartitions des électrons dans l'atome

Le nombre d'électrons dans un atome est égal à son numéro atomique et donc au nombre de protons qu'il y a dans le noyau. Selon le modèle de Bohr, ces électrons vont se répartir dans des couches successives, appelées **couches électroniques (n)**, autour du noyau. **Ces couches se découpent elles-mêmes en sous-couches (l),** aussi appelées orbitales…

Une couche électronique est caractérisée par un numéro noté n supérieur à zéro. La première couche porte donc le numéro n=1, la suivante n=2 et ainsi de suite.

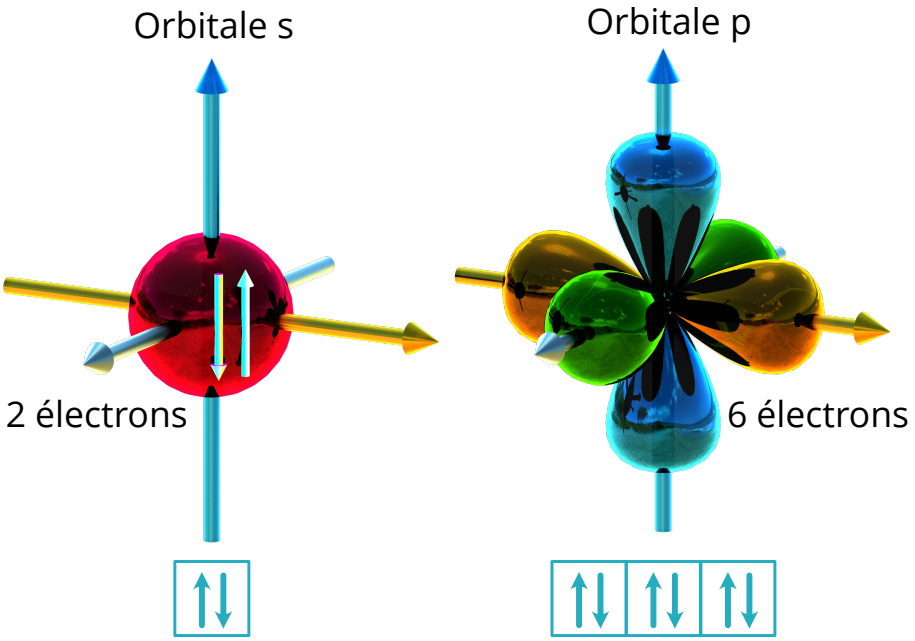
Les sous-couches sont caractérisées par un numéro noté l, dont la valeur est comprise entre zéro et n : $0 \leq l < n$

On donne des lettres aux différentes sous-couches l pour les identifier plus facilement :

Pour l = 0 on parle de sous-couche (orbitale) s

Pour l = 1 c'est la sous-couche (orbitale) p

Pour l = 2 c'est la sous-couche (orbitale) d



Pour savoir où on se trouve on combine le numéro de couche n avec la lettre de la sous-couche l. Par exemple 2s correspond à la première sous-couche (l=0) de la seconde couche électronique (n=2).

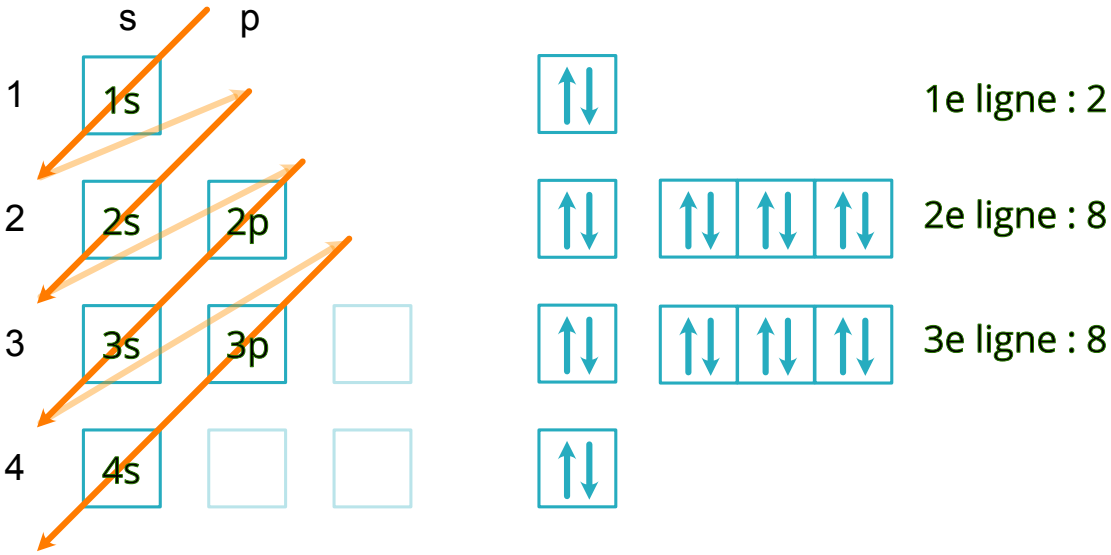
Remplissage des couches électroniques

Chaque couche peut contenir au maximum $2 \times n^2$ électrons. Donc 2 (2×1^2) électrons pour la couche n=1, 8 (2×2^2) pour la couche n=2, 18 (2×3^2) pour la couche n=3…

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

La répartition des électrons dans les différentes couches électroniques est nommée **configuration électronique de l'atome**.

Les électrons se répartissent en commençant par remplir les couches internes avant d'occuper les couches périphériques (extérieures : **couche de valence**). Cette répartition suit la règle de Klechkowski.



La sous-couche s peut contenir 2 électrons

La sous-couche p peut contenir 6 électrons

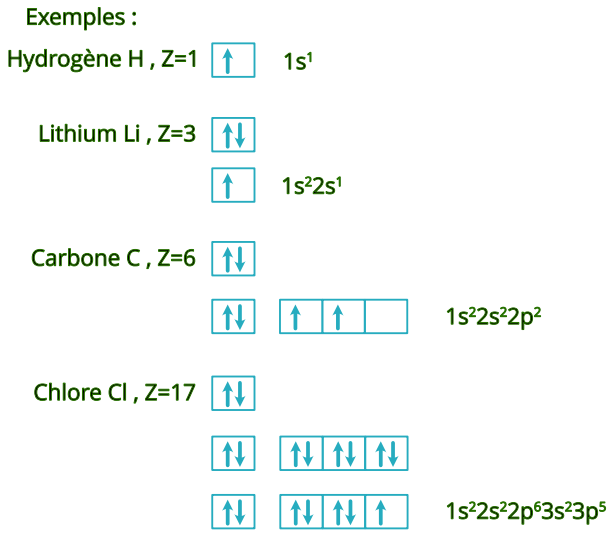
On indique les sous-couches dans l'ordre avec le nombre d'électrons en exposant.

Exemples

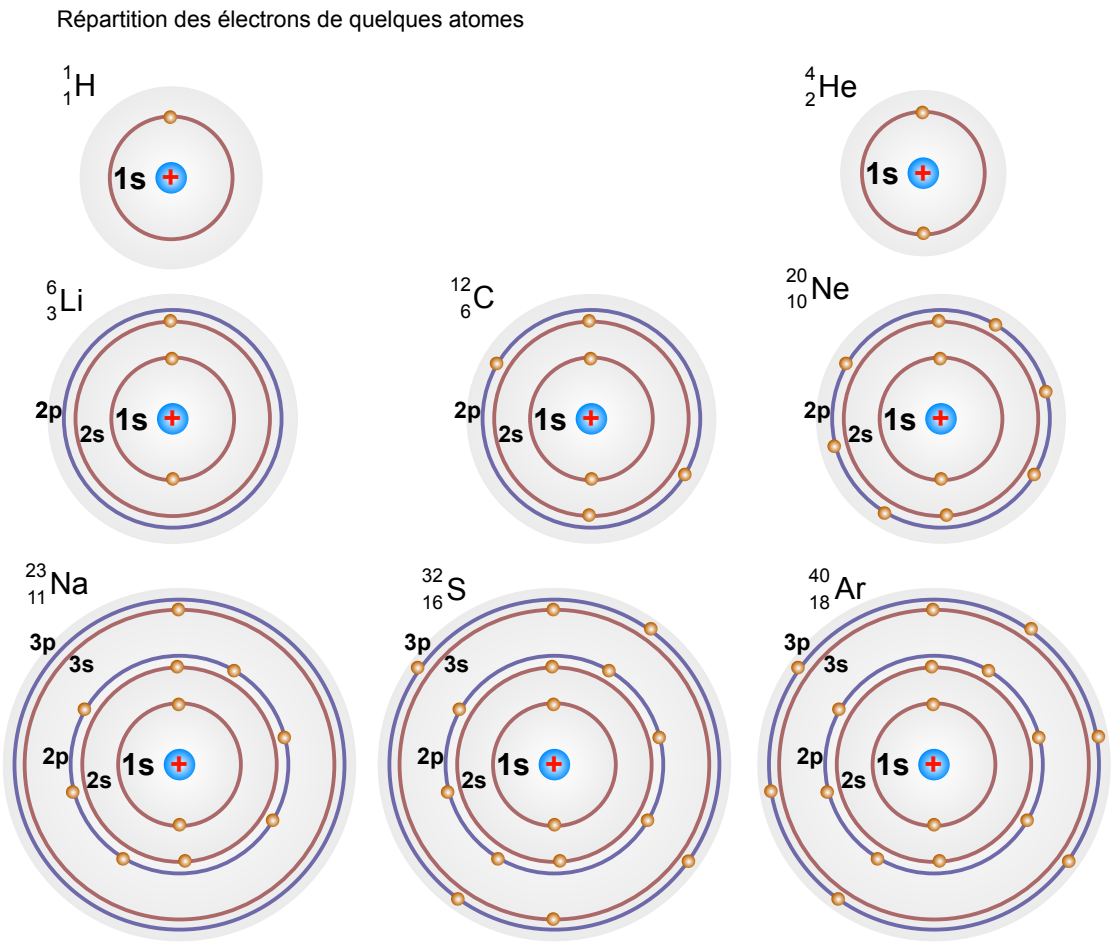
Pour le carbone C (Z = 6) : $1s^2 2s^2 2p^2$ (2+2+2=6)

Pour le soufre S (Z = 16) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (2+2+6+2+4=16)

On peut aussi représenter le remplissage graphiquement de différentes façons :



 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Liaisons dans les molécules

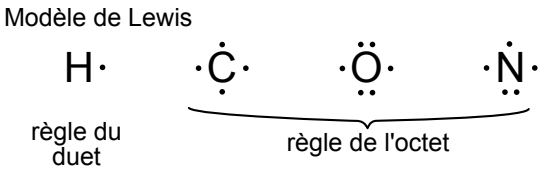
L'autre manière pour un atome d'obtenir une couche électronique externe semblable à celle d'un gaz noble (règle du duet **$1s^2$** ou de l'octet **ns^2np^6**) est de **partager des électrons**.

Cela implique de trouver un « partenaire » et de mettre en commun un ou plusieurs électrons qui seront alors crédités à la couche externe des atomes qui se les partagent. On dit que les atomes forment des **liaisons covalentes**.

Modèle de Lewis

Le chimiste Gilbert Newton **Lewis** a proposé en 1916 une représentation, la formule de Lewis, qui permet de montrer la formation des liaisons covalentes selon la règle de l'octet (et du duet) : tous les électrons de la couche électronique de valence sont représentés autour du symbole de l'atome sous forme de points. Les liaisons se forment en reliant les points afin que chaque atome ait 2 ou 8 électrons en comptant les deux électrons à l'extrémité de chaque trait.

Pour savoir comment les atomes sont liés dans une molécule on peut donc partir de leur structure électronique externe (couche de valence) et appliquer le modèle de Lewis : **chaque symbole d'atome sera représenté entouré des électrons présents sur sa dernière couche**, comme dans les exemples ci-dessous :



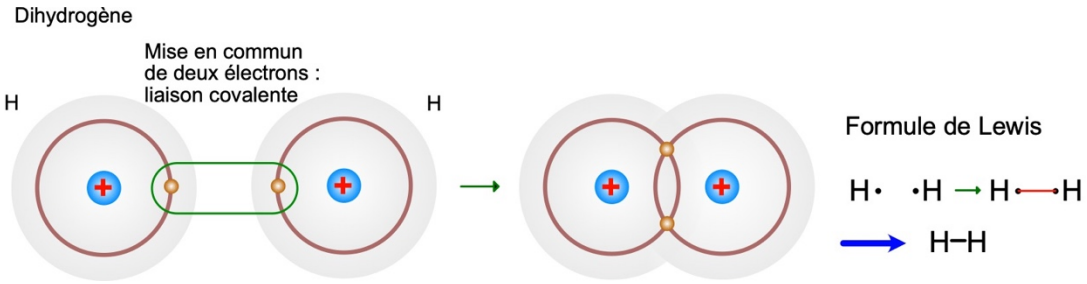
Comme on peut le voir, il manque un électron à l'hydrogène pour avoir un duet sur sa couche externe d'électrons. Il formera donc des liaisons où il partage son électron avec celui d'un autre atome. **Une liaison où deux électrons sont mis en commun est une liaison simple** (exemple du dihydrogène H_2)

L'atome d'oxygène n'a besoin que de deux électrons. Il va donc les partager avec deux atomes différents en formant deux liaisons simples (exemple de l'eau H_2O) ou avec un seul atome en **formant une liaison double où quatre électrons, deux par liaison, sont partagés** (exemple du dioxygène O_2).

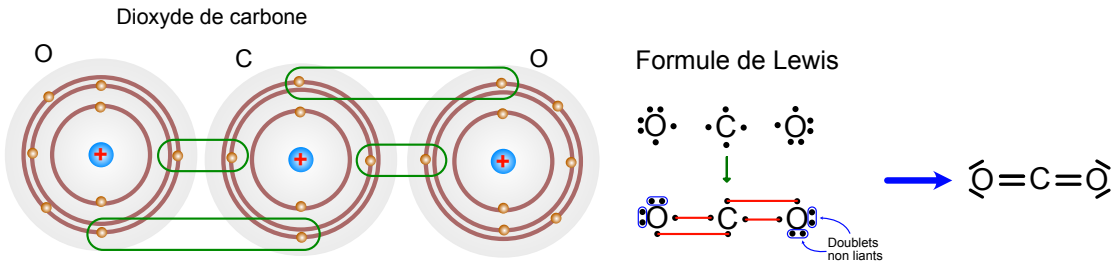
L'atome d'azote a besoin de trois électrons. Il peut faire des combinaisons de liaisons simples et doubles, mais **peut aussi partager trois électrons avec un seul autre atome et former ainsi une liaison triple** (exemple du diazote N_2).

Enfin **le carbone a besoin de quatre électrons, il peut donc faire une combinaison de liaisons simples, doubles ou triples**.

Exemple : l'atome d'hydrogène n'a qu'un seul électron sur son unique couche électronique externe $1s^1$. Deux atomes d'hydrogène peuvent donc mettre leurs électrons en commun et ils auront donc tous deux accès à deux électrons, comme l'hélium, qui est le gaz noble le plus proche.



Le chimiste Gilbert Newton Lewis a proposé en 1916 une représentation, la **formule de Lewis**, qui permet de montrer la formation des liaisons covalentes selon la règle de l'octet (et du duet) : tous les électrons de la couche électronique périphérique sont représentés autour du symbole de l'atome sous forme de points. Les liaisons se forment en reliant les points afin que chaque atome ait 2 ou 8 électrons en comptant les deux électrons à l'extrémité de chaque trait.



 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Dans la représentation de Lewis, un trait entre deux symboles d'atomes représente une liaison covalente. Il est possible d'avoir jusqu'à trois liaisons covalentes entre deux atomes (soit 6 électrons partagés !).

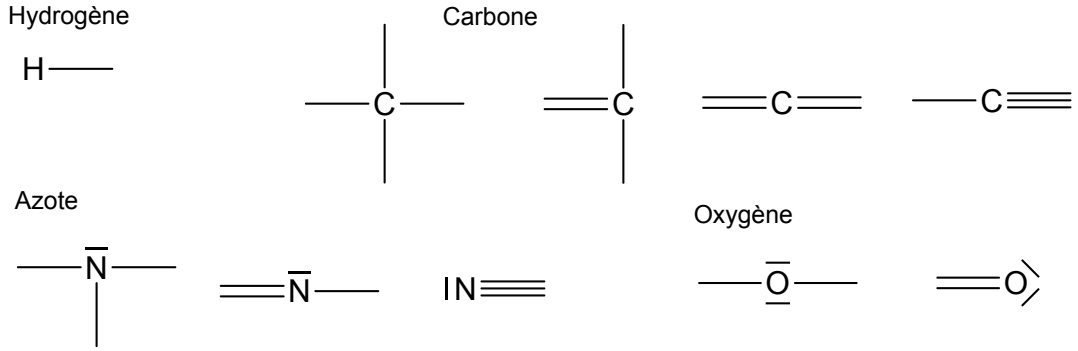
Les électrons de la couche de valence qui ne forment pas de liaisons se regroupent par deux pour former un **doublet non liant** qui est représenté sous la forme d'un trait le long du symbole de l'élément. Dans l'exemple ci-dessus du dioxyde de carbone, chaque atome d'oxygène possède deux doublets non liants. Si vous comptez les électrons partagés (entourés en vert) pour chaque atome, vous constaterez que le carbone et les deux atomes d'oxygène ont bien 8 électrons chacun sur leur couche de valence.

Représentation des molécules

La formule chimique brute d'une molécule est constituée de la liste des atomes qui la composent, avec en indice le nombre d'atomes de chaque sorte à droite de son symbole (exemple : l'eau H_2O contient deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène).

On peut utiliser la formule de Lewis pour représenter une molécule développée qui indique plus précisément la manière dont se font les liaisons entre atomes. Il existe alors deux représentations possibles : garder les points qui représentent chaque électron (ce qui peut vite devenir confus pour une grosse molécule) ou **remplacer les paires d'électrons qui font une liaison covalente, appelées aussi doublets liants, par des traits entre les deux atomes.** De la même façon, **les doublets d'électrons non liants sont représentés par des traits au-dessus du symbole de l'atome**.

Représentation de Lewis



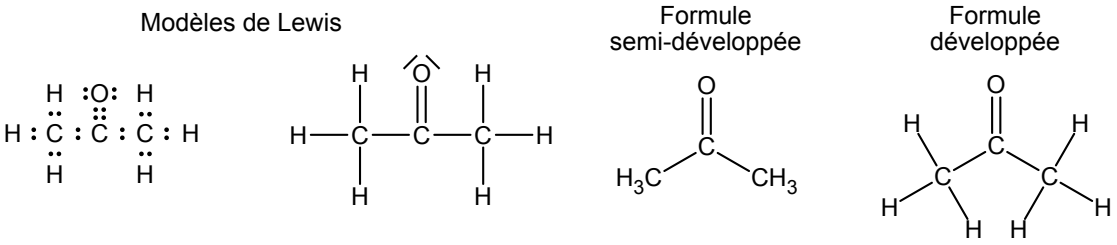
La représentation des doublets non liants n'est pas toujours nécessaire et peut même alourdir la représentation de grosses molécules. On utilise donc généralement trois représentations en dehors de la représentation de Lewis :

- **La formule brute** : elle n'indique que la composition de la molécule, sans préciser la nature des liaisons entre atomes.
- **La formule développée** : elle indique la géométrie de la molécule en figurant toutes les liaisons entre atomes par des traits (simples, doubles ou triples).
- **La formule semi-développée** : comme les atomes d'hydrogène ne forment qu'une liaison simple avec les autres atomes, on peut aisément deviner de quelle façon ils

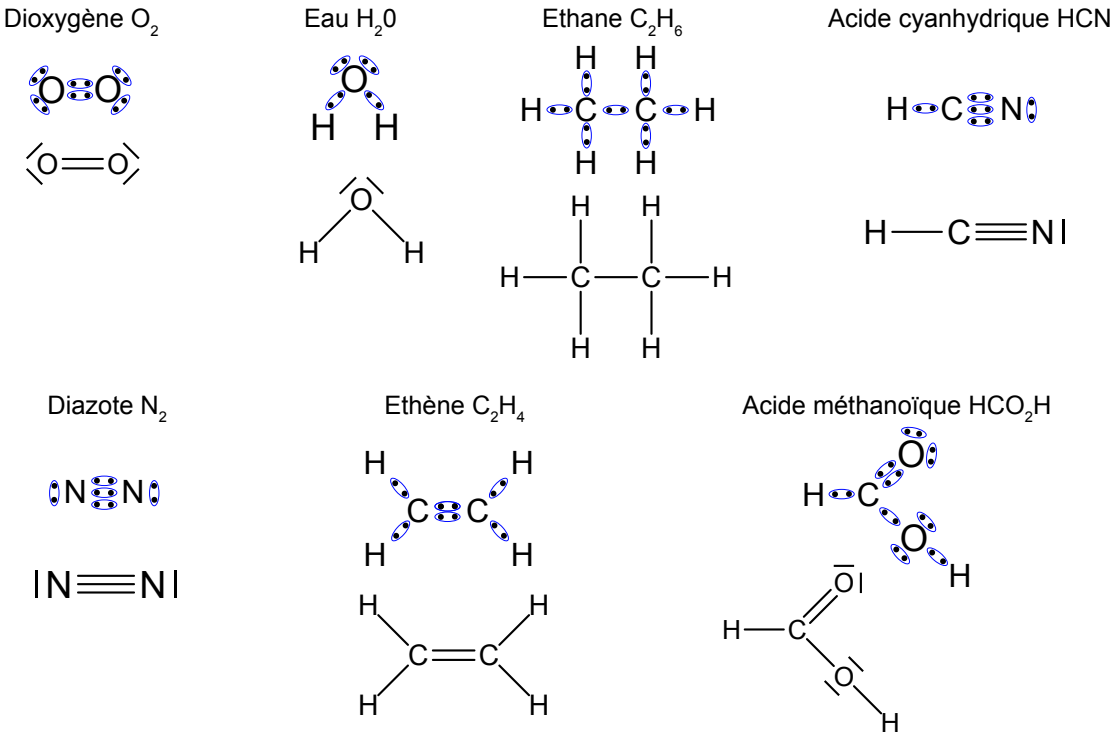
se répartissent à partir des autres atomes. On va donc simplement les indiquer à côté de l'atome auquel ils sont liés. Cela permet des représentations plus compactes

Représentations d'une molécule

Exemple de l'acétone : **formule brute** C_3H_6O



Représentation de Lewis de quelques molécules :



Géométrie des molécules

Comme nous l'avons vu ci-dessus, il y a plusieurs manières de représenter une molécule, mais comment faire en sorte que cette représentation corresponde à la réalité quand on ne peut pas « voir » la molécule ?

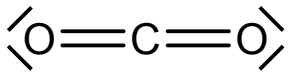
La forme des molécules ne doit en effet rien au hasard et tout à la nature des électrons qui assurent les liaisons covalentes : **ces électrons sont chargés négativement**. Or **deux charges négatives qui se trouvent à proximité vont avoir tendance à se repousser** (on ne parle pas ici des électrons au sein d'une paire d'électrons qui sont nécessairement liés à cause de la règle de l'octet ou du duet).

Il s'en suit que les doublets vont toujours essayer de s'éloigner le plus possible les uns des autres (tout en restant « attachés » aux atomes). Formant ainsi des géométries simples : tétraèdres pour quatre liaisons, triangles pour trois liaisons,

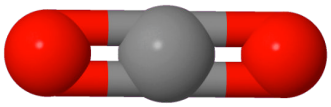
lignes pour deux liaisons. **Pour prévoir ces formes, il faudra prendre en compte les doublets non liants qui comptent comme des liaisons**.

Voici quelques exemples :

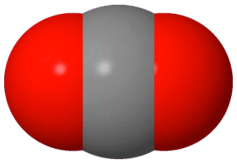
2 paires liantes : *exemple du dioxyde de carbone*



Représentation de Lewis



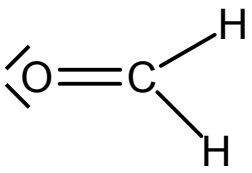
Modèle moléculaire éclaté



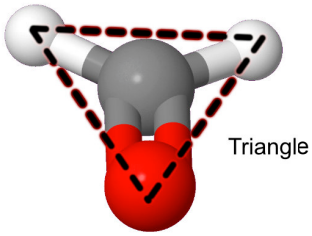
Modèle moléculaire compact

On voit ici que **les deux liaisons doubles sont à l'opposé l'une de l'autre**. Ce serait également le cas avec une liaison simple d'un côté et triple de l'autre pour le carbone (comme dans l'acide cyanhydrique HCN vu plus haut).

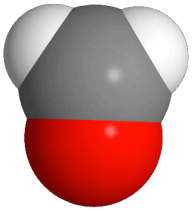
3 paires liantes : *exemple du méthanal*



Représentation de Lewis



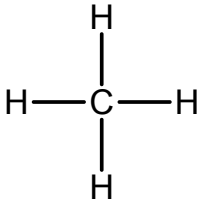
Modèle moléculaire éclaté



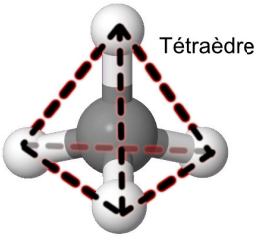
Modèle moléculaire compact

Dans la molécule de méthanal, tous les atomes sont sur le même plan. Les doublets liants vont donc se mettre le plus loin possible les uns des autres et former un triangle.

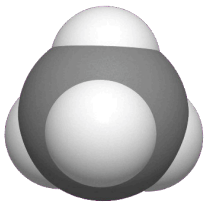
4 paires liantes : *exemple du méthane*



Représentation de Lewis



Modèle moléculaire éclaté



Modèle moléculaire compact

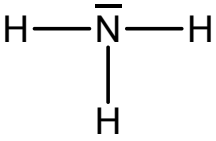
Dans le méthane, l'atome de carbone a quatre doublets liants avec les quatre atomes d'hydrogène. Pour que les doublets soient les plus éloignés les uns des autres, ils forment un tétraèdre régulier qui donne sa forme à la molécule.

Rôle des doublets non liants

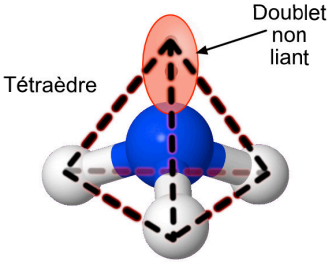
Les doublets non liants jouent également un rôle important dans la géométrie des molécules et on peut les compter comme des doublets liants afin de prévoir la géométrie de la molécule.

On peut le voir dans la molécule d'ammoniac :

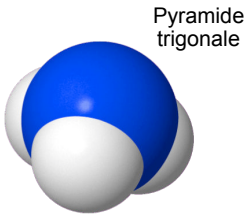
Une paire non liante : *exemple de l'ammoniac*



Représentation de Lewis



Modèle moléculaire éclaté

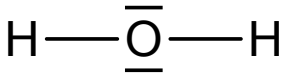


Modèle moléculaire compact

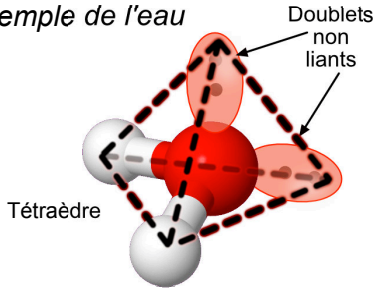
Le doublet non liant sur l'atome d'azote « repousse » les liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène à l'opposé de la molécule qui va former une pyramide trigonale (pyramide à base triangulaire). Si on représente ce doublet non liant, la molécule a la forme d'un tétraèdre.

La forme de la molécule d'eau s'explique de la même façon :

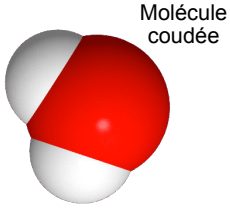
Deux paires non liantes : *exemple de l'eau*



Représentation de Lewis



Modèle moléculaire éclaté



Modèle moléculaire compact

Les deux doublets non liants de l'atome d'hydrogène repoussent les deux liaisons covalentes avec les atomes d'hydrogène et donnent sa forme coudée à la molécule.

Électronégativité des liaisons covalentes

Nous avons vu que les liaisons entre atomes, au sein d'une molécule, se font par mise en commun d'un doublet (paire) d'électrons. Or ce **doublet d'électrons n'est pas toujours réparti au centre de la liaison** (sauf dans les molécules diatomiques constituées de deux atomes identiques).

Les éléments chimiques possèdent une caractéristique appelée électronégativité qui représente leur propension à attirer le doublet électronique d'une liaison vers eux. Cette **électronégativité** est notée **χ** (chi) et une classification par atome a été établie par le chimiste américain Linus Pauling en 1939 :

H 2,2																
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	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

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Dans une liaison covalente, si l'un des atomes a une électronégativité supérieure à l'autre il va attirer le (ou les) doublet(s) électronique(s) de la liaison vers lui et induire une polarisation de la liaison par création d'une charge permanente négative -q du côté où l'électronégativité est la plus forte et positive +q à l'opposé. Ces charges **q** sont toujours inférieures à la charge d'un électron e, on dit que ce sont des **charges partielles**.

Exemple : dans la molécule de monoxyde de carbone CO, $\chi_O > \chi_C$. Il s'en suit que cette molécule va être polarisée avec une charge partielle négative du côté de l'oxygène et positive du côté du carbone.

Polaire ou apolaire

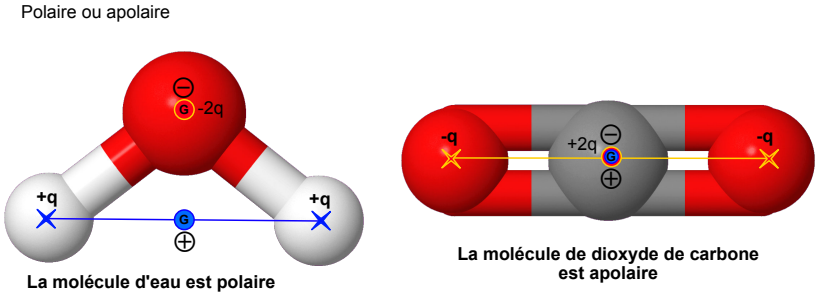
Une molécule est polaire si :

- **Elle possède des liaisons polarisées**, c'est à dire des liaisons covalentes entre deux atomes qui ont une différence importante d'électronégativité induisant la création de charges partielles (q) de part et d'autre de cette liaison.
- Et **la position moyenne de ces charges partielles ne doit pas être confondue**.

Prenons l'exemple comparé de la molécule d'eau et de celle de dioxyde de carbone :

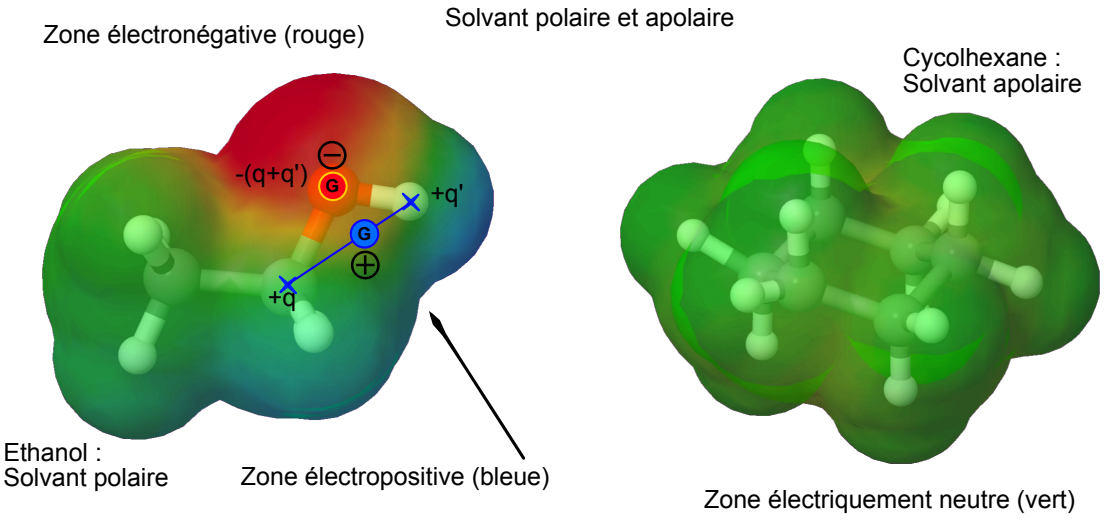
Dans la molécule d'eau (H_2O), l'électronégativité des atomes d'hydrogène et de l'atome d'oxygène est très différente. $\chi_{O\ (3,44)} > \chi_{H\ (2,2)}$. Il s'en suit que la molécule possède une charge partielle négative au niveau de l'atome d'oxygène et une charge partielle positive au niveau des atomes d'hydrogène. La molécule étant coudée, la moyenne des charges positives n'est pas confondue avec la moyenne des charges négatives et cette molécule va se comporter comme un dipôle (négatif du côté de l'atome d'oxygène et positif du côté des atomes d'hydrogène)

Dans la molécule de dioxyde de carbone (CO_2), il y a également une différence d'électronégativité entre les atomes d'oxygène et l'atome de carbone car $\chi_{O\ (3,44)} > \chi_{C\ (2,6)}$. Mais comme la molécule est linéaire et que les deux atomes d'oxygène sont situés de part et d'autre de l'atome de carbone, la moyenne des charges positives et négatives est confondue. Le dioxyde de carbone est donc apolaire. Ceci dit, vu qu'il ne peut pas se présenter à l'état liquide à la pression atmosphérique normale, son utilité comme solvant est de toute façon très réduite !



Pour savoir si un solvant est polaire ou apolaire, il faut donc connaître la forme de la molécule et étudier la répartition des charges partielles relevant de la différence d'électronégativité entre les atomes.

Note : Dans les logiciels de modélisation moléculaires, il est parfois possible d'afficher la « surface électrostatique » des molécules dans laquelle apparaît très clairement la présence de charges partielles moyennes sous la forme d'une coloration rouge du côté négatif, bleu du côté positif et vert pour les parties de molécules qui ne sont pas chargées.



 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

7. Interpréter les propriétés d'une espèce chimique

Mise en situation

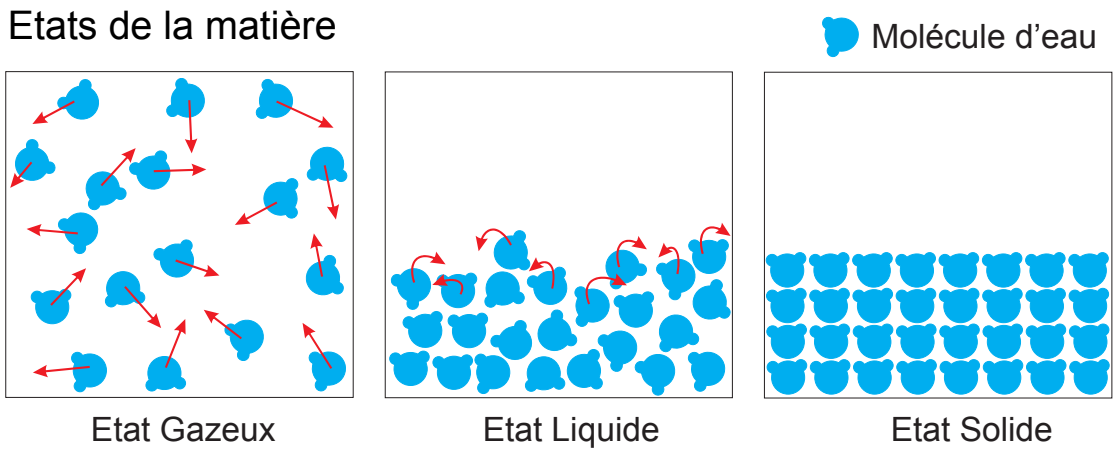
Nous avons vu, depuis le collège et même en primaire, que la matière se présente essentiellement sous trois états physiques : solide, liquide et gazeux. Après un retour sur la manière dont la matière passe d'un état physique à un autre, nous allons nous intéresser à ce qui permet à un solide de maintenir sa cohésion. C'est principalement l'interaction électromagnétique qui va être évoquée ici car c'est elle qui explique la structure des solides ioniques, pourquoi la glace prend plus de place que l'eau liquide ou pourquoi on peut faire « voler » un morceau de sac plastique au-dessus d'une baguette.

Avant que le physicien anglais James Maxwell unifie les forces électriques et magnétiques en 1864, on considérait qu'il s'agissait de concepts qui n'étaient pas reliés. Les phénomènes électrostatiques sont connus depuis l'antiquité quand les Grecs avaient découvert que l'ambre (résine d'arbre cristallisée) frottée permettait d'attirer des corps légers, à la manière d'un ballon de baudruche frotté qui soulève les cheveux. Cette 'force' sera plus tard reliée à l'électricité.

C'est aussi dans l'antiquité que fut découvert la force magnétique de la magnétite, aussi nommée 'pierre d'aimant', qui sera utilisée à partir de l'an mille, en Chine, pour la conception des premières boussoles. Mais il faudra attendre 1820 pour que le physicien danois Hans Christian Œrsted se rende compte qu'un fil parcouru par un courant électrique était capable de dévier l'aiguille d'un aimant. C'est ensuite le physicien anglais Michael Faraday qui est parvenu à démontrer que l'application inverse était possible et qu'on pouvait générer un courant électrique à partir d'un champ magnétique.

Mais avant de montrer comment ces deux phénomènes liés expliquent la cohésion des solides, revenons sur les états de la matière et les changements d'état.

États de la matière



La matière existe principalement sous trois états physiques :

- **Solide** : les particules ne se déplacent pas mais vibrent autour d'une position moyenne.

- **Liquide** : l'apport d'énergie permet aux particules de se déplacer les unes par rapport aux autres sans pouvoir véritablement s'éloigner de leurs voisines.
- **Gazeux** : les particules ont suffisamment d'énergie pour se déplacer librement dans toutes les directions dans un mouvement désordonné.

L'énergie apportée aux particules est liée à la température, ce qui explique la notion de « zéro absolu », correspondant à O°K (Kelvin) : à cette température la matière ne possède plus aucune énergie et toutes les particules sont donc à l'état solide. Il n'est pas possible de trouver une température plus basse car il est impossible d'enlever de l'énergie à une particule qui n'en possède plus aucune.

Si, à l'état gazeux, les particules se déplacent librement et n'interagissent pratiquement plus entre elles, les structures des états liquides et solides s'expliquent par les interactions entre les particules qui assurent une certaine **cohésion à la matière**. **Cette cohésion est due à des interactions électromagnétiques attractives**.

Solides moléculaires et ioniques

On remarque que les solides ioniques, sel et fluorure de magnésium, ont une température de fusion plus élevée que les solides moléculaires. **Cela signifie qu'il faut apporter une énergie plus importante pour rompre les interactions entre particules et donc que ces interactions sont plus fortes**.

Substance	Température de fusion (°C)	Type
Ethanol	-114	Solide moléculaire
Eau	0	
Diiode	113,7	
Sel (NaCl)	801	Solide ionique
Fluorure de magnésium (MgF_2)	1263	

Un solide moléculaire est formé de molécules, électriquement neutres, disposées de façon régulières.

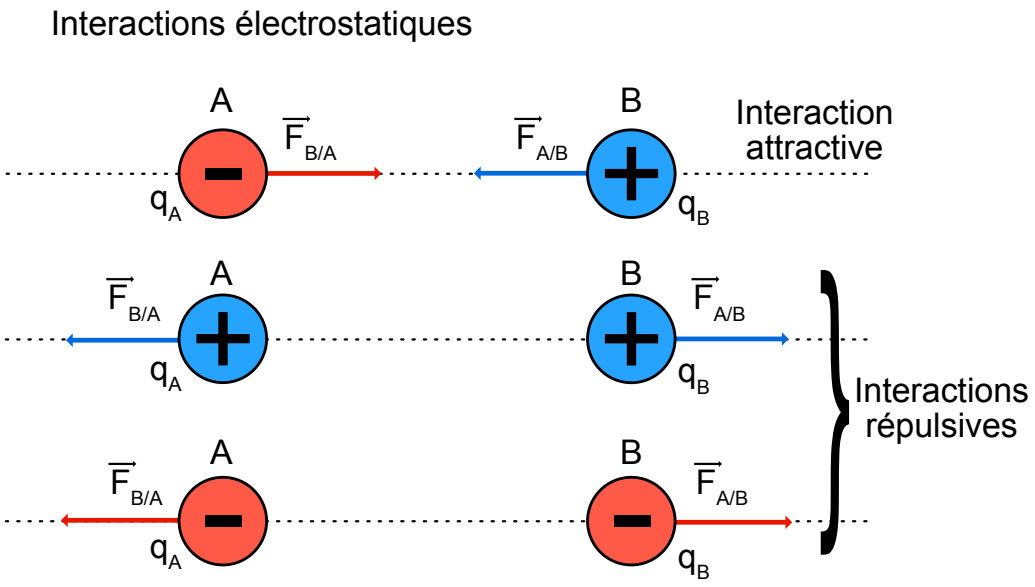
Un solide ionique est composé **d'anions** et de **cations** disposés de façon régulière et il est **électriquement neutre** car les charges des anions doivent compenser celles des cations.

C'est cette dernière propriété qui nous permet de prévoir la formule chimique d'un solide ionique si l'on connait les formules des anions et des cations qui le composent :

Exemple : Le chlorure de fer III est constitué d'ions chlorure Cl^- (1 charge négative) et d'ions fer II Fe^{3+} (3 charges positives). Il faut donc 3 ions chlorure pour chaque ion fer III afin que l'ensemble soit électriquement neutre $(3\times(-1)+1\times(+3)=0)$. Sa formule chimique est donc $FeCl_3$.

Cohésion des solides

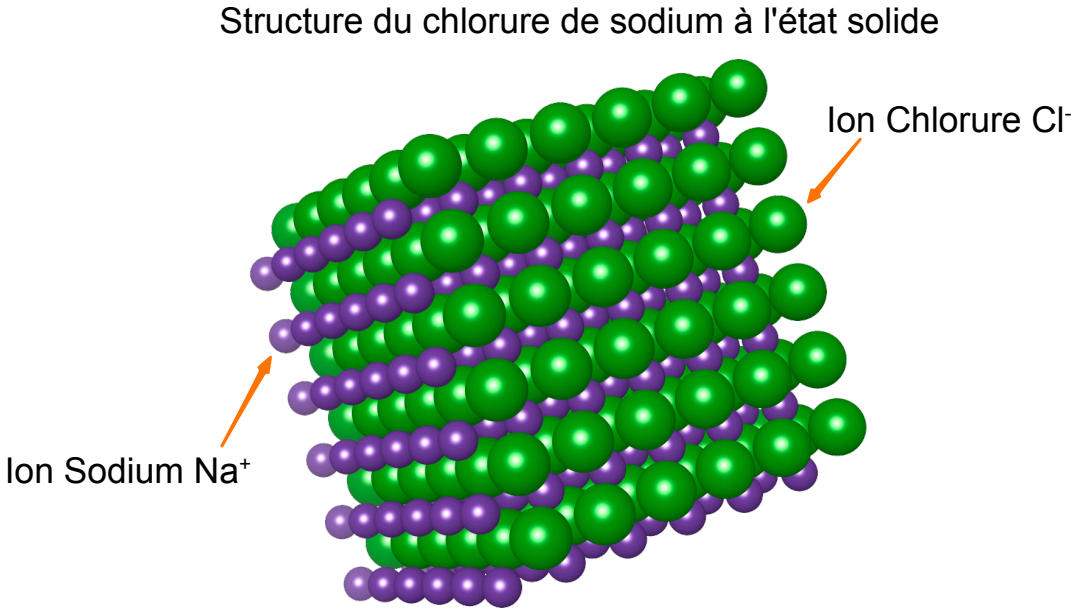
Nous avons parlé à plusieurs reprises des interactions électrostatiques. Celles-ci sont dues aux phénomènes d'attraction ou de répulsion entre charges électriques positives et négatives :



Comme on peut le voir dans le schéma ci-dessus, **deux charges de même signe se repoussent alors que deux charges de signe opposé s'attirent**.

Dans un solide ionique, ce sont les interactions électrostatiques attractives qui assurent la cohésion de l'ensemble alors que les cations s'entourent d'anions, et inversement, donnant naissance à une structure très ordonnée où les forces attractives dominent les forces répulsives de part la distance entre les particules.

Exemple : dans le chlorure de sodium (sel de table), les anions chlorure Cl^- s'entourent de cations sodium Na^+ (plus petits) et forment la structure suivante :

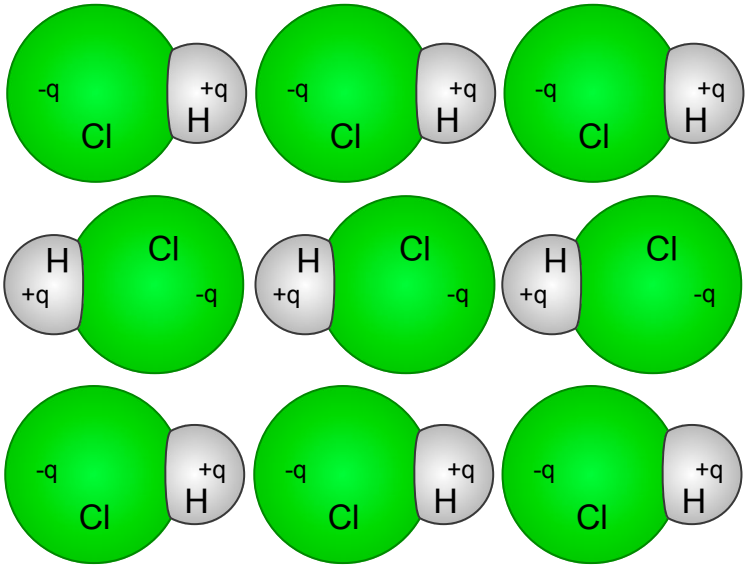


Interactions de Van Des Waals

En 1873, le physicien néerlandais Johannes Diderick Van der Waals explique les interactions entre molécules par l'existence d'interactions électrostatiques, nommées désormais interactions de Van der Waals.

Ce sont les charges partielles créées par les liaisons covalentes polarisées qui expliquent que les molécules s'attirent à l'état solide et liquide (lorsqu'elles sont assez proches les unes des autres).

Liaison polarisée : exemple du Chlorure d'hydrogène



Dans l'exemple ci-dessus, les charges partielles du chlorure d'hydrogène, dues au fait que $\chi_{Cl} > \chi_{H}$, permettent l'établissement de liaisons de Van der Waals entre les molécules pour assurer leur cohésion.

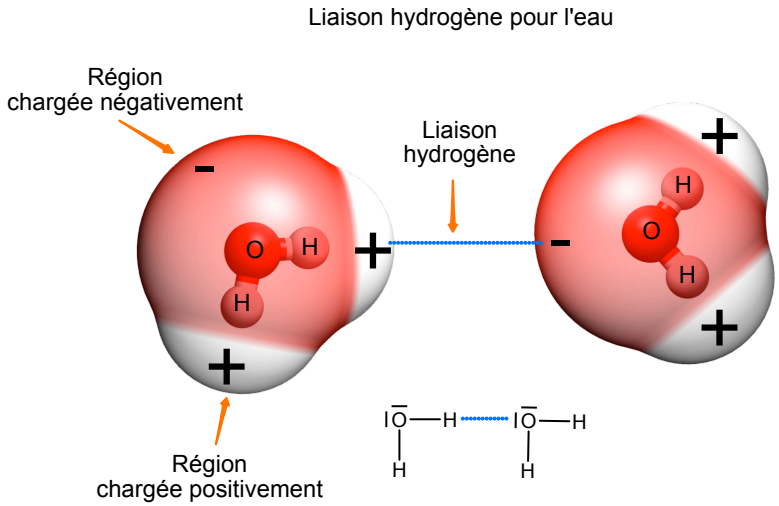
Dans le cas particulier d'une molécule diatomique constituée du même type d'atomes, comme le diiode I_2, le dioxygène O_2 ou le diazote N_2, les liaisons covalentes ne sont pas polarisées en permanence, mais le mouvement des électrons de valence induit l'apparition de charges partielles qui permet d'établir des liaisons de Van der Waals entre les molécules. Ces liaisons sont toutefois plus faibles, surtout pour les petits atomes, comme l'oxygène et l'azote, ce qui explique qu'elles sont très faciles à rompre pour le dioxygène et le diazote que l'on va donc principalement trouver à l'état gazeux et dont les températures de fusion et de vaporisations sont très basses (peu d'énergie thermique nécessaire pour passer à l'état gazeux).

Ponts hydrogène

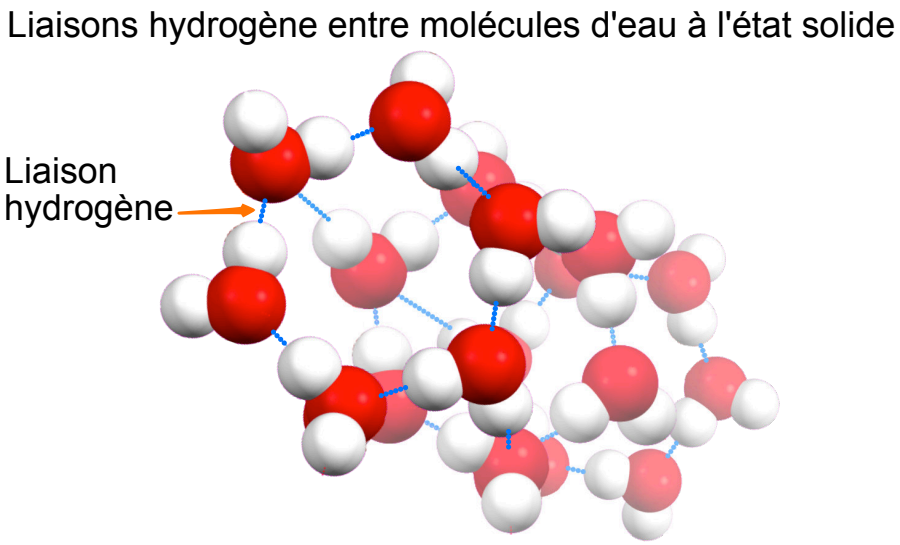
Les ponts hydrogène sont un cas particulier de l'interaction de Van der Waals. **Ils impliquent des atomes d'hydrogène liés à un atome très électronégatif qui vont être attirés par le doublet non liant d'un autre des atomes très électronégatifs, comme l'oxygène O, l'azote N ou le fluor F**.

Ces ponts hydrogène expliquent la forte attraction entre les molécules d'eau :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Les interactions de Van der Waals et en particulier les ponts hydrogène (aussi appelés liaisons hydrogène) expliquent la formation de la glace d'eau : les molécules d'eau vont se disposer en un solide où les molécules sont liées par les ponts hydrogène et pour cela elles ont besoin de plus de place que lorsqu'elles sont à l'état liquide où la cohésion est moins forte. Il s'en suit que l'eau à l'état solide prend plus de place qu'à l'état liquide :



Comme l'eau solide prend plus de place que l'eau à l'état liquide, sa masse volumique à l'état solide est donc moins forte, ce qui implique que sa densité est également plus faible et qu'elle flotte sur l'eau liquide. C'est un des rare corps à se comporter de cette façon !

Cohésion des solides moléculaires

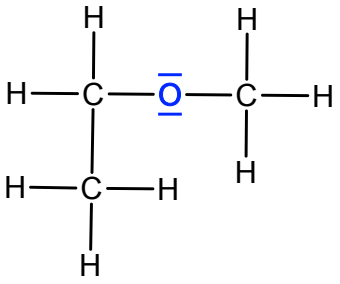
Le fait que les molécules se lient entre elles dans un solide est donc du aux interactions de Van der Waals, toujours présentes, et parfois aux liaisons hydrogène, lorsque celles-ci sont possibles. C'est également vrai pour les liquides moléculaires.

Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus fortes que la taille des molécules augmente. Pour des espèces dont les molécules ont un volume presque identique, les liaisons hydrogène, si elles existent, sont plus fortes que les interactions de Van der Waals.

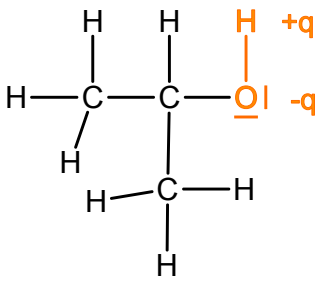
Les liaisons hydrogène, aussi appelées « pont hydrogène » sont particulièrement importantes pour la biochimie du vivant car elles interviennent dans la cohésion de l'ADN et leur faible force permet un réagencement facile des molécules (sans apport d'énergie trop important) qui facilite les processus biologiques.

L'étude de l'agencement des atomes au sein d'une molécule permet de prévoir celles qui vont avoir une température de fusion plus ou moins importante : si l'on prend deux isomères (même formule brute mais disposition différente des atomes) de même formule brute C_3H_8O, l'isopropanol et le méthoxyéthane, on note que :

- l'isopropanol à une température de fusion θ_{fus} = - 88,5 °C
- Le méthoxyéthane à une température de fusion θ_{fus} = - 139,2 °C



Methoxyéthane



Isopropanol

On voit que la charge partielle créée par le groupement alcool OH de l'isopropanol permet des ponts hydrogène qui expliquent que sa température de fusion soit très supérieure à celle du méthoxyéthane qui n'en possède pas.

Il y a de très nombreuses applications de ces interactions de Van der Waals et des ponts hydrogène. Citons-en deux spectaculaires :

- Le Gecko, un lézard capable de s'accrocher à n'importe quelle surface, possède au bout des pattes des filaments de taille nanométrique qui s'accrochent aux surfaces grâce aux interactions de Van der Waals qu'ils créent en s'approchant au plus près des particules constituant ces surfaces.
- Le kévlar est un polymère (Poly-para-phénylène téréphtalamide) qui doit sa très forte cohésion aux ponts hydrogène entre ses molécules.

Dissolution des composés ioniques et moléculaires

Au cours de nos expériences de chimie nous avons vu que certaines substances pouvaient être solubles dans certains solvants ou que certaines molécules étaient plus solubles dans certains solvants que dans d'autres. D'où vient ce comportement en fonction des solvants ?

De la même façon que dans le chapitre précédent, nous allons voir l'importance des **interactions de Van der Waals** et des **ponts hydrogène** dans le comportement des solutions aqueuses. Nous allons essayer de comprendre comment se passe la

dissolution d'un composé ionique dissout dans l'eau, mais également essayer d'expliquer les comportements étranges des polymères super-absorbants que l'on trouve dans les couches pour bébé, des alginates, qui sont de plus en plus utilisés pour la « cuisine moléculaire » moderne ou encore des composés tensioactifs que l'on trouve dans de très nombreux produits de la vie courante : cosmétiques, savons, lessives et même produits alimentaires.

Solvants polaires ou apolaires

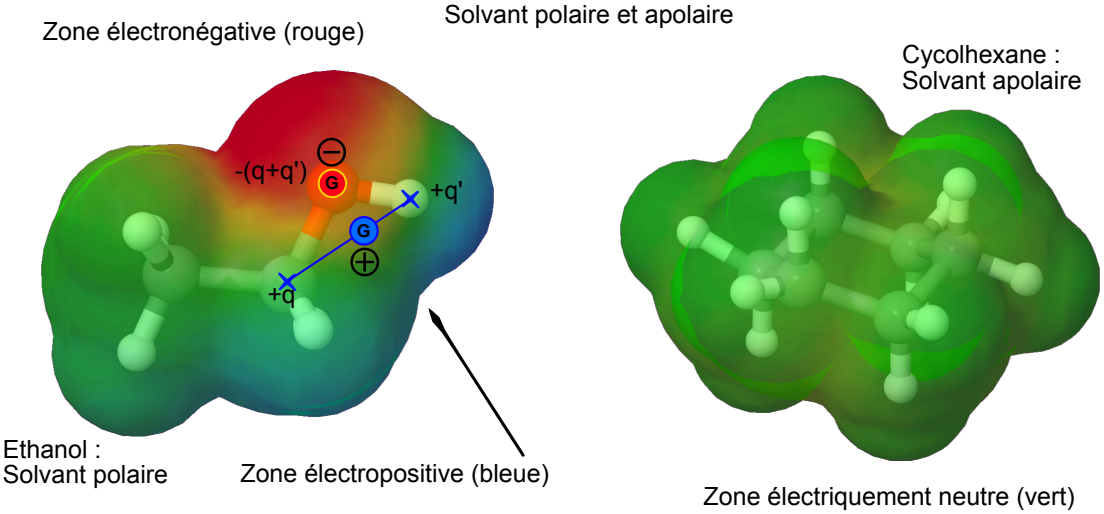
Nous avons vu précédemment qu'une **solution** est le résultat de la dissolution d'un **soluté** dans un **solvant**. Toute solution est globalement électriquement neutre.

Une solution peut être le résultat de la dissolution d'un composé moléculaire, comme un sucre ou une autre molécule, ou de la dissolution d'un composé ionique, comme le sel. Dans ce second cas on parlera de solution ionique, mais la présence de particules, les ions, électriquement chargés, ne change pas le fait que l'ensemble de la solution est électriquement neutre.

Pourquoi peut-on dissoudre certaines substances dans certains solvants et d'autres pas ou moins bien ?

Gardons d'abord à l'esprit que **le solvant est l'espèce majoritaire de la solution**, et que si le solvant est l'eau (le solvant le plus courant, autant dans nos vies quotidiennes qu'en chimie), on parlera de solutions aqueuses.

Les propriétés du solvant vont dépendre de la géométrie de la molécule et des atomes qu'il contient. Deux catégories de solvant pourront dès lors êtres distinguées : les solvants **polaires** et les solvants **apolaires**.



Ainsi **l'éthanol** possède deux liaisons fortement polarisées : C-O et O-H au niveau de la fonction alcool. La molécule étant coudée à ce niveau, la moyenne des charges n'est pas confondue et la molécule **est donc polaire** avec des charges partielles bien visibles sur sa surface électrostatique (ci-dessus). On dit que **l'éthanol est donc un solvant polaire** (comme l'eau).

En revanche, le **cyclohexane** ne possède que des liaisons C-H et C-C, très peu polarisées. **Comme tous les solvants dont les molécules ne contiennent que des atomes de carbone et d'hydrogène, c'est un solvant apolaire**.

Interactions moléculaires dans un solvant : Dissolution de composés moléculaires

Les espèces de même nature se « marient » bien entre elles. En conséquence, **les molécules polaires sont plus solubles dans les solvants polaires** que dans des solvants apolaires.

En effet, **les molécules polaires vont réaliser facilement des liaisons de Van der Waals** entre les molécules du solvant et du soluté et parfois même **des liaisons hydrogène** (voir chapitre précédent) lorsque c'est possible.

Ces liaisons hydrogène expliquent la forte solubilité du sucre (saccharose ou glucose) dans l'eau, car les sucres sont des solides moléculaires polaires qui vont se lier aux molécules d'eau de cette façon.

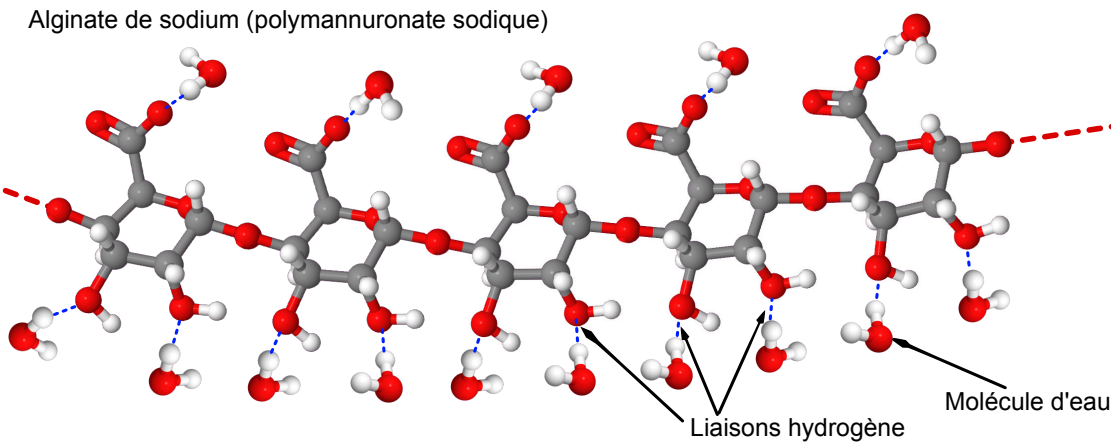
Ce sont également les formations de liaison hydrogène qui expliquent les propriétés des polymères super absorbants comme les polyacrylates présents dans les couches pour bébé. Ces macromolécules (très grandes molécules formées par la répétition d'un même motif élémentaire. On les nomme aussi polymères), forment un réseau en trois dimension dans lequel de très nombreux ponts hydrogène (liaison hydrogène) vont se former avec les molécules d'eau. Ces molécules d'eau seront alors « piégés » dans l'enchevêtrement du polymère et ne pourront plus se déplacer librement, formant ainsi un « gel ».

On utilise aussi ces polymères pour la formation de neige artificielle ou encore la croissance des végétaux dans des milieux difficiles, car le « gel » formé limite fortement l'évaporation de l'eau.

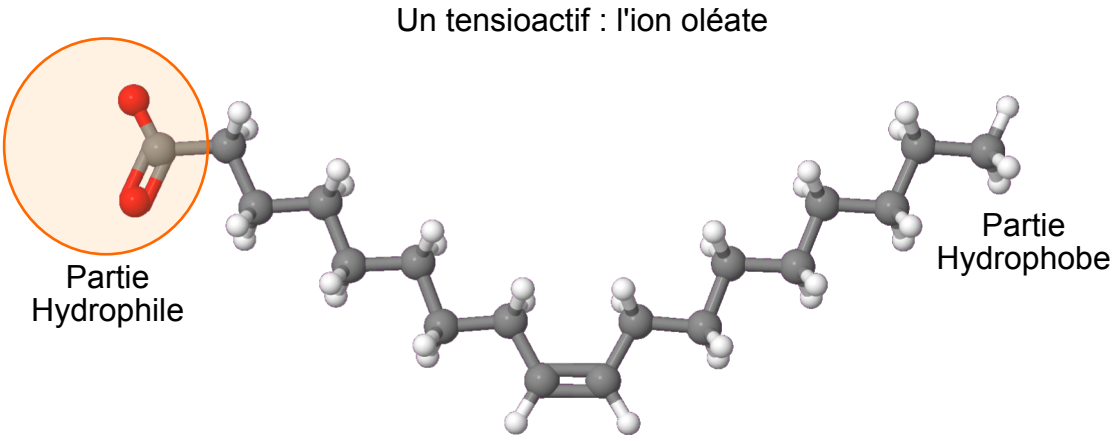
Les alginates, dont le nom provient de leur présence naturelle dans les algues brunes dont elles peuvent être extraites, sont des cousins de l'agar agar (également extrait d'une algue). On les utilise en cuisine pour fabriquer des « gels » alimentaires, très prisés en « cuisine moléculaire » par des cuisiniers avant-gardistes. Ils sont également des additifs largement utilisés dans l'industrie comme épaississant, gélifiant, émulsifiant ou stabilisant, que ce soit dans l'alimentation (crèmes dessert par exemple), la fabrication de cosmétiques ou d'encres d'imprimerie.

L'alginate de propane-1,2-diol (ci-dessous), connue sous le code E405, est utilisée pour stabiliser les mousses de bières ou pour fabriquer des microcapsules d'aliments gélifiés.

Photo : Un exemple de microcapsule de thé au miel réalisé avec de l'alginate de sodium et du chlorure de calcium (Photo libre de droit (c) Tim Brauhn sur Flickr)



Les tensioactifs sont une autre famille de molécule dont les propriétés sont liées à la polarité. Ces molécules ont des chaines longues et ont la particularité d'avoir une partie polaire, et donc hydrophile, et une partie apolaire, et donc hydrophobe :



Dissout dans l'eau, un tensioactif va donc avoir sa tête hydrophile qui va se lier avec le solvant alors que sa partie hydrophobe va le « fuir », créant ainsi un film à la surface de l'eau (très visible avec un savon, qui est un tensioactif). Au contact d'un composé apolaire présent dans l'eau, comme l'huile, le tensioactif va se lier à l'huile avec sa partie hydrophobe (apolaire) et former une couche autour d'une goutte d'huile, permettant à celle-ci de se « déplacer » dans l'eau : on obtient alors un émulsion.

Les tensioactifs sont utilisés comme émulsifiants mais aussi comme détergents en piégeant les graisses (apolaires) qui sont alors facile à rincer à l'eau (polaire).

Une molécule apolaire est généralement plus soluble dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.

Cette propriété permet donc , par exemple, d'extraire un composé apolaire (comme le diiode), qui serait dilué dans de l'eau (polaire), en utilisant un solvant apolaire comme le cycohexane (apolaire).

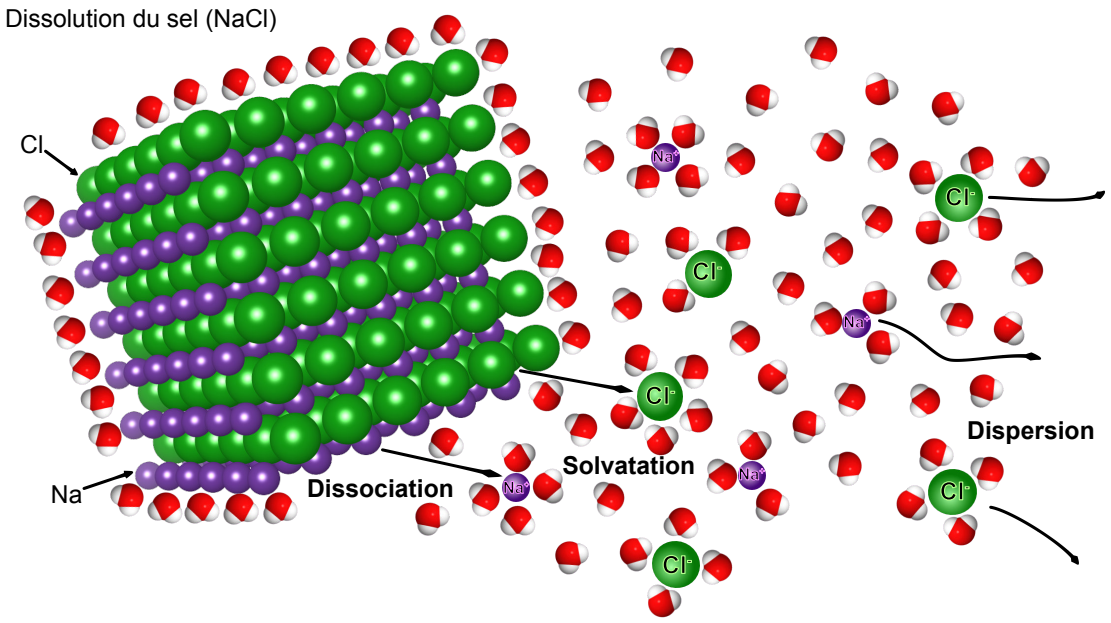
Dissolution d'un composé ionique

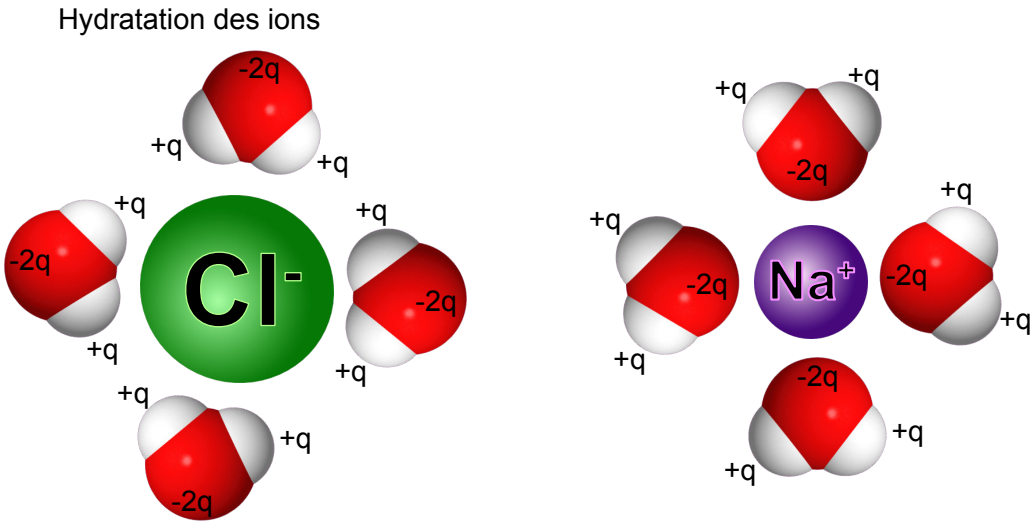
Lorsqu'un solide ionique, comme du sel de table (chlorure de sodium, NaCl), est placé dans un solvant polaire, sa dissolution va se faire en trois temps :

L'attraction des pôles des molécules de solvants va d'abord **dissocier** les ions positifs et négatifs du solide ionique. Cette dissociation est accéléré par les mouvements des molécules dans le liquide. Les ions positifs seront attirés par le pôle négatif des molécules d'eau et les ions négatifs par les pôles positifs.

Une fois détachée du solide, les ions vont se retrouver entouré de molécules d'eau qui sont attirés par les forces de Van der Waals. C'est la **solvatation** (ou hydratation dans le cas où le solvant est de l'eau).

Enfin les ions vont se **disperser** dans le solvant sous l'effet de l'agitation thermique des molécules à l'état liquide.





Les solides ioniques sont donc facilement solubles dans les solvants polaires.

La solution ainsi obtenue contient autant d'ions positifs que d'ions négatifs et est donc électriquement neutre. L'équation de la réaction de dissolution doit donc respecter à la fois la conservation de la matière (et donc des éléments chimiques) mais aussi la

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

conservation de la charge (puisqu'un solide ionique est électriquement neutre comme nous l'avons vu dans le chapitre précédent).

Exemple : dissolution du sulfate de sodium (Na_2SO_4)

$$\underbrace{Na_2SO_4(s)}_{\substack{2\,Na\\1\,S\\4\,O\\Pas\ de\ charges\ (0:neutre)}} \xrightarrow{eau} \underbrace{2\,Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)}_{\substack{2\,Na\\1\,S\\4\,O\\2\times 1\oplus +2\ominus = 0 : neutre}}$$

On constate bien dans cet exemple la conservation des éléments chimiques et des charges.

Concentration en ions d'une solution

Comment déterminer la quantité d'ions présents dans une solution ionique ?

Nous avons vu que la concentration molaire d'une solution pouvait s'exprimer avec la relation :

$$Concentration\ molaire : nombre\ de\ moles\ de\ soluté\ par\ volume\ de\ solvant$$

$$\underbrace{c}_{\substack{Concentration\ molaire\\en\ mole\ par\ litre\ (mol.L^{-1})}} = \frac{\overbrace{n}^{\substack{Nombre\ de\ moles\\en\ mole\ (mol)}}}{\underbrace{V_{solution}}_{\substack{Volume\ de\ la\ solution\\en\ litre\ (L)}}}\ donc\ n = c \times V_{solution}\ ou\ V_{solution} = \frac{n}{c}$$

Par exemple : Une masse de 5,0 g de sulfate de sodium (Na_2SO_4) est dissoute dans 250 mL d'eau. La masse molaire du sulfate de sodium est de 142,04 $g.mol^{-1}$. Quelle est la concentration molaire de la solution ?

Données :

$m_{Na_2SO_4} = 5,0g \,|\, Masse\ de\ sulfate\ de\ sodium$

$V = 250\ mL = 0,250\ L \,|\, Volume\ du\ solvant$

$M_{Na_2SO_4} = 142,02\ g.mol^{-1} \,|\, Masse\ molaire\ du\ sulfate\ de\ sodium$

$$Concentration\ molaire : c = \frac{n_{Na_2SO_4}}{V_{eau}}$$

$$Nombre\ de\ moles : n_{Na_2SO_4} = \frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4}}$$

$$donc : c = \frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4} \times V_{eau}} = \frac{5,0}{142,02 \times 0,250} = 0,14 = 1,4 \cdot 10^{-1}\ mol.L^{-1}$$

Cette concentration n'est évidemment valable que si le solide ionique s'est entièrement dissout. **Dans les calculs il faut donc éventuellement vérifier si la solution est saturée** !

Il peut être intéressant de savoir quelle est la quantité de matière de chaque espèce ionique en solution après une dissolution d'un solide ionique.

La concentration molaire d'un ion sera notée avec la formule de cet ion placé entre crochet : [X_{ion}] et calculée avec la même relation que précédemment. (X_{ion} est la formule chimique de l'ion.

Pour déterminer la quantité de matière de chaque ion présent en solution à partir de la quantité de matière du solide ionique dissout, on peut simplement utiliser un tableau d'avancement :

Equation de dissolution		$Na_2SO_4(s) \xrightarrow{eau} 2\,Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$		
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantités de matières en mol		
		$n(Na_2SO_4)$	**$n(Na^+)$**	**$n(SO_4^{2-})$**
Etat initial	$\chi = 0$	$n(Na_2SO_4)_i$	0	0
Etat final	$\chi = \chi_{max}$	$n(Na_2SO_4)_i - \chi_{max} = 0$	$2\chi_{max}$	χ_{max}

On peut alors en déduire la concentration molaire des ions présents en solution :

Pour l'ion sulfate : $$[SO_4^{2-}] = \frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}} = \frac{n_{Na2SO4}}{V_{solution}} = c$$

Pour l'ion sodium : $$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_{solution}} = \frac{2 \times n_{Na2SO4}}{V_{solution}} = 2c$$

Exemple : On veut préparer 500 mL d'une solution de concentration 0,50 mol.L^{-1} en ion sodium. Quelle masse de sulfate de sodium doit-on utiliser ?

Données :

$[Na^+] = 0,50\ mol.L^{-1}$ | *Concentration molaire souhaitée en ion sodium*

$V = 500\ mL = 0,500\ L$ | *Volume du solvant*

$M_{Na_2SO_4} = 142,02\ g.mol^{-1}$ | *Masse molaire du sulfate de sodium*

On cherche $m_{Na_2SO_4}$ *et on a vu que :*

$c = \frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4} \times V_{eau}}$ *donc* $m_{Na_2SO_4} = c \times M_{Na_2SO_4} \times V_{eau}$

Si $[Na^+] = 2c$ *alors* $c = \frac{[Na^+]}{2}$

Par conséquent : $m_{Na_2SO_4} = \frac{[Na^+]}{2} \times M_{Na_2SO_4} \times V_{eau} = \frac{0,50}{2} \times 142,02 \times 0,500$

donc $m_{Na_2SO_4} = 17,8\ g$

Il faut donc peser 17,8 g de sulfate de sodium

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

8. Structure des entités organiques

Molécule organique

Les molécules de notre organisme, ou qui réagissent avec celui-ci, sont des molécules organiques. Leur structure de base est une **chaîne d'atomes de carbone** auxquels sont attachés des atomes **d'hydrogène**. C'est la raison pour laquelle on parle également de chimie du carbone pour la chimie du vivant.

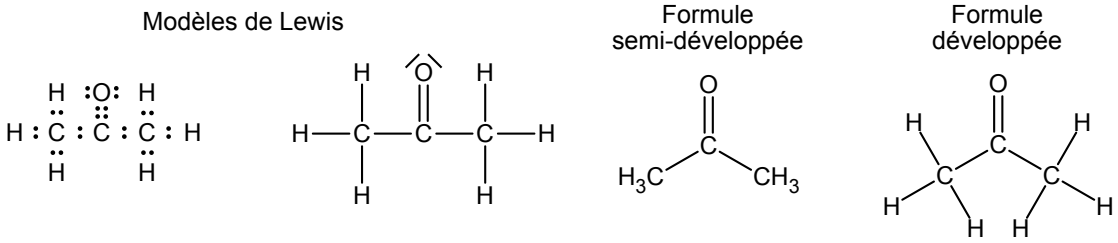
Ce qui va différentier les molécules organiques, ce sont des **groupes caractéristiq**ues où interviennent généralement des atomes d'oxygène ou d'azote. Ces groupes ont des formes reconnaissables dans les formules semi-développées ou développées et il faut savoir les reconnaître.

Formules brutes, développées et semi-développées

- **La formule brute** : elle n'indique que la composition de la molécule, sans préciser la nature des liaisons entre atomes.
- **La formule développée** : elle indique la géométrie de la molécule en figurant toutes les liaisons entre atomes par des traits (simples, doubles ou triples).
- **La formule semi-développée** : comme les atomes d'hydrogène ne forment qu'une liaison simple avec les autres atomes, on peut aisément deviner de quelle façon ils se répartissent à partir des autres atomes. On va donc simplement les indiquer à côté de l'atome auquel ils sont liés. Cela permet des représentations plus compactes

Représentations d'une molécule

Exemple de l'acétone : **formule brute** C_3H_6O



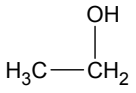
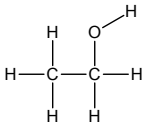
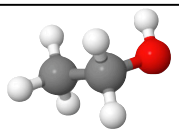
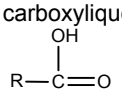
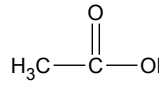
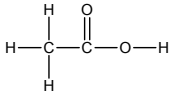
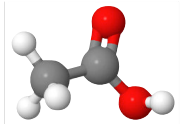
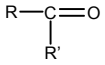
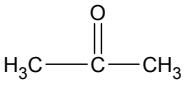
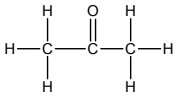
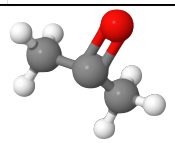
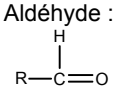
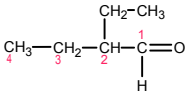
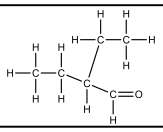
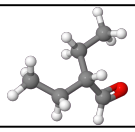
Les représentations les plus courantes seront la formule brute et la version semi-développée. Seule cette dernière permet d'identifier rapidement les groupes caractéristiques d'une molécule.

Groupes caractéristiques

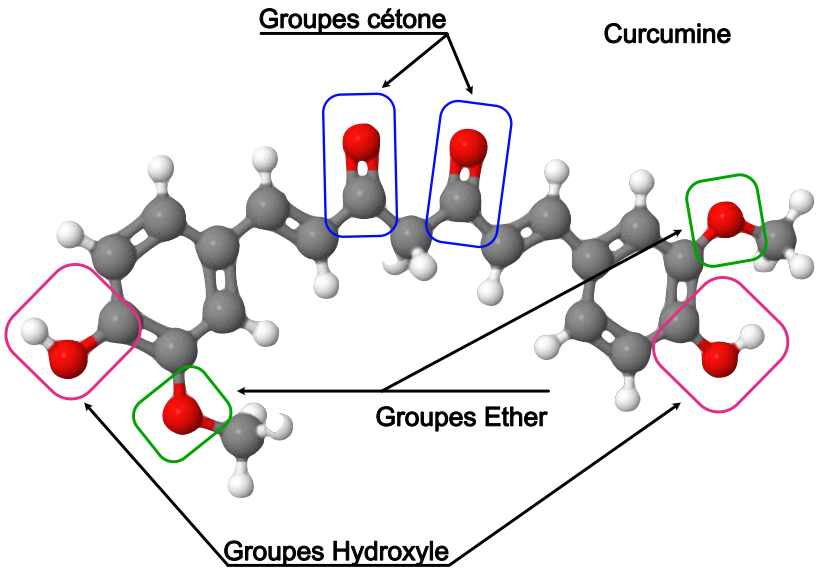
Un groupe caractéristique est un **groupe d'atome**, autre que des atomes de carbone et d'hydrogène, **qui donne à la molécule des propriétés chimiques particulières**, généralement liées à la façon dont ces groupes vont interagir avec d'autres molécules lors de réactions chimiques.

Des molécules qui possèdent les mêmes groupes caractéristiques font partie de la même famille chimique.

Groupes caractéristiques

Groupe	Exemple	Formule brute	Formule semi-développée	Formule développée	Modèle moléculaire
Alcool : -OH	Ethanol	C_2H_6O			
Acide carboxyliques : 	Acide ethanoïque	$C_2H_4O_2$			
Cétone : 	Propanone (acétone)	C_2H_6O			
Aldéhyde : 	2-éthylbutanal	$C_4H_8O_2$			

Attention : une molécule peu aussi avoir plusieurs groupes caractéristiques, comme c'est le cas pour la Curcumine (qui donne sa couleur jaune au curcuma) :



Composés organiques oxygénés

Il n'y a pas que les piles qui sont le siège de réactions d'oxydoréduction. Ces réactions se retrouvent dans bien d'autres domaines, par exemple quand votre bon vin se transforme progressivement en vinaigre, il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction qui transforme l'éthanol en acide éthanoïque, aussi nommé acide acétique. Ce type de réaction fait intervenir des espèces chimiques organiques oxygénés que nous allons détailler dans ce chapitre : les aldéhydes, les cétones et les acides carboxyliques.

Ces trois familles chimiques sont liées par les réactions d'oxydoréductions qui permettent de passer de l'une à l'autre. Elles sont surtout très présentes dans notre vie quotidienne et des éléments de base dans l'industrie chimique.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

L'acétaldéhyde, par exemple, est l'un des aldéhydes à la molécule la plus simple d'un point de vue structurel. C'est un liquide incolore et irritant qui produit par oxydation de l'éthanol, alcool que l'on trouve dans les boissons alcoolisées, dans le foie sous l'effet d'une enzyme nommée alcool déshydrogénase. C'est lui qui est responsable de tous les effets indésirables liés à la consommation de boissons alcoolisées : gueule de bois, ivresse, déshydratation… Le formaldéhyde est un autre aldéhyde très courant qui est produit lors de la combustion du bois, ce qui fait qu'on le retrouve dans ses fumées. Incolore et irritant lui aussi, il possède de bonnes propriétés stérilisantes, raison pour laquelle on l'utilise depuis très longtemps pour fumer les viandes et les poissons et assurer ainsi leur bonne conservation dans le temps.

Les cétones sont également très présentes dans notre alimentation, parfois sous forme d'arômes, comme la 2-heptanone à l'odeur de clou de girofle qui donne aussi leur arôme aux fromages bleus, la butanedione associée à l'odeur de transpiration, mais qui est surtout caractéristique de l'odeur du beurre ou de la crème ou encore β-ionone responsable de l'odeur des framboises mures et que l'on retrouve aussi dans l'odeur du foin séché et des violettes.

Les acides carboxyliques, on l'a vu par l'exemple précédent du vinaigre, sont eux aussi présents dans notre corps et dans l'alimentation. L'acide butanoïque est par exemple présent dans le lait, mais peut aussi être produit par les fameuses bactéries lactobacillus bifidus (popularisés sous le nom de « bifidus » par l'industrie alimentaire). Cet acide butanoïque stoppe la croissance des bactéries nocives dans les intestins et est vital à la croissance des jeunes enfants.

Nommer une molécule : hydrocarbures et Alcanes

Les **hydrocarbures** sont les molécules les plus importantes pour notre économie et notre vie quotidienne depuis la révolution industrielle du XIXe siècle. Ce terme désigne toutes les molécules constituées uniquement d'atomes de **carbone** et **d'hydrogène**. L'atome d'hydrogène ne pouvant faire qu'une seule liaison, ce sont surtout les atomes de carbone qui sont importants pour la structure des hydrocarbures et on parlera d'ailleurs de « chaînes carbonées » pour l'enchaînement de ces atomes de carbone.

Ces chaînes carbonées peuvent être **linéaires**, si **tous les atomes de carbone se suivent** en une seule ligne, **ramifiée**, si **des atomes ou des groupes d'atomes de carbone viennent se greffer sur la chaîne principale**, ou **cyclique** si la chaîne carbonée fait une **boucle**.

Les alcanes sont des composés acycliques (non cycliques) constitués d'atomes de carbone et d'hydrogène, où tous les atomes de **carbones sont tétragonaux** et ne forment donc **que des liaisons simples**.

La formule générale des alcanes est $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$

Le nombre d'atomes de carbone dans la chaîne principale va donner le nom de l'alcane, formé d'un préfix qui indique le nombre d'atomes de carbone (méth-, éth-, prop- etc…) suivi de la terminaison **-ane**. ***Exemple*** : l'alcane de formule C_2H_6 est nommé éthane.

Voici les noms des dix premiers alcanes :

n	Formule brute	Nom de l'alcane linéaire	n	Formule brute	Nom de l'alcane linéaire
1	CH_4	Méthane	6	C_6H_{14}	Hexane
2	C_2H_6	Éthane	7	C_7H_{16}	Heptane
3	C_3H_8	Propane	8	C_8H_{18}	Octane
4	C_4H_{10}	Butane	9	C_9H_{20}	Nonane
5	C_5H_{12}	Pentane	10	$C_{10}H_{22}$	Décane

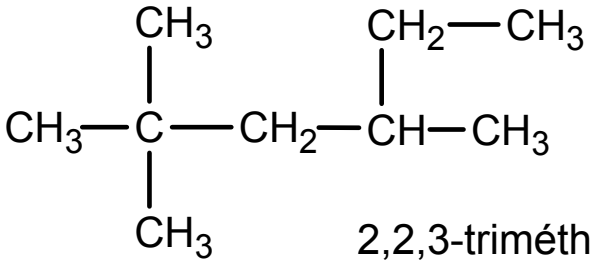
Lorsqu'un alcane est ramifié, il faut regarder quelle est la suite la plus longue d'atomes de carbone car c'est elle qui va donner le nom principal.

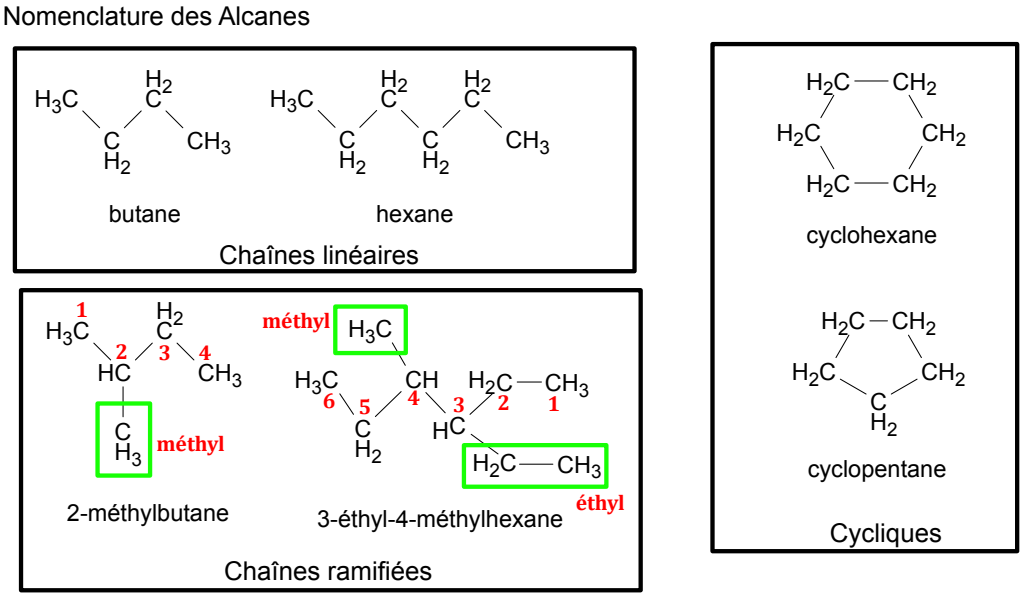
Les ramifications sont appelées groupes **alkyles**, elles sont formées en retirant un atome d'hydrogène à l'alcane correspondant et reprennent le même préfix que les alcanes, mais avec une terminaison en **-yle**.

Exemple : le groupe **-CH_3** est le groupe **méthyle**.

On numérote alors la chaîne principale de l'alcane de telle sorte que le premier atome possédant une ramification possède **le numéro le plus petit possible**. Les groupes alkyles sont alors placés dans l'ordre alphabétique, en enlevant le **-e** terminal, et précédés de leur indice de position.

Si plusieurs alkyles identiques sont placés dans la même molécule, leur nombre sera indiqué par un préfixe l'indiquant (**di-**, **tri-**, **tétra-**) et précédé de leurs indices de position. (voir les exemples ci-dessous).





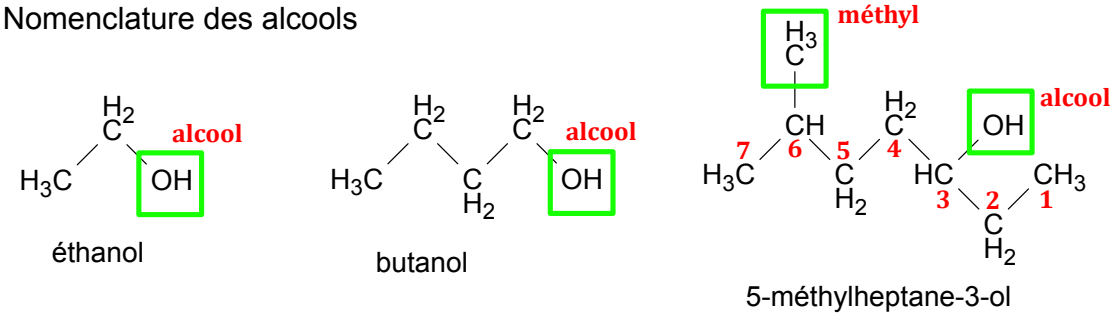
Nomenclature des alcools

Un alcool est une molécule organique dans laquelle un groupe **hydroxyl -OH** est fixé sur un atome de carbone tétragonal qui est lié uniquement à d'autres atomes de carbone et d'hydrogène, sans être rattaché à d'autres groupes caractéristiques ou double liaison.

Pour nommer les alcools, on cherche **la chaîne carbonée la plus longue** contenant l'atome de carbone lié au groupe hydroxyle -OH et on utilise le même préfixe que pour les alcanes, mais avec la terminaison **-ol**.

Si le groupe hydroxyle n'est pas en bout de molécule, on numérote la chaîne carbonée de telle sorte que **le groupe hydroxyle ait le numéro le plus petit possible.**

Voici quelques exemples **:**



Note : il est également possible d'indiquer la position 1 si le groupe hydroxyle est en bout de chaîne. Ainsi éthanol et éthan-1-ol représentent la même molécule !

Si un alcool possède une chaîne carbonée ne comportant que des liaisons simples (on dira qu'il est saturé) et n'est pas cyclique, sa formule brute sera exprimé de type $\mathbf{C_nH_{2n+2}O}$

Aldéhydes et cétones

Les aldéhydes et les cétones ont en commun un groupement constitué **d'un atome d'oxygène lié par une double liaison à un atome de carbone** qui n'est lié qu'à d'autres atomes de carbone ou d'hydrogène : C=O. On nomme ce groupe « **carbonyle** ».

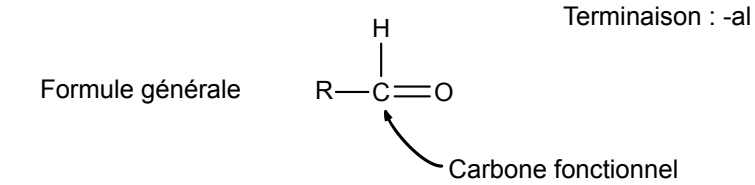
La différence entre les aldéhydes et les cétones vient de la position de ce groupe fonctionnel dans la molécule.

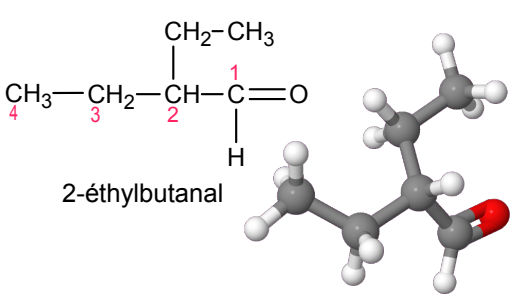
Dans les aldéhydes, ce groupe est situé en extrémité de molécule et l'atome de carbone doublement lié à l'oxygène est également lié à un atome d'hydrogène.

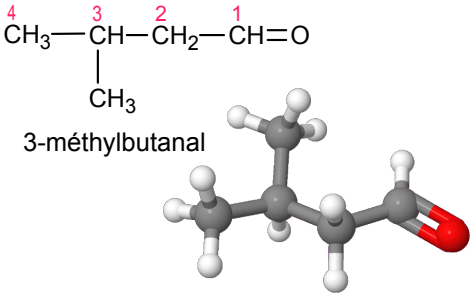
Le nom des aldéhydes se termine en « al » dont il n'est pas nécessaire de préciser la position puisque l'atome de carbone lié doublement à l'atome d'oxygène débute toujours la numérotation de la chaîne. Le nom dérivera de la chaîne carbonée la plus longue qui se termine avec le groupement carbonyle.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Aldéhyde



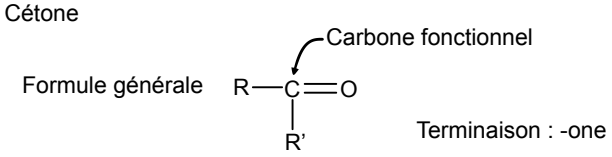


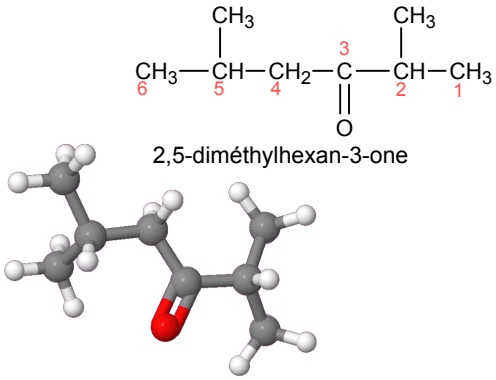


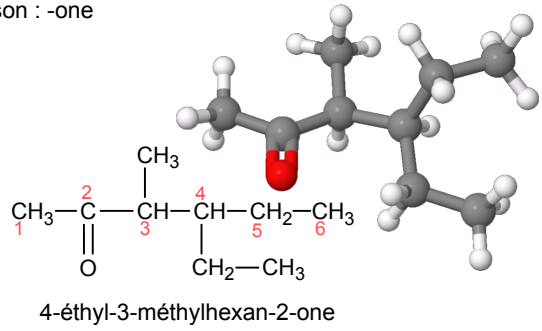
Comme pour les alcanes et les alcools vus précédemment, on placera en début de molécule, et par ordre alphabétique, la position et le nom des groupements de ramifications par rapport à la chaîne principale.

Dans les cétones, l'atome de carbone fonctionnel (qui possède la double liaison avec l'atome d'oxygène) est lié à **deux autres atomes de carbone** à l'intérieur de la chaîne carbonée. Pour nommer la molécule, il faut faire en sorte que cet atome fonctionnel ait le numéro le plus petit possible dans la chaîne. **La terminaison de la molécule se fait alors en « one »**. La nomenclature du reste de la molécule suit les règles habituelles :

Cétone







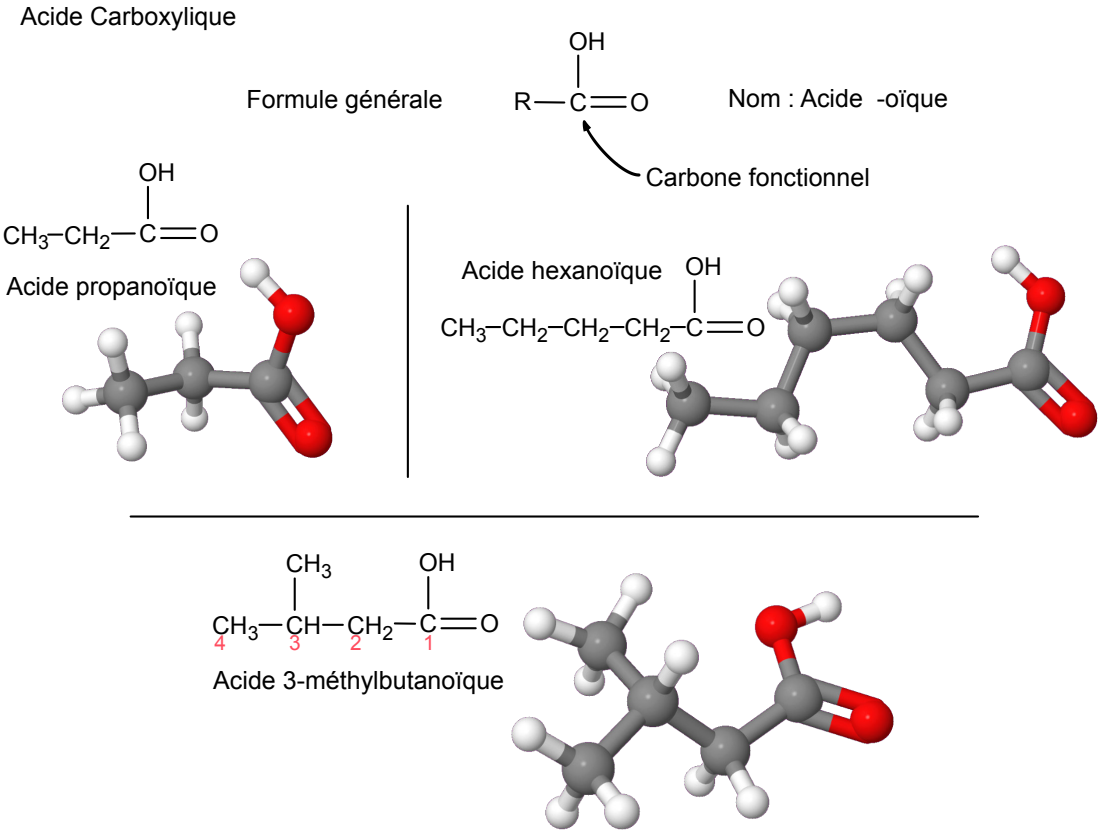
Il est à noter que dans le cas d'une cétone, la terminaison -one est toujours précédée de la position du groupement carbonyle !

Acides carboxyliques

Dans un acide carboxylique il y a également un atome de carbone doublement lié à un atome d'oxygène, mais l'atome de carbone fonctionnel est également lié à un groupement OH (oxygène-hydrogène). **On verra souvent ce groupe sous la**

dénomination COOH dans les formules brutes qui font ressortir la nature des molécules et ce groupe est appelé « carboxyle ».

Du fait de cette doute liaison carbonyle et groupement OH, l'atome fonctionnel de l'acide carboxylique est toujours situé en bout de molécule. On le nommera donc par rapport à sa chaîne la plus longue avec **une terminaison en « oïque ». Le nom sera toujours précédé de la mention « acide »**.



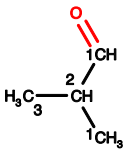
Notez qu'en anglais (langue largement utilisée en chimie), les acides carboxyliques ont la terminaison en « oic » et sont **suivis** de la tension « acid » : ex : propanoic acid (celui-ci sera aussi souvent nommé en anglais : propionic acid).

Voici quelques autres exemples de nomenclatures d'aldéhydes, cétones et acides carboxyliques pour que vous puissiez conforter votre compréhension de la façon de les nommer. Dans chaque cas on a également numéroté les atomes de carbone des chaines ramifiées afin de les identifier plus facilement.

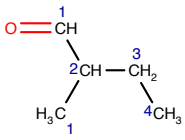
Souvenez-vous que ces ramifications sont des groupes alkyles. Un groupe CH3 est un groupe méthyle. Un groupe CH3-CH2 est nommé éthyl, un groupe CH3-CH2-CH2 est nommé propyl et ainsi de suite. Ils sont placés par ordre alphabétique dans le nom de la molécule, précédé de leur position. Notez également qu'en anglais il n'y aura pas d'accent dans les groupes alkyles.

Pour ne pas surcharger les représentations semi-développées, on a l'habitude de ne pas représenter le C du carbone qui possède le groupement carbonyle dans les cétones ou le groupe carboxyle dans les acides carboxyliques :

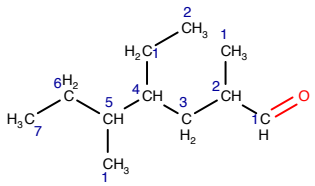
Autres exemples de nomenclature



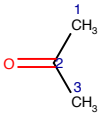
Nom: 2-methylpropanal
Masse molaire moléculaire: 72,11 g.mol^{-1}
Formule brute: C_4H_8O



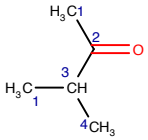
Nom: 2-methylbutanal
Masse molaire moléculaire: 86,13 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_5H_{10}O$



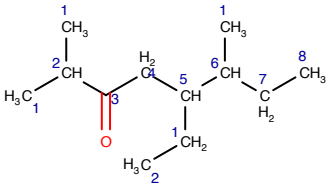
Nom: 4-ethyl-2,5-dimethylheptanal
Masse molaire moléculaire: 170,30 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_{11}H_{22}O$



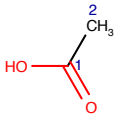
Nom: propan-2-one
Masse molaire moléculaire: 58,08 g.mol^{-1}
Formule brute: C_3H_6O



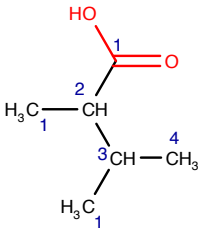
Nom: 3-methylbutan-2-one
Masse molaire moléculaire: 86,13 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_5H_{10}O$



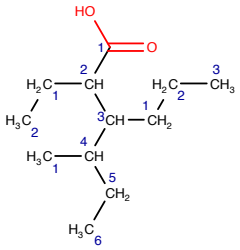
Nom: 5-ethyl-2,6-dimethyloctan-3-one
Masse molaire moléculaire: 184,32 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_{12}H_{24}O$



Nom: acide acetique (éthanoïque)
Masse molaire moléculaire: 60,05 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_2H_4O_2$



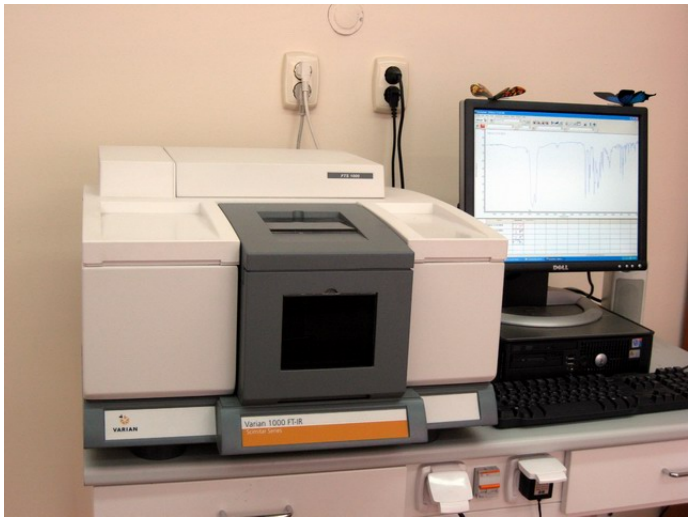
Nom: acide 2,3-dimethylbutanoïque
Masse molaire moléculaire: 116,16 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_6H_{12}O_2$



Nom: acide
2-ethyl-4-methyl-3-propylhexanoïque
Masse molaire moléculaire: 200,32 g.mol^{-1}
Formule brute: $C_{12}H_{24}O_2$

Spectroscopie Infrarouge (IR)

Pour identifier des molécules organiques, on peut utiliser la technique de la spectroscopie infrarouge. Elle fait appel à une machine qui va illuminer les molécules avec une lumière dont longueur d'onde se situe dans le domaine des infrarouges (de 750 nm à 0,1 mm) et mesurer l'absorption de cette lumière par les molécules. Celles-ci vont en effet absorber les ondes électromagnétiques transmises par la lumière infrarouge et se mettre à vibrer de différentes façons.



Dans une molécule, chaque type de liaison vibre à une fréquence particulière liée au nombre d'onde σ (sigma), qui s'exprime en cm^{-1}. Ce nombre d'onde est lié à la longueur d'onde λ (lambda) de la lumière par la relation : $\sigma = 1/\lambda$.

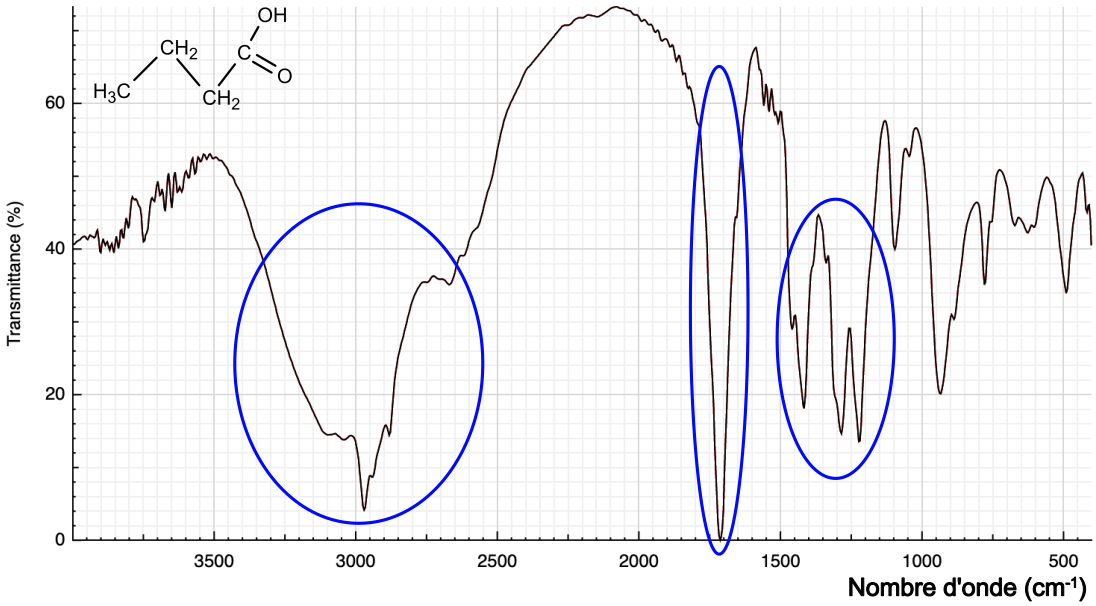
En examinant le spectre IR d'une molécule, on peut donc voir les domaines de longueur d'onde qui ont été absorbés par la molécule sous forme de « creux » dans la courbe et en déduire la présence de groupes fonctionnels permettant d'identifier la molécule.

On se base pour cela sur une table de référence comme celle ci-dessous (version plus complète sur le site Wikipedia : https://en.wikipedia.org/wiki/Infrared_spectroscopy_correlation_table) :

Liaison (groupe fonctionnel))	σ (cm^{-1})	Intensité
C=O Aldéhydes et Cétones	1650-1750	Forte
C=O Acides Carboxyliques	1680-1720	Forte
O-H Alcools gazeux	3500-3700	Forte, fine
O-H Alcools liquides	3200-3400	Forte-Large
O-H Acides Carboxyliques	2500-3500	Moyenne à Forte, large
C-H Alcanes	2800-3100	Plusieurs bandes
C-O Alcools	1040-1200	Moyenne à Forte
C-O Acides Carboxyliques	1250-1300	Moyenne à Forte

D'après le tableau, on voit, par exemple, que les acides carboxyliques doivent présenter 3 bandes pour les liaisons C-O, C=O et O-H. Si l'une des bandes manque, la molécule ne correspondra pas à ce groupe fonctionnel.

Voici un exemple de spectre pour l'acide butanoïque $C_4H_8O_2$:



On y reconnaît les 3 bandes correspondant à l'acide carboxylique : C-O autour de 1300 cm^{-1}, C=O vers 1720 cm^{-1} et O-H autour de 3000 cm^{-1} . Cette dernière bande est si large qu'elle cache les bandes des liaisons C-H du reste de la molécule.

Vous pouvez vous entraîner avec les spectres de ce site : http://www.cheminfo.org/Spectra/IR/Exercises/Browse_Spectra/index.html

9. Synthèse d'espèces chimiques organiques

De nombreuses substances chimiques intéressantes existent dans la nature et ont été utilisées après extraction depuis des millénaires. Avec l'avènement de la chimie industrielle au XIXe siècle, de plus en plus de molécules sont copiées depuis des molécules naturelles ou ont été créées après des recherches fonctionnelles ou par hasard.

Pour l'industrie chimique, synthétiser une molécule est très intéressant car cela permet de s'affranchir des incertitudes d'approvisionnement de substances naturelles dues à la météo, aux guerres, aux catastrophes naturelles… Cela permet aussi de ne fabriquer que la molécule qui est souhaitée, ce qui est un atout important alors que l'ensemble de l'industrie s'oriente vers la chimie « verte ». Celle-ci consiste à minimiser les déchets et à optimiser les rendements.

La synthèse chimique a également permis de créer des classes de molécules totalement nouvelles et ainsi de nouveaux matériaux comme les nanomatériaux.

Les différentes étapes d'une synthèse

Pour synthétiser une nouvelle molécule il faut d'abord déterminer quel type de réaction chimique va permettre d'obtenir celle-ci pour établir quelles molécules seront utilisées au départ et dans quel milieu réactionnel se placer.

Dans le chapitre précédent nous avons, par exemple, vu qu'il est possible d'obtenir un acide carboxylique par oxydation d'un alcool primaire. Comme les acides carboxyliques sont d'autant plus solubles que le pH est élevé, on travaillera de préférence en milieu basique.

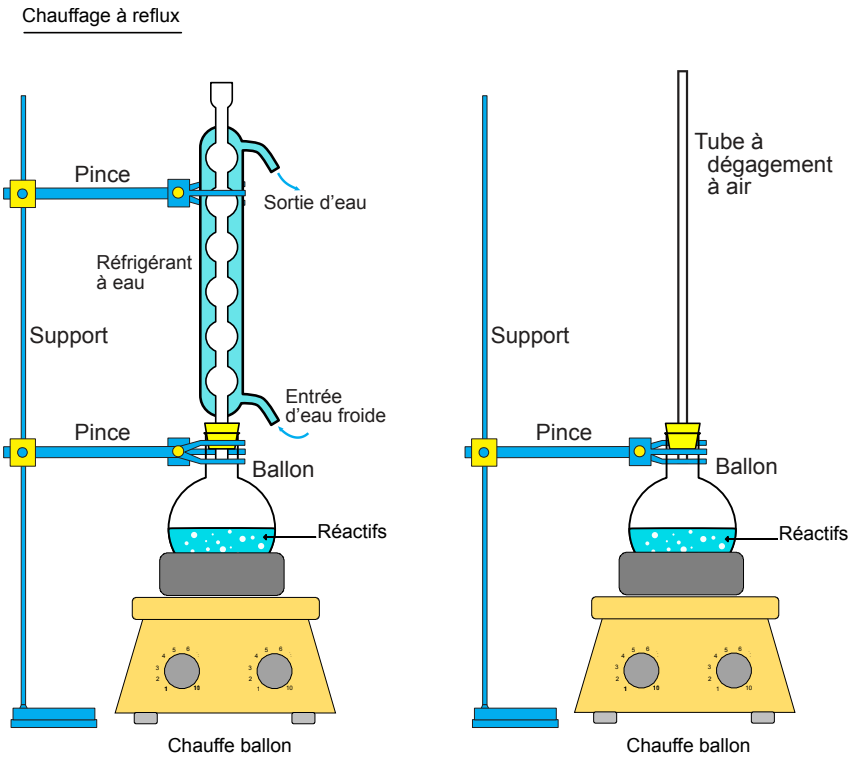
Une fois la synthèse réalisée il faut séparer le produit qui nous intéresse du reste du milieu réactionnel. Enfin il faut en faire l'analyse pour être certain d'avoir obtenu le produit souhaité.

On aura alors la suite de processus suivant :

$$Réactifs \rightarrow Produits \rightarrow Séparation \rightarrow Identification$$

La synthèse d'une espèce chimique consiste donc à mettre les réactifs dans un même récipient (souvent appelé « réacteur ») et à attendre qu'ils réagissent entre eux. **Il est généralement nécessaire de chauffer pour accélérer la réaction** ou **d'ajouter** un élément qui n'intervient pas directement dans la réaction mais va accélérer celle-ci et que l'on nomme « **catalyseur** ».

Si l'on chauffe pour accélérer la réaction il y a toutefois le risque que les produits de la réaction, ou même les réactifs, s'évaporent et quittent le récipient où se fait la réaction (le réacteur). Si cela se produit, la réaction risque de s'arrêter trop vite. On ajoute donc un dispositif qui va refroidir les vapeurs et les faire retomber par gravité dans le réacteur : c'est le chauffage à reflux. Le refroidissement peut se faire par l'air ambiant (si la réaction se fait à température modérée) ou par de l'eau froide dans un réfrigérant à boule si les vapeurs sont plus chaudes.

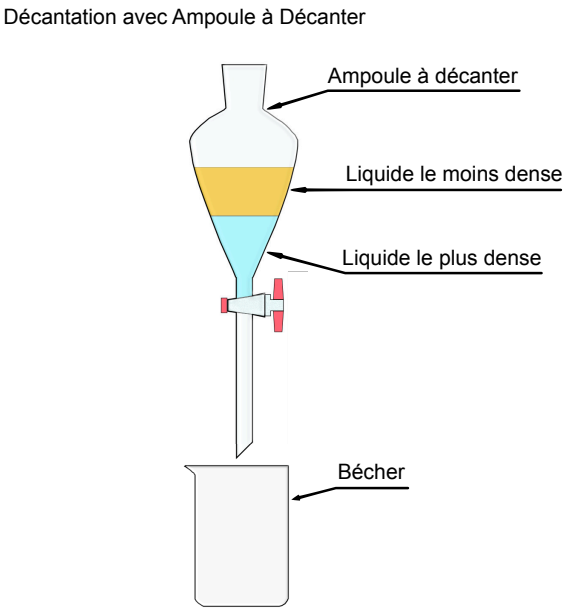


Séparation des produits obtenus

Une fois la réaction de synthèse terminée, il faut séparer les produits obtenus des réactifs en excès ou des autres produits de la réaction qui ne nous intéressent pas : **C'est la purification**.

Pour cela on utilise des méthodes classiques que vous avez déjà vues en classe de seconde :

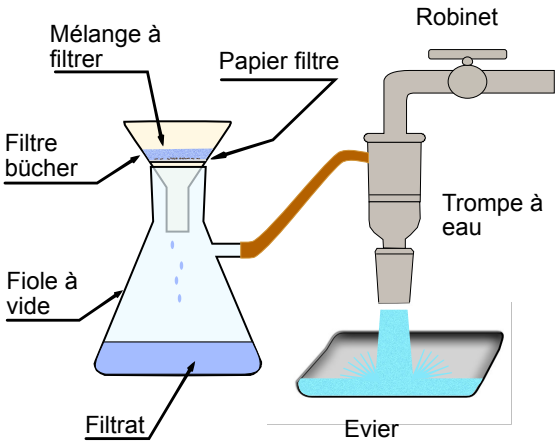
la **décantation** pour séparer deux phases liquides, généralement réalisée après une **extraction par solvant (extraction liquide-liquide)**. On introduit dans le mélange un solvant dans lequel le produit de la réaction est plus soluble que le milieu d'origine et qui n'est pas miscible avec lui, facilitant ainsi la décantation.



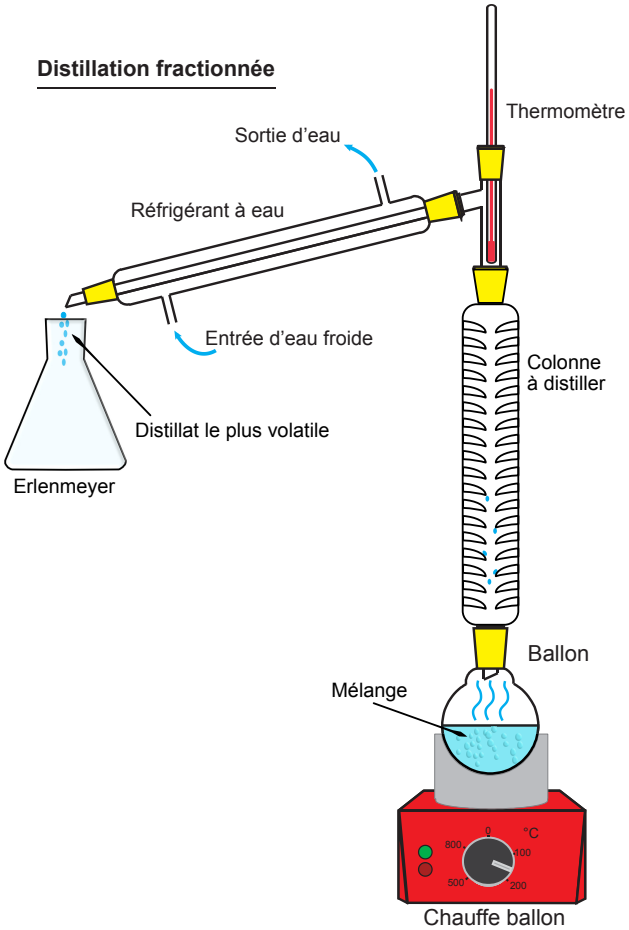
Si le produit n'est pas soluble dans le milieu dans lequel il se trouve on peut également effectuer une séparation par **filtration**. Celle-ci se fait généralement sur **Büchner** afin que la dépression aspire le liquide et accélère la séparation.

Dans le cas de la synthèse d'un acide carboxylique, il est ainsi possible de le faire précipiter sous forme solide en acidifiant le milieu avec un acide fort, comme l'acide chlorhydrique. La solubilité de l'acide carboxylique va alors diminuer fortement jusqu'à le rendre insoluble.

Filtration sous pression réduite



Enfin il est également possible de séparer deux liquides par distillation si leur température d'ébullition est suffisamment différente :

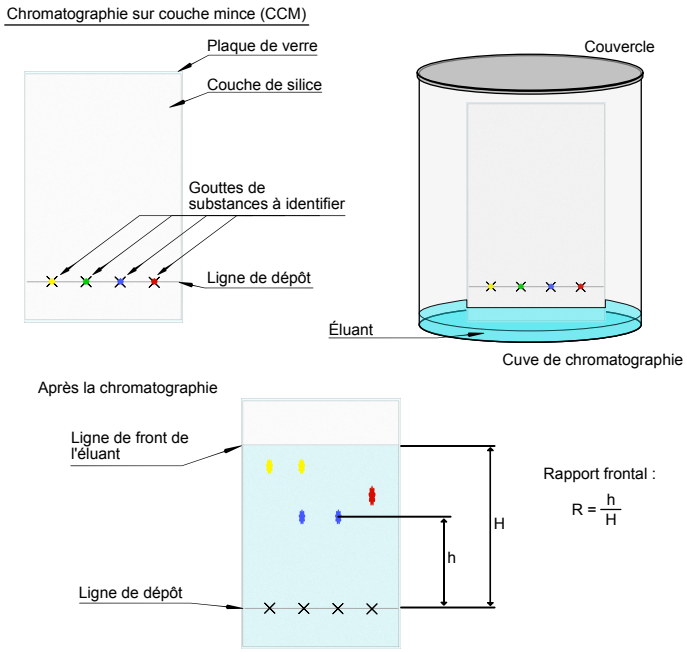


 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Identification des substances obtenues

L'analyse des produits de la réaction peut utiliser différentes techniques :

- Étude des températures de changement d'état sur un **banc Köfler** : sa température augmente linéairement. On y place un peu de poudre d'un solide dans la zone froide et on le pousse jusqu'à l'index de température où il devient liquide.
- Étude des propriétés physiques : densité, masse volumique…
- Réaction de caractérisation avec un réactif caractéristique : DNPH, Liqueur de Fehling, Sulfate de cuivre anhydre, eau de chaux, précipitation… comme vu au chapitre précédent et durant l'année de seconde.
- Spectroscopie infra-rouge (vue au chapitre précédent).
- Chromatographie sur couche mince (CCM) dans le visible ou avec une révélation à l'ultraviolet ou à travers une autre réaction chimique :



Dans la plupart des synthèses de molécules copiées depuis une molécule naturelle, les substances sont invisibles. On révèle alors la plaque de chromatographie à la **lumière ultra-violette** et d'une des gouttes de la ligne de dépôt peut être la molécules naturelle afin de vérifier que l'on a bien copié cette molécules à l'identique si les deux tâches sont à la même hauteur.

Si plusieurs tâches apparaissent sur la même ligne verticale que la molécule de synthèse, cela indiquera que la substance n'est pas pure et qu'il faudra effectuer des séparations supplémentaires afin de la purifier. C'est le cas du vert dans l'illustration ci-dessus : il est constitué d'un mélange de pigments jaunes et bleus.

Rendement de la synthèse

En fin de réaction chimique, une fois que le produit a été séparé, il est possible de le peser et de déterminer le nombre moles obtenu. On compare alors ce nombre au nombre de moles théorique que l'on pourrait obtenir pour calculer le rendement de la réaction chimique.

le rendement est noté η (eta grec) et ne peut jamais être supérieur à 1. Il arrive qu'on le multiplie par 100 pour obtenir un pourcentage de rendement :

$$\eta = \frac{\mathrm{n}_{\text{expérimental}}}{n_{\text{maximal}}}$$

$\eta_{\text{expérimental}}$ est le nombre de moles réellement obtenu et η_{maximal} le nombre de moles que l'on aurait pu obtenir d'après le tableau d'avancement de la réaction.

Du fait des pertes par évaporation, résidus dans la verrerie, temps de réaction trop court… le rendement est très rarement de 1 et tout l'enjeu de l'industrie chimique est d'obtenir le rendement le plus élevé possible pour minimiser les coûts de production et maximiser les profits de l'entreprise.

Méthodologie de mise en place d'une synthèse

Lorsque l'on souhaite mettre en place une synthèse et la documenter, pour une séance de travaux pratiques par exemple, il convient de décrire les principales étapes de la synthèse ainsi que de l'extraction et de l'analyse des résultats.

L'utilisation de schémas peut être intéressante, en se contentant de **traits simples** (ce n'est pas une représentation artistique mais on utilisera la règle pour faciliter la lecture des droites) et **d'annotations claires (légendes)**. On fera **un schéma par grande étape** de manipulation. Inspirez-vous des schémas du cours.

L'étape délicate est souvent la méthode (ou les méthodes) de purifications qui vont être employés. Il s'agit d'isoler le produit de la synthèse du milieu réactionnel. Il faut alors s'appuyer sur ses propriétés physiques et chimiques :

- Pour une extraction liquide-liquide il faut trouver un solvant où le produit est soluble, mais pas les autres constituants et ce solvant ne doit pas être miscible avec les autres liquides présents.
- Pour une filtration, il faut que le solvant de lavage ne permette pas la dissolution du solide lavé (sinon celui-ci passerait à travers le filtre) mais que les autres composés y soient très solubles.
- On peut effectuer une **recristallisation** : dans un montage à reflux on introduit le produit brut et un solvant. On chauffe pour faciliter la dissolution du solide brut. Puis on refroidi le mélange afin de cristalliser le produit qui nous intéresse tout en gardant les impuretés en solution. Il faut alors choisir un solvant dans lequel le produit est soluble à chaud mais pas à froid, alors que les impuretés doivent y rester soluble à toutes les températures.

 ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

10. Conversion d'énergie au cours d'une combustion

Mise en situation

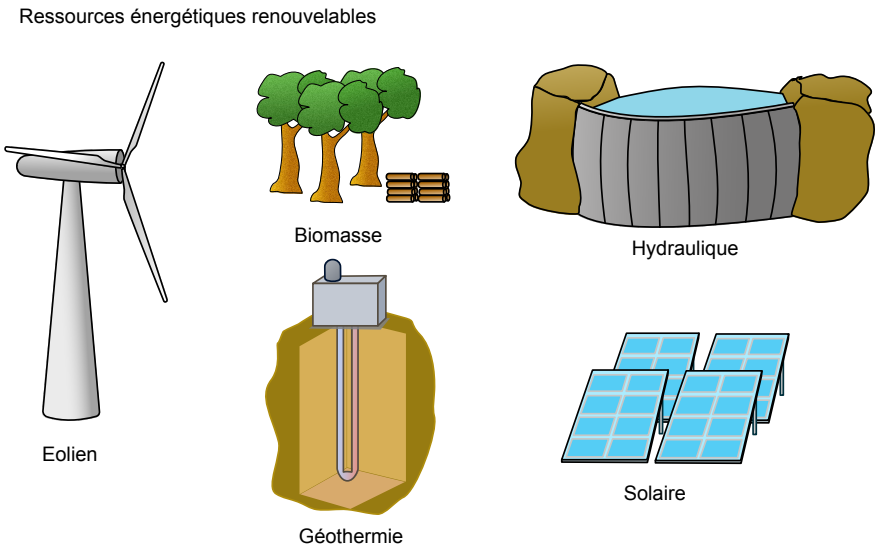
La maitrise de la conversion de l'énergie a toujours été un facteur crucial pour le développement de l'humanité et est intimement liée à l'idée de progrès. Depuis la maitrise du « feu », qui n'est autre que la maitrise de la transformation de l'énergie chimique contenue dans les combustibles vers une énergie thermique, en passant par la maitrise du « vent » (conversion d'une énergie mécanique) jusqu'à la maitrise des énergies chimiques contenues dans les combustibles fossiles aux XIX et XXe siècles qui a amené la révolution industrielle par la conversion en énergie électrique.

Malheureusement, cette soif croissante en énergie s'est aussi accompagnée d'une transformation profonde de notre environnement, avec un changement climatique qu'il n'est plus possible de nier alors que des scientifiques de renom, comme le prix Nobel de chimie Paul Josef Crutzen, annoncent que nous sommes même entrés dans une nouvelle ère géologique : l'anthropocène !

Il devient donc urgent de contrôler la façon dont nous transformons l'énergie, de choisir des ressources d'énergies qui ont un impact minime sur notre environnement, de réfléchir au stockage de l'énergie et d'être pleinement informé des enjeux qui impactent désormais l'ensemble de l'humanité.

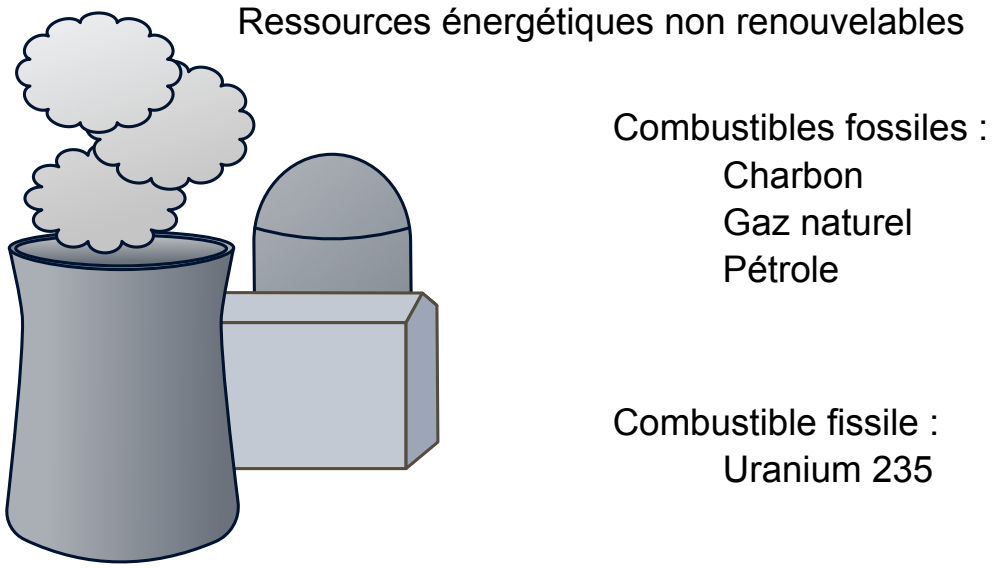
Ressources énergétiques

Les ressources énergétiques sont les ressources de base dont l'énergie va être transformé pour une utilisation humaine. On distingue deux types de ressources : **renouvelables** et **non renouvelables.**



Les ressources renouvelables sont celles qui ne vont pas s'épuiser à l'échelle humaine. Il va de soi que l'on ne peut pas parler à l'échelle de l'univers puisque nous savons que le Soleil va épuiser ses ressources énergétiques internes dans environ cinq millards d'années et qu'il ne fournira donc plus d'énergie rayonnante à la Terre. Mais dans cinq milliards d'années l'humanité aura disparue depuis longtemps ou se sera transformée en autre chose !

Parmi les ressources énergétiques renouvelables on peut donc classer l'énergie mécanique du vent ou de l'eau, l'énergie thermique du sous-sol (géothermie), l'énergie rayonnante du Soleil ou l'énergie chimique contenue dans la biomasse des organismes vivants. Toutes ces énergies peuvent être transformées en énergie utilisable et transportable par l'homme, comme l'énergie électrique ou thermique. On considère que ces ressources se renouvellent suffisamment rapidement pour être « inépuisables ».



Les ressources énergétiques **non renouvelables ne se renouvellent pas, ou très lentement**, à l'échelle humaine. On y inclut les **combustibles fossiles** (charbon gas naturel, pétrole) et les **combustibles fissiles** (uranium 235) qui sont tous convertis en énergie thermique (avant d'être à nouveau convertis en énergie électrique dans les centrales thermiques ou nucléaires).

Très largement majoritaires dans notre utilisation de ressources énergétiques, ces ressources non renouvelables s'épuisent rapidement. On consomme plusieurs milliards de tonnes de pétrole par an, par exemple, alors qu'il a fallu des millions d'années pour que celui-ci se forme.

L'estimation des réserves mondiales restantes est délicate car les variations de consommation sont importantes. La crise économique mondiale de 2008 a fortement fait baisser la consommation de combustibles fossiles, alors que les guerres la font très fortement augmenter. On découvre peu de nouveaux gisements, mais avec l'augmentation des prix l'exploitation de certaines ressources, comme les sables bitumineux ou les gaz de schiste, deviennent rentables. Sans que ces chiffres ne soient gravés dans le marbre, voici les estimations en 2017 :

Ressource	Durée des réserves
Pétrole	40 ans
Gaz	57 ans
Charbon	150 ans
Uranium	80 ans

Ces chiffres supposent une consommation identique à celle de l'année 2010.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Enjeux énergétiques pour notre avenir

A long terme, l'avenir de notre utilisation énergétique passe donc par la maitrise des énergies renouvelables et par l'optimisation de leur transformation. Il est toutefois possible d'améliorer l'utilisation que nous avons de ces ressources énergétiques en prenant en compte certaines problématiques essentielles : le transport, le stockage, le coût et l'impact sur l'environnement.

Les ressources, surtout fossiles et fissiles, ne sont pas réparties uniformément sur la planète. En dehors de la gestion des tensions géopolitiques liées à ces ressources, il faut penser que leur transport utilise lui-même de l'énergie et n'est pas toujours rentable. D'autre part, certaines ressources sont facilement stockables, comme le pétrole, alors que certaines formes d'énergie ne peuvent pas être stockées à long terme, comme l'énergie électrique.

Le coût d'exploitation de certaines ressources énergétiques est parfois plus important que le coût de cette énergie sous forme transformée. C'est alors un choix de société et politique que de savoir si l'on subventionne ces ressources énergétiques qui peuvent avoir l'avantage d'un impact réduit sur le changement climatique.

Enfin, l'exploitation de certaines ressources énergétiques pose de graves problèmes environnementaux ou sanitaires, comme l'exploitation des gaz de schiste, des sables bitumineux ou le traitement des déchets radioactifs dues à la transformation des énergies fissiles.

Énergie chimique

L'énergie chimique est liée à la formation ou à la rupture de liaison covalentes. Toute réaction chimique va donc mettre en jeu cette énergie chimique en l'absorbant ou en la libérant. Comme **il faut apporter de l'énergie pour rompre des liaisons covalentes**, certaines réactions chimiques vont « consommer » plus d'énergie externe (généralement thermique) qu'elles n'en libèrent, et inversement.

L'énergie chimique est contenue dans des **réservoirs** que l'on peut exploiter pour la **transformer** en une autre forme. Ces réservoirs peuvent être naturels, comme le pétrole, le gaz naturel ou la biomasse, ou avoir été créés par l'homme, comme les piles ou les accumulateurs. Cette énergie chimique peut alors être transformée naturellement ou de façon provoquée dans des dispositifs permettant de la **récupérer sous une autre forme** : thermique, électrique, rayonnante… on parle alors de **convertisseur d'énergie**.

Ainsi le corps humain est un convertisseur d'énergie qui consomme des aliments afin de transformer leur énergie chimique en énergie mécanique qui fera fonctionner ses muscles. Si ces aliments sont des végétaux, ils ont eux-mêmes transformé l'énergie rayonnante du Soleil en énergie chimique. Les batteries accumulateurs sont également des convertisseurs d'énergie qui transforment l'énergie électrique en énergie chimique pour la stocker avant de faire l'opération inverse lorsqu'on a besoin d'énergie électrique.

Combustion des alcanes et des alcools

Les alcanes et les alcools sont très prisés pour **l'énergie qu'ils libèrent** lors d'une réaction chimique nommée **combustion**. Cette réaction fait intervenir un **combustible**, ici un alcane ou un alcool, et un **comburant**, généralement le dioxygène présent dans l'air.

Dans le cas des alcanes et des alcools, qui ne contiennent que des atomes de carbone, d'hydrogène et de d'oxygène (pour les alcools), **les produits d'une combustion complète** (si le dioxygène est en excès) seront le **dioxyde de carbone** et de la **vapeur d'eau**.

Le bilan d'une combustion d'alcane ou d'alcool peut donc s'écrire sous la forme :

$$\underset{ou\ alcool}{alcane} + dioxygène \xrightarrow{combustion} dioxyde\ de\ carbone + eau$$

exemples :

Combustion du propane :

$$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Combustion de l'éthanol :

$$C_2H_6O + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O$$

Ces deux exemples nous permettent de constater que, par exemple, une mole de propane va donner, par combustion, trois moles de dioxyde de carbone. Ce qui explique le **très fort impact de ces combustions sur l'augmentation de la concentration de ce gaz à effet de serre** dans notre atmosphère terrestre.

Réaliser **ces combustions nécessite un apport d'énergie pour casser les liaisons entre atomes**. Ces réactions ne sont donc pas spontanées et **on doit apporter cette énergie** (avec une allumette enflammée par exemple) pour que la combustion démarre.

Mais **la formation de nouvelles liaisons**, dans les produits de la réaction, **libère aussi de l'énergie**. Or les réactions de **combustions libèrent plus d'énergie qu'elles n'en consomment**, d'où leur intérêt pour se chauffer, cuire nos aliments ou faire avancer nos voitures.

Bilan d'une réaction de combustion

Nous avons vu que l'humanité utilise majoritairement les ressources d'énergie fossiles pour la transformer en d'autres énergies nécessaires à notre civilisation actuelle : mécanique, thermique, électrique…

Cela se fait principalement avec la réaction de combustion, que vous l'avez déjà étudiée au collège. Cette réaction met en jeu un combustible et un comburant, généralement le dioxygène O_2.

Les ressources d'énergie fossiles sont des **espèces organiques** qui contiennent principalement des atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Dans ce cas, **la combustion complète** de ces espèce **ne produit que de l'eau et dioxyde de carbone**. L'équation-bilan de ces réactions est donc très simple.

Exemple de la combustion complète de l'octane (essence) :

Déterminer la masse de dioxyde de carbone produit par la combustion d'un litre d'octane.

On commence par écrire l'équation-bilan de réaction :

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O\ (g)$$

On peut en dresser un tableau d'avancement :

	$2\ C_8H_{18}(l)$	$+ 25\ O_2(g)$	$\longrightarrow$ $16\ CO_2(g) +$	$18\ H_2O\ (g)$
Etat initial	n	excès	0	0
Etat intermédiaire	n - 2x	excès	16 x	18 x
Etat final	n- 2 x_{max}	excès	16 x_{max}	18 x_{max}

La densité de l'octane étant de 703 kg.m^{-3}, sa masse volumique ρ est donc de 0,703 kg.L^{-1} (car il y a 1000 L dans 1 m^3).

Avec les masses molaires atomiques du carbone (12 g.mol^{-1}), de l'oxygène (16 g.mol^{-1}) et de l'hydrogène (1 g.mol^{-1}), il est possible de calculer la masse molaire de l'octane (114 g.mol^{-1}) et celle du dioxyde de carbone (44 g.mol^{-1}).

Un litre d'octane correspond à une masse de 0,703 kg soit 703 g. Donc à une quantité de matière n = 6,17 mol (n = m/M)

Donc à l'état final xmax = n/2 = 3,09 mol.

la masse de dioxyde de carbone obtenue est donc m = 16 × 3,09 × 44 = 2 175 g (car m = n × M).

La combustion d'un litre d'octane produit donc plus de 2 kg de dioxyde de carbone !

Lorsque le dioxygène n'est pas présent en quantité suffisante, la réaction devient incomplète et produit alors d'autres composés, comme le carbone (la suie) ou le monoxyde de carbone CO qui est un gaz mortel. Il faudra alors écrire des équations-bilan de réaction pour chaque espèce carbonée produite car il s'agit de réactions distinctes qui ont lieu en même temps que la réaction de combustion principale.

Par exemple, pour la combustion incomplète du butane (C_4H_{10}) formant du monoxyde de carbone on pourra écrire :

$$2\ C_4H_{10}(g) + 9\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ CO\ (g) + 10\ H_2O\ (g)$$

La combustion est une réaction qui convertit l'énergie chimique en énergie thermique en grande quantité. Voyons maintenant comment calculer précisément l'énergie libérée.

Aspect énergétique

Si nous souhaitons faire bouillir de l'eau avec un réchaud à alcool lors d'une soirée camping au bord de la mer, il peut être intéressant d'essayer de prévoir quelle quantité d'alcool il faudra brûler pour obtenir exactement la quantité de chaleur nécessaire à cette ébullition.

Imaginons maintenant que vous n'aimiez pas votre thé brûlant et que vous ne voulez qu'augmenter la température de l'eau avec votre réchaud à alcool. Dans ce cas il va falloir calculer **la quantité de chaleur qu'il faut apporter à un corps de masse m pour le porter à la bonne température à l'aide de la relation suivante** :

$$Q = C \times m \times \Delta t$$

Unités :

- Q : quantité de chaleur absorbée (énergie) en Joule (J)
- m : masse du corps en kilogramme (kg)
- C : chaleur massique du corps en Joule par kilogramme par degré ($J.kg^{-1}.°K$)
- Δt : différence de température entre celle de départ et celle d'arrivée

Notes :

- La chaleur massique s'exprimait anciennement en calories (cal) qui représente la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter la température de 1 gramme d'eau de 1°C : 1 cal = 4,18 J
- Le degré exprimé est en degré kelvin, mais 1°K = 1°C, le seul changement vient de la base de l'échelle de température.

La chaleur massique est également appelée capacité thermique et dépend du corps étudié. Voici quelques exemples de capacités thermiques :

Solides	Capacité thermique ($kJ.kg^{-1}.K^{-1}$)	Liquides	Capacité thermique ($kJ.kg^{-1}.K^{-1}$)	Gaz	Capacité thermique ($kJ.kg^{-1}.K^{-1}$)
Glace	2,1	Eau	4,18	Air (sec)	1,00
Or	0,13	Éthanol	2,46	Vapeur d'eau	1,85
Plomb	0,13	Huile	2,00	Dioxygène	0,92
Fer	0,47	Octane	1,39	Dihydrogène	14,3
Corps humain	3,47	Mercure	0,14	Diazote	1,04

Dans ce tableau nous voyons immédiatement que les métaux, bons conducteurs de chaleur, ont besoin de très peu d'énergie pour voir leur température s'élever d'un degré, au contraire de l'eau, du corps humain ou du dihydrogène.

Exemple :

1) Quelle énergie est nécessaire pour élever la température d'un litre l'eau liquide de 20 à 40 °C ?
2) Quelle masse de fonte (alliage de fer et de carbone) ($C = 0,47\ kJ.kg^{-1}.K^{-1}$) à 100°C faut-il plonger dans l'eau à 20°C pour lui faire atteindre ces 40°C ?

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

1) Pour l'élévation de température de l'eau :

$\Delta t = 40 - 20 = 20°$

1L d'eau à une masse de 1 kg

$C_{eau} = 4,18\ kJ.kg^{-1}.°K$

donc $Q = C_{eau} \times m \times \Delta t = 4,18 \times 1 \times 20$

$\boxed{\boldsymbol{Q = 83,6\ kJ}}$

2) La fonte va perdre 60°C

sa capacité massique est $C_{fonte} = 0,47\ kJ.kg^{-1}.°K$

On cherche la masse m donc :

$$m = \frac{Q}{C_{fonte} \times \Delta t} = \frac{83,6}{0,47 \times 60} \text{ donc } \boxed{\boldsymbol{m = 2,96\ kg}}$$

Donc, près de 3 kg de fonte à 100°C vont passer à 40°C au contact de seulement un litre d'eau qui va passer de 20 à 40 °C. Vous devriez mieux comprendre pourquoi les pompiers utilisent principalement l'eau : non pas seulement pour étouffer les flammes mais pour absorber la chaleur des objets chauds et éviter que l'incendie ne se propage !

Énergie libérée lors d'une combustion

En parlant d'incendie, qui est une sorte de combustion, **l'énergie libérée par ce type de réaction est proportionnelle à la quantité de matière de combustible brûlé et s'exprime par la relation suivante** :

$$E_{lib} = n \times E_{comb}$$

Unités :

- E_{lib} : Energie libérée par la combustion en Joule (J)
- n : nombre de moles du combustible en moles (mol)
- E_{comb} : Energie molaire de combustion du combustible en Joule par mole ($J.mol^{-1}$)

Pour calculer l'énergie libérée par une combustion il est donc nécessaire d'écrire l'équation bilan de la combustion, de faire le **bilan matière** de cette combustion pour **déterminer le nombre de moles du combustible** en fonction des informations disponibles (masse, volume, masse volumique, densité…) et ensuite d'effectuer le calcul d'énergie avec la formule précédente.

Énergie molaire de réaction

Les ordres de grandeurs des énergies thermiques molaires sont 100 à 1000 fois plus grandes que celles des changements d'état à cause des liaisons qu'il faut rompre.

L'énergie molaire de réaction chimique est la différence entre l'énergie de dissociation, nécessaire pour casser les liaisons, et l'énergie de formation, nécessaire pour former les nouvelles liaisons.

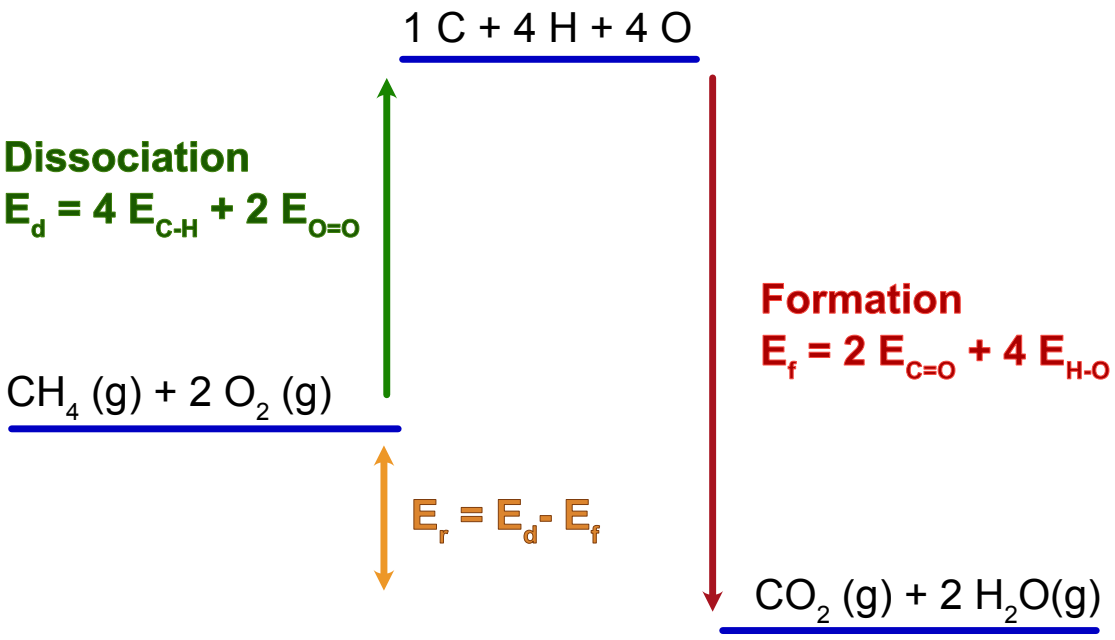
Chaque liaison possède une énergie moyenne de liaison :

Reference: Huheey, pps. A-21 to A-34; T.L. Cottrell, "The Strengths of Chemical Bonds," 2nd ed., Butterworths, London, 1958; B. deB. Darwent, "National Standard Reference Data Series," National Bureau of Standards, No. 31, Washington, DC, 1970; S.W. Benson, J. Chem. Educ., 42, 502 (1965).

Type de liaison	Énergie moyenne de liaison ($kJ.mol^{-1}$)
H-H	432
H-C	411
H-O	459
H-N	386
C-C	346
C=C	602
C≡C	835
C-N	305
C=N	615
C-O	358
C=O (CO_2)	799
N-N	167
O-O	142
O=O	494

A partir de ces énergies moyennes de liaisons, il est possible de calculer l'énergie de réaction. Pour cela il faut écrire l'équation bilan de réaction et compter les liaisons détruites et les liaisons formées. Il est intéressant de faire cela sous la forme d'un diagramme d'énergie pour ne rien oublier.

Exemple *de la combustion du méthane* :



A partir du tableau précédent on peut calculer l'énergie molaire de réaction :

$$E_r = (4 \times 411 + 2 \times 494) - (2 \times 799 + 4 \times 459) = -802\ kJ.mol^{-1}$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Pouvoir Calorifique

Pour les combustibles, on calcul souvent le pouvoir calorifique, qui est l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de combustible.

Pour déterminer sa valeur on peut effectuer les étapes suivantes :

1) Écrire l'équation-bilan de réaction
2) Déterminer le nombre de moles de combustible par kilogramme
3) Avec un diagramme d'énergie, calculer l'énergie molaire de réaction
4) En déduire l'énergie libérée par la réaction avec $E_{lib} = n \times E_{comb}$

Expérimentalement

Pour déterminer expérimentalement ces énergies molaires de combustion, on va utiliser une combustion pour chauffer une quantité connue d'eau dans un récipient dont on connaît les propriétés (par exemple une canette en aluminium). En étudiant l'élévation de température de l'eau on sait quelle énergie a été dégagée et on peut en déduire l'énergie libérée (en oubliant pas les éventuels changements d'état associés, comme de la cire de bougie qui fond par exemple).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

MOUVEMENT ET INTERACTIONS

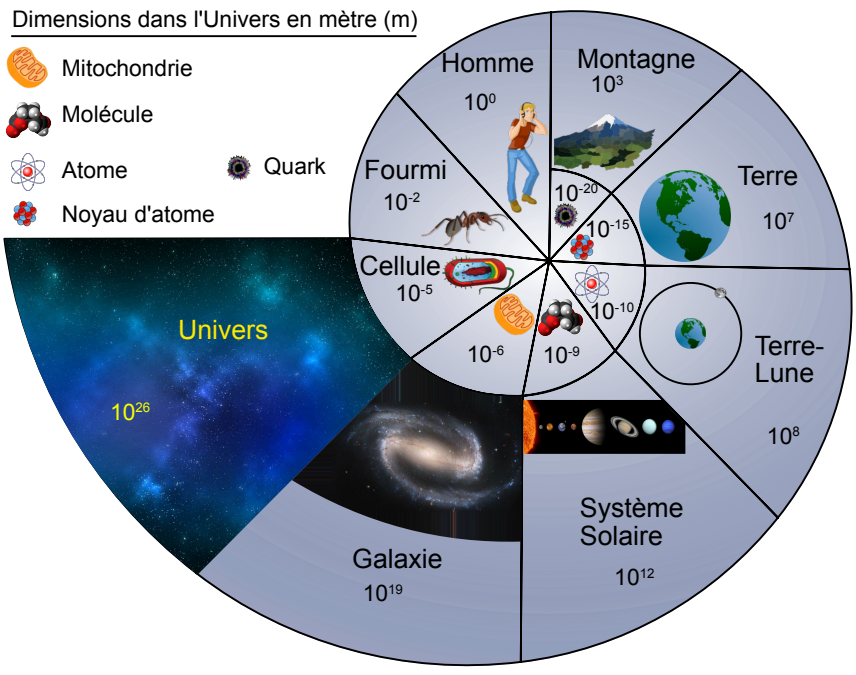
11. Modélisation d'interactions fondamentales

Mise en situation

La recherche de la structure de la matière et des lois qui la régisse sont les quêtes qui a définissent la Science (avec un grand S) depuis l'antiquité. Depuis Démocrite qui définit la notion d'atome au VIe siècle avant notre ère jusqu'au CERN (centre européen de recherche nucléaire) de Genève qui possède sans doute l'une des plus grosses machines jamais construite par l'Homme au service de la découverte des plus petits éléments de la matière, en passant par les alchimistes du Moyen Age qui voulaient trouver un moyen de transformer le plomb en or, nos connaissances dans ce domaine n'ont cessé d'évoluer.

On pourrait croire qu'il y a une certaine prétention à chercher à découvrir les grandes lois de l'Univers. Certains disent même que c'est une perte de temps et d'argent. Pourtant cette quête est aussi à l'origine de découvertes majeures qui ont totalement changé nos vies. Sans revenir à des exemples trop anciens, comme les travaux des alchimistes qui sont à l'origine de la découverte de la porcelaine par Johann Friedrich Böttger au XVIIIe siècle, on peut penser aux apports du CERN à la fin du XXe siècle : Internet, le développement des moyens de stockage sur disque dur et SSD, sans compter les apports en physique comme la confirmation de la force électrofaible, du boson de Higgs, etc… Cela démontre bien que la recherche de ce qui constitue la matière et ses lois est une recherche fondamentale qui est aussi l'un des plus puissant moteur, avec la recherche spatiale, pour des découvertes qui auront des retombées nombreuses en physique appliquée.

Du noyau atomique aux galaxies : échelle et forces fondamentales



 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

La matière que nous connaissons au début du XXIe siècle est constituée d'une suite d'édifices de dimensions croissantes allant des particules fondamentales, les fermions, dont font partis les quarks qui se combinent entre eux pour former des hadrons, dont font partis les neutrons et les protons, à l'Univers observable qui s'étend en une bulle de plus de 13 milliards d'années lumières de diamètre (cf illustration ci-dessus).

Avec une telle variété de taille, on aurait pu penser que les forces qui régissent l'Univers étaient également très nombreuses et pourtant elles ne sont qu'au nombre de quatre : l'interaction gravitationnelle, l'interaction électromagnétique, l'interaction atomique forte et faible.

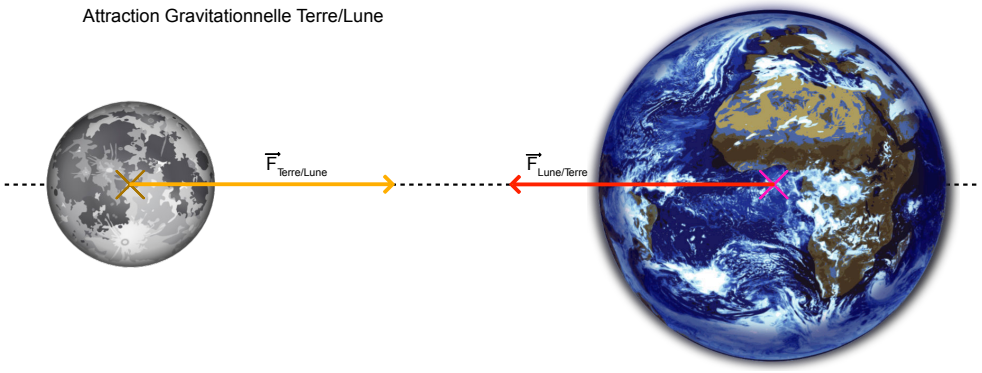
Interactions	Puissance relative	Rayon d'action	Dépendance à la distance
Gravitation	10^{-40}	infini	$1/r^2$
Électromagnétique	10^{-2}	infini	$1/r^2$
Faible	10^{-8}	10^{-18} m	$1/r^5$ à $1/r^7$
Forte	1	$2{,}5.10^{-15}$ m	$1/r^7$

Interactions « forte » et « faible »

Ces deux interactions s'exercent à l'échelle du noyau atomique. **L'interaction forte assure la cohésion des noyaux d'atomes**, en agissant entre les nucléons, malgré le fait qu'ils contiennent des particules de même charge, les protons, qui auraient tendance à se repousser en raison de l'interaction électromagnétique. Mais comme l'indique son nom, l'interaction forte est bien plus puissante que cette dernière. Cette interaction ne s'exerce toutefois qu'à des distances très courtes puisqu'elle diminue très fortement avec la distance (voir le tableau ci-dessus).

L'interaction faible s'exerce à une portée encore plus faible que l'interaction forte puisqu'elle est cantonnée à la taille des nucléons. Elle explique certains types de radioactivité.

Interaction gravitationnelle

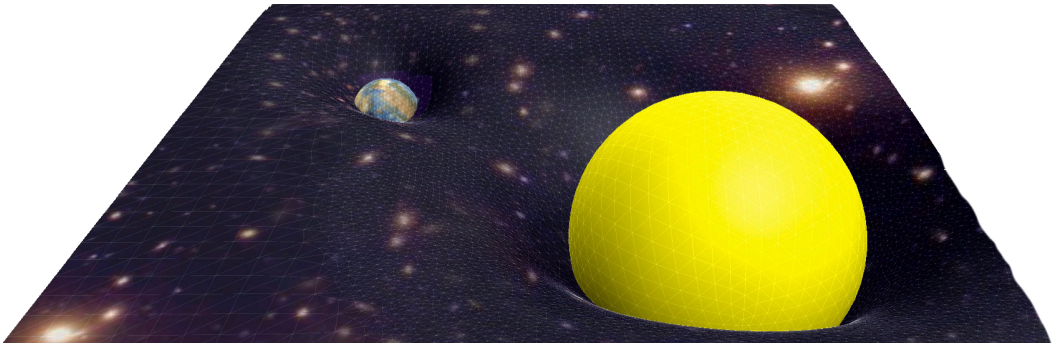


L'interaction gravitationnelle est une interaction attractive qui agit entre particules, ou objets, possédant une masse. Sa portée est illimitée mais son intensité diminue avec le carré de la distance.

L'interaction gravitationnelle prédomine à l'échelle astronomique et aucun moyen ne permet de la neutraliser. A la même échelle que les autres interactions c'est toutefois une interaction très faible (voir le tableau ci-dessus). Cela ne l'empêche pas d'être à l'origine de nombreux phénomènes qui rythment notre vie de tous les jours, comme les marées, la rotation de la Lune autour de la Terre ou celle de la Terre autour du Soleil. C'est également elle qui nous maintient sur notre planète et qui rend tout décollage de vaisseau spatial compliqué.

Nous ne savons pas par quel moyen cette action s'exerce et l'hypothèse actuelle est qu'une particule nommée « graviton » serait à son origine. Mais cette particule reste à découvrir. Dans sa théorie de la relativité générale, le physicien Albert Einstein explique la gravitation comme une déformation de l'espace-temps qui est due à des corps massifs, comme les étoiles ou les planètes qui le déformeraient, à la manière dont une boule de pétanque déformerait une toile tendue sur laquelle elle serait posée. Les objets qui s'approchent d'un astre massif auraient alors tendance à « rouler » vers celui-ci, ce qui expliquerait l'attraction des corps (cf illustration ci-dessous).

Gravitation dans la théorie de la relativité



La valeur de la force de gravitation exercée par un objet A sur un autre objet B dépend de la masse de ces deux objets et de la distance d qui les sépare selon la relation de Newton :

$$F = \frac{G \times m_A \times m_B}{d^2}$$

Pour un objet situé à la surface de la Terre, cette relation peut donc s'écrire :

$$F = \frac{G \times m \times m_T}{R_T^2}$$

Unités :

- F : Force de gravitation en Newton (N).
- G : Constante universelle de la gravitation en Newton mètre carré par kilogramme au carré ($N.m^2.kg^{-2}$)
- m : Masse de l'objet à la surface de la terre en kilogramme (kg).
- m_T : Masse de la Terre en kilogramme (kg).
- RT : Rayon de la Terre en mètre (m)
- La constante universelle de la gravitation vaut $G = 6{,}67.10^{-11}$ $N.m^2.kg^{-2}$

Cette force est dirigée vers le centre de la Terre.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Interaction électromagnétique

L'interaction électromagnétique est l'interaction la plus forte à notre échelle, de l'échelle atomique à celle de l'homme. Elle peut être attractive ou répulsive et agit entre les objets électriquement chargés et a une portée infinie qui diminue avec le carré de la distance. Elle est à l'origine de l'éclairage, de l'électricité, du fonctionnement des aimants, etc… C'est donc un élément essentiel de notre vie, d'autant que c'est elle qui explique la cohésion des atomes (noyau positif, électrons négatifs).

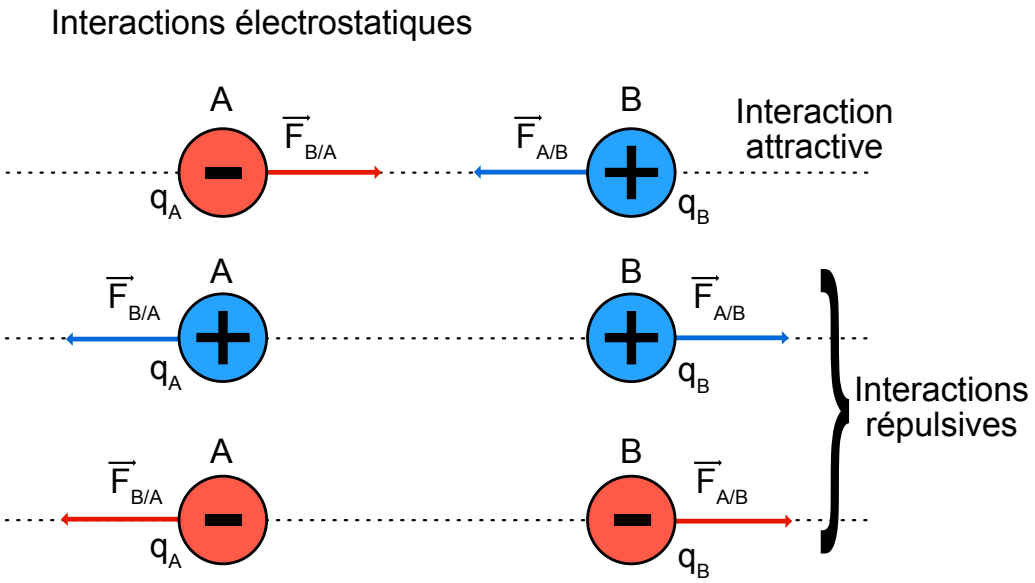
Cette interaction est aussi celle dont nous nous servons pour partager des informations avec les ondes électromagnétiques : radio, télévision, téléphone cellulaire… Cette interaction est véhiculée par les photons. En physique des particules, elle a été unifiée avec l'interaction faible dans le cadre de la théorie électrofaible.

Dans le chapitre suivant nous verrons l'interaction électrostatique décrite par la loi de Coulomb et qui représente l'un des aspects de l'interaction électromagnétique.

Frottements et charges électriques

Depuis l'antiquité, on sait qu'on peut frotter un morceau d'ambre avec une fourrure pour charger l'ambre et lui permettre d'attirer des objets légers. Expérience qui est répété avec plaisir par les enfants qui frottent des ballons de baudruche sur leurs cheveux afin d'attirer ceux-ci.

On montre aussi qu'il existe deux types de charges : positives et négatives :



Comme on peut le voir dans le schéma ci-dessus, deux charges de même signe se repoussent alors que deux charges de signe opposé s'attirent. Si les corps A et B on des charges identiques, les forces d'attractions $\vec{F}_{A/B}$ *et* $\vec{F}_{B/A}$ ont la même valeur et la même direction. Leur sens va dépendre du signe des charges q_A et q_B.

Ces charges sont égales à un multiple de la charge élémentaire e = 1,602 $\times 10^{-19}$ C (Coulomb : unité internationale de la charge électrique).

Loi de Coulomb

Si on assimile les corps A et B à des points (corps ponctuels), les forces électrostatiques entre ces corps obéissent à la **loi de Coulomb** :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = k \times \frac{|q_A \times q_B|}{d^2}$$

Unités :

- $F_{A/B}$ et $F_{B/A}$: Valeur de la force électrostatique en newton (N)
- k : Constante de Coulomb : $k = 9{,}0 \times 10^9$ N.m^2.C^{-2}
- q_A et q_B : Charge électrique en Coulomb (C)
- d : distance entre les deux points en mètre (m)

Nous voyons que l'intensité de cette forme d'attraction (ou de répulsion) diminue avec le carré de la distance.

Champs et forces

Nous sommes sans cesse entourés de champs et de forces et nous baignons même dedans. Il ne s'agit là ni d'un retour à la campagne, ni des champs de force des films de science-fiction, mais simplement des champs électromagnétiques qui nous entourent et servent votre quotidien : radio, télévision, téléphonie, micro-ondes, champs magnétiques des aimants, lumière…

Introduite au XVIIIe siècle, la notion de champs est désormais utilisée pour définir aussi bien le fonctionnement de nos communications, de la gravitation ou du champ magnétique terrestre, que pour décrire des phénomènes à grande échelle à partir d'un grand nombre de données ponctuelles, comme le font les météorologues ou les spécialistes de l'écoulement des fluides.

Découverte des champs

La notion de champ en physique apparaît au milieu du XVIIIe siècle avec les travaux du mathématicien suisse Leonhard Euler dans le cadre de ses études sur l'écoulement des fluides (avec des applications en circulation sanguine, hydraulique, aérodynamique…). Il attribue une vitesse d'écoulement à chaque point du fluide, ce qui donne un champ de vitesse. La vitesse étant décrite par un vecteur (direction, sens et grandeur), l'écoulement d'un fluide est donc décrit par un champ vectoriel.

La notion de champ sera étendue à l'électrostatique, l'étude des forces électriques, au cours des XVIIIe et XIXe siècles avec les travaux du physicien français Charles-Augustin Coulomb et de l'anglais Michael Faraday. Le premier détermine que la force électrostatique exercée par un corps chargé sur un autre dépend de la valeur des charges qu'ils possèdent et de la distance qui les sépare. M. Faraday étend ce concept à l'ensemble de l'espace qui entoure une charge et définit le champ vectoriel des forces qui s'exercent autour d'une charge ponctuelle.

Dans la seconde moitié du XIXe siècle, le physicien écossais James Clerk Maxwell étend le concept de champ aux phénomènes magnétiques et réunit ces deux concepts dans ses équations de l'électromagnétisme en démontrant que ces champs, électriques et

magnétiques, se propagent dans l'espace sous formes d'onde à la vitesse de la lumière. Ses découvertes vont ouvrir la voie aux découvertes d'Einstein sur la relativité restreinte.

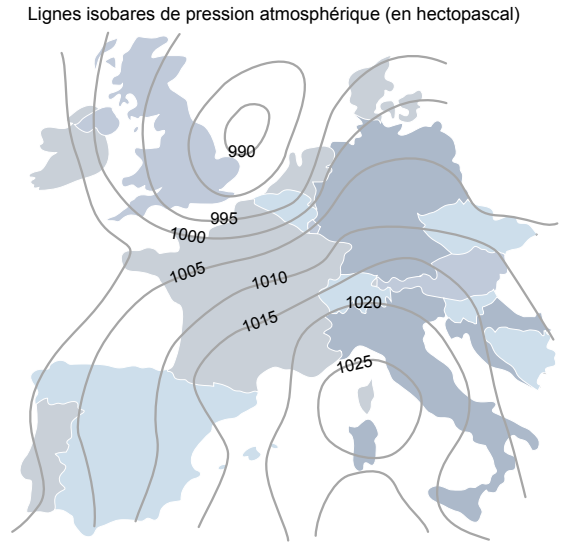
Des champs autour de nous

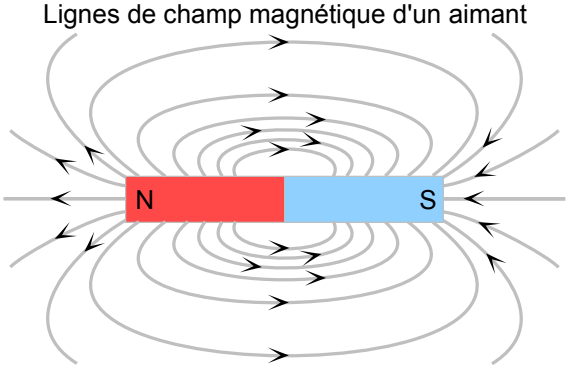
Que sont donc ces « champs » dont nous parlons ? La notion est assez simple, surtout si l'on se base sur notre quotidien : **un champ est un ensemble de « valeurs » ou de « vecteurs » situé dans l'espace**. C'est donc une sorte de cartographie de valeurs ou de vecteurs.

Il existe deux sortes de champs :

- ceux qui regroupent des **nombres**, températures, pressions… et que l'on nomme « **champs scalaires** ». Par exemple les cartes météorologiques des températures et des pressions sur la France.
- Ceux qui regroupent des **vecteurs** et que l'on nomme « **champs vectoriels** ». Par exemple les cartes météorologiques sur la vitesse du vent ou encore la répartition de la force d'attraction d'un aimant autour de celui-ci.

Dès qu'il faut traiter un grand nombre de données dans un milieu continu, on utilise la notion de champ. C'est particulièrement vrai pour les phénomènes électromagnétiques.





Les sources de champs électromagnétiques nous entourent au quotidien : lignes électriques (ondes basses fréquences), antennes relais de téléphonie, de télévision, de

radio, boitiers Wifi (ondes hertziennes), radiateurs, fours, télécommandes (ondes infrarouges), sources de lumière (domaine visible)…

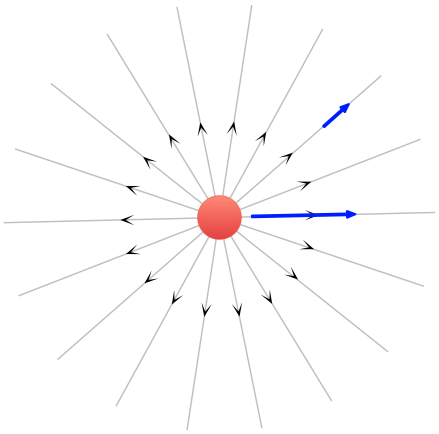
Tous ces champs sont devenus indispensables à notre mode de vie, mais ils correspondent à une certaine tension par mètre et on continue à s'interroger sur la nocivité de certaines d'entre eux sur notre santé.

Avec un smartphone, qui possède généralement un capteur de champ magnétique, il est par exemple possible d'effectuer une cartographie du champ magnétique autour d'un aimant, comme ceux des hauts-parleurs d'une chaîne hi-fi par exemple.

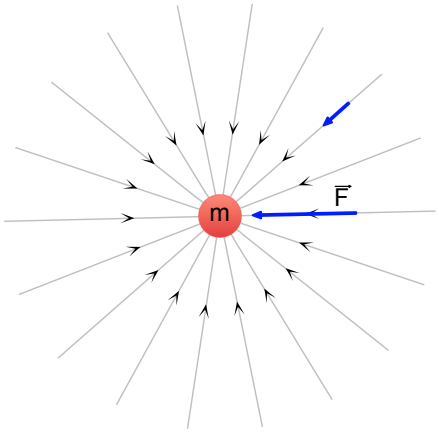
Les champs électrostatiques ont des lignes de champs qui rayonnent autour d'eux et peuvent voir leurs vecteurs pointer vers eux ou à leur opposé, en fonction de leur charge.

Les masses créent aussi des champs, nommées champ de gravitation, qui ont des vecteurs toujours orientés vers la masse car la gravitation est une force attractive.

Champ éléctrostatique



Champ de gravitation

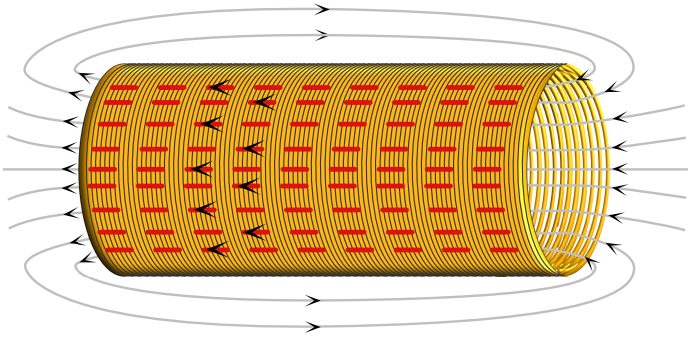


Champs uniformes

Les champs uniformes sont des champs dont les caractéristiques sont les mêmes dans tout l'espace considéré.

Ce sont généralement des cas particuliers qui ne sont valables que dans des espaces réduits, mais qui permettent de simplifier certaines études. Par exemple à l'intérieur d'un solénoïde (une bobine de fil conducteur dont la longueur est très supérieure au diamètre) les lignes de champ électrique sont parallèles :

Champ électrique dans un solénoïde



 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

On voit ici que les traits rouges représentent le champ électrique uniforme à l'intérieur d'un solénoïde.

Champ électrostatique

Quand une particule chargée est placée dans un champ électrostatique, elle est soumise à une force électrostatique qui est définie de la façon suivante :

$$\vec{F}_e = q_B \times \vec{E}$$

Avec E, le champ électrostatique défini par :

$$\vec{E} = k \times \frac{q_A}{d^2} \times \vec{e}$$

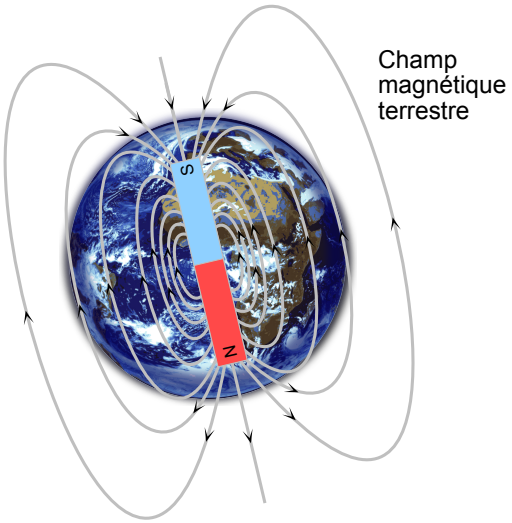
Unités :

- E : Champ électrostatique (avec une flèche : vecteur ; sans flèche sa valeur) en Newton par Coulomb ($N.C^{-1}$) ou en Volt par mètre ($V.m^{-1}$) Ces deux unités étant équivalentes.
- F : Force électrostatique qui s'exerce sur la particule. Sa valeur est en Newton (N)
- q : Charge de la particule en Coulomb (C)
- $\vec{e}$: est le vecteur unitaire porté par la droite AB (pour rester en vecteur dans l'équation)

N'oubliez pas que tous les vecteurs possèdent une direction (la droite sur laquelle se trouve leur flèche), un sens (deux sens possibles par direction) et une valeur.

Ici, le champ électrostatique ne dépend pas de la charge de la particule (qui sert en quelque sorte à « détecter le champ ») mais dépend du lieu où se trouve l'objet qui l'émet.

Champ magnétique terrestre



L'intérieur de la Terre est constitué de masses métalliques en mouvement qui génèrent un gigantesque champ magnétique en constituant un aimant géant. C'est ce

champ magnétique qui est à l'origine de l'attraction de nos boussoles et qui a permis aux navigateurs d'arpenter les océans avant l'avènement du GPS.

On peut modéliser ce champ comme celui créé par un aimant droit qui serait situé au centre de la Terre, mais dont les pôles magnétiques Nord et Sud ne sont pas alignés avec les pôles géographiques. L'angle que fait cet « aimant » avec l'axe géographique nord sud est nommé inclinaison et varie au cours du temps. Actuellement l'angle entre l'axe géomagnétique et l'axe de rotation de la Terre sur elle-même est de 11,5°.

Il faut également noter (voir illustration ci-dessus) que le pôle magnétique situé au plus près du pôle géographique nord est un pôle magnétique sud et inversement pour le pôle sud géographique. C'est la raison pour laquelle le pôle géomagnétique situé dans l'hémisphère nord attire le pôle nord d'un aimant (pour les aimants les pôles opposés s'attirent et ceux de même nature se repoussent). L'aimant va s'aligner sur les lignes de champ magnétique terrestre.

Champ de pesanteur local et gravitation

La force de gravitation exercée par un objet A sur un autre objet B dépend de la masse de ces deux objets et de la distance d qui les sépare selon la relation de Newton :

$$F = \frac{G \times m_A \times m_B}{d^2}$$

Pour un objet situé à la surface de la Terre, cette relation peut donc s'écrire :

$$F = \frac{G \times m \times m_T}{R_T^2}$$

On peut définir un champ vectoriel de gravitation noté $\vec{\mathcal{G}}$ par la relation :

$$\vec{\mathcal{G}} = \frac{\vec{\mathbf{F}}}{m}$$

D'après la relation précédente, le champ de pesanteur $\vec{\mathcal{G}}$ a donc pour valeur :

$$\mathcal{G} = \frac{G \times m_T}{R_T^2}$$

Ce champ de pesanteur dépend du lieu où se trouve l'objet mais pas de sa masse.

Le poids d'un objet peut être assimilé à la force de gravitation de la Terre sur cet objet : $\vec{\mathbf{P}} = \vec{\mathbf{F}}$

Si on fait abstraction de la rotation de la Terre, de l'attraction gravitationnelle du Soleil… on peut dire que le champ de pesanteur est égal au champ de gravitation.

Ce champ de pesanteur, noté $\vec{\mathcal{G}}$ est défini par :

$$\vec{g} = \frac{\vec{\mathbf{P}}}{m} \; avec \; pour \; valeur : g = \frac{P}{m}$$

Où P est le poids (au sens de force) de l'objet et m sa masse. **Ce champ de pesanteur est verticale et dirigé vers le bas**.

Si on considère que la masse de la Terre est d'environ $5{,}97.10^{24}$ kg et que son rayon est égal à 6371 km environ, on peut en déduire que :

$$g = \frac{G \times m_T}{R_T^2} = \frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,97 \cdot 10^{24}}{(6371 \cdot 10^3)^2} = 9,81 \, N.kg^{-1}$$

Cette valeur est appelée intensité de la pesanteur moyenne de la Terre.

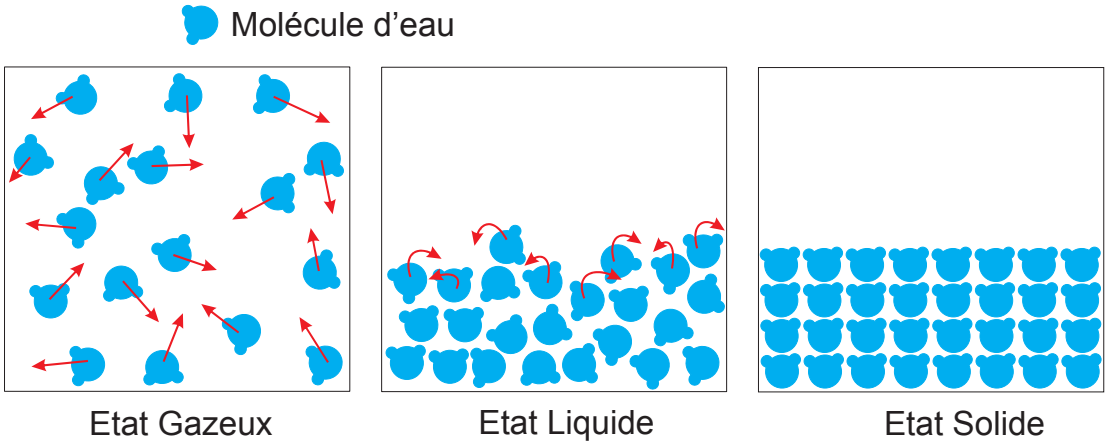
Pour une petite région on peut considérer que le champ de pesanteur est uniforme et constitué de lignes de champs parallèles :

Champ de pesanteur local

12. Description d'un fluide au repos

Modèle microscopique d'un fluide

Nous avons vu précédemment quelques notions sur les états physiques de la matière : Une espèce chimique peut se présenter sous trois états physiques : solide, liquide ou gazeux (dans les conditions de pressions et de températures « normales », c'est à dire celles que l'on trouve généralement sur Terre).



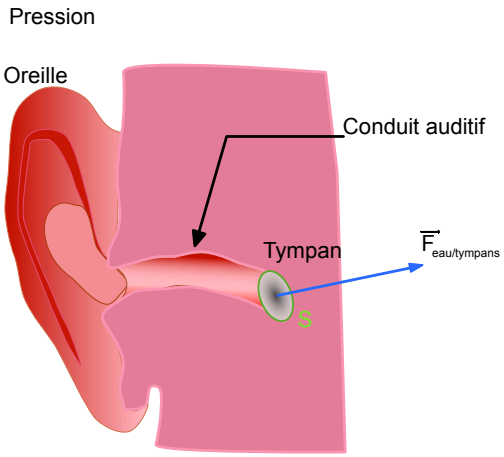
- **Solide** : les entités sont collées les unes contre les autres et ne peuvent pas bouger.
- **Liquide** : les entités peuvent « rouler » les unes par rapport aux autres.
- **Gazeux** : les entités peuvent librement se déplacer, elles ne se touchent plus.

Le passage d'un état physique à un autre dépend de la température. Cette température traduit la quantité d'énergie dont dispose un corps et qui agit sur les éléments qui composent le corps (atomes, ions ou molécules). Moins un corps possède d'énergie et moins ses éléments sont mobiles. À basse température les éléments chimiques seront généralement solides, avant de passer à l'état liquide si on leur fournit de l'énergie, puis à l'état gazeux si on continue à leur fournir de l'énergie.

Un changement d'état physique est donc une modification de l'agitation des entités dont les « liaisons » vont se modifier (se casser, se créer ou s'affaiblir) en fonction de l'énergie du système.

La pression

Quand on plonge au fond d'une piscine, on sent que l'eau pousse de plus en plus fort sur les tympans au fur et à mesure de la descente. L'eau exerce une force pressante qui s'explique par le choc des molécules d'eau contre le tympan :



La force pressante d'un liquide, ou d'un gaz est donc une force qui agit par contact sur une surface. Cette force possède les caractéristiques suivantes :

- Elle est de direction perpendiculaire à la surface.
- Son sens va du milieu qui agit (par exemple l'air) vers la surface pressée (par exemple le tympan).
- Son point d'application est pris au centre de la surface.
- Cette force s'exprime en Newton et peut être mesurée avec l'aide d'un dynamomètre.

Mais pourquoi cette force pressante nous fait-elle mal aux oreilles alors qu'elle s'exerce sur tout le corps où nous ne la sentons pas ?

Les tympans sont plus sensibles et fragiles que la peau, mais l'explication principale tient en une grandeur appelée **pression** et qui dépend de la surface sur laquelle elle s'exerce :

$$P = \frac{F}{S}$$

Unités :

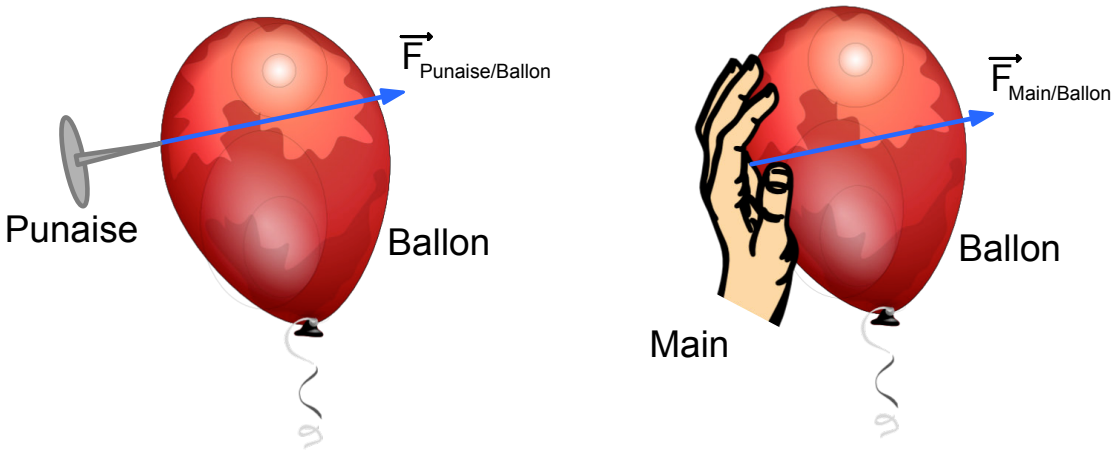
- P : Pression d'un fluide (liquide ou gaz) en Pascal (Pa)
- F : Intensité de la force pressante sur une surface en Newton (N)
- S : Surface sur laquelle s'exerce la force en mètre carré (m^2)

Remarque : vous noterez que le Pascal (Pa) correspond également au Newton par mètre carré ($N.m^{-2}$).

Ainsi, plus la surface sur laquelle s'exerce une force est petite, plus la pression d'un fluide sur cette surface sera grande et inversement.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Pression et surface



Dans la situation ci-dessus, deux actions (forces) identiques sont exercées sur le ballon, mais les pressions exercées sont différentes car la punaise exerce son action sur une surface minuscule et va donc certainement percer le ballon alors que la main ne fera que le déformer.

Pour en revenir à nos tympans, ils sont habitués à la pression normale de l'atmosphère qui est de 1013 hPa (101300 Pa). Toute variation rapide de cette pression sera ressentie immédiatement, par exemple quand on plonge sous l'eau (pression plus forte) ou quand on monte en altitude (pression plus faible).

Unités de pression

Nous venons de voir que l'unité de pression dans le système international d'unités était **le Pascal** (Pa) en hommage au physicien Blaise Pascal (1623-1662) qui a fait de nombreuses découvertes liées à la pression et démontré, entre autre, que la pression atmosphérique variait avec l'altitude. Blaise Pascal a mesuré les pressions atmosphériques au moyen d'un baromètre développé par l'italien Evangelista Torricelli en 1644.

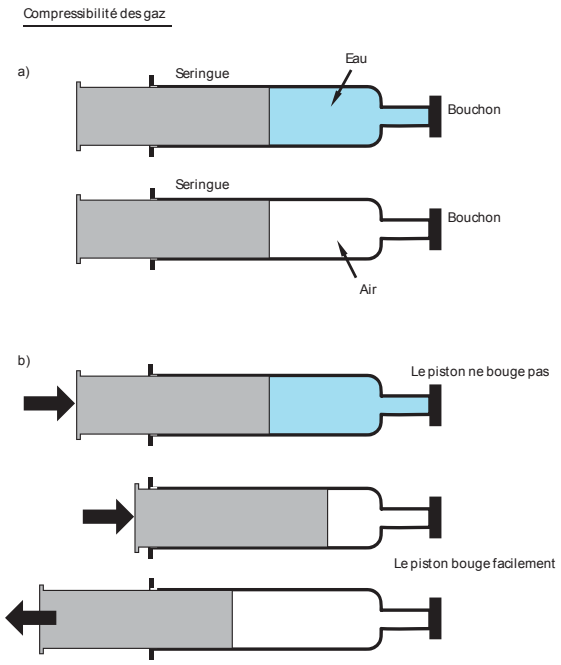
La pression atmosphérique moyenne est aussi exprimé en **atmosphère** (atm), donc :

$$1 \text{ atm} = 1013 \text{ hPa} = 1{,}013\times10^5 \text{ Pa}$$

Les plongeurs et les industriels utilisent également couramment le **bar** (bar) qui représente 1000 hPa, alors que les premiers baromètres, inventés par Torricelli, se basaient sur une colonne de mercure dont la hauteur, à pression atmosphérique moyenne, était de 760 mm, donnant l'unité de pression en **milimètre de mercure** (mmHg – Hg étant le symbole chimique du mercure).

$$1 \text{ atm} = 1{,}013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg}$$

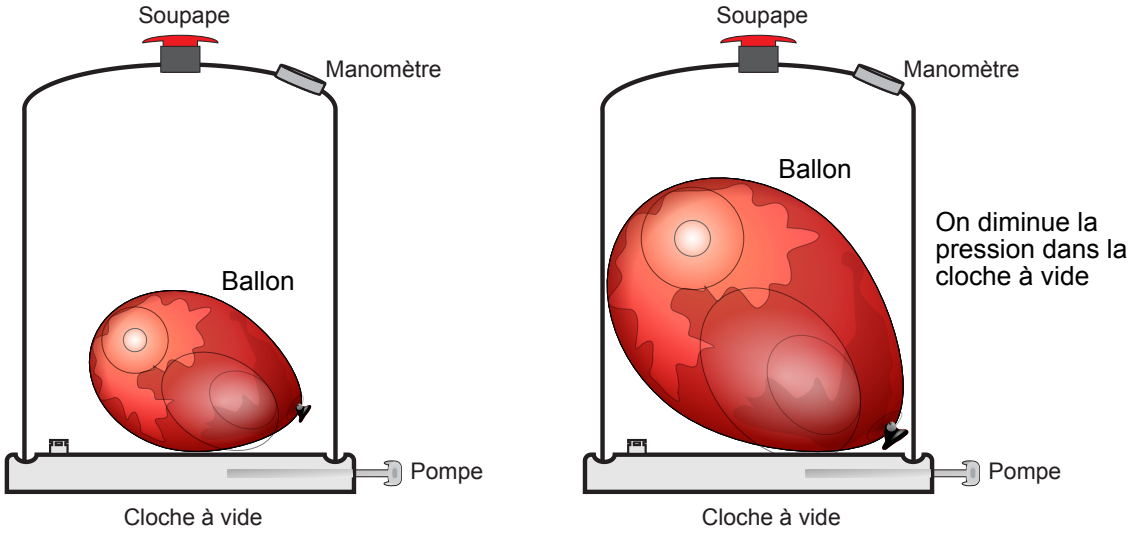
Loi de Boyle-Mariotte



Avec une seringue on montre facilement qu'un gaz peut changer de volume, on dit qu'il est compressible et extensible, alors qu'un liquide ou un solide ont un volume propre (on ne peut pas changer leur volume).

Si on place un ballon sous une cloche à vide et qu'on réduit la pression à l'intérieur de la cloche, on peut également montrer qu'à température constante, **le volume du gaz à l'intérieur du ballon dépend de la pression extérieure** :

Pression d'un gaz



Dés le XVIIe siècle, les physiciens irlandais Robert Boyle et français Edme Mariotte ont découvert, chacun de son côté, que le volume d'un gaz était lié à sa pression et, surtout, que le produit de la pression d'un gaz par son volume, à température constante, reste constant.

Cette loi, dite de Boyle-Mariotte, peut être présentée sous la forme suivante, à température constante :

$$P \times V = \text{constante} \quad \text{ou} \quad P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

Exemple : si on plonge un ballon contenant 2 L d'air (à la surface de l'eau P=1 atm) à 10 m de profondeur (P = 2 atm), son volume ne sera plus que de 1 L car : 1×2 = 2×1.

Pour un plongeur cette loi est particulièrement importante car plus il est profond dans l'eau, moins les gaz qu'il a dans les poumons vont occuper de volume. Il sera donc capable d'absorber une plus grande quantité de gaz pour un même volume.

Mais au moment de la remontée en surface, il devra impérativement vider ses poumons. **Sinon le gaz qu'ils contiennent va augmenter de volume et peuvent lui déchirer les poumons**. Ceci est valable qu'il plonge avec ou sans bouteilles !

Remarque : la loi de Boyle-Mariotte est valable strictement uniquement pour les « **gaz parfaits** », qui sont une modélisation de gaz dans lesquels il n'y aurait plus d'interactions entre molécules. Dans la pratique, cette loi est utilisable en bonne approximation dans des conditions normales (0°C et 1 atm) ou proches et fonctionne avec le diazote et le dioxygène qui sont les principaux constituants de l'air.

Pression et atmosphère

Comme nous l'avons vu au collège, l'air est un mélange qui contient de nombreux gaz mais dont les deux principaux sont le dioxygène O_2 et le diazote N_2. L'atmosphère ne représente qu'une épaisseur d'une centaine de kilomètre d'épaisseur. Au-delà elle ne contient pratiquement aucun gaz, même si elle s'étend davantage.

Dans la couche de l'atmosphère où nous vivons, **la troposphère, la pression diminue avec l'altitude**, ainsi que la température. Les molécules des gaz qui sont dans l'atmosphère se cognent en permanence à tous les objets et ces chocs génèrent des actions mécaniques qui donne une force pressante. **La pression atmosphérique correspond à cette force de pression de l'air par unité de surface**.

La pression atmosphérique se mesure avec un baromètre et s'exprime en hectopascal. Au niveau de la mer elle a une valeur moyenne de 1013 hPa, mais cette pression peut varier en fonction de la température, de la répartition des gaz due à la météo. C'est la raison pour laquelle on se sert de cette pression atmosphérique pour les prévisions météorologiques.

Plus on monte en altitude, moins il y a de gaz par volume d'air. Cela oblige donc à faire circuler plus de gaz dans les poumons afin de pouvoir respirer normalement. Au-delà de 5000 m environ, il peut devenir nécessaire de recourir à un appareil respiratoire. Mais l'Homme peut s'habituer à respirer sans appareil jusqu'à environ 7000/8000 m.

Les sportifs vont parfois s'entraîner en altitude pour entraîner leur organisme à avoir besoin de mois de dioxygène et devenir ainsi plus performants lorsqu'ils reviennent près du niveau de la mer.

Volume de gaz et nombre de molécules

En 1811, le chimiste italien Amedeo Avogadro a établi que des volumes égaux de gaz « parfaits » contenaient le même nombre de molécules si leurs conditions de température et de pression étaient identiques.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Donc un nombre donné de molécules de gaz occupe un volume indépendant de la nature du gaz : c'est la loi d'Avogadro-Ampère.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Unités :

- V1, V2 : Volume des gaz 1 et 2 en mètre cube (m^3)
- n1, n2 : nombre de moles des gaz 1 et 2 en mole (mol)

Attention : si la pression augmente pour un même volume, cela veut dire qu'il y a plus de molécules car il y a plus de « chocs ». De même, si la température augmente, les molécules auront plus d'énergie, les « chocs » seront donc plus violents et la pression va augmenter.

Pression et plongée

La pression exercée par l'eau est appelée **pression hydrostatique**. Elle correspond à la colonne d'eau qui se trouve au-dessus du plongeur. Plus celui-ci s'enfonce sous l'eau, plus il a d'eau au-dessus de lui et plus la pression qui s'exerce sur lui est forte.

Cette pression hydrostatique augmente de 1 bar tous les 10m de profondeur. Dans tous les cas il faut ajouter à cette pression hydrostatique la pression atmosphérique qui presse sur la surface de l'eau.

Ainsi, à la surface de l'eau nous subissons la pression atmosphérique de 1bar. A 10m de profondeur nous subissons 1bar de plus lié à la pression hydrostatique pour un total de 2 bar. A 20m nous allons donc subir une pression totale de 3 bar (1 bar pour l'atmosphère et 2 bar pour la pression hydrostatique).

La **pression absolue**, P_{abs}, est la somme des **pressions hydrostatique**, notée P_{hydro}, et de la **pression atmosphérique**, P_{atm} :

$$P_{abs} = P_{hydro} + P_{atm}$$

On peut mesurer cette pression avec un manomètre et, donc, utiliser cette mesure pour déterminer la profondeur à laquelle on se trouve.

Profondeur	P_{atm} (bar)	P_{hydro} (bar)	P_{abs} (bar)
0 m	1	0	1
10 m	1	1	2
20 m	1	2	3
45 m	1	4,5	5,5
100 m	1	10	11

Exemple : Au cours de sa plongée, Raphaël relève sur le manomètre qu'il porte au poignet, que la pression absolue est de 2,5 bar. Il en déduit que sa profondeur est de :

$$P_{abs} = P_{hydro} + P_{atm}$$
$$\Leftrightarrow P_{hydro} = P_{abs} - P_{atm} = 2,5 - 1 = 1,5$$
$$Profondeur = P_{hydro} \times 10 = 1,5 \times 10 = 15\,m$$

Il se trouve donc à 15 m de profondeur.

Les relations ci-dessus sont celles simplifiées pour les plongeurs et ne sont valable que dans de l'eau… dont on ne précise même pas la salinité.

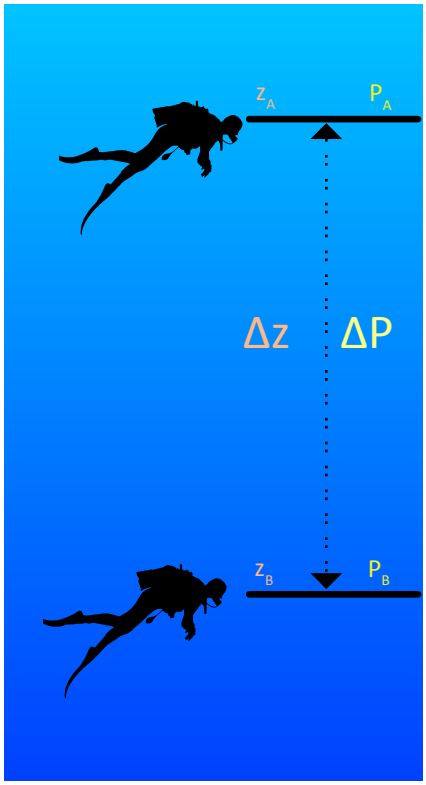
Loi fondamentale de la statique des fluides

La loi fondamentale de la statique des fluides s'applique de façon plus générale à tout fluide incompressible dans un champ de gravité uniforme et s'exprime de la façon suivante :

$$P_A - P_B = \varrho \times g \times (z_B - z_A)$$

Unités :

- P_A et P_B : pression en pascal (Pa)
- ϱ : masse volumique en kg.m^{-3}
- g : intensité de la pesanteur en N.kg^{-1}
- z_A et z_B : profondeur en mètre (m)



On prendra en général une intensité de la pesanteur de 9,81 N.kg^{-1} et une masse volumique approximative de l'eau à 1000 kg.m^{-3}.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Ainsi, un plongeur qui descend à 20 m de profondeur subira la pression de l'atmosphère au niveau de la mer (en moyenne 1013 hPa) ainsi que la pression hydrostatique calculée par la relation précédente :

$P_{hydrostatique} = 1000 \times 9{,}81 \times (20-0) = 196200$ Pa

La pression totale subie sera de

$P = P_{hydrostatique} + P_{atmo} = 196200 + 101300 = 297500$ Pa

Soit pratiquement 3 Bar, ce qui correspond à ce que les plongeurs calculent.

Des gaz dans l'eau

Nous avons vu en collège que les gaz peuvent se dissoudre dans l'eau car leur molécules, comme le dioxyde de carbone pour les boissons pétillantes, se dispersent au sein du liquide.

Quand on ouvre une bouteille de boisson pétillante, on relâche brutalement la pression en surface du liquide et le gaz dissout va s'échapper rapidement. Ce phénomène a été compris dés 1803 par le physicien britannique William Henry qui a donné son nom à la loi de Henry :

A température constante, la quantité de gaz dissout dans un liquide est proportionnelle à la pression.

Donc, **plus la pression est élevée, plus on peut dissoudre de gaz dans un liquide**. Ce qui explique pourquoi en ouvrant une bouteille de boisson pétillante, alors que la pression en surface va diminuer, il n'est plus possible de dissoudre tout le gaz contenu dans la bouteille et que celui-ci va s'échapper.

Selon les types de gaz, la quantité que l'on peut dissoudre dans l'eau va varier. Pour le dioxygène (O_2), il est possible de dissoudre $1{,}3 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1}.atm^{-1}. Donc à 1 atm on peut dissoudre $1{,}3 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1}, alors qu'à 3 atm il sera possible d'en dissoudre trois fois plus, donc $3{,}9 \times 10^{-3}$ mol.L^{-1}.

Cette propriété des gaz est à l'origine des **accidents de décompression** des plongeurs : lorsqu'ils sont en profondeur, une partie des gaz qu'ils respirent, en particulier le diazote (N_2) sont dissous dans leur organisme. S'ils remontent trop vite, le changement de pression est trop brutal et ces gaz vont sortir des liquides qui les contiennent, en particulier le sang, et former des bulles de gaz qui vont bloquer les vaisseaux sanguins, pouvant entraîner la mort du plongeur ou de graves séquelles (en particulier dans le cerveau).

Pour éviter un accident de décompression, les plongeurs doivent donc observer des **paliers de décompression** qui sont des temps d'attente à différentes profondeurs pour permettre à la pression de s'équilibrer en douceur et sans risque pour l'organisme.

Remarque : le diazote agit sur le système nerveux et peut entraîner des troubles du comportement particulièrement dangereux en plongée, connus sous le nom d'ivresse des profondeurs ou narcose à l'azote. Ce risque d'intoxication est d'autant plus dangereux que la plongée est profonde. Pour l'éviter, on remplace partiellement le

diazote des bouteilles de plongées par de l'hélium, un gaz non toxique pour l'organisme.

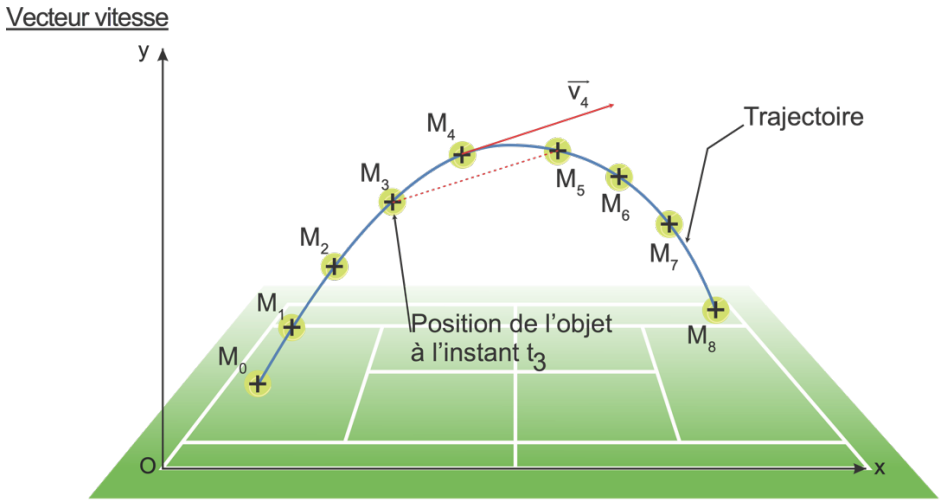
13. Mouvement d'un système

Variation du vecteur vitesse

Afin de visualiser à la fois la vitesse et la trajectoire d'un objet, on peut utiliser le vecteur vitesse $\vec{v}$.

Un vecteur est un objet mathématique qui possède :

- Un point d'application : ce sera le point pour lequel on étudie la vitesse (par exemple M_4 ci-dessous)
- Une direction : c'est la droite selon laquelle est tracée le vecteur, tangent à la trajectoire. Dans le cas d'une vitesse moyenne on peut prendre une droite située entre le point précédent le point considéré et celui qui le suit (M_3 et M_5 ci-dessous)
- Un sens : c'est le sens du mouvement
- Une norme (valeur ou intensité) : c'est la grandeur de la vitesse. Sur le graphique on pourra représenté la vitesse à l'échelle si on définit celle-ci (par exemple : 1cm représente 1m.s^{-1})



Ainsi, dans l'exemple ci-dessus, le vecteur vitesse moyenne au point M_4, appelé $\overrightarrow{v_4}$, est défini par le vecteur déplacement $\overrightarrow{M_3M_5}$ par la relation suivante (qui découle de celle vue plus tôt) :

$$\overrightarrow{v_4} = \frac{\overrightarrow{M_3M_5}}{t_5 - t_3}$$

Et sa norme (sa valeur), sera calculée avec la relation :

$$v_4 = \frac{M_3M_5}{t_5 - t_3}$$

Avec :

- M_3M_5 : distance entre M_3 et M_5 en mètre (m)
- t_5-t_3 : intervalle de temps entre les instants t5 et t3 en seconde (s)
- v4 : vitesse en M4 en mètre par seconde (m.s^{-1})

Variation du vecteur vitesse

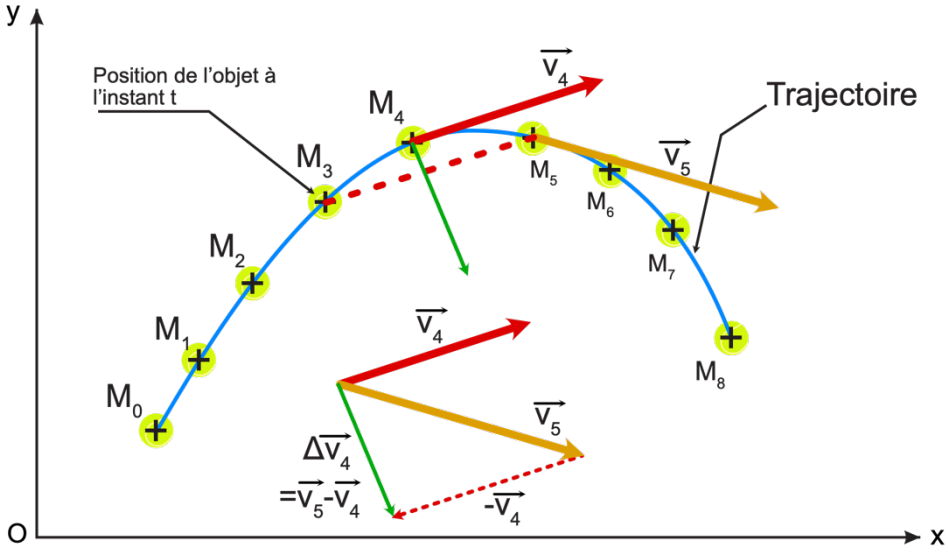
La représentation du vecteur vitesse permet d'avoir une information visuelle rapide sur l'évolution de la vitesse :

- si longueur des vecteurs vitesses augmentent, c'est que le mouvement est accéléré.
- si longueur des vecteurs vitesses diminue, c'est que le mouvement est ralenti.
- si la longueur des vecteurs vitesse reste la même c'est que le mouvement est uniforme.

De même, la direction du vecteur vitesse pourra nous donner une bonne idée de la trajectoire du mouvement pour savoir si le mouvement est rectiligne, circulaire ou curviligne.

Pour étudier le vecteur variation de vitesse en un point, on effectue la soustraction entre le vecteur en ce point et le vecteur vitesse suivant :

Vecteur variation de vitesse



Effet d'une force sur le mouvement

En classe de seconde nous avons vu la première loi de Newton : **en l'absence de forces ou si les forces se compensent, le système est immobile ou en mouvement rectiligne et uniforme**.

On considère ici toujours un système ponctuel.

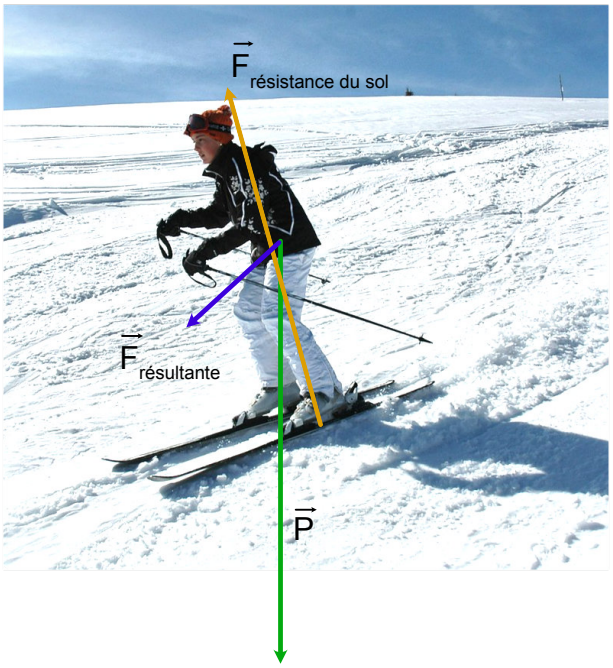
Afin de savoir si les forces se compensent, on peut définir le vecteur forces résultantes qui est égal à la somme des forces appliquées au système.

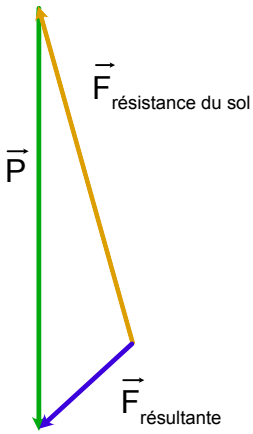
On note cette somme des forces $\vec{F}_{résultante}$ *ou* $\sum \vec{F}$

C'est l'action d'une force qui permet de mettre en mouvement un objet, de modifier sa trajectoire ou sa vitesse. Donc une résultante des forces non nulle est responsable des variations de vitesses d'un système : si $\sum \vec{F} \neq \mathbf{0}$ ***alors*** $\Delta\vec{v} \neq \mathbf{0}$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Somme des forces





Il est à noter que ces lois ne sont valables que dans des référentiels où le principe d'inertie est vérifié. On appelle ces référentiels des référentiels galiléens. Dans la pratique, c'est généralement le cas sur terre pour des vitesses d'objets usuels et des durées faibles par rapport à la période de rotation de la Terre.

Seconde loi de Newton

La résultante des forces d'un système peut être reliée à la variation de vitesse par rapport au temps selon la relation suivante :

$$\frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t} = k \times \sum \vec{F}$$

Avec k, facteur de proportionnalité, un nombre réel positif.

Dans la pratique, il faut étudier la variation de vitesse entre deux dates très proches. Si on reprend l'exemple précédent avec la balle de tennis étudiée au point M_4 de la trajectoire, avec des vecteur vitesse v_4 et v_5 valant :

$$\overrightarrow{v_4} = \frac{\overrightarrow{M_3M_5}}{t_5 - t_3} \; et \; \overrightarrow{v_5} = \frac{\overrightarrow{M_4M_6}}{t_6 - t_4}$$

$$alors \; \Delta\overrightarrow{v_4} = \overrightarrow{v_5} - \overrightarrow{v_4}$$

La variation de vitesse au point M_4 par rapport au temps est proportionnelle à la résultante des forces au point M_4 :

$$\frac{\Delta\overrightarrow{v_4}}{t_5 - t_4} = k \times \sum \vec{F}$$

La variation du vecteur vitesse $\Delta\overrightarrow{v_4}$ au point M_4 est de même direction et même sens que la résultante des forces à l'instant t_4.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Influence de la masse

Plus la masse de la boule est importante plus il sera difficile de l'envoyer loin

Nous avons tous déjà constaté qu'il était d'autant plus difficile de déplacer un objet que celui-ci était lourd. On définit **l'inertie** comme la faculté d'un corps à conserver sa vitesse (même si celle-ci est nulle). Plus la masse d'un objet est importante, plus son inertie est grande : **la force qu'il faut fournir pour passer d'une vitesse v_1 à une vitesse v_2 en un intervalle de temps donné est proportionnel à la masse de cet objet**.

On définit alors une relation approchée de la seconde loi de Newton de la façon suivante :

$$m \times \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} = \sum \vec{F} \text{ et donc en valeur } m \times \frac{\Delta v}{\Delta t} = \sum F$$

Avec :

- m : la masse de l'objet en kilogramme (kg)
- Δv : vitesse en mètre par seconde ($m.s^{-1}$)
- Δt : durée en secondes (s)
- ΣF : somme des forces en Newton (N)

On remarquera, par rapport à la relation précédente, que le facteur k est l'inverse de la masse : $k = \frac{1}{m}$

Chute libre

Dans le cas d'une chute libre, un objet est soumis uniquement à son poids (dans le vide ou en négligeant le frottement de l'air). La somme des forces est donc égale au poids $\sum \vec{F} = \vec{P}$ or nous savons que le poids se définit par $\vec{P} = m \times \vec{g}$ il en résulte que :

$$m \times \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} = m \times \vec{g} \; donc \; \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} = \vec{g}$$

La variation de vitesse par rapport au temps est donc égale au champ de pesanteur $\vec{g}$. Et la variation de vitesse en chute libre est verticale, dirigée vers le centre de la terre et sa valeur ne dépend pas de la masse.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Cela a été prouvé par l'astronaute David Scott lors de la mission Apollo 15 lorsqu'il a lâché un marteau de 1,32kg en aluminium et une plume de 30g qui sont descendus à la même vitesse vers le sol.

Remarque : la variation de vitesse par rapport au temps, $\frac{\Delta\vec{v}}{\Delta t}$ est aussi appelée accélération, notée a, et s'exprime en mètre par seconde au carré ($m.s^{-2}$). Ainsi la seconde loi de Newton est plus connue sous la forme $\sum F = m \times a$

ÉNERGIE : CONVERSION ET TRANSFERT

14. Études énergétiques en électricité

Mise en situation

Aujourd'hui, en dehors des véhicules automobiles qui y viennent lentement, nous « consommons » principalement de l'énergie qui nous arrive sous forme électrique par l'impressionnant maillage de lignes qui couvrent la planète presque tout entière. Cette énergie électrique est produite par la conversion d'énergies primaires comme nous l'avons vu dans un chapitre précédent.

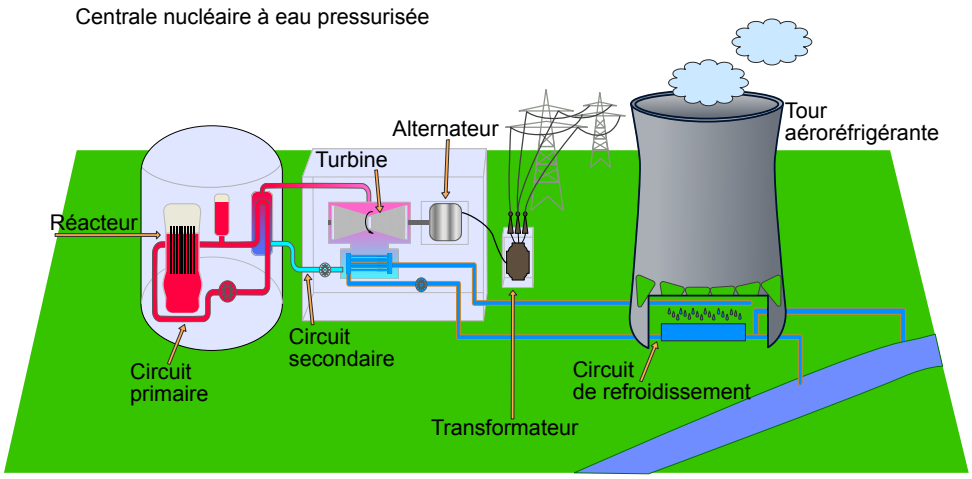
Lorsque nous devons payer cette énergie électrique, les producteurs nous facturent des kWh . A quoi correspond cette notion ? En quoi est-elle liée à la puissance électrique indiquée sur les appareils de la maison ? Nous verrons également la façon dont se fait la conversion d'énergie dans les générateurs et les récepteurs ainsi que la notion de rendement de conversion qui est un des facteurs essentiel que les scientifiques et les industriels essaient d'améliorer pour réduire notre consommation d'énergie.

Il faudra ici faire attention au fait que la force électromotrice E, qui est une tension, s'écrit avec la même lettre qu'une énergie mais ne représente pas du tout la même chose. Pour éviter les confusions nous utiliseront donc W pour représenter l'énergie dans ce chapitre.

Production électrique

Au collège vous avez vu que la production industrielle de courant électrique passe principalement par la conversion d'une énergie thermique (issue de combustibles fossiles ou fissiles) en énergie mécanique puis en énergie électrique. Dans des centrales solaires thermiques, à biomasse ou en géothermie on utilise le même procédé, tandis que les éoliennes ou les centrales hydroélectriques se contentent de convertir l'énergie mécanique en énergie électrique.

La conversion d'une énergie thermique en énergie mécanique se fait principalement en utilisant cette énergie pour chauffer de l'eau jusqu'à ce qu'elle s'évapore. Cette vapeur est alors contenue dans un réservoir fermé, ce qui fait monter la pression du gaz. On utilise alors cette pression pour faire tourner une turbine qui va générer un mouvement de rotation.



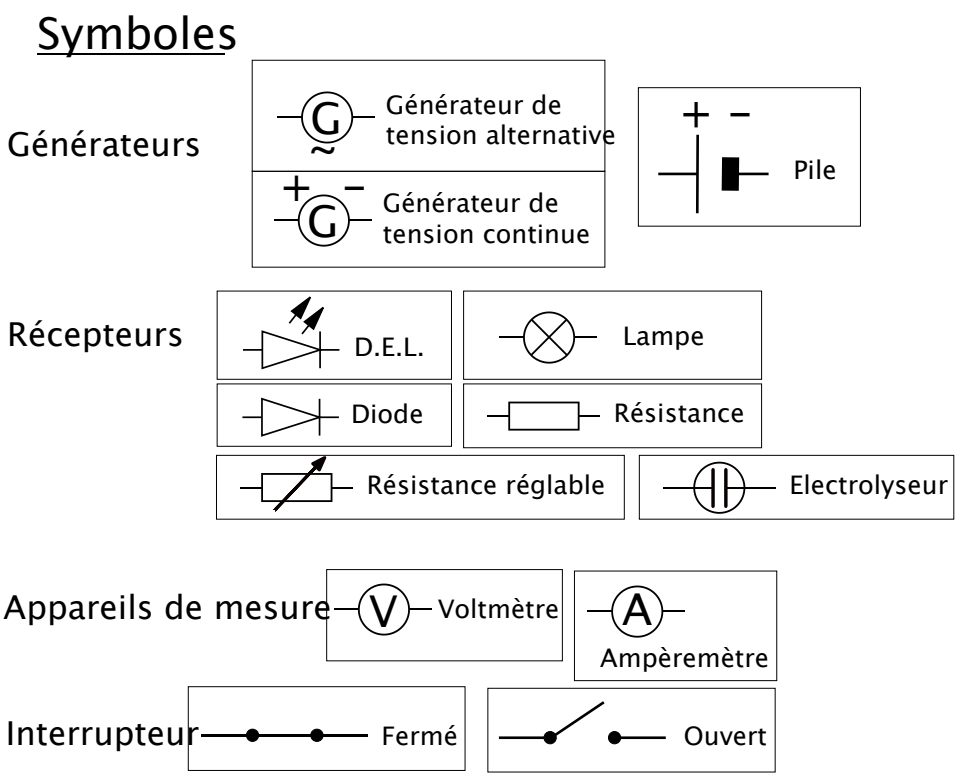
La rotation du rotor dans l'alternateur va alors produire du courant électrique alternatif aux bornes de ce dernier, de la même façon que dans une dynamo de vélo par rotation d'un aimant près d'une bobine. Cela permet de convertir l'énergie mécanique en énergie électrique.

Ce courant alternatif va alors transiter sur le réseau électrique après être passé par un transformateur qui élève la tension pour limiter les pertes en lignes dues à l'effet joule sur les fils conducteurs.

Quelques rappels d'électricité

Le courant électrique est dû au mouvement de porteurs de charge négatives, les électrons, dans des conducteurs de courant électrique. Deux grandeurs caractérisent ce phénomène : **l'intensité (en Ampère - A)** du courant et sa **tension (en volt - V)**.

Le courant électrique circule dans des circuits schématisés à l'aide de **symboles**.



- **Circuits en série**

  Dans un montage en série, les récepteurs sont placés les uns à la suite des autres. Si un récepteur est retiré du circuit, le circuit est ouvert et le courant ne circule plus.

  L'intensité est la même en tous points d'un circuit série.

  La tension aux bornes du générateur d'un circuit en série est égale à la somme des tensions aux bornes des récepteurs : c'est la loi d'additivité des tensions.

- **Circuits en dérivation**

  Dans un montage en dérivation (en parallèle), les bornes de chaque branche du circuit sont reliées par des points appelés nœuds. Si le circuit est ouvert dans une branche, les autres branches fonctionnent toujours.

  L'intensité du circuit principal est égale à la somme des intensités dans chaque branche : c'est la loi des nœuds.

  La tension est la même dans chaque boucle.

  Une tension continue est une tension qui garde la même valeur au cours du temps, une tension alternative change alternativement de sens.

  Les lois sur les tensions et intensités, qui s'appliquent en courant continu, restent valables en courant alternatif si on les applique aux tensions et intensités efficaces. La tension efficace est celle qui est indiquée sur les appareils électriques (230V en France par exemple).

Intensité : débit de charge

Nous avons rappelé plus haut que l'intensité était due au passage des électrons dans les conducteurs. Plus précisément, l'intensité traduit le nombre d'électrons qui circulent dans le conducteur par unité de temps. On parle du débit de charges et on peut l'exprimer de la façon suivante :

$$I = \frac{\Delta q}{\Delta t}$$

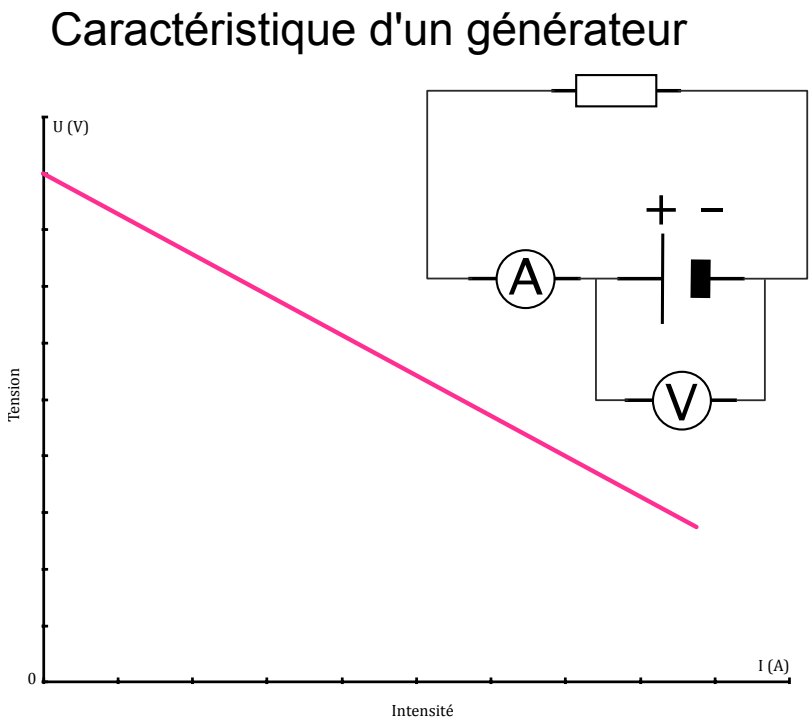
Avec :

- I : l'intensité du courant en Ampère (A) équivalent à des Coulomb par seconde ($C.s^{-1}$)
- Δq : le débit d'électrons en Coulombs (C)
- Δt : l'intervalle de temps en secondes (s)

Conversion d'énergie dans un générateur

Pour étudier la façon dont évolue l'énergie au cours du fonctionnement d'un système électrique, on fait une mesure simultanée de la tension aux bornes de l'élément en fonction de l'intensité qui le traverse. La courbe de la tension U en fonction de l'intensité I (U = f(I)) est appelée caractéristique du dipôle.

On peut tracer la caractéristique d'une pile branchée sur une résistance (aussi appelée « conducteur ohmique » comme vous l'avez vu au collège) :



On constate que la tension de départ de cette pile va diminuer progressivement au cours de son fonctionnement à mesure que la pile transforme son énergie chimique en énergie électrique.

Cette tension de départ est appelée « **force électromotrice** », notée E_o, de la pile et le facteur de décroissance de le courbe dépend de sa « résistance interne », notée r, selon la relation suivante qui est parfois appelée loi d'ohm pour les générateurs :

$$U = E_o - r \times I$$

Unités :

- U : Tension de la pile en Volt (V).
- E_o : Force électromotrice en Volt (V).
- r : Résistance interne de la pile en Ohm (Ω)
- I : Intensité du courant en Ampère (A).

Rappel : Il faudra ici faire attention au fait que la force électromotrice E_o, qui est une tension, s'écrit avec la même lettre qu'une énergie mais ne représente pas du tout la même chose.

Puissance et énergie

La puissance est la capacité d'un système à convertir l'énergie. Plus un système possède une puissance élevée, plus il va convertir d'énergie, d'une sorte vers une autre. La puissance est donc utilisable pour la « consommation » d'énergie électrique ainsi que pour sa « production », qui ne sont que deux manières de convertir cette énergie.

La puissance est notée P et s'exprime en Watt, en hommage à James Watt, qui a popularisé la machine à vapeur par ses améliorations apportées au système. Dans un dipôle électrique (qui possède donc deux bornes) en tension et courant continu, la puissance s'exprime par la relation :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

$$P = U \times I$$

Unités :

- P : Puissance en Watt (W).
- U : Tension aux bornes du dipôle en Volt (V).
- I : Intensité du courant qui traverse le dipôle en Ampère (A).

Voici quelques ordres de grandeur de puissance électrique pour des systèmes courants :

Système électrique	Puissance en Watt (W)
Calculatrice	10^{-3}
Lampe de bureau à LED / smartphone	10^{0}
Lampe à incandescence / ordinateur	10^{2}
Four électrique	10^{3}
Motrice de TGV	10^{6}
Centrale nucléaire	10^{9}

L'énergie électrique E consommée ou produite par un appareil de puissance P constante est égal au produit de sa puissance par la durée t de fonctionnement.
En physique, l'unité d'énergie du système international est le joule (J) :

$$E = P \times \Delta t$$

Unités :

- E : Énergie en Joule (J).
- P : Puissance en Watt (W).
- Δt : durée de fonctionnement en seconde (s).

Dans la vie courante on exprime aussi cette puissance en kilowattheure (kWh) avec un calcule où la puissance est en kilowatt (kW) et la durée de fonctionnement en heure (h).

Effet Joule et dipôle ohmique

Nous avons vu au collège et en seconde qu'un dipôle ohmique est caractérisé par la relation entre l'intensité qui le traverse et la tension à ses bornes, appelée **loi d'ohm** : U=R×I

Un tel dipôle est également caractérisé par le fait **qu'il converti intégralement l'énergie en chaleur** (d'où son utilisation en chauffage et en cuisine).

Sa puissance s'exprime donc : $P = U \times I = R \times I \times I$ d'où $P = R \times I^2$ ou $P = \frac{U^2}{R}$

Avec R en ohm (Ω)

L'énergie convertie par un conducteur ohmique peut, elle, se calculer avec :

$$E = R \times I^2 \times \Delta t$$

Bilan Puissance et Énergie

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Dans un circuit électrique, l'énergie se conserve et l'énergie délivrée par le générateur est intégralement transmise aux dipôles du circuit, indépendamment de l'agencement du circuit.

Donc si un circuit comprend un générateur et trois dipôles on pourra écrire :

$E_{générateur} = E_1+E_2+E_3$

La puissance étant une énergie « instantanée », en divisant par l'intervalle de temps on en déduit que :

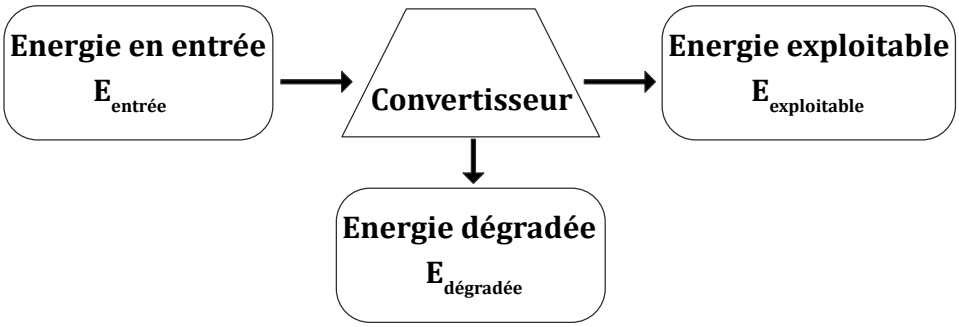
$P_{générateur} = P_1+P_2+P_3$

Rendement d'une chaine énergétique

Lors de son fonctionnement, l'électrolyseur a converti une partie de l'énergie qu'il a reçue en énergie thermique par effet Joule. Ce sera également le cas pour le moteur ou pour une lampe car tous les circuits parcourus par un courant vont subir cet effet Joule ! Cela implique qu'on aura toujours une partie de l'énergie convertie en chaleur, qu'on le veuille ou non. Par conséquent, seule une partie de l'énergie électrique fournie initialement sera utilisable.

Pour savoir quelle partie de l'énergie fournie au départ va être réellement exploitable, on peut modéliser la chaîne énergétique de la façon suivante :

Chaîne énergétique



On retrouve ici le principe de conservation de l'énergie : il n'y a pas véritablement de « perte » d'énergie, mais la partie de l'énergie qui n'est pas exploitée pour l'usage auquel on destine le système est dite « dégradée ».

De fait, le rendement d'une chaîne énergétique, η (éta), va être exprimé par la relation suivante :

$$\eta = \frac{E_{utile}}{E_{fournie}} = \frac{P_{utile}}{P_{fournie}}$$

le rendement, est une grandeur sans unité qui ne peut jamais être supérieur à 1 et qui sera généralement inférieur à cette valeur car une partie de l'énergie est dégradée lors de la conversion.

Exemple : considérons la transformation d'énergie dans une pile chimique :

Caractéristiques de la pile :

$$U = E_O - r \times I$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

La partie r×I correspond à la perte par effet Joule (échauffement de la pile)

Puissance de la pile, avec $P = U \times I$

$$P = (E_0 - r \times I) \times I = E_0 \times I - r \times I^2$$

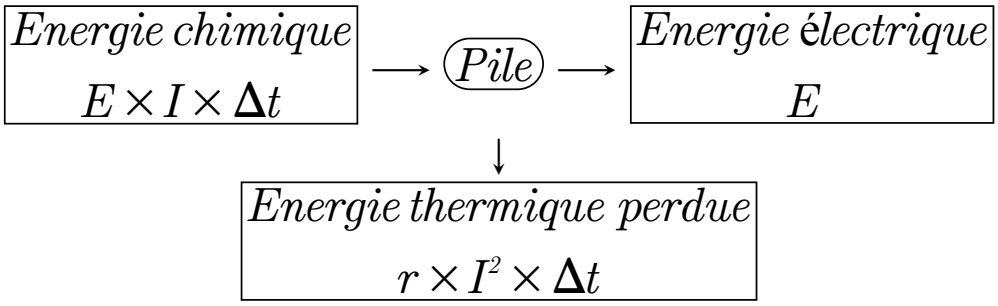
P est la puissance électrique de la pile, celle qui sera utilisable dans le circuit. E×I correspond à la puissance chimique dans la pile, qui permet la mise en mouvement des électrons dans le circuit et r×I² sera la perte par effet Joule.

Énergie convertie par la pile avec $E = P \times \Delta t = U \times I \times \Delta t$

$$E = (E_0 \times I - r \times I^2) \times \Delta t = E_0 \times I \times \Delta t - r \times I^2 \times \Delta t$$

Le premier terme de l'énergie correspond à l'énergie électrique E, le second à l'énergie chimique (E×I ×Δt) et le dernier à l'énergie thermique (la pile chauffe) r×I² ×Δt

La chaîne énergétique s'écrira donc :



D'où l'on peut déduire le rendement de la pile :

$$\eta = \frac{E_0 \times I \times \Delta t - r \times I^2 \times \Delta t}{E_0 \times I \times \Delta t} = 1 - \frac{r \times I^2 \times \Delta t}{E_0 \times I \times \Delta t} = 1 - \frac{r \times I}{E_0}$$

$$\text{si on considère } P = U \times I, \text{ alors } \eta = \frac{U}{E_0}$$

Le rendement d'une pile est donc toujours inférieur à 1 à cause des pertes par effet Joule.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

15. Études énergétiques en mécanique

Mise en situation

Le mot « énergie » est tellement galvaudé dans notre langage courant que l'on a parfois perdu de vues la véritable signification et que celle-ci paraît inutilement complexe. Il faut dire que ce mot est vraiment utilisé à toutes les « sauces » : « énergie » du sportif prêt pour sa compétition, « énergie » produite par les centrales électriques, « énergie » du pétrole ou du gaz…

Alors qu'est-ce vraiment l'énergie ? Historiquement, on fait remonter cette notion au physicien allemand du XVIIe siècle Gottfried Wilhelm Leibniz qui a donné une première description de la chute des corps en disant que ceux-ci possédaient, durant la chute, une « force vive » pour laquelle il établit une formule de calcul encore utilisée de nos jours pour ce qu'on nomme désormais « énergie cinétique ». L'idée d'énergie va fortement se développer au XVIIIe et surtout au XIXe siècle avec l'avènement de la révolution industrielle qui s'appuie sur les découvertes des physiciens sur le « travail » qui a donné naissance aux machines à vapeur.

Définie comme la capacité d'un système à fournir un travail, l'énergie est intimement liée à l'étude des transformations chimiques et aux mouvements mécaniques. Ce sont ces derniers qui sont d'ailleurs les plus simples à étudier en première approche.

Retour sur la chute libre

Lorsqu'un objet tombe d'une certaine hauteur sous l'effet de la gravité sans être attaché à un autre objet fixe, on parle de chute libre. Chaque objet que vous lâchez, volontairement ou non, va donc effectuer une chute libre avant de toucher le sol. Ce phénomène avait déjà été étudié par Isaac Newton, qui en a déduit les lois de la gravitation, puis par le physicien et philosophe français René Descartes qui pensait que l'énergie d'un corps en chute libre était un produit de sa masse par la vitesse. C'est donc Leibniz qui découvre la bonne relation entre les caractéristiques de la chute et l'énergie acquise par le mobile.

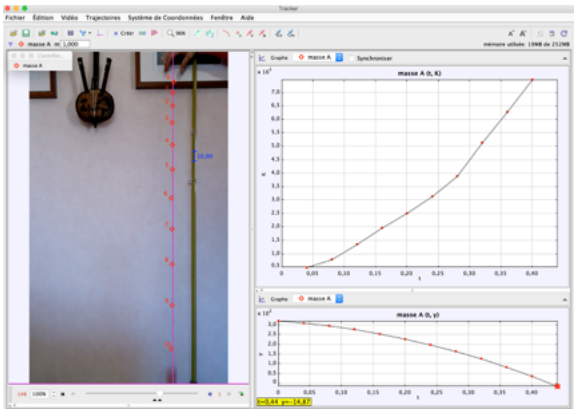
Alors qu'il fallait, au XVIIe siècle, de nombreuses expériences successives, beaucoup de patience, des échafaudages compliqués et de la terre glaise (pour mesurer la profondeur à laquelle s'enfonçaient les boules que l'on lâchait de hauteurs diverses), il est aujourd'hui très facile d'**étudier le mouvement et l'énergie d'une chute libre** (ou de n'importe quel mouvement) **grâce à l'analyse vidéo**.

Des logiciels comme Tracker ou Aviméca permettent de suivre un point particulier d'un objet en mouvement depuis une vidéo de celui-ci (capturée par un smartphone par exemple). **Si l'on a pris soin de placer un repère de taille sur la vidéo au moment de la prise de vue**, le logiciel enregistre alors (de façon automatique pour Tracker) la position de l'objet sur toutes les images de la vidéo. A l'aide d'un repère placé par l'utilisateur, on obtient alors immédiatement la trajectoire, la vitesse, l'accélération et même l'énergie cinétique d'un objet au cours de sa chute.

Comme pour toute étude de mécanique, **il est fondamental de bien placer le repère** car tout mouvement est défini par rapport à celui-ci et vous avez vu, en classe de

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

seconde, que selon le repère choisi un mouvement peut avoir une trajectoire bien différente, voir paraitre immobile si le repère est fixe par rapport à l'objet !



Exemple d'étude d'une chute libre avec Tracker.

Formes d'énergie

L'énergie existe sous différentes formes et la physique, particulièrement en mécanique (étude des mouvements) en considère deux principales : l'**énergie cinétique et l'énergie potentielle**.

L'énergie cinétique (de « kine », mouvement en grec) est l'énergie associée aux objets en mouvement. Cela s'entend au sens large et concerne donc les objets qui bougent, comme une voiture ou une éolienne, mais également l'énergie due à la chaleur (énergie thermique) puisque celle-ci est liée au déplacement plus rapide des molécules. On pourrait également y inclure l'énergie électrique, due au déplacement des électrons dans les fils conducteurs.

L'énergie potentielle est l'énergie potentiellement disponible et susceptible de se transformer. Ainsi, si on élève un objet en hauteur, on créer les conditions pour que celui-ci libère de l'énergie lors de la chute quand il va acquérir de la vitesse. En élevant un objet on lui donne donc une énergie « potentielle ». Au sens large, on parlera aussi d'énergie potentielle pour celle contenue dans source d'énergie, comme le gaz, le bois ou le pétrole.

Il est également possible de classer les énergies en fonction des interactions fondamentales auxquelles elles sont liées :

- **Interaction gravitationnelle** : énergie potentielle de pesanteur.
- **Interaction électromagnétique** : énergie électrique, énergie chimique
- **Interaction forte et faible** : énergie nucléaire

Cette multiplicité de notions fait qu'un objet possède généralement plusieurs formes d'énergies et que des transferts peuvent s'effectuer d'une forme à l'autre. L'étude de ces transferts est la thermodynamique. Souvent ces transferts s'accompagnent de « pertes » (chaleur, frottements…), ce qui fait que l'énergie d'un système fermé a tendance à toujours diminuer. **Mais l'énergie ne disparait jamais et il s'agit donc juste d'un transfert vers un autre système**.

Énergie cinétique

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Revenons à notre chute libre : c'est un mouvement type de translation car l'objet se déplace en ligne droite (selon une même direction). Dans ce cas, Leibnitz a établi que l'**énergie cinétique** , **Ec** (de mouvement) est définie par la relation suivante :

$$E_c = \frac{1}{2} \times m \times v^2$$

Unités :

- Ec : énergie cinétique en Joule (J).
- m : masse de l'objet en kilogramme (kg).
- v : vitesse de l'objet en mètre par seconde ($m.s^{-1}$).

L'énergie cinétique étant définie par rapport à la vitesse d'un mobile, elle dépend donc du référentiel dans lequel on se place et elle ne peut jamais être négative.

Si vous êtes passager sur un scooter en mouvement et que vous donnez une petite tape sur l'épaule du conducteur, l'énergie de mouvement de votre main n'aura rien à voir avec une tape que vous pourriez faire à un passant situé à côté du scooter !

Énergie potentielle

L'énergie potentielle Ep, nous l'avons vu plus haut, est liée à l'altitude en mécanique. Plus un livre sera placé haut au-dessus d'une table, plus sa chute sur celle-ci sera violente. D'autre part, elle est liée à la gravitation puisque la chute d'un livre depuis une hauteur de 1m ne sera pas la même sur la Terre et sur la Lune. Enfin, elle dépend également de la masse de l'objet selon la relation :

$$E_p = m \times g \times z$$

Unités :

- Ep : énergie potentielle en Joule (J).
- m : masse de l'objet en kilogramme (kg).
- g : accélération de la pesanteur en Newton par kilogramme ($N.kg^{-1}$)
- z : altitude de l'objet dans le référentiel en mètre (m)

On notera que l'altitude peut être négative selon le référentiel que l'on aura choisi. De ce fait, l'énergie potentielle peut également être négative.

Conservation de l'énergie

Quand un système est isolé, son énergie totale se conserve. C'est un principe de base de la physique qui indique donc que **l'énergie ne peut être ni créée ni détruite, mais seulement transformée ou transférée** d'un système à un autre.

Ce principe a de nombreuses applications et est à la base de notre économie puisque l'énergie que nous transformons tous les jours pour nous chauffer, nous éclairer ou faire fonctionner nos voitures était stockée dans les combustibles fossiles, comme le pétrole, le charbon ou le gaz ou encore dans les matières radioactives qui alimentent nos réacteurs nucléaires. Mais nous ne savons pas encore récupérer et retransformer toutes les énergies qui sont transférées à des systèmes extérieurs comme

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

l'atmosphère ou l'espace. L'un des grands enjeux du développement durable est donc de parvenir à équilibrer les gains d'énergies que nous recevons, essentiellement par le Soleil, et les pertes dues aux transfert hors de notre « système Terre » ou même dans son atmosphère (qui sont à l'origine du réchauffement global).

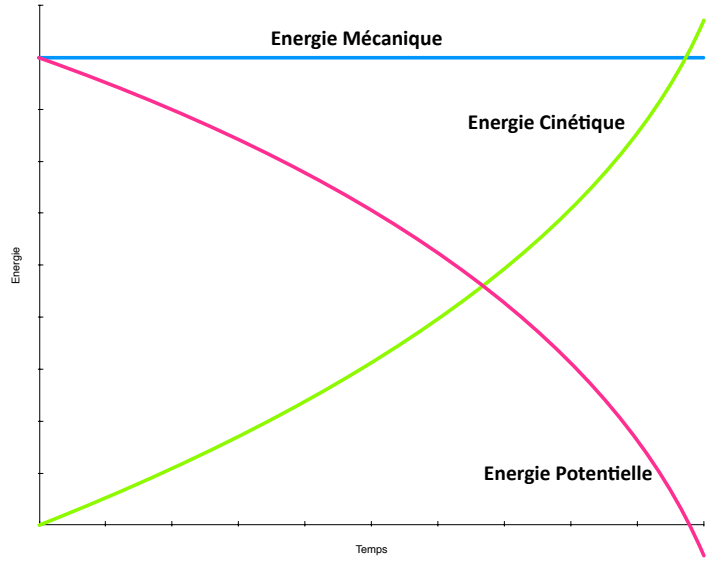
Énergie mécanique

Lors d'une chute libre, on peut considérer que l'objet n'est soumis qu'à son poids et que les autre forces (frottement de l'air par exemple) peuvent être négligées. **Le système est alors isolé et son énergie totale, que l'on nomme énergie mécanique, Em, est donc constante**.

Or cette énergie est la somme de l'énergie cinétique, due à la chute, et à l'énergie potentielle, due à la hauteur que l'objet a dû avoir pour pouvoir tomber vers la Terre (donc sans être en contact avec une surface).

$$E_m = E_c + E_p$$

Ce qui peut se traduire graphiquement de la manière suivante :



On voit ici, en bleu, que l'énergie mécanique est constante au cours du temps alors que l'énergie potentielle diminue (puisque z diminue et peut même être négatif) à mesure que l'objet tombe, tandis que sa vitesse, et donc l'énergie cinétique augmente.

Transfert d'énergie

Une telle situation de chute libre « idéale » est rare car le plus souvent une chute s'effectue dans un « fluide », que celui-ci soit l'atmosphère, ou un liquide pour le plongeur qui saute dans l'eau.

Dans ces cas, une partie de l'énergie est **transférée** au fluide par les frottements avec celui-ci. Le système n'est donc pas isolé. L'énergie est transférée à l'extérieur du système ou peut être **transformée** en une autre forme d'énergie, comme la chaleur due aux frottements.

Mais si on considère l'ensemble de l'objet en chute libre et du fluide qui l'entoure comme un seul système, l'énergie y est bien conservée.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Cela s'applique également au transfert de chaleur entre deux corps : **il se fait toujours d'un corps chaud** (qui possède beaucoup d'énergie) **vers un corps froid** (qui en possède moins).

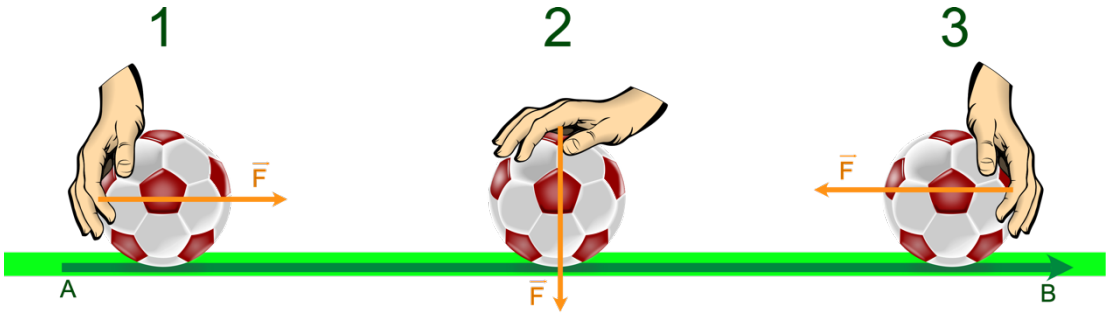
Travail d'une force

Le travail est une grandeur, notée W_{AB}, qui s'exprime en Joule (J) correspondant à la part d'énergie due à une force au cours de son mouvement d'un point A vers un point B, en fonction de l'angle de cette force par rapport à la direction du déplacement :

$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \times \overrightarrow{AB} = F \times AB \times \cos(\alpha)$$

Unités :

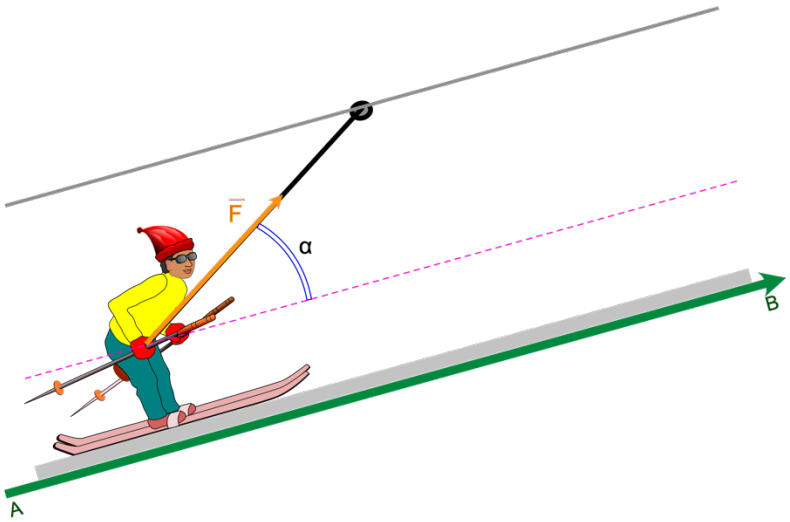
- W_{AB} $(\vec{F})$: Travail de la force $\vec{F}$ en Joule (J)
- F : valeur de la force en Newton (N)
- AB : déplacement en mètre (m)
- α : angle entre la direction de la force et la direction du déplacement en prenant en compte le sens de ces deux vecteurs.



Dans l'exemple des trois forces ci-dessus :

1. La force travaille dans le sens du déplacement. On dit qu'elle est moteur et
$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \times \overrightarrow{AB} = F \times AB \times \cos(\alpha) > 0$$
2. La force ne travaille pas car elle est orthogonale au déplacement et
$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \times \overrightarrow{AB} = F \times AB \times \cos(\alpha) = 0$$
3. La force travaille et on dit que ce travail est résistant car à l'opposé du déplacement et
$$W_{AB}(\vec{F}) = \vec{F} \times \overrightarrow{AB} = F \times AB \times \cos(\alpha) < 0$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Dans le cas le plus fréquence où le travail est moteur, l'angle s'évalue par rapport au déplacement, comme dans le cas de ce skieur tiré par un tire-fesse.

Théorème de l'énergie cinétique

Dans un référentiel galiléen (dans lequel le principe d'inertie, vu en seconde, est vérifié), pour un corps, dont la masse reste constante, parcourant un trajet de A vers B, la variation d'énergie cinétique est égale à la somme des travaux des forces qui agissent sur le corps en question.

On traduit cela par la relation suivante où tous les éléments sont en Joule (J) :

$$\Delta E_c(A \rightarrow B) = E_c(B) - E_c(A) = \sum W_{AB}(\vec{F})$$

Cette relation permet donc de calculer la variation d'énergie cinétique d'un système si on sait quelles forces s'appliquent à celui-ci.

Forces non conservatives : travail et énergie mécanique

Entre la théorie et la réalité il y a souvent des différences et dans les exemples que nous avons vu plus tôt, nous n'avions pas pris en compte les forces de frottement. Celles-ci transforment l'énergie en chaleur. On peut exprimer leur travail de la même façon que précédemment, mais ce sont des forces qui s'opposent généralement au mouvement et donc la valeur de travail est donc négative (cas 3 précédent avec le ballon). **On dit que ce sont des forces non conservatives**.

Lorsqu'un système est soumis à des forces non conservatives, son énergie mécanique ne se conserve pas.

Dans ce cas, il y aura donc une variation de l'énergie mécanique (qui n'est donc pas conservée) qui sera égale à la somme des travaux des forces non conservatives (F_{nc}) qui s'appliquent au système :

$$\Delta E_m(A \rightarrow B) = E_m(B) - E_m(A) = \sum W_{AB}(\overrightarrow{F_{nc}})$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

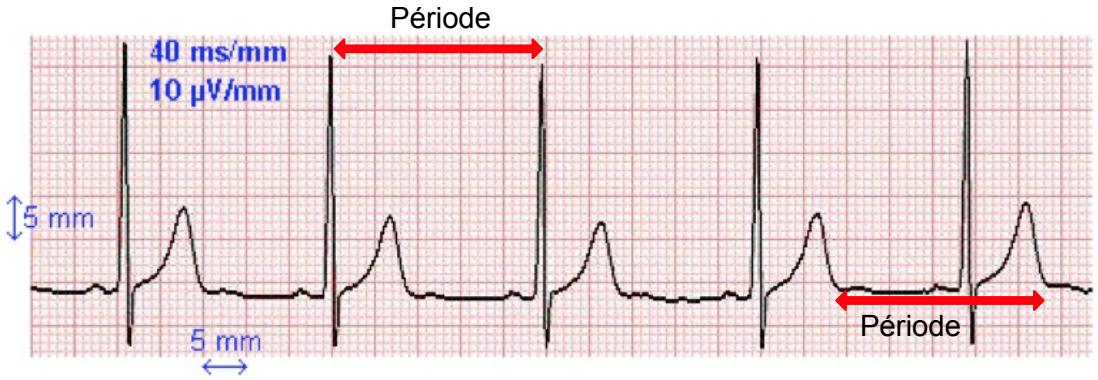
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

ONDES ET SIGNAUX

16. Ondes mécaniques

Rappels de la classe de seconde

Analyse de l'électrocardiogramme



Le signal (battement de cœur) se répète à intervalle régulier, on dit qu'il est **périodique**. La durée entre deux battements est **la période**.

Verticalement nous lisons une **tension** en microvolt (µV).

Pour déterminer le nombre de battements par minute, c'est à dire la **fréquence** de battement du cœur, il faut connaître le nombre de périodes par minute, et donc la durée de cette période.

Ces deux valeurs sont liées par la relation :

$$f = \frac{1}{T} \; ou \; T = \frac{1}{f}$$

Unités :
f est la fréquence et s'exprime en **Hertz (Hz)** (ou en nombre d'événement par unité de temps).
T est la période et exprime une durée en **secondes (s)** (dans le Système International).

Exemple : Dans le schéma ci-dessus on peut mesurer la période à plusieurs endroits. Si nous prenons deux « pics » consécutifs de la courbe, ils sont « éloignés » de 25mm. Nous savons que la feuille avance à la vitesse de 40 ms/mm. Il faut donc 40 millisecondes pour parcourir 1 mm. Donc pour 25 mm il faudra T = 25 x 40 = 1000 ms ou 1 s. La fréquence de battement est donc f = 1/1 = 1 Hertz (battement par seconde ici) et donc de 60 battements par minute. Ce qui correspond à une personne saine. Mme X n'a donc pas à être inquiète à ce niveau.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Remarque : La fréquence cardiaque normale varie entre 50-60 et 90-100 selon les auteurs. En-dessous de 50-60 battements par minute, on parle de **bradycardie**, et au-dessus de 90-100 battements par minute, c'est une **tachycardie**.

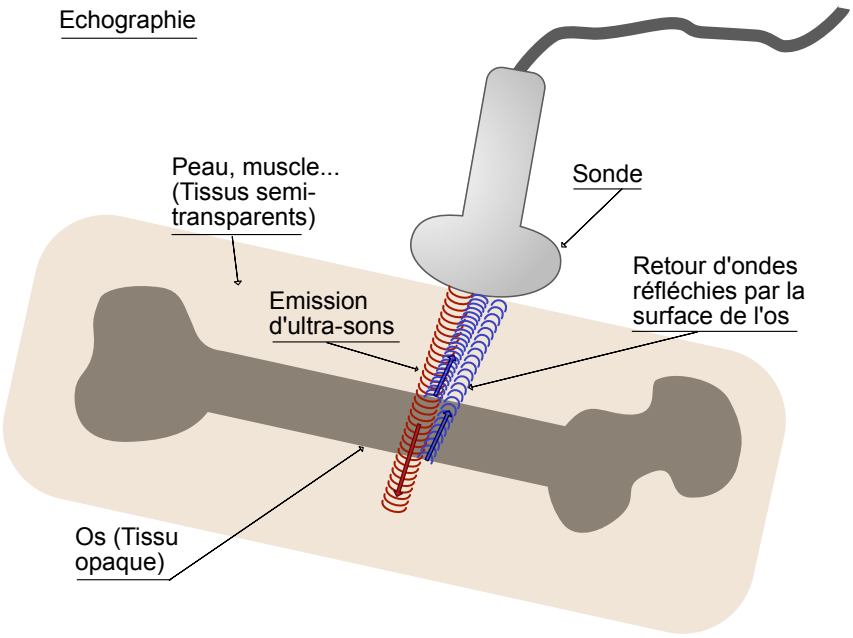
Tension variable

De la même façon, sur l'électrocardiogramme précédent il est possible de mesurer verticalement la tension maximal (en haut) et minimale (en bas) en multipliant l'échelle par la mesure effectuée.

Échographie

L'échographie va utiliser des ondes sonores que nous ne pouvons pas percevoir : les ultra-sons, dont les fréquences sont comprises entre 20 000 Hz et 70 000 Hz.

L'oreille humaine ne perçoit les sons que dans la plage de 20 Hz à 20 000 Hz (théorique). Certains animaux vont percevoir les ultra-sons et s'en servent même pour se diriger ou repérer leurs proies comme les dauphins ou les chauves-souris.



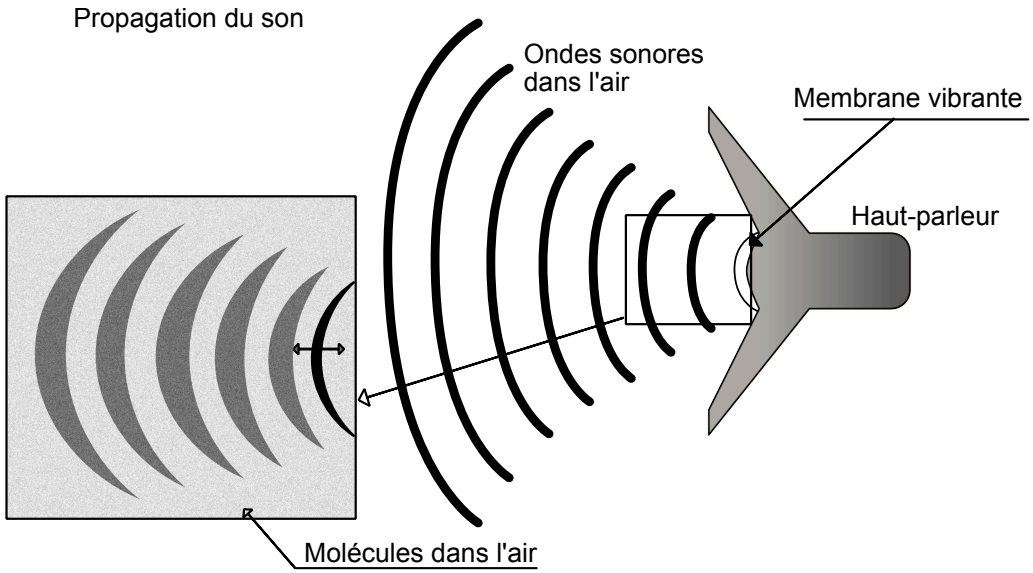
Dans une échographie, les ultra-sons envoyés par la sonde vont être réfléchis par les interfaces entre tissus de nature différentes. La sonde émet les ultra-sons et reçoit leur écho. Un ordinateur va ensuite convertir cet écho en image compréhensible par le médecin.

Les sonars de bateaux fonctionnent sur le même principe et les radars également, mais en utilisant d'autres types d'ondes : des ondes électromagnétiques.

Propagation du son

Le son a besoin d'un support pour se propager : l'air ou un autre gaz, un liquide ou un solide. Mais le son ne peut pas se propager dans le vide, car le son, pour se propager, a besoin de matière à perturber :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



En vibrant, la membrane d'un haut-parleur « pousse » les molécules qui se trouvent en contact avec elle. Ce choc va se propager aux molécules voisines à la façon des vagues qui se propagent autour d'un caillou jeté dans l'eau.

Vitesse (célérité) du son

La vitesse du son, appelée « **célérité** » du son, va dépendre de la concentration des molécules du milieu dans lequel le son se propage.

Dans l'air, le son se propage à la vitesse d'environ 340 $m.s^{-1}$ (à 16°C sous une pression normale de 1013 hPa).

Dans des milieux plus denses, le son peut se propager beaucoup plus rapidement car les molécules sont plus proches les unes des autres et la vibration se transmet donc plus rapidement :

Matériaux	Vitesse du son (en $m.s^{-1}$)
Air	340
Eau	1 480
Glace	3 200
Verre	5 300
Acier	Environ 5 700

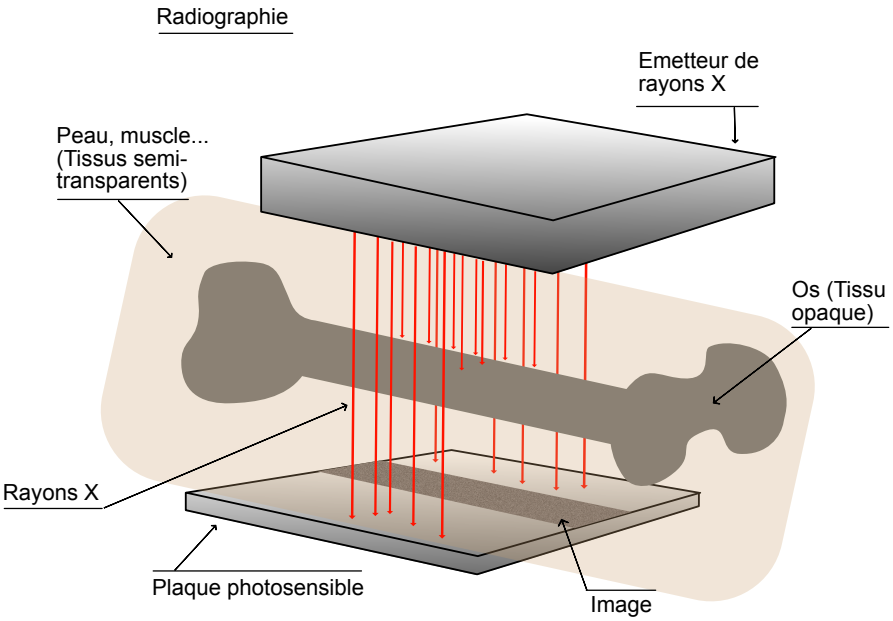
La vitesse du son dans l'air dépend donc aussi de la température et de la pression car ces deux valeurs ont une influence sur la distance entre les molécules d'air.

Pour les ultrasons, la vitesse de propagation est la même puisque ce sont simplement des sons de fréquence élevés. Les tissus humains ayant une densité proche de l'eau (le corps humain en est composé à 70 %), la vitesse des ultrasons est donc proche de 1 500 $m.s^{-1}$.

Cette information permet à la machine de reconstituer l'image des tissus humain en mesurant le temps mis aux ultrasons pour revenir à l'émetteur, sachant que ceux-ci sont renvoyés à chaque interface entre tissus différents (exemple : passage du muscle à l'os).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

La radiographie



Découverts en 1895 par le physicien allemand Wilhelm Röntgen, les rayons X sont émis par un tube contenant un filament chauffé alimenté par un courant continu de haute tension (de l'ordre de 100 kV).

Les tissus humains sont plus ou moins perméables aux rayons X. Certains rayons vont être partiellement absorbés, d'autres totalement. Une plaque photographique ou un détecteur d'image va recevoir les photos et former une image des tissus. Afin d'examiner en détail une zone transparente ou translucide, on peut injecter un liquide à base d'iode ou de baryum pour opacifier les tissus.

Les rayons X sont des faisceaux de photons d'une **longueur d'onde** de 10^{-8} à 10^{-12} m, correspondant à des fréquences de 10^{16} à 10^{20} Hz.

Les ondes

Une onde est une « ondulation », due à une perturbation du milieu, qui peut se transmettre par différents types de supports : surface de l'eau, molécules dans l'air, lumière…

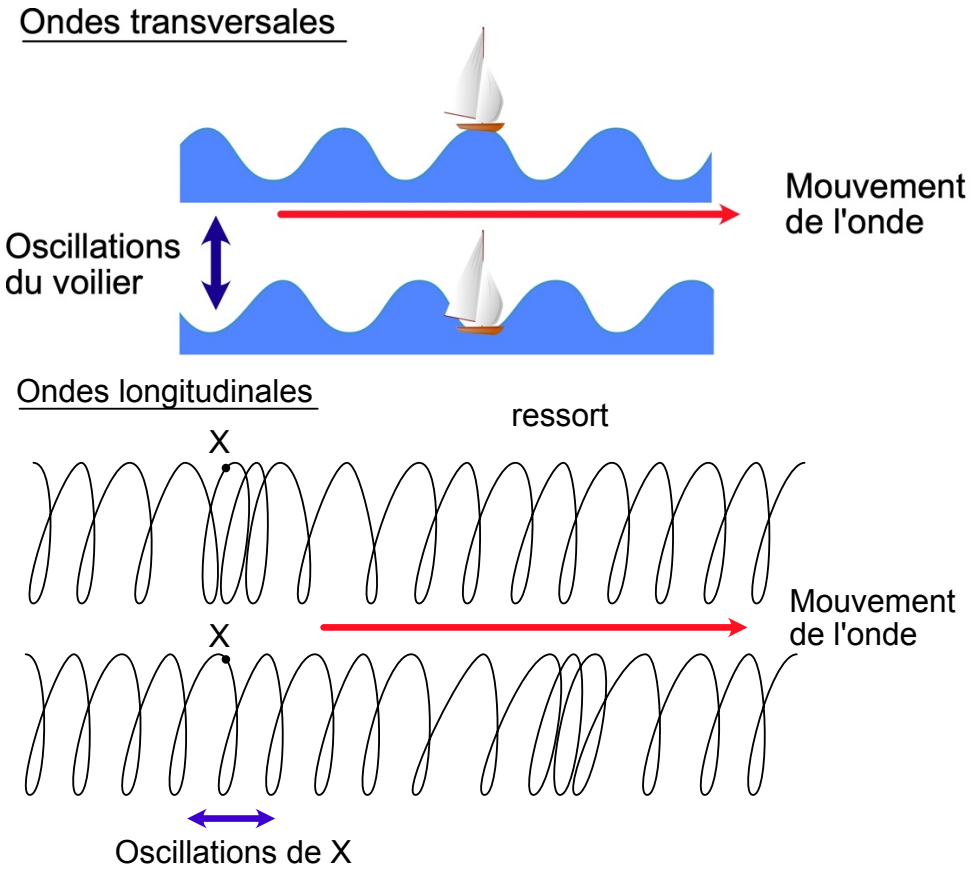
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Lorsque cette perturbation se propage dans un milieu matériel, elle peut modifier la position des objets (un bateau sur les vagues par exemple) et possède donc une énergie, mais après le passage de l'onde, l'objet reste où il était : on parle **d'ondes mécaniques**.

L'onde se **propage** (se déplace) dans le milieu en deux (vagues, ondes à la surface de l'eau) ou en trois dimensions (son, ondes électromagnétiques), en rayonnant depuis la source qui a émis l'onde (antenne, haut-parleur ou pierre tombée dans l'eau).

On distingue deux types d'ondes :

- **Ondes transversales** où la perturbation du milieu (et des objets dans ce milieu) est perpendiculaire à la direction de propagation de l'onde
- **Ondes longitudinales** où la perturbation du milieu se fait parallèlement à la direction de propagation des ondes.

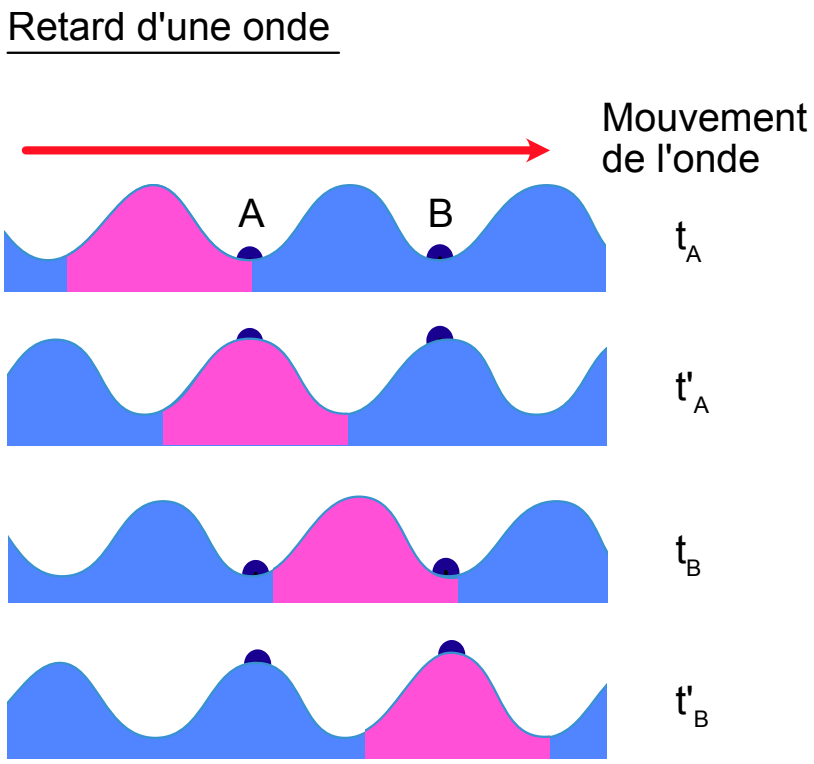


Propriétés d'une onde : retard et célérité

Les ondes possèdent deux caractéristiques principales : leur **fréquence** (vue précédemment) et leur **amplitude** (« hauteur » de l'onde).

Lorsque l'onde se déplace, elle n'atteint pas tous les points du milieu au même moment. On peut donc calculer le retard de l'onde entre le moment où elle atteint un point A et ensuite un point B :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Le retard de l'onde, noté τ (tau) est la durée nécessaire pour parcourir la distance entre deux points A et B du milieu (on peut mesurer à différents endroits de l'onde à condition que ce soit identique pour les points A et B : point haut ou point bas).

Donc $\tau = t_B - t_A = t'_B - t'_A$

La célérité (vitesse de propagation) de l'onde pourra être calculée entre deux points A et B avec la classique formule (en utilisant v ou c pour la vitesse):

$$c = \frac{d_{AB}}{\tau}$$

où d_{AB} est la distance entre A et B et τ le retard entre A et B.

La célérité s'exprime en mètre par seconde ($m.s^{-1}$) et va dépendre du type d'onde et du milieu (voir les ondes sonores plus haut).

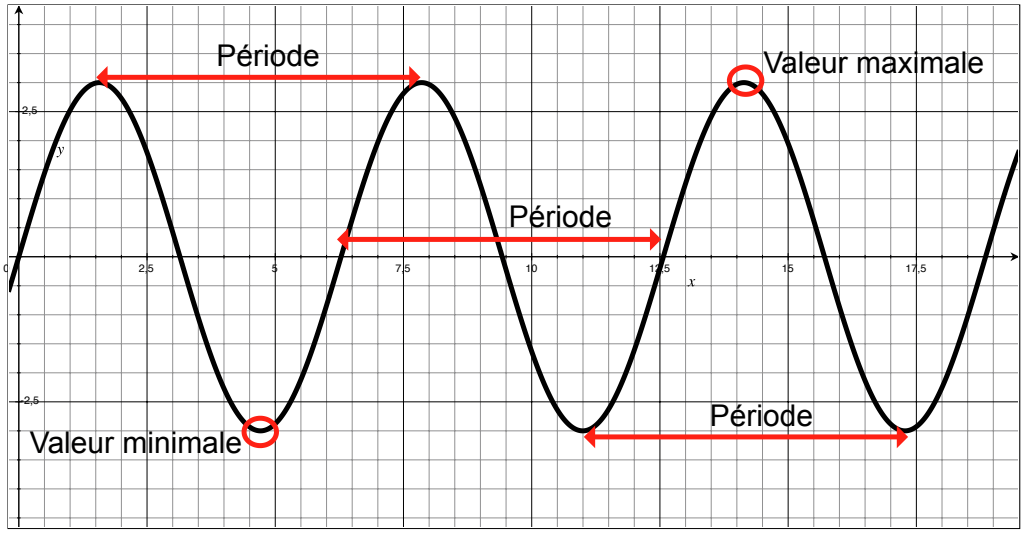
Ondes périodiques

Certains types d'ondes mécaniques (ou des rayonnements électromagnétiques, dont font partie la lumière, les rayons X ou les ondes radios) se propagent en formant un **motif qui se répète** : on dit qu'elles sont **périodiques**. On associe alors généralement la fréquence et la période à la **longueur d'onde**.

La **longueur d'onde** est la distance parcourue par l'onde au cours d'une période

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Caractéristiques d'une onde



Longueur d'onde : $\lambda = c * T$ ou $\lambda = \frac{c}{f}$

λ : (lambda) longueur d'onde en mètre

c : célérité (vitesse) de l'onde en $m.s^{-1}$

Les ondes peuvent aussi être les vagues à la surface de la mer ou les compressions et décompressions de molécules sous l'effet d'un son (ondes sonores).

Longueur d'onde

La longueur d'onde λ (qui s'exprime en mètre (m)) représente la distance entre deux sommets consécutifs si on représentait l'onde sur une feuille de papier. La période représente, elle, le temps qui s'écoule entre deux sommets consécutifs.

Exemple : une onde électromagnétique d'une fréquence de 300 000 000 Hz (3.10^8 Hz) qui se propage dans le vide, a une longueur d'onde λ = c / f = 3.10^8 / 3.10^8 = 1 m

Une onde électromagnétique est plus communément définie par sa longueur d'onde que par sa fréquence, l'une pouvant être calculé à partir de l'autre.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

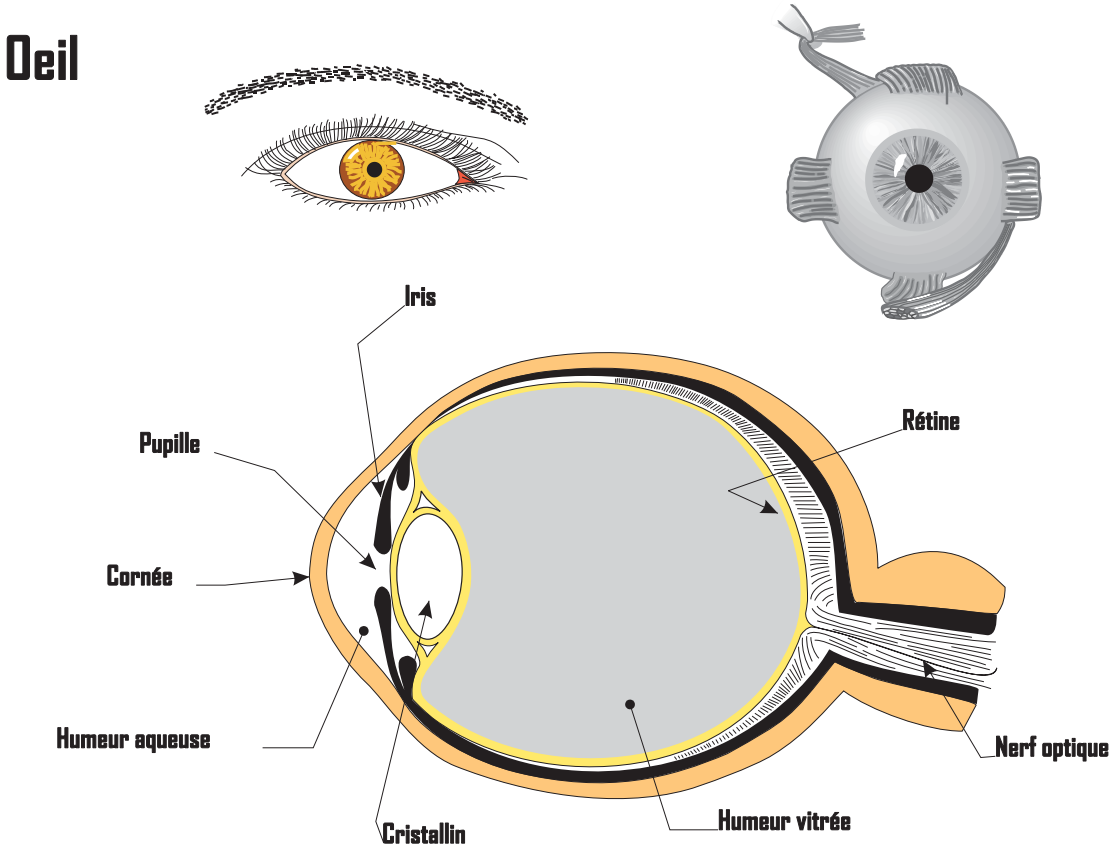
17. Images et couleurs

Mise en situation

Dès l'ère gréco-romaine, des scientifiques se sont intéressés au fonctionnement de l'œil. Les premières représentations de sa physiologie datent du médecin grec Galien (129 à 216 de notre ère), mais c'est le physicien d'origine perse Alhazen (Abu Ali al-Hasan ibn al-Hasan ibn al-Haytham, 965 à 1039) qui a compris le premier les mécanismes de la vision et le fait que la lumière entre dans notre œil, alors que le philosophe grec Ptolémée proclamait l'inverse.

Voyons donc comment fonctionne notre œil et de quelle façon on peut imiter son fonctionnement avec les appareils photos.

Le modèle de l'œil



La cornée, transparente, protège le système optique interne de l'oeil contre les agressions. Derrière celle-ci on trouve l'iris qui est une peau limitant la quantité de lumière qui peut entrer dans l'œil. Le cristallin a pour rôle de concentrer l'image sur la rétine. L'humeur vitrée sert à remplir l'œil et à maintenir sa forme afin que le cristallin reste à bonne distance de la rétine, où se forme l'image.

Une fois l'image formée sur la rétine, des capteurs (les cônes et les bâtonnets) vont transformer l'image en signal électrique véhiculé par le nerf optique jusqu'au cerveau qui va interpréter celle-ci.

Nous pouvons comparer le fonctionnement de l'œil avec celui d'un modèle réduit de l'œil ou d'un appareil photographique :

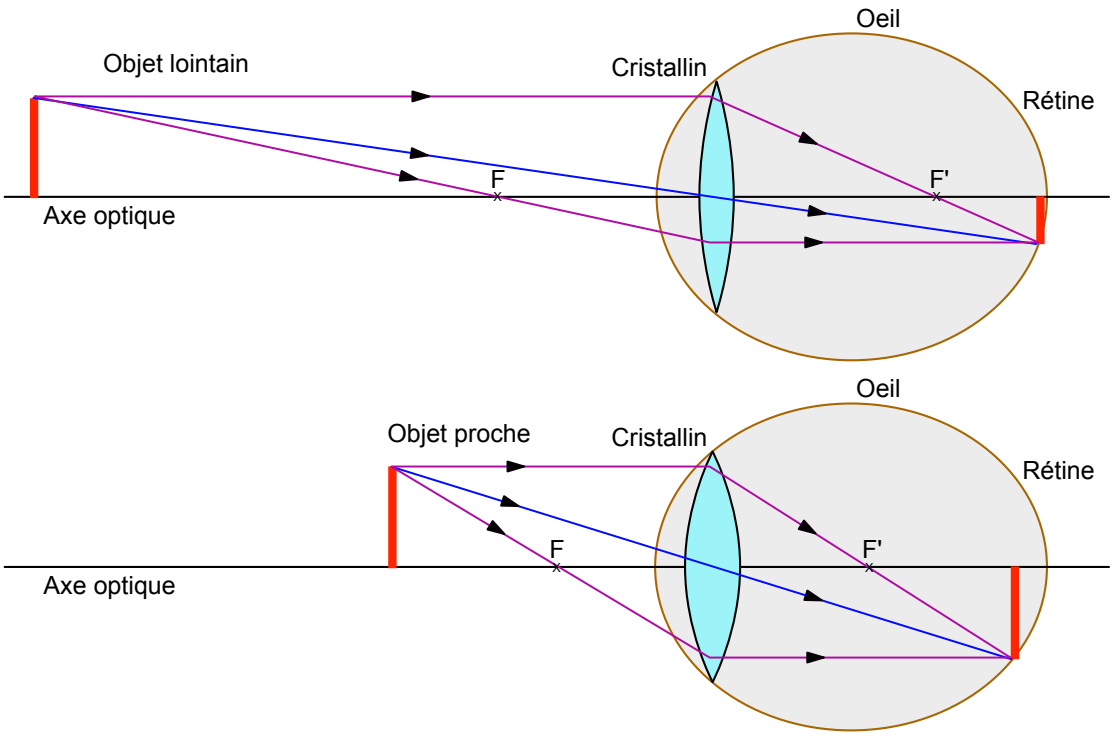
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

	Limiter la quantité de lumière	Former l'image	Capteur de l'image
Œil	Iris	Cristallin	Rétine
Modèle de l'œil	Diaphragme	Lentille convergente	Ecran
Appareil photographique	Diaphragme	Ensemble de lentilles (objectif)	Capteur

L'œil humain est un système optique composé d'une lentille convergente, le cristallin. Celui-ci est relié à quatre muscles qui peuvent le déformer afin d'effectuer la mise au point : c'est **l'accommodation**.

Lors de cette accommodation, les muscles de l'oeil vont compresser le cristallin afin de l'épaissir et de réduire ainsi la distance focale si les objets sont proches ou le relâcher afin de d'augmenter la distance focale pour la vision des objets lointains :

Accommodation de l'oeil



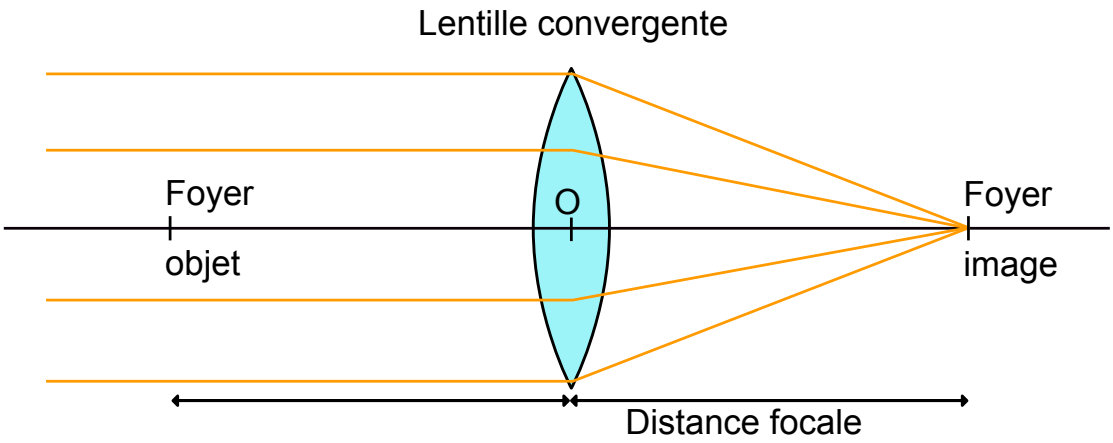
Dans un appareil photographique les lentilles ne peuvent pas se déformer (même si c'est le cas dans les téléphones portables en utilisant des lentilles liquides) et la mise au point, pour obtenir une image nette sur le capteur, est effectuée en déplaçant les lentilles.

Dans la représentation ci-dessus nous avons utilisé trois rayons lumineux pour déterminer la position de l'image sur la rétine. Cette méthode peut être généralisée pour trouver la position et les caractéristiques d'une image en effectuant des **constructions graphiques**.

Dans la suite de ce chapitre nous nous limiterons à l'étude des lentilles minces, aussi appelées lentilles convergentes ou lentilles à bord mince.

Lentilles convergentes

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Une lentille convergente **concentre la lumière venant du soleil** (ou d'une autre source de lumière lointaine) **en un point appelé foyer image et noté F'**. Il possède un symétrique à gauche de la lentille qui est nommé **foyer objet noté F**. **Attention** : « foyer objet » ne veut pas dire que l'objet se trouve à ce point, c'est le symétrique du foyer image par rapport à la lentille et donc un point virtuel. Cette différence de dénomination provient du fait qu'on place généralement l'objet à gauche de la lentille et qu'il peut se former une image à sa droite (cela va dépendre de la lentille et de la position de l'objet mais nous allons le voir plus tard)

Le centre de la lentille est nommé centre optique et est noté O.

La distance entre le centre optique O et le foyer image F' est appelé distance focale image et est noté f' (minuscule). Comme c'est une distance, elle s'exprime en mètres (m).

Notons que la distance focale objet f est la distance entre le foyer objet F et le centre optique O.

La distance focale image est la même que la distance focale objet car les deux foyers sont symétriques par rapport au centre optique de la lentille :

$$OF = OF' = f = f'$$

En optique on utilise également une grandeur appelée vergence, notée V qui s'exprime en dioptrie (δ). **La vergence est l'inverse de la distance focale** :

$$V = \frac{1}{f'}$$

Unités :

- V : vergence en dioptries (δ)
- f' : distance focale image en mètre (m)

Constructions géométriques

En connaissant les informations sur une lentille, en particulier la vergence (ou la distance focale) ainsi que la distance d'un objet, il est possible de prévoir où va se former l'image, si elle se forme, et si celle-ci va être nette. Pour cela on effectue une construction géométrique en centrant la lentille sur une ligne droite qui est nommée « **axe optique** » (parfois identifié par la lettre delta : Δ).

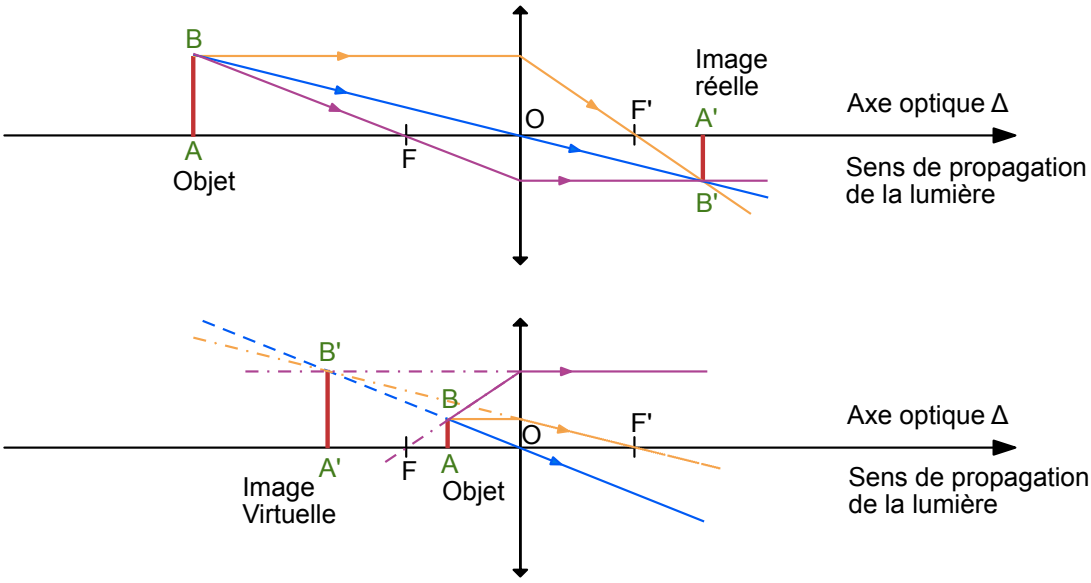
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Trois rayons lumineux vont alors permettre de situer l'image par rapport à la lentille. Les trois rayons partent du sommet de l'objet. L'un est parallèle à l'axe optique jusqu'à la lentille puis passe par le foyer image F'. L'autre passe par le centre optique de la lentille O. Le dernier passe par le foyer objet avant de devenir parallèle à l'axe optique quand il traverse la lentille.

Pour simplifier le schéma, **la lentille est simplement symbolisée par une double flèche** et les objets et images par des barres verticales qui sont proportionnelles à leurs tailles. Si on respecte les distances à l'aide d'une échelle adaptée, il est possible de déterminer précisément la position et la taille de l'image.

Si l'image est située **à droite de la lentille** (à l'opposé de l'objet), on parle d'**image réelle** et cette image peut être captée ou visible sur un écran. **Si l'image est du côté de l'objet**, on parle d'**image virtuelle** et elle ne pourra pas être enregistrée mais pourra être vue à travers la lentille par l'oeil de l'observateur. La lentille convergente agit alors comme une loupe.

Construction géométrique



Déterminer le grandissement d'une lentille

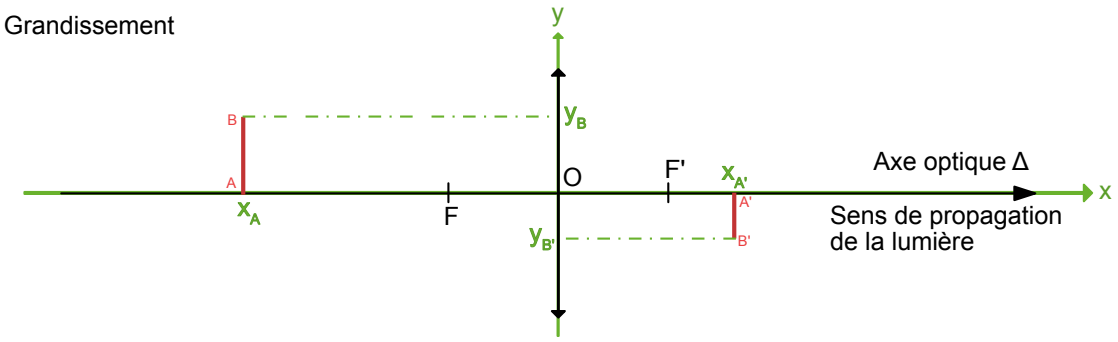
Selon la position de l'objet par rapport à la lentille, nous voyons dans l'exemple ci-dessus que l'image de l'objet peut-être plus petit ou plus grand que l'objet. Il est utile de pouvoir calculer quel est le facteur de grandissement d'une lentille.

Pour cela il faut faire un peu de géométrie : Si nous représentons l'axe optique comme une abscisse (axe des x) et la lentille comme une ordonnée (axe des y), alors les points A, B, A' et B' représentant les deux extrémités de l'objet et de l'image, ont leurs coordonnées dans ce système.

Le grandissement γ (gamma), sans unité, sera simplement déterminé par la relation :

$$\gamma = \frac{y_{B'}}{y_B} = \frac{x_{A'}}{x_A} = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}}$$

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



La valeur de γ va nous donner des indications sur l'image par rapport à l'objet :

- si γ > 0 : l'image est droite (dans le même sens que l'objet
- si γ < 0 : l'image est inversée par rapport à l'objet
- si -1 < γ < 1 : l'image est plus petite que l'objet
- si γ = 1 ou -1 : l'image à la même taille que l'objet
- si γ > 1 ou γ < -1 : l'image est plus grande que l'objet

Relation de conjugaison

Au XVIIe siècle, le philosophe et scientifique français René Descartes a découvert les lois qui régissent les systèmes optiques. Il en déduit la **relation de conjugaison** pour les lentilles convergentes dans l'air qui relie la **position de l'objet et de l'image avec la distance focale** de la lentille :

$$\frac{1}{x_{A'}} - \frac{1}{x_A} = \frac{1}{f'}$$

Dans cette relation x_A, $x_{A'}$ et f' doivent être exprimés dans la même unité.

Exemple : Une lentille convergente a une distance focale de 50 mm. Elle crée une image nette d'un objet à 85 mm de la lentille. A quelle distance de la lentille se trouve l'objet qui a créé cette image ?

On utilise la relation de conjugaison : $\frac{1}{x_{A'}} - \frac{1}{x_A} = \frac{1}{f'}$
Avec $x_{A'} = 85\ mm$ *et* $f' = 50\ mm$ *donc*
$\frac{1}{85} - \frac{1}{x_A} = \frac{1}{50} \Leftrightarrow -\frac{1}{x_A} = \frac{1}{50} - \frac{1}{85} \Leftrightarrow \frac{1}{x_A} = \frac{1}{85} - \frac{1}{50}$
le calcul donne $x_A = -121,4\ mm$

x_A est négatif, donc l'objet se trouve à 121,4 mm à gauche de la lentille

Couleur des objets

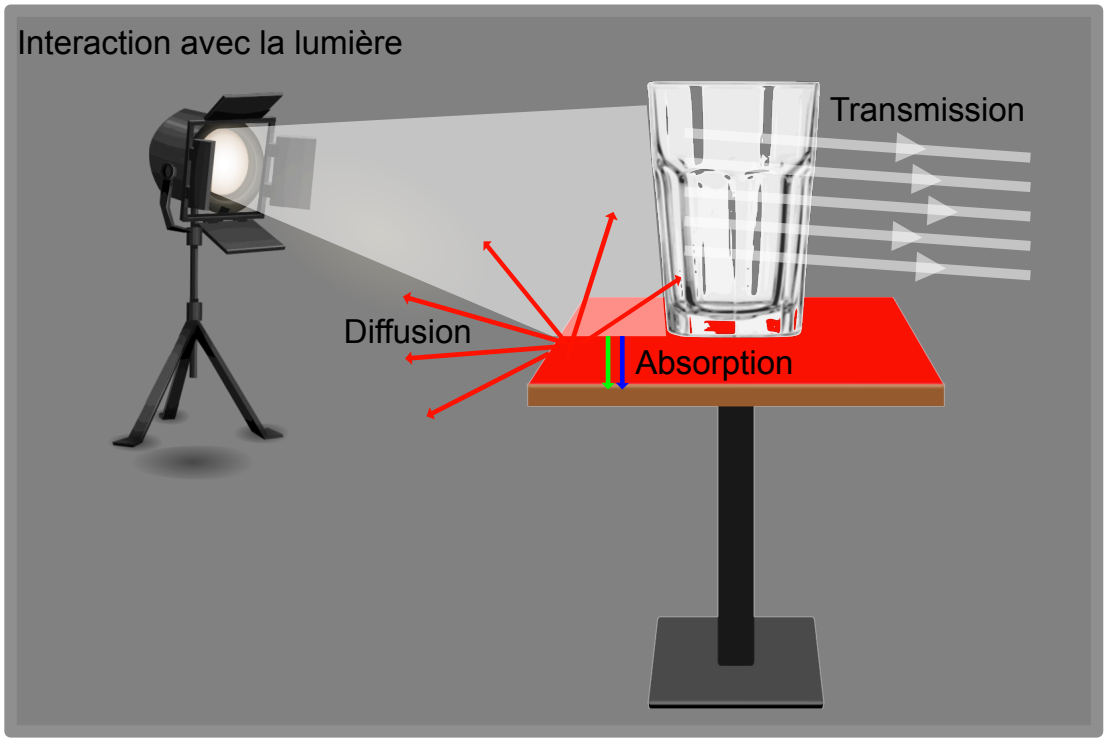
Pourquoi tous les objets n'ont-ils pas la même couleur ? Pourquoi des lampes « blanches » différentes vendues dans le commerce ne semblent pas de la même couleur ? Comment notre œil perçoit-il la couleur et comment peut-on créer des couleurs ? Autant de questions qui ont évoluées au fil du temps.

D'un point de vue physique, la notion de « couleurs » contenues dans la lumière blanche a été abordée par Isaac Newton au XVIIe siècle lorsqu'il a décomposé la

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

lumière du soleil à l'aide d'un prisme et s'est rendu compte que celle-ci contenait de nombreuses couleurs spectrales.

Différentes façons d'interagir avec la lumière



Les objets ont différentes manières de réagir quand ils sont éclairés par une source de lumière :

- **Diffusion** : c'est le cas le plus commun, l'objet renvoi toute la lumière ou seulement une partie d'entre elle. Cette diffusion peut se faire dans toutes les directions ou dans une direction bien précise, comme avec un miroir, on parle alors de **réflexion**.
- **Absorption** : tout ou une partie de la lumière est absorbée par l'objet. Les objets noirs absorbent toute la lumière alors que les objets blancs vont diffuser toute la lumière.
- **Transmission** : Certains objets vont laisser passer la lumière. Si toute la lumière passe à travers l'objet on dit que l'objet est **transparent**. Si seulement une partie de la lumière passe à travers l'objet on dit que l'objet est **translucide**. Un objet **opaque** ne laissera passer aucune lumière mais va la diffuser ou l'absorber.

Dans l'illustration ci-dessus, la lampe éclaire la table qui diffuse une partie de la lumière et en absorbe une autre partie. Le verre transmet l'essentiel de la lumière et est donc transparent.

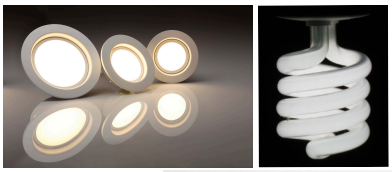
Couleur d'un objet

En collège nous avions vu que les **sources de lumière blanche**, comme les lampes à incandescence, fluocompactes, halogènes, le soleil… émettaient une lumière qui pouvait être **décomposée par un CD, un prisme, un réseau ou des gouttes d'eau**

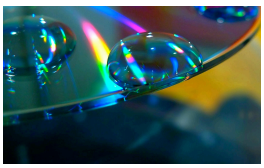
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

pour dévoiler un arc-en-ciel de couleurs appelé **spectre continu de la lumière blanche**.

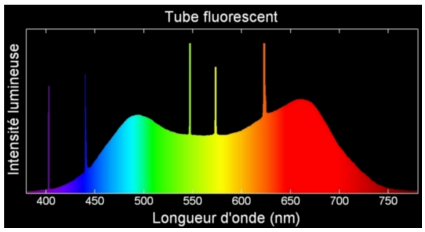
Lumière blanche et couleurs spectrales



Sources de lumière blanche



Décomposition de la lumière blanche avec un CD



Profil spectral d'un tube fluorescent

Un appareil nommé **spectromètre** permet d'analyser plus finement ces lumières et de déterminer les couleurs, appelées **couleurs spectrales** qu'elles contiennent ainsi que l'intensité de chaque couleur spectrale, comme sur le profil de tube fluorescent ci-dessus.

On constate que même si une source de lumière blanche contient bien toutes les couleurs, elle émet certaines couleurs spectrales plus intensément que d'autres.

Lorsque cette lumière blanche arrive sur un objet, on parle alors de **lumière incidente**, la couleur de cet objet va dépendre de la façon dont celui-ci interagit avec la lumière incidente.

La couleur d'un objet est la couleur de la lumière diffusée, ou transmise dans le cas d'un objet transparent coloré (comme un filtre) , par l'objet. Les autres couleurs spectrales sont absorbées par l'objet.

Exemple : Un objet rouge diffuse la lumière rouge et va donc absorber les autres couleurs spectrales, que l'on appelle **couleurs complémentaires**.

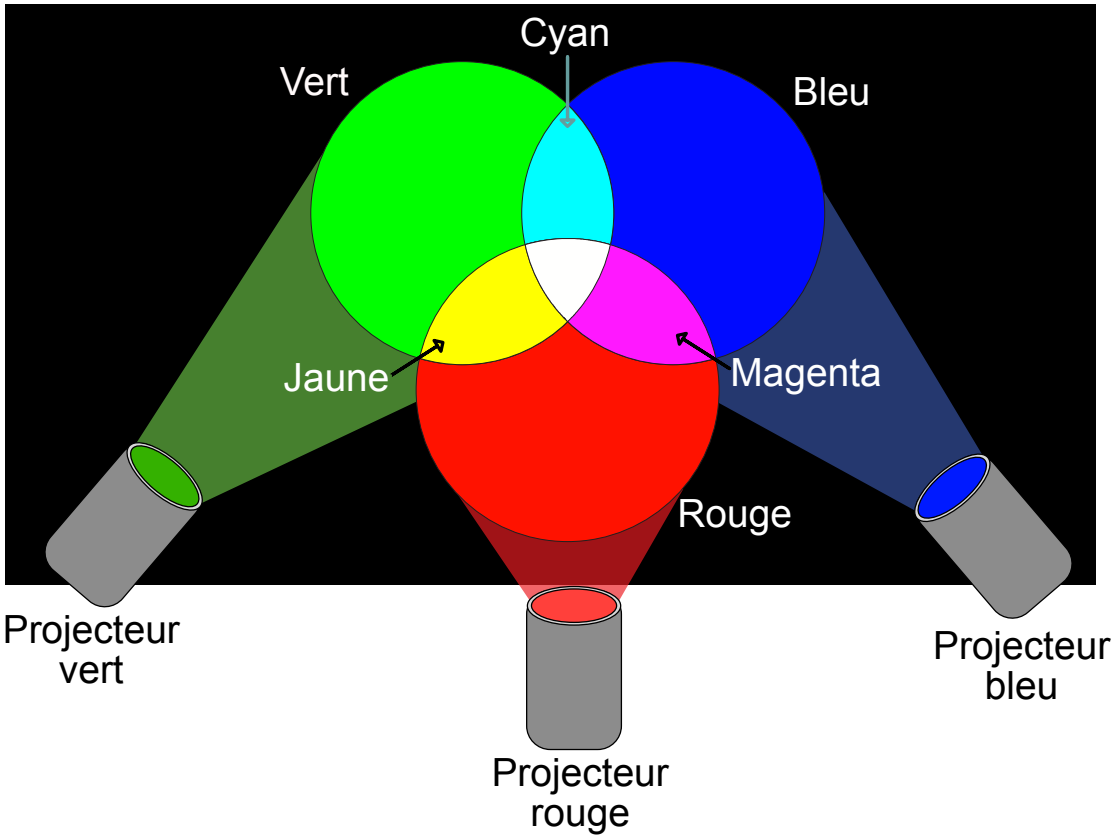
Additionner des couleurs : synthèse additive

Pour créer des couleurs sur un écran d'ordinateur, un téléviseur, un téléphone portable ou une salle de spectacle, on va utiliser le principe de l'addition des couleurs : la synthèse additive des couleurs.

Trois couleurs, appelées **couleurs primaires**, servent de base à cette synthèse additive des couleurs : l**e rouge, le vert et le bleu**. En observant le spectre de la lumière blanche on remarque que ces trois couleurs sont réparties régulièrement dans le spectre et elles correspondent également aux couleurs perçues par les cônes de nos yeux qui sont les cellules photo-réceptrices de la rétine.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Synthèse additive



En faisant varier l'intensité lumineuse de ces trois couleurs et en les superposant il est possible de créer toutes les couleurs que l'œil humain est capable de percevoir (et même davantage).

En additionnant les couleurs primaires deux à deux on obtient des couleurs nommées **couleurs secondaires : le cyan, le magenta et le jaune** :

- **Bleu + Vert = Cyan**
- **Bleu + Rouge = Magenta**
- **Vert + Rouge = Jaune**

La superposition des trois couleurs primaires donnant à nouveau la lumière blanche. On parle alors de synthèse RVB ou RGB (en anglais : red, green, blue)

En fait, seule l'addition de deux couleurs est nécessaire pour créer la lumière blanche à condition que ces couleurs soient **complémentaires** :

- **Bleu + Jaune = Blanc**
- **Rouge + Cyan = Blanc**
- **Vert + Magenta = Blanc**

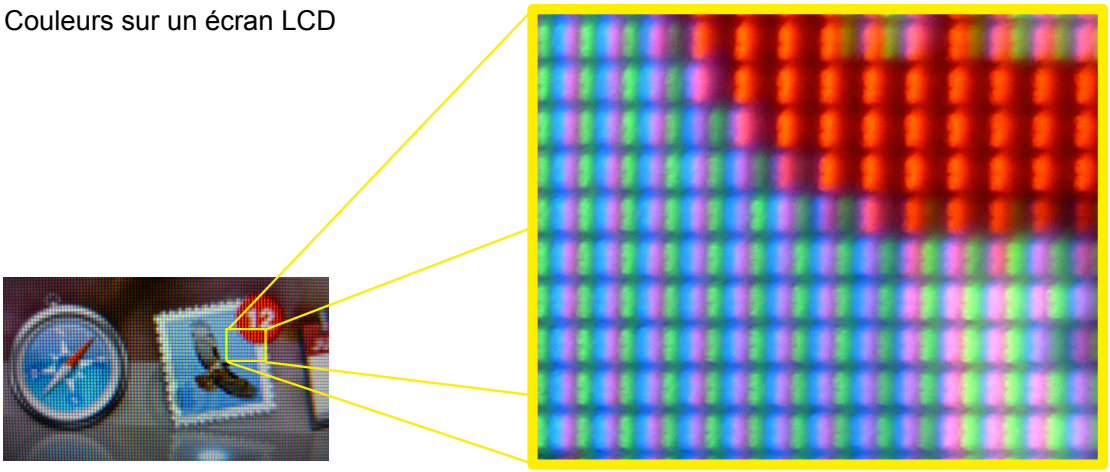
Vu que le jaune est déjà l'addition du rouge et du vert, il est normal que si on rajoute encore du bleu on obtienne du blanc.

Si nous revenons à l'objet rouge cité précédemment, nous voyons qu'il diffuse une couleur primaire, le rouge, et absorbe les couleurs complémentaires : le cyan qui est composé de bleu et de vert (vous pouvez vérifier sur l'illustration ci-dessus).

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Sur un écran, on effectue l'addition de couleurs en utilisant des sous-pixels rouge, vert et bleu. Trois de ces sous-pixels forment un point (un pixel) de l'écran par addition de leurs couleurs. Il existe plusieurs technologies pour créer ces sous-pixels : cristaux liquides (LCD), diodes électroluminescentes ou organoluminescentes (OLED).

Couleurs sur un écran LCD



Filtrer les couleurs et dessiner : synthèse soustractive

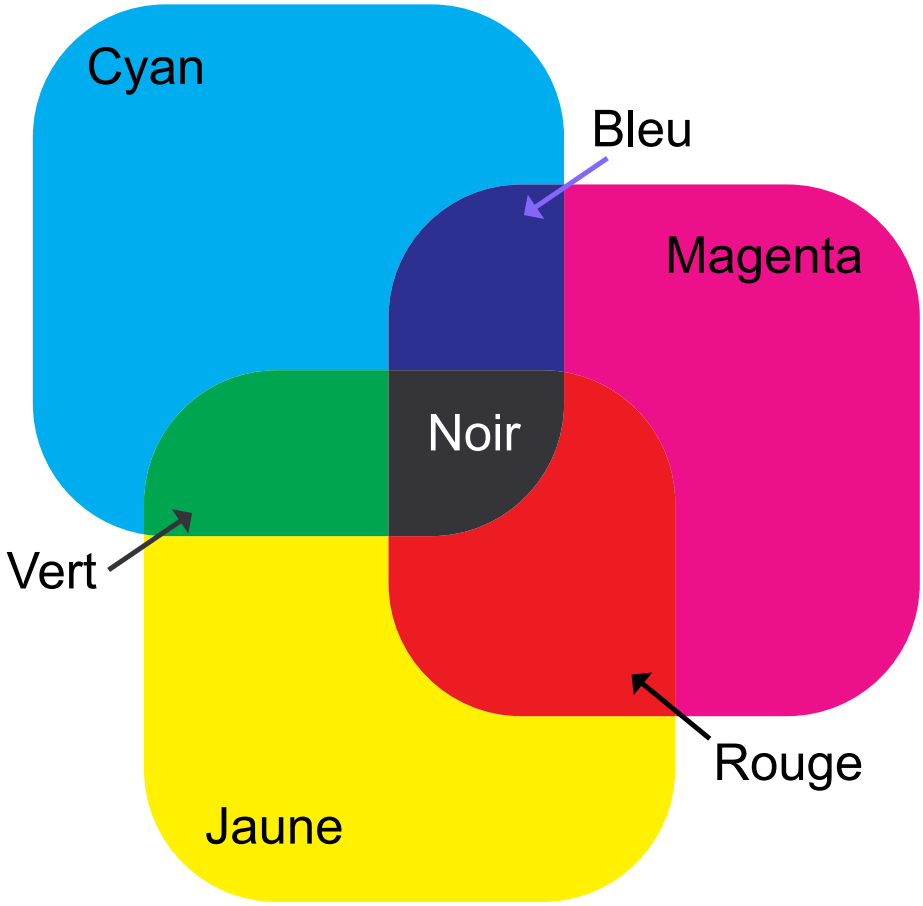
Lorsque l'on dessine, la feuille de papier est généralement blanche et les couleurs que l'on va appliquer vont donc venir absorber certaine couleurs spectrales, ce qui va donc modifier la feuille.

Le même principe va être utilisé si on superpose plusieurs filtres colorés sur la lumière.

Les trois couleurs de bases sont alors les couleurs primaires de synthèse soustractives : le cyan, le magenta et le jaune. Lorsque ces trois couleurs sont superposées, elles absorbent toutes les couleurs spectrales de la lumière et ne vont donc plus rien diffuser, ce qui donne du noir :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Dessiner avec la synthèse soustractive



Cette méthode de synthèse de couleurs est utilisée dans l'imprimerie où l'on ajoute souvent une encre noire aux trois encres cyan, magenta et jaune afin d'obtenir un noir plus profond et moins coûteux que la superposition de trois encres. Le procédé est alors identifié en impression CMJN ou CMYB (en anglais : cyan, magenta, yellow and black).

L'œil et les couleurs

Notre œil possède deux types de cellules sur la rétine pour capter la lumière :

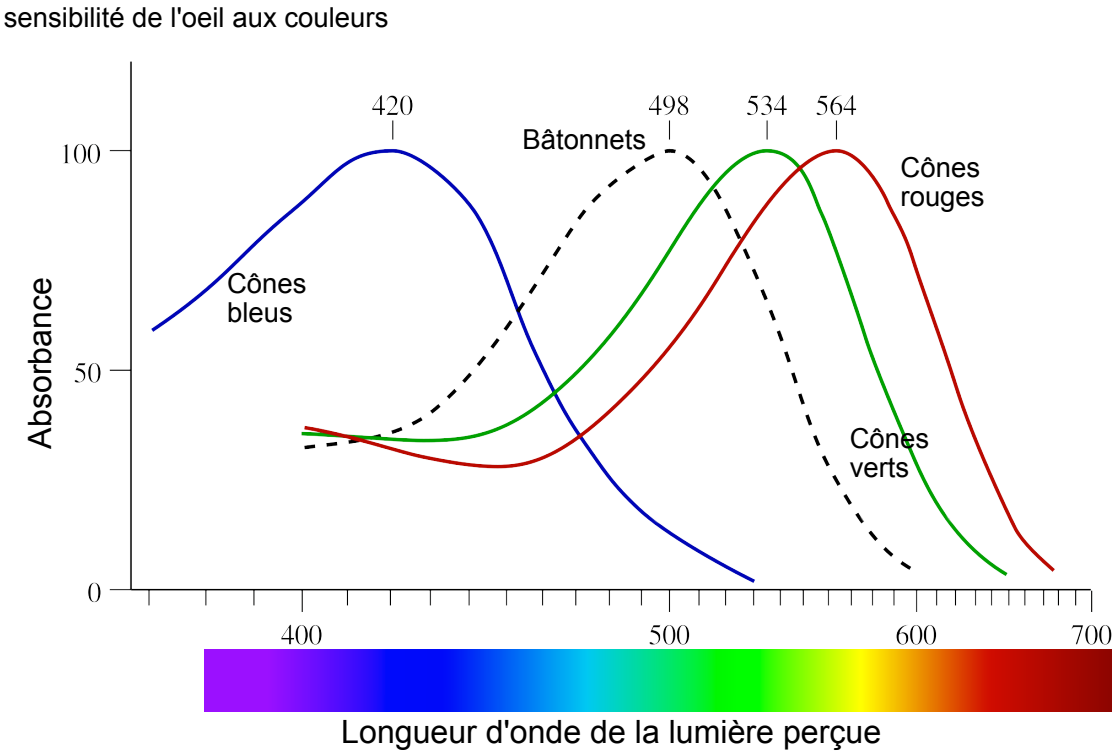
- Des bâtonnets sensibles à la luminosité et qui nous permettent de voir quand nous sommes dans l'obscurité (mais uniquement en noir et blanc).
- Des cônes qui sont sensibles aux couleurs. Nous en avons trois sortes : des cônes sensibles au vert, au bleu et au rouge

Chaque **couleur spectrale** perçue par notre oeil correspond à une longueur d'onde différente :

Couleur perçue	Longueur d'onde dans le vide (nm)
Rouge	800-605
Orange	605-584
Jaune	584-573
Vert	573-490
Bleu	490-466
Violet	466-380

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Nos yeux sont sensibles de façon différente selon la longueur d'onde de la couleur spectrale perçue :



Ainsi nous voyons que certaines couleurs seront perçues avec davantage de nuances, en particulier dans le vert-jaune car cela correspond à un maximum d'absorbance par les cônes verts et rouges.

Défauts de vision

Certaines personnes ont des défauts de visions dus au mauvais fonctionnement de la perception par un ou plusieurs types de cônes, c'est le Daltonisme. Ce défaut est généralement d'origine génétique et a été décrit par le physicien britannique John Dalton au XVIIIe siècle, qui souffrait de ce défaut. John Dalton est également à l'origine de nombreuses avancées dans le domaine de la découverte des propriétés des atomes.

Le **daltonisme** est utilisé de façon général pour désigner un trouble de perception des couleurs mais correspond en fait à la **deutéranopie**, qui est l'**absence de perception du vert**, qui est seulement l'un des nombreux troubles de ce type nommé **dyschromatopsie**.

Ces troubles vont de **l'achromatopsie**, qui est l'absence totale de perception des couleurs (les personnes ayant ces symptômes ne perçoivent que la luminosité avec les bâtonnets et voient donc tout en noir, blanc et nuances de gris), à la **tritanomalie** qui est une baisse de sensibilité dans la perception du bleu, en passant par des déficiences de réceptions de l'une des trois couleurs primaires.

Dans tous les cas, la couleur perçue par notre œil correspond aux différentes couleurs spectrales perçues par notre œil.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

18. Modèle ondulatoire et particulaire de la lumière

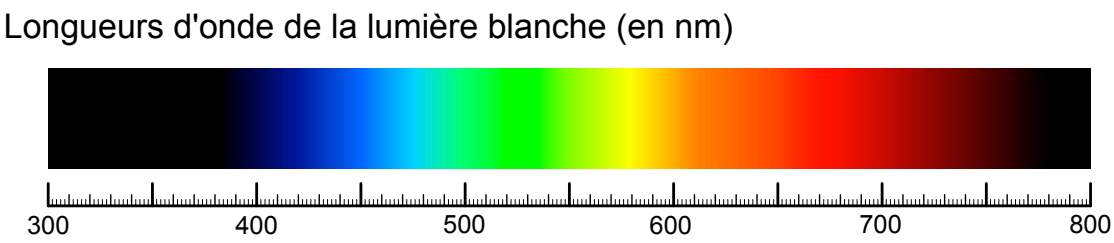
Mise en situation

Quel est le rapport entre l'étude des étoiles en astrophysique et les caméras thermiques qui traquent les fuites d'énergies dans les maisons ? Il s'agit de comprendre les informations transportées par la lumière. Mais d'où vient cette lumière concrètement ? Comment se fait-il que cette lumière se propage avec des longueurs d'ondes et donc des couleurs différentes ? D'où viennent ces couleurs ?

Pour le comprendre, nous devons revenir sur les découvertes de la physique du début du XXe siècle et voir comment se comportent les électrons dans un atome.

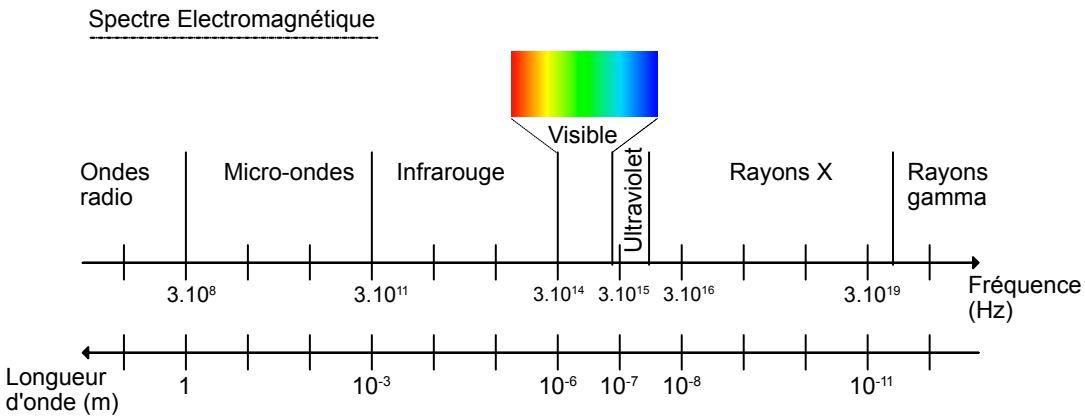
Spectre de la lumière

Nous avons vu en seconde que nos **yeux ne perçoivent que la partie du spectre électromagnétique dont la longueur d'onde est comprise entre 400 nm (nanomètres) et environ 800 nm** :



La représentation ci-dessus correspond au spectre d'émission de la lumière blanche, qui contient toutes les couleurs.

Mais le spectre électromagnétique s'étend bien au-delà et en-deçà de ces longueurs d'ondes :



Attention : ce spectre est représenté selon la fréquence croissante, et donc la longueur d'onde décroissante (donc inverse de celui de la lumière blanche ci-dessus).

Donc **les longueurs d'ondes supérieures à 800 nm correspondent au domaine de l'infra-rouge et celles inférieures à 400 nm au domaine de l'ultraviolet, pour les domaines proches du visible**.

La longueur d'onde λ (lambda), dans le vide, est liée à sa fréquence ν (nu) par la relation suivante :

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

$$\lambda = \frac{c}{\upsilon}$$

Unités :

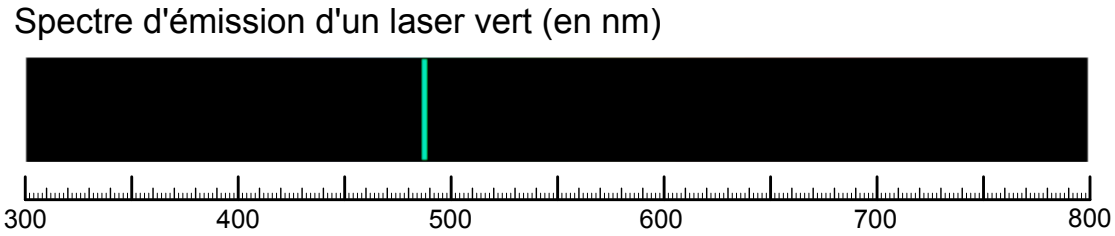
- λ : (lambda) longueur d'onde de la lumière dans le vide en mètre (m)
- c : célérité de la lumière dans le vide = $3{,}00 \times 10^{8}$ m.s^{-1}
- ν : (nu) fréquence de la lumière en Hertz (Hz)

Lumière monochromatique

Certaines sources de **lumière froide**, comme les lasers, **émettent une lumière dans une seule longueur d'onde**. On parle alors de lumière monochromatique. Par exemple un laser vert va émettre une lumière dont la longueur d'onde sera de 520 nm (il existe plusieurs variétés de lasers de chaque couleur), qui correspond au vert si l'on regarde le spectre de la lumière blanche ci-dessus.

La couleur de la source de lumière monochromatique est donc définie par sa longueur d'onde.

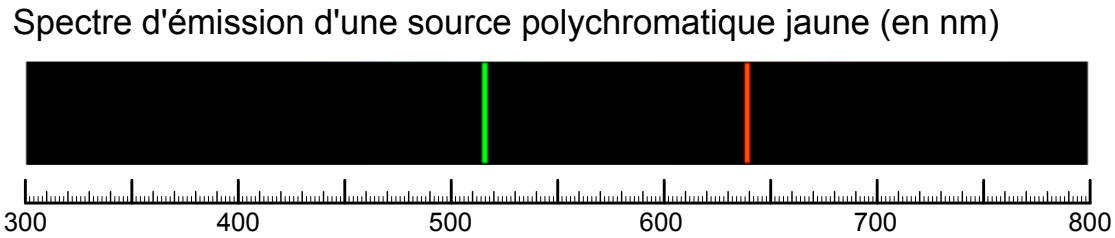
Exemple : Laser Vert



Lumière polychromatique

Une source de lumière polychromatique émet plusieurs radiations qui seront visibles sur son spectre d'émission mais mélangées par notre oeil. **Ces sources de lumières sont également des sources froides puisque les sources chaudes émettent un spectre continu** !

Ainsi, le spectre d'une lumière polychromatique jaune pourrait ressembler à ceci :



On voit ici deux raies, une verte et une rouge. Notre **œil va mélanger ces deux couleurs par synthèse additive, ce qui va donner du jaune**.

Spectre de raie

Un atome, ou un ion, à qui l'on transmet de l'énergie par chauffage ou décharge électrique, va restituer cette énergie sous la forme de rayonnements électromagnétiques dont certains sont situés dans le domaine visible. **Cela est dû au fait que les électrons de cet élément vont temporairement changer de couche et**

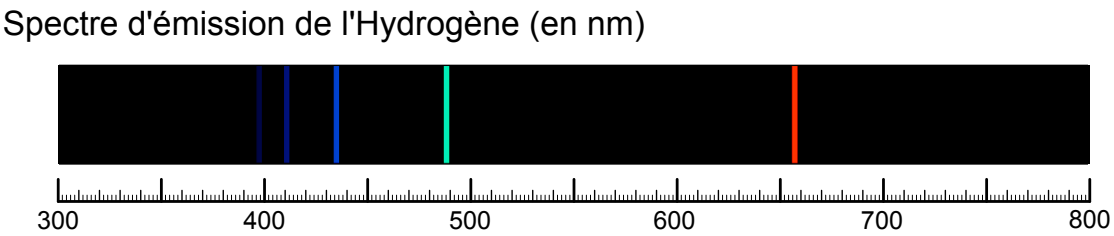
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

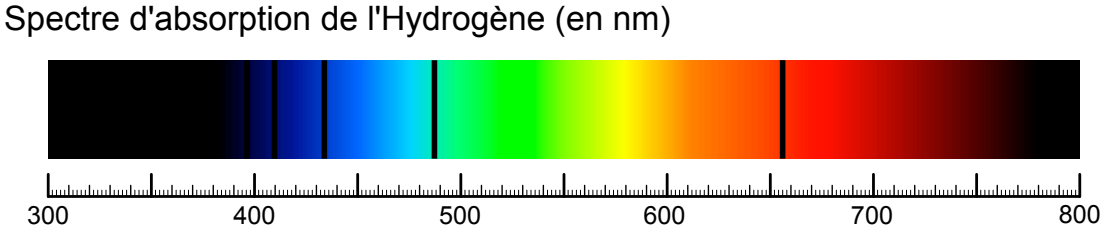
ensuite émettre un photon avec une certaine énergie en revenant à leur couche de départ.

Comme chaque élément chimique a une répartition électronique différente, **chaque élément va avoir un spectre d'émission différent et caractéristique**. Une analyse du spectre d'émission d'une lampe à décharge ou à vapeur métallique permet de savoir quelle est sa composition.

Inversement, lorsque la lumière d'une étoile lointaine traverse un nuage de gaz froid dans l'espace, **ce gaz va absorber certaines radiations de la lumière, laissant autant de bandes noires dans son spectre**. Le résultat est un spectre d'absorption par l'élément (ou les éléments) présentes dans le nuage de gaz. Ces raies d'absorption sont complémentaires des raies d'émission et caractéristiques d'un élément chimique donné.

Par exemple pour l'hydrogène on obtient les spectres suivants :





L'hydrogène présente donc cinq raies caractéristiques à des longueurs d'ondes différentes. A quoi sont-elles dues ?

Lumière d'un atome

C'est le physicien allemand **Max Planck** qui eut l'idée, en 1900, que les échanges d'énergie entre rayonnements lumineux et matières ne pouvaient se faire que par paquets, qu'il nomme **quanta** d'énergie. Il a du mal à accepter sa propre hypothèse et c'est le célèbre physicien d'origine allemande, **Albert Einstein** qui reprend les travaux de Planck pour étudier l'effet photoélectrique.

Albert Einstein va publier ces travaux en mars 1905, ce sera le premier article qui le rendra célèbre et il y affirme que **la lumière se comporte à la fois comme une onde et un flux de particules, appelés photons** (en 1920). Chaque photon porte une énergie dépendant de sa fréquence de vibration, et donc de la longueur d'onde de ce photon :

$$E = h \times \upsilon = h \times \frac{c}{\lambda}$$

Unités :

- E : Énergie du photon en Joule (J)

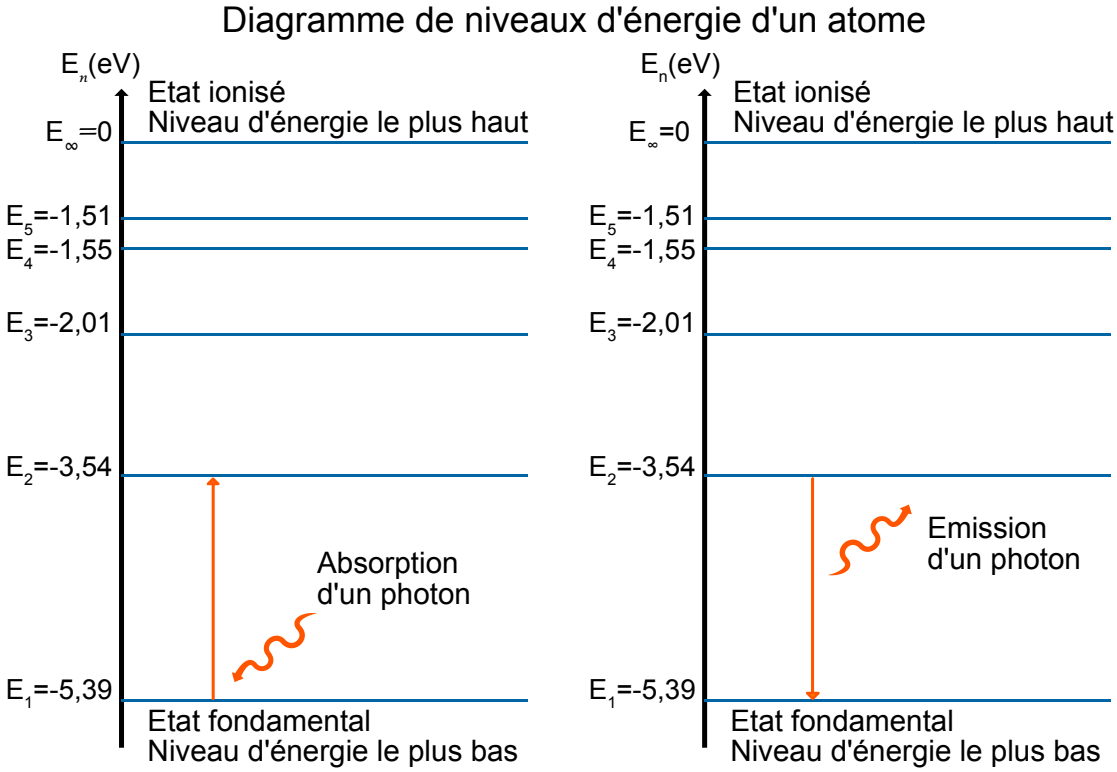
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

- h : Constante de Planck = $6{,}63 \times 10^{-34}$ Joule seconde (J.s)
- ν : (nu) fréquence de la lumière en Hertz (Hz)
- λ : (lambda) longueur d'onde de la lumière dans le vide en mètre (m)
- c : célérité de la lumière dans le vide = $3{,}00 \times 10^{8}$ m.s^{-1}

Diagrammes de niveaux d'énergie d'un atome

En 1913, le physicien danois **Niels Bohr** propose un modèle dans lequel les électrons d'un atome possèdent des niveaux d'énergie définis qui permettent de connaître l'état dans lequel ils se trouvent. On peut représenter ces états dans un **diagramme de niveau d'énergie de l'atome**, différent pour chaque élément chimique.

Dans ce diagramme, le niveau d'énergie de l'atome est représenté de façon croissante, avec des paliers qui représentent les états « autorisés » par la théorie des quantas : les électrons ne peuvent avoir que ces énergies précises (différentes pour chaque élément chimique) et peuvent **passer d'un état à un autre en recevant des photons pour augmenter leur énergie** (qui va 'monter') **ou en libérant des photons pour diminuer leur niveau d'énergie** (qui va 'descendre') : **On dit que l'énergie des atomes est quantifiée**.



Le diagramme ci-dessus représente les états d'énergie de l'atome de lithium (Li).

Dans un tel diagramme de niveaux d'énergie, les énergies sont exprimées en **électronvolt** (eV), une unité adaptée aux très petits échanges d'énergie au sein des atomes.

$$\mathbf{1\ eV = 1{,}60 \times 10^{-19}\ J}$$

Dans un diagramme de niveaux d'énergie, **le niveau le plus bas correspond à l'état stable** de l'atome où l'électron n'est pas excité. On parle d'**état fondamental** d'énergie.

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

Chaque ligne supplémentaire indique un état excité et l'énergie est de plus en plus forte à mesure que l'on monte dans le diagramme. Notez que **les énergies sont notées en valeurs négatives** et donc qu'une valeur plus forte est une valeur négative qui se rapproche de zéro !

L'état d'énergie maximum correspond au moment où l'électron quitte l'atome, qui va alors devenir un ion. On parle d'**état ionisé** et d'énergie d'ionisation. Par convention, cet état d'énergie est noté **E_∞ et a une énergie nulle**.

Il est possible de passer plusieurs niveaux d'énergies en recevant la bonne énergie. Un atome pourrait, par exemple, passer de l'état d'énergie 1 à l'état d'énergie 4 en absorbant un photon de la bonne longueur d'onde (possédant la bonne énergie correspondant exactement à l'écart d'énergie entre ces deux niveaux).

Émission et absorption de lumière par un atome

La relation d'Albert Einstein permet de relier la longueur d'onde de la lumière (du photon) absorbée ou émise par un atome à la variation entre les deux niveaux d'énergie, de départ et d'arrivée.

Exemple du schéma ci-dessus :

$E_P : Niveau\ d'énergie\ supérieur.\ Ici\ E_P = -3,54\ eV$

$E_m : Niveau\ d'énergie\ inférieur.\ Ici\ E_m = -5,39\ eV$

$D'après\ Albert\ Einstein :$

$$E = E_P - E_m = h \times \upsilon = h \times \frac{c}{\lambda}$$

$h : Contante\ de\ Planck = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J.s$

$c : Célérité\ de\ la\ lumière\ dans\ le\ vide = 3,00 \cdot 10^{8}\ m.s^{-1}$

$$E_P - E_m = -3,54 - (-5,39) = 1,85\ eV = 1,85 \times 1,60 \cdot 10^{-19} = 2,96 \cdot 10^{-19} J$$

$$Donc\ \lambda = h \times \frac{c}{(E_P - E_m)} = 6,63 \cdot 10^{-34} \times \frac{3,00 \cdot 10^{8}}{2,96 \cdot 10^{-19}} = 6,72 \cdot 10^{-7} m = 672\ nm$$

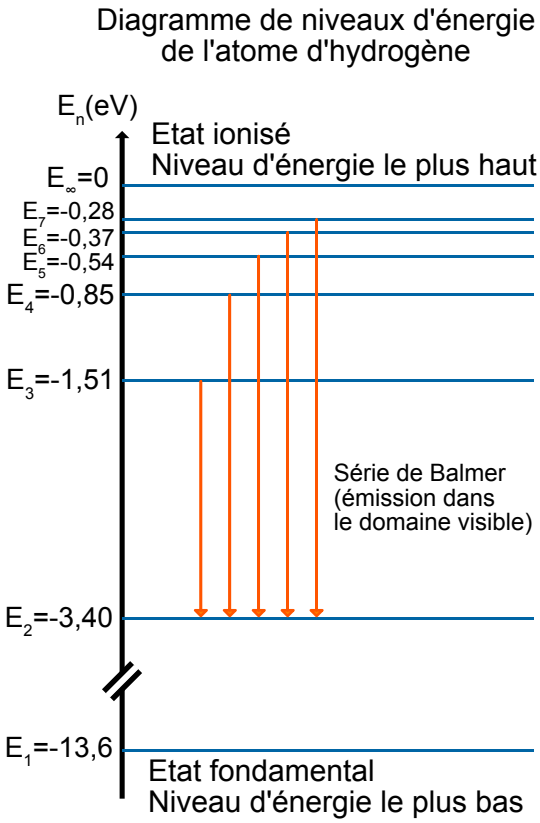
Cette transition de l'atome de lithium du niveau d'énergie 2 au niveau 1 va se traduire par l'émission d'une radiation (lumière due à l'émission de photons) avec une longueur d'onde de 672 nm, correspondant à une raie dans le rouge profond.

On notera que **le même calcul nous donne également la raie d'absorption** noir qui serait visible dans la lumière d'une étoile dont l'atmosphère contiendrait du lithium. Le lithium absorberait alors des photons de longueur d'onde 672 nm pour passer de son niveau d'énergie 1 au niveau 2.

Il est tout à fait possible que les longueurs d'ondes des photos émis ou reçus soient en dehors du spectre visible de la lumière, dans l'infrarouge ou dans l'ultraviolet.

Pour l'atome d'hydrogène par exemple, élément le plus abondant de l'Univers, seules cinq raies se trouvent dans le domaine visible (schéma ci-dessus). Elles correspondent à la série de Balmer où les transitions se font des niveaux d'énergies 3, 4, 5, 6 et 7 vers le niveau 2 :

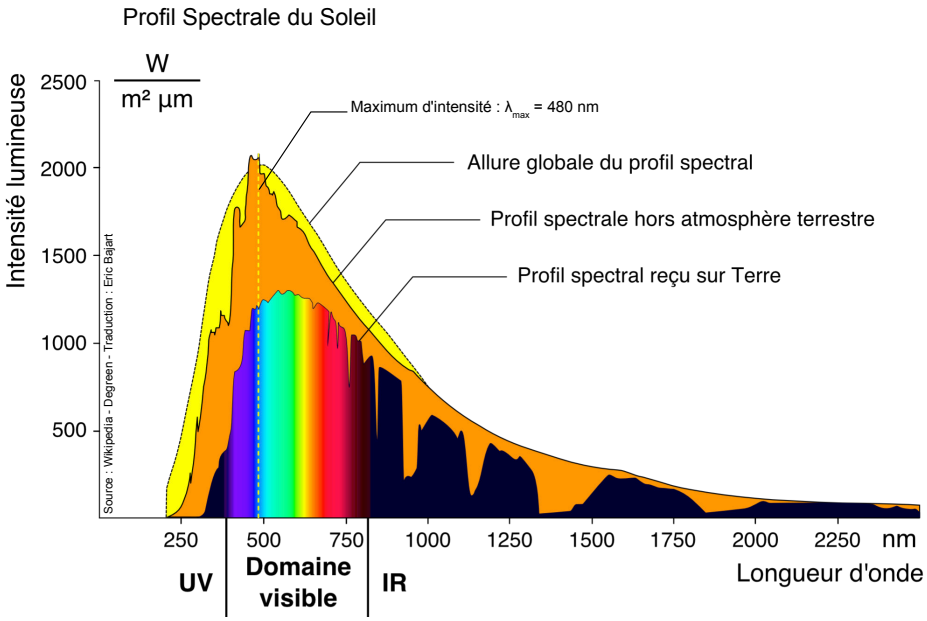
 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021



Spectre du Soleil

En combinant la mesure de l'intensité lumineuse d'une étoile, qui nous donne une indication de sa température, comme vu précédemment, et l'analyse de son spectre d'émission, nous pouvons déterminer un grand nombre d'informations sur celle-ci.

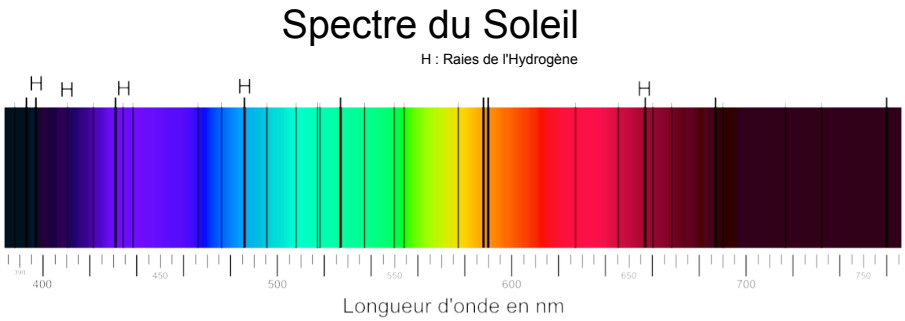
Par exemple avec le Soleil : son profil spectral nous donne un maximum d'intensité λ_{max} = 480 nm qui correspond à une température de surface de 5750 °C :



D'autre part, la lumière de l'étoile traverse son atmosphère, la chromosphère, que l'on peut considérer comme « froide » par rapport à l'étoile et les raies d'absorption du

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021

spectre recueillies nous indique quels éléments se trouvent dans cette chromosphère. Voici le spectre du Soleil :



Chaque raie noire du spectre correspond à l'absorption d'une entité chimique. Ces raies sont caractéristiques de chaque élément et permettent donc de les identifier.

Nous savons ainsi que notre Soleil est constitué essentiellement d'hydrogène car nous y voyons les raies d'absorption caractéristiques de cet élément à 397 nm, 410 nm, 434 nm, 486 nm, 656 nm.

Les autres raies sont caractéristiques d'autres éléments chimiques, comme l'hélium.

Enfin, n'oublions pas que la lumière du Soleil traverse aussi notre atmosphère et que les éléments qui s'y trouvent peuvent absorber la lumière. Pour analyser une étoile sans être perturbé par l'atmosphère terrestre il faut donc faire les mesures hors de cette atmosphère !

 J.L.Richter ©Creative Common BY NC SA – 2019-2021