

# La Physique-Chimie en Seconde

Par Brice Errandonea



[www.openclassrooms.com](http://www.openclassrooms.com)

*Licence Creative Commons 6 2.0  
Dernière mise à jour le 4/06/2011*

## Sommaire

Sommaire .....	2
Partager .....	2
<b>La Physique-Chimie en Seconde .....</b>	<b>4</b>
<b>Partie 1 : La pratique du sport .....</b>	<b>5</b>
Les boissons énergisantes .....	5
A - Solutions aqueuses .....	5
B - La concentration massique .....	7
C - Préparer une boisson sucrée .....	10
D - Une solution moins concentrée .....	14
Equipement sportif et matériaux .....	15
A - Les polyuréthanes .....	16
B - Synthèse du nylon .....	18
C - Détection expérimentale d'un groupe caractéristique .....	21
L'effort physique .....	23
A - La réaction chimique .....	23
B - Les systèmes chimiques .....	24
C - L'équation de réaction .....	24
D - Conservation des éléments .....	26
E - Conservation de la charge électrique .....	29
Préparation d'une lotion musculaire .....	31
A - Masse volumique et densité .....	31
B - La solubilité .....	32
C - Extraction par un solvant .....	33
D - L'huile essentielle de lavande .....	34
Le mouvement du parachutiste .....	36
A - Système et référentiel .....	36
B - Trajectoire et mouvement .....	37
C - La vitesse .....	38
D - Applications .....	39
Le hockey sur glace .....	42
A - Actions exercées sur un palet .....	42
B - Forces exercées sur le palet .....	43
C - Conséquences sur le mouvement .....	45
D - Le Principe d'inertie .....	45
E - Analyse de deux mouvements enregistrés .....	47
La plongée sous-marine .....	48
A - La bouteille de plongée .....	48
B - Pression de l'eau de mer .....	50
C - Loi de Boyle-Mariotte .....	51
D - Dissolution dans le sang .....	52
<b>Partie 2 : L'Univers .....</b>	<b>54</b>
Visite de l'Univers .....	54
A - Le Système solaire .....	54
B - Étoiles et galaxies .....	58
C - Les amas, l'Univers et le reste .....	61
De l'immensément gigantesque au ridiculement riquiqui .....	64
A - Vers l'infiniment petit .....	64
B - Les ordres de grandeur .....	66
C - Précision et chiffres significatifs .....	69
Les éléments du Système solaire .....	71
A - Analyse du sol martien .....	72
B - Quelques petites subtilités .....	73
C - La hiérarchie des éléments .....	75
D - Cases quantiques et schéma de Lewis .....	79
E - La classification périodique des éléments .....	81
La lumière des étoiles .....	83
A - La réfraction de la lumière .....	84
B - La longueur d'onde .....	88
C - Types de spectres .....	90
D - Application à l'astrophysique .....	93
La valse des planètes .....	97
A - Quelques référentiels .....	97
B - La gravitation universelle .....	102
C - Gravité et poids .....	104
<b>Partie 3 : La santé .....</b>	<b>106</b>
Les médicaments .....	106
A - La formulation des médicaments .....	106
B - La posologie .....	106
C - La quantité de matière .....	107
D - Synthèse d'un principe actif .....	110
Analyse de sang .....	112
A - Centrifugation .....	113

B - La concentration molaire .....	114
C - Le pH du sang .....	116
D - Lors d'une dilution... .....	118
E - Hexagone mnémotechnique .....	119
<b>L'imagerie médicale .....</b>	<b>120</b>
A - Électrocardiogramme et signaux périodiques .....	121
B - Ondes sonores et échographie .....	123
C - Ondes électromagnétiques : radiographie, fibroscopie .....	129



# La Physique-Chimie en Seconde

Par



Brice Errandonea

Mise à jour : 04/06/2011

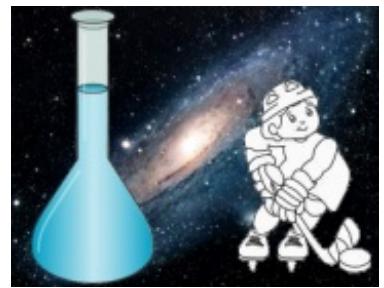
Difficulté : Facile

Durée d'étude : 15 jours

Bonjour les Zéros,

Vous êtes élèves en classe de Seconde et vous avez du mal avec la Physique-Chimie ? Vous êtes au collège, passionnés par les Sciences, et vous voulez en savoir plus ? Vous êtes en Première ou en Terminale et vous voulez revoir les bases ? Vous n'êtes plus au lycée, les Sciences n'étaient pas votre point fort et vous voulez compléter votre culture scientifique ? (Il n'est jamais trop tard !) 😊

On va s'en occuper. Je vous propose en effet de parcourir ensemble **tout le programme de Physique-Chimie de Seconde**, à la manière du Site du Zéro, donc dans la bonne humeur et en partant bien évidemment... de Zéro. 😊



À partir de cette année 2010-2011, le programme de Seconde s'organise autour de trois grands thèmes :

- La pratique du sport
- L'Univers
- La santé

Tel sera donc notre menu. 😊



Si vous êtes en Seconde, ne vous attendez pas à trouver ici les mêmes chapitres que ceux de votre professeur. En effet, chacun organise ses cours à sa manière. Il s'agit bien des mêmes notions et, au final, elles sont toutes là, mais dans un ordre différent.

## Partie 1 : La pratique du sport

La Physique et la Chimie sont partout dans notre vie quotidienne. Que vous décrochiez votre tout nouveau *mobile*, que vous fassiez votre toilette ou que vous préparez un repas, impossible d'y échapper. 😊

Pour des sportifs, prévoir la trajectoire d'un palet de hockey ou s'équiper du matériel qui boostera leurs performances, c'est faire appel à ces deux disciplines.

### Les boissons énergisantes

Un petit coup de mou pendant un marathon ? 😵 Un match de tennis qui s'éternise ?

Pour reprendre des forces, les sportifs peuvent avoir besoin de consommer des **boissons énergisantes**. Non, je ne parle pas de dopage, ni de breuvages à la mode pour pseudo-fêtards qui ne tiennent pas le coup la nuit sans leur petite canette, mais de boissons réellement consommées par les sportifs, en toute légalité, comme Isostar ou Powerade, par exemple.

#### A - Solutions aqueuses

Dans une **boisson énergisante**, pour commencer, il y a surtout... de l'**eau**. C'est l'espèce chimique ultra-majoritaire. Il y a aussi un peu de sel, pour retenir cette eau dans le corps et favoriser l'hydratation. Et pour l'énergie, quelle espèce chimique va l'apporter ?



La caféine ! La taurine !

Vous n'y êtes pas du tout. La caféine maintient éveillé mais qui va s'endormir en plein match ? C'est plutôt un veilleur de nuit qui en aurait besoin. Ni la caféine ni la taurine n'apportent la moindre calorie d'énergie.

Non, le secret 🎩 😊 des boissons énergisantes, le carburant indispensable à tout effort, c'est... le **SUCRE** ! 😊 Ou plutôt les **glucides** en général : glucose, fructose, saccharose, auxquels on ajoutera l'amidon, le fameux "sucre lent" que les sportifs consomment à presque tous les repas dans leurs pâtes, riz, maïs, pommes de terre et autres féculents.

On trouve aussi dans ces boissons des vitamines, des colorants et des arômes. Il y a donc toutes sortes d'espèces chimiques. Ce sont des **mélanges**. Et pourtant, la plupart du temps, quand on les regarde, on ne voit pas que ce sont des mélanges. Où qu'on cherche dans la bouteille, on voit toujours le même liquide vaguement coloré. Ce sont des **mélanges homogènes**. A croire qu'ils ont honte ! Ils se cachent. 🤡 Ils se font passer pour des **corps purs** (composés d'une seule espèce chimique).

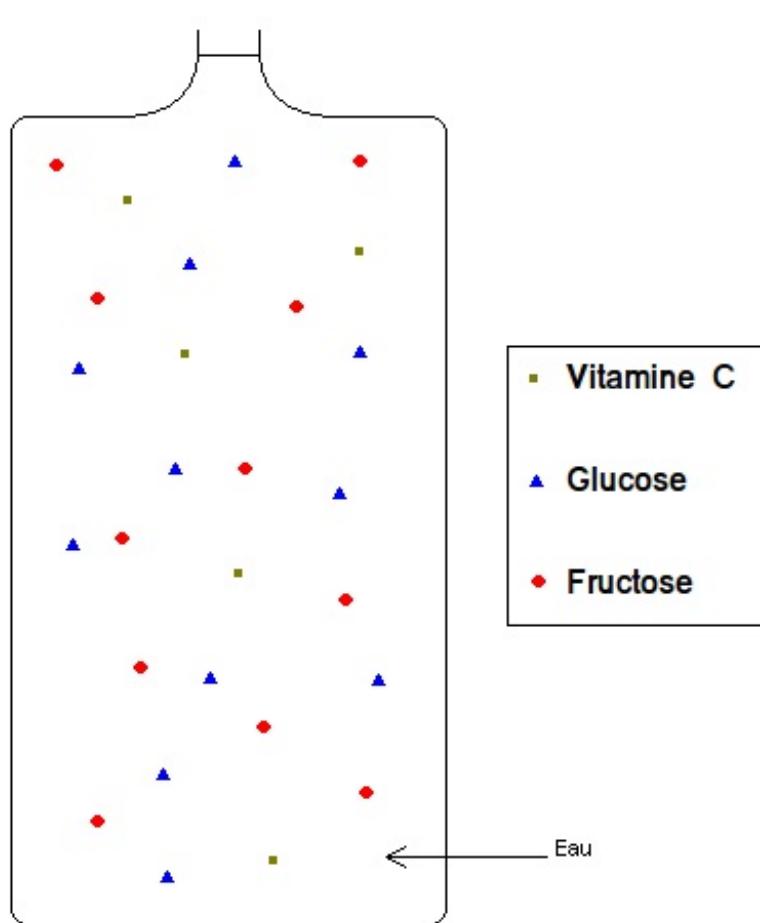


Pas toujours, ceci dit. Il y en a qui assument. Les boissons contenant de la pulpe de fruits, par exemple. On y distingue plusieurs zones différentes : des **phases**. Ce sont des **mélanges hétérogènes**.



Un autre exemple typique de mélange hétérogène est celui de l'huile et de l'eau. Ces deux liquides ne sont pas **miscibles** : chacun reste de son côté et on les distingue bien, posés l'un sur l'autre, comme deux étages, deux **phases**.

Mais, même dans les boissons hétérogènes, on ne voit ni grains de sucre, ni grains de sel. Ces espèces chimiques sont bien là, pourtant. Si on ne les voit pas, c'est parce qu'elles sont divisées en **particules microscopiques**, invisibles à l'œil nu. On dit qu'elles sont **dissoutes** dans l'eau. Ce sont des **solutés**, l'eau est un **solvant** et, ensemble, **solvant** et **solutés** forment un mélange qu'on appelle une **solution**.



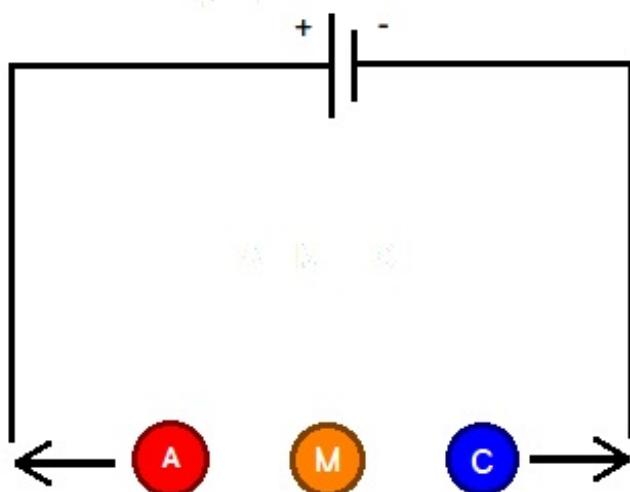
Sur ce schéma, par exemple, j'ai représenté les particules microscopiques de la vitamine C, du glucose et du fructose, dispersées et noyées dans l'eau. Glucose, fructose et vitamine C jouent dans ce cas le rôle de **solutés** et l'eau sert de **solvant**.

Quand, comme ici, c'est l'eau qui joue le rôle du **solvant** dans une **solution**, on dit que c'est une **solution aqueuse**.



Mais elles sont comment, ces particules microscopiques ?

Elles sont très différentes les unes des autres. Chaque espèce chimique a les siennes. Mais on peut quand même les classer en trois grandes catégories. Pour les trier, on va leur faire subir une épreuve : on va les torturer un peu avec une **tension électrique** et observer la façon dont chacune réagit.



Voici donc un **générateur** de tension électrique, avec ses deux bornes. Chacune est reliée à une tige (une **électrode**), qui trempe dans la boisson énergisante. L'électrode reliée à la borne + s'appelle l'**anode**. Côté -, nous avons la **cathode**.

Certaines particules microscopiques sont attirées par l'**anode** et vont migrer lentement vers elle. Ce sont des **anions** (A, sur le schéma). D'autres sont attirées par la cathode : les **cations** (C). La troisième catégorie est celle des particules nullement impressionnées par la tension électrique, qui ne sont attirées ni d'un côté, ni de l'autre. On les appelle des **molécules** (M).



Trois réactions différentes, d'accord, mais pourquoi ? Qu'est-ce qui fascine tant les **anions**, par exemple, du côté de l'**anode** ?

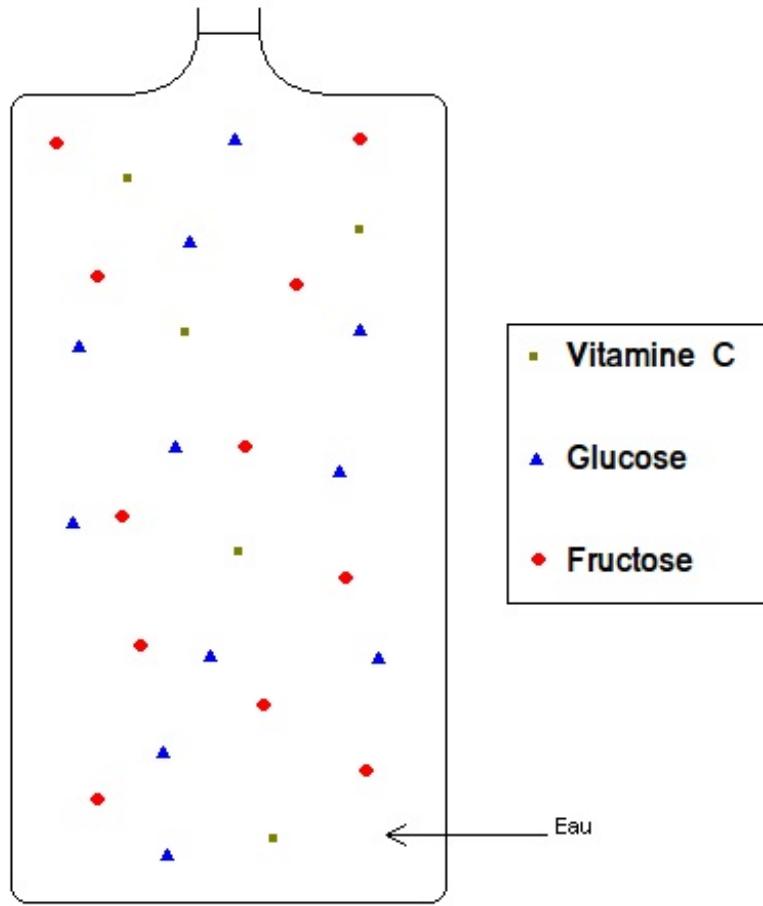
Tout ça, en fait, c'est une histoire de **charges électriques**. Il en existe deux sortes : les **charges +** et les **charges -**. Et quand deux charges de même signe s'approchent l'une de l'autre, elles n'apprécient pas *du tout* 😠 et se repoussent aussitôt. Par contre, deux charges de signes opposés ressentiront l'une pour l'autre une attraction irrésistible. 😊 Or, l'**anode** est reliée à la borne + du générateur, donc elle est chargée **positivement**. Si les **anions** se dirigent vers elle, cela ne peut vouloir dire qu'une seule chose : ils portent des charges électriques **négatives**.

De même, les **cations** portent des charges électriques **positives** et sont donc attirés par la **cathode (négative)**. Les **ions** (cations et anions) ont en commun cette sensibilité aux tensions électriques en raison des charges qu'ils portent. Les **molécules**, par contre, sont **électriquement neutres**.

Une boisson énergisante contient à la fois des **anions**, des **cations** et des **molécules**.

## B - La concentration massique

Observez à nouveau ce schéma :



Vous pouvez remarquer que, pour un même volume, il y a moins de vitamine C que de glucose ou de fructose. Ces deux glucides sont plus **concentrés** que la vitamine C.

La **concentration massique** d'un **soluté** est une **grandeur physique**, tout comme la masse, la longueur, le volume, etc. Elle indique la **masse de soluté** présente dans **un litre de solution**. Pour la déterminer, il faut diviser la masse du soluté par le volume de la solution.

Le moment est donc venu de découvrir notre première... **formule mathématique**. 😊 Ah, les formules... On aimerait bien les éviter, en général, et explorer le monde sans avoir à s'embêter 😐 avec des maths. Mais on s'aperçoit qu'elles deviennent vite indispensables. Le mieux est donc de les apprivoiser dès maintenant. Rassurez-vous : elles ne mordent pas. 😊

Pour la concentration massique, cela donne :

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

- **m** : masse de soluté, exprimée en grammes (g)
- **V** : volume de la solution, exprimé en litres (L)
- **Cm** : concentration massique (on peut aussi la noter **t**)

Parfois, on peut aussi regarder tout simplement l'étiquette de la boisson.

Ingrédients : eau, sucre, sirop de glucose-fructose, acidifiant : acide citrique, extrait de thé (1,4 g/L), jus de pêche à base de concentré déshydraté (0,1%), arôme, antioxygène : acide ascorbique.

Valeurs nutritionnelles moyennes par 100 mL :		
Energie	30 kcal / 126 kJ	Lipides 0 g
Protéines	0 g	-dont acides gras saturés 0 g
Glucides	7,4 g	Fibre alimentaire 0 g
- dont sucres	7,4 g	Sodium 0,02 g

Ici, on peut lire : extrait de thé (1,4 g/L). Il y a donc 1,4 grammes d'extrait de thé dans un litre de solution.

La plupart des **grandeur physiques** ont une unité. Pour une **distance**, par exemple, c'est le **mètre** (symbole **m**). Pour la concentration massique, vous voyez qu'on utilise le **gramme par litre**.



L'unité d'une grandeur physique est **TRES** importante. Encore plus que la valeur numérique. De nombreux professeurs n'hésiteront pas à vous mettre 0 à une question si vous oubliez l'unité, 😞 même si votre valeur numérique est correcte.

Mais il y a un problème sur cette étiquette. Le **gramme par litre** y est symbolisé par **g/L**.



Il est où, le problème ? C'est pas comme ça qu'il faut écrire ?

Vous avez, c'est vrai, l'habitude de voir ce genre de notation dans la vie courante. Et c'est certainement d'elle que vous vous serviez au collège. Mais les scientifiques en utilisent une autre, qui s'avère plus pratique quand les calculs deviennent compliqués. 😊



Notation : le symbole du **gramme par litre** est  **$g \cdot L^{-1}$** . C'est cette notation que vous devez employer au lycée.

Etrange, n'est-ce pas ? 😊

D'abord, il y a ce symbole **·**, que vous ne connaissez pas. Il représente la multiplication.



Mais le symbole de la multiplication, ce n'est pas **×** ????? 😊

Surtout pas ! Jusqu'à maintenant, pour multiplier 25 par 3, vous pouviez vous permettre d'écrire des **×**. Mais c'est fini ! Dès qu'on commence à faire des calculs plus sophistiqués, des inconnues **x** apparaissent bien souvent. Et **×** ressemble beaucoup trop à **x**.

Donc, c'est comme ça, la multiplication, désormais, c'est  $\cdot$ , et puis c'est tout ! 😊



Peut-être, mais dans la formule, il n'y a pas de multiplication. Ne faut-il pas plutôt *diviser* la masse par le volume ?

Exactement ! Et c'est bien pour ça qu'on n'écrit pas  $g \cdot L$  mais  $g \cdot L^{-1}$ . Ne cherchez pas trop, pour l'instant, à savoir pourquoi on a choisi de représenter la division de cette façon. Retenez juste que  $g \cdot L^{-1}$  se prononce "**grammes par litre**" et signifie qu'on **divise** une masse en grammes par un volume en litres.



J'aimerais bien savoir, quand même. Pourquoi représenter la division comme ça ?

Je vous reconnais bien là, petit curieux 😊 OK, vous avez l'esprit scientifique : vous voulez connaître le pourquoi du comment. Je vais vous répondre. Mais d'abord, il faut que je vous parle un peu des **puissances de 10**.

Comme vous le savez sans doute :

- $10^3 = 10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000$
- $10^2 = 10 \cdot 10 = 100$
- $10^1 = 10 = 10$

Figurez-vous qu'on peut continuer comme ça :

- $10^0 = 1$
- $10^{-1} = 0,1$
- $10^{-2} = 0,01$
- $10^{-3} = 0,001$

A présent, si je multiplie un nombre par  $10^{-1}$ , donc par 0,1, cela revient bien à le **diviser** par 10. Pour le gramme par litre, c'est pareil : multiplier  $g$  par  $L^{-1}$ , cela revient à **diviser**  $g$  par  $L$ .

Bien, votre curiosité est satisfaite. Je reprends :

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

- **m** : masse de soluté, exprimée en grammes (g)
- **V** : volume de la solution, exprimé en litres (L)
- **Cm** : concentration massique, exprimée en grammes par litre ( $g \cdot L^{-1}$ )



Quand on apprend une formule comme celle-ci, il faut toujours apprendre les unités qui vont avec. Retenez aussi que la masse est celle du soluté, pas celle de la solution.

Prenons un exemple :

On dissout 5,0 mg de glucose dans de l'eau. La solution obtenue a un volume de 20 dL. Quelle est la concentration massique du glucose ?



5,0 ??? Pourquoi pas 5, tout simplement ?

C'est quelque chose de **TRES IMPORTANT** en Physique-Chimie : la **précision** des **mesures**. En Mathématiques, un 5 ne correspond à rien de réel. Du coup, on peut bien écrire 5,0 ou 5,00, c'est exactement la même chose. Mais là, je suis en train de vous parler d'une masse de glucose, du vrai glucose bien réel. Quand on écrit **m = 5 g**, la vraie masse n'est peut-être pas exactement de 5 g. C'est peut-être un arrondi. La vraie masse vaut peut-être 4,8 g ou 5,3 g.

Maintenant, si j'écris  $m = 5,0 \text{ g}$ . La vraie masse vaut peut-être 4,99 g ou 5,02 g mais certainement pas 4,8 g ou 5,3 g. C'est plus précis. Et si j'écrivais  $m = 5,00 \text{ g}$ , ce serait encore plus précis.

Je recommence : On dissout 5,0 mg de glucose dans de l'eau. La solution obtenue a un volume de 20 dL. Quelle est la concentration massique du glucose ?



Ah mais non, ça ne va pas là, on vient de dire que la masse devait être en grammes et le volume en litres. Comment faire ?

C'est bien ça le problème : les données d'un énoncé ne sont pas forcément exprimées dans la même unité que celles de la formule. Il est donc *indispensable* de retenir celles de la formule. Maintenant, pour pouvoir faire le calcul, il faut convertir les données de l'énoncé.

La masse, 5,0 mg, doit être convertie en grammes. Il y a 1000 mg dans 1 g donc  $m = 0,0050 \text{ g}$ . Il y a beaucoup de zéros, n'est-ce pas ? Normal, c'est le **Site du Zéro**. 😊 Mais on n'a pas envie de s'encombrer avec, donc on va faire appel aux **puissances de 10**.

Comme je vous le disais plus haut :  $10^{-3} = 0,001$ . Donc  $m = 0,0050 \text{ g} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

Passons au volume :  $V = 20 \text{ dL} = 2,0 \text{ L}$ .

Maintenant que chaque grandeur est exprimée avec la bonne unité, on peut appliquer la formule :

$$Cm = \frac{m}{V} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{2,0} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Vous avez compris ? 😊

C'est ce qu'on va voir ! 🧑‍💻 Regardez l'étiquette de toute à l'heure et calculez-moi la concentration massique du sodium dans cette boisson.

#### Secret (cliquez pour afficher)

Masse du soluté (le sodium) :  $m = 0,02 \text{ g} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

Volume de la solution :  $V = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L} = 1 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

$$Cm = \frac{m}{V} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{1 \cdot 10^{-1}} = 2 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

## C - Préparer une boisson sucrée

Les boissons énergisantes peuvent coûter assez cher. Elles ne sont pourtant pas si difficiles à préparer. Les deux principaux ingrédients, vous l'avez compris, sont l'eau et le sucre. Je vous propose donc de réaliser, avec le matériel du chimiste, une boisson sucrée.



Le nom scientifique du sucre est le **saccharose**.



**Nous voulons préparer :** 50 mL de solution aqueuse de saccharose, avec une concentration massique de  $30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

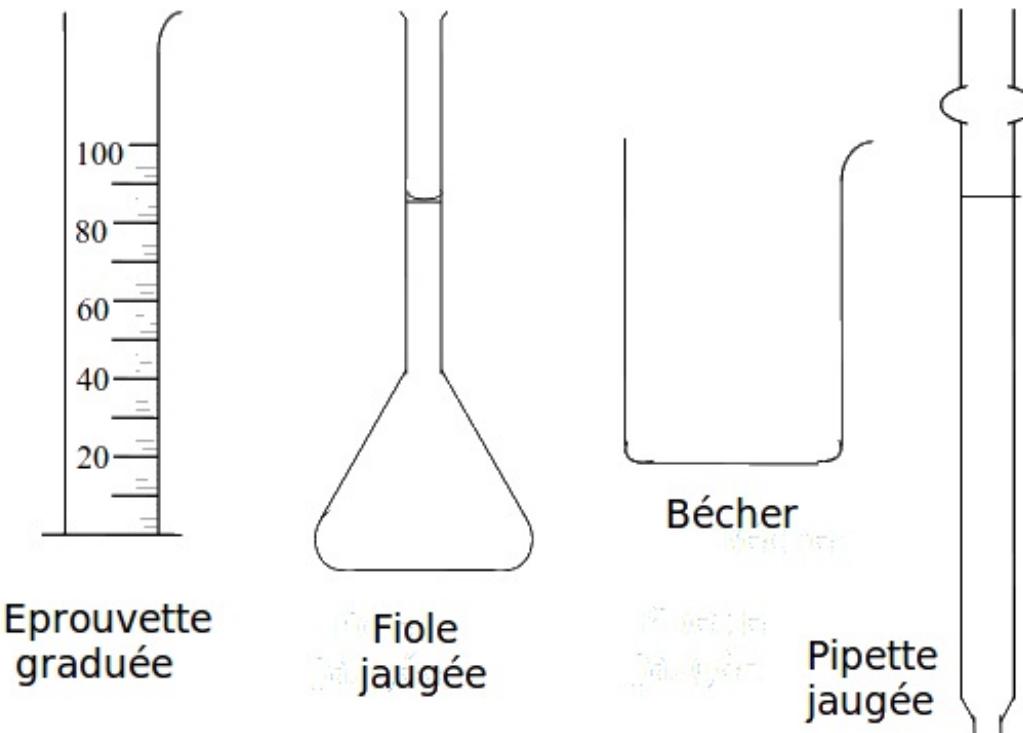
Autrement dit, nous voulons un mélange d'eau et de sucre, dont le volume total soit de 50 mL, et qui contienne juste assez de sucre pour avoir une concentration massique de  $30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$



Qu'est-ce que ça change, que la concentration massique vale  $30 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  ou autre chose ?

Déjà, ça change le goût. Plus la concentration massique est grande, plus la boisson a un goût sucré. Et dans le cas d'une boisson énergisante, nous voulons une boisson assez concentrée pour apporter de l'énergie mais pas trop quand même pour des raisons diététiques évidentes.

Voyons un peu ce que nous avons sous la main pour préparer cette boisson. Il s'agit du matériel classique que l'on trouve dans tous les laboratoires de Chimie :



- Du saccharose en poudre.
- Une pissette d'**eau distillée**.
- Une éprouvette graduée de **100 mL**.
- Un bêcher gradué de **100 mL**.
- Une fiole jaugée de **50,0 mL**.
- Une pipette jaugée de **5,0 mL**.
- Une spatule.
- Une capsule en plastique
- Un entonnoir.
- Une balance.



**L'eau distillée** est une eau qu'on peut considérer comme **pure** : qui ne contient que des molécules d'eau.



Tout ce matériel doit bien sûr être soigneusement lavé avant et après utilisation. Vous n'avez pas idée du nombre d'espèces chimiques en tous genres que ces récipients voient passer chaque semaine. Lavez-vous les mains par la même occasion. Et naturellement, ne manipulez jamais d'espèces chimiques sans une blouse en coton fermée.

Pour mesurer le volume total de **50 mL**, il y a donc plusieurs candidats : l'éprouvette, le bêcher, la fiole jaugée et la pipette jaugée. Mais les graduations d'un **bêcher**, sachez-le, sont toujours très approximatives. Pas question de nous y fier pour des mesures de précision. Celles de l'**éprouvette** sont déjà un peu plus fiables mais pas tant que ça. En matière de précision, rien ne vaut le **matériel jaugé**.

La **fiole jaugée** n'est pas graduée. Elle ne comporte qu'une seule marque : un **trait de jauge**. Le volume de liquide qu'elle peut contenir, entre le fond et le trait de jauge, est très exactement égal à la valeur inscrite sur la fiole, avec une précision de l'ordre du centième de millilitre. Ici, c'est une fiole jaugée de **50,0 mL** (Oh ben, ça, ça tombe bien, alors... 😊) Il y a donc très exactement **50,0 mL** entre le fond de la fiole et le trait de jauge.

Bien, nous savons maintenant avec quoi obtenir le volume de **50 mL**. Mais comment mesurer une concentration massique de **30 g · L<sup>-1</sup>**? Nous n'avons pas d'appareil permettant de faire ça. Par contre, nous avons une balance, pour peser le sucre. Mais quelle masse de sucre en poudre faut-il peser pour préparer **50 mL** de solution aqueuse de saccharose à **30 g · L<sup>-1</sup>**?

### Calcul de la masse de sucre

Nous allons ressortir notre formule préférée 😊 :

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

- **m** : masse de soluté, exprimée en grammes (g)
- **V** : volume de la solution, exprimé en litres (L)
- **Cm** : concentration massique (on peut aussi la noter **t**)

Cette fois, nous connaissons la concentration massique **Cm** et le volume **V** de la solution. Par contre, on cherche **m**, la masse du soluté. Il faut donc faire un petit calcul.

**Mais attention !** C'est un calcul avec des **lettres** : un **calcul littéral**. Pas de chiffres dans ce calcul. Nous cherchons la formule qui permettra de calculer **m**, c'est à dire une formule du genre :

$$m = \text{quelquechose}$$

Or, nous savons que :

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

Le calcul va donc consister à multiplier les deux membres de l'équation par **V**, le volume de la solution :

$$m = Cm \cdot V$$

Et voilà ! Maintenant, nous connaissons **Cm**, nous connaissons **V** donc nous pouvons calculer **m**. Mais avant ça, je tiens d'abord à vous féliciter chaleureusement : vous venez de réussir votre premier **calcul littéral** ! Bravo ! 😊😊😊😊



Vous pouvez vraiment marquer le coup car, le **calcul littéral**, c'est souvent ce qu'il y a de plus important dans un exercice. Du moment que vous le réussissez, vous pouvez espérer avoir au moins la moitié des points, même si votre résultat numérique final est faux.

Une fois que vous avez fini de faire la fête, 😊 reprenez le calcul. Je vous rappelle que nous cherchons la masse de saccharose à peser pour préparer notre boisson. Maintenant que nous avons la formule littérale, occupons-nous des unités.

$$m = Cm \cdot V$$

**m** est la masse de soluté en grammes (g). **Cm** est la concentration massique en grammes par litre (**g · L<sup>-1</sup>**) et **V** est le volume en litres (L). Mais, vous l'avez compris, le volume est exprimé en millilitres dans l'énoncé, et il faut le convertir.

$$V = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

Voilà qui est fait. Nous avons maintenant les bonnes unités. L'heure d'appliquer la formule a donc sonné. 😁

$$m = Cm \cdot V = 30 \cdot 5,0 \cdot 10^{-2} = 1,5 \text{ g}$$

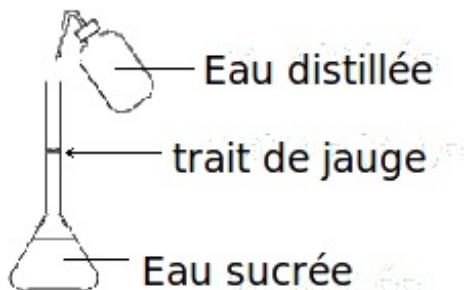
La masse **m** de saccharose à peser est donc : **1,5 g**.

### Dissolution

Armés  de cette information, dirigeons-nous vers la balance. Pas question de verser le sucre en poudre en vrac sur le plateau. Nous allons le transporter dans une capsule en plastique. Donc on commence par poser la capsule sur le plateau de la balance. Aussitôt, avant même qu'on commence à mettre du sucre dans la capsule, la balance indique déjà une masse supérieure à 1,5 g !  Eh oui : c'est celle de la capsule. Il ne faut pas la compter dans la masse de sucre. Heureusement, la plupart des balances électroniques qu'on trouve dans les laboratoires de Chimie disposent d'un bouton **TARE**. En appuyant sur ce bouton, la masse affichée redevient 0... alors que la capsule est toujours sur le plateau. On peut donc commencer à verser du sucre à l'aide d'une spatule, jusqu'à ce que la balance indique 1,5 g. C'est la masse de sucre présente dans la capsule.

Il faut maintenant mélanger ce sucre avec l'eau distillée. Nous savons déjà où réaliser ce mélange : dans la fiole jaugée. Mais faut-il verser d'abord l'eau ou le sucre ? 

Car, finalement, nous ne savons pas quel volume d'eau il faut verser dans la fiole. Le seul volume que nous connaissons, c'est celui de la solution finale. Impossible donc de commencer par l'eau. Il faut d'abord transférer le saccharose de la capsule dans la fiole. Pas besoin de l'entonnoir pour ça. Il risque même de nous gêner. La capsule est en plastique souple : on peut la plier et guider ainsi le sucre dans l'embouchure de la fiole. Une fois le sucre au fond, on peut commencer à verser de l'eau distillée avec la pissette.



Tandis que vous versez l'eau, le sucre commence à se **dissoudre**.

 Le sucre ne **fond** pas au contact de l'eau : il se **dissout**. Pour faire **fondre** du sucre, il faudrait le faire chauffer (sans eau, pour éviter la caramélation). Ne confondez pas la **dissolution** et la **fusion** : ce sont deux phénomènes très différents l'un de l'autre.

Jusqu'où faut-il verser de l'eau distillée ?

 Jusqu'au trait de jauge !

Ce serait tentant,  en effet. Le problème, c'est que quand le sucre se dissout, son volume augmente. Donc, si on verse tout de suite de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge alors que le sucre n'est pas encore complètement dissous, on va se retrouver avec un volume trop grand quand la **dissolution** sera finie. Et là, tout sera à recommencer ! 

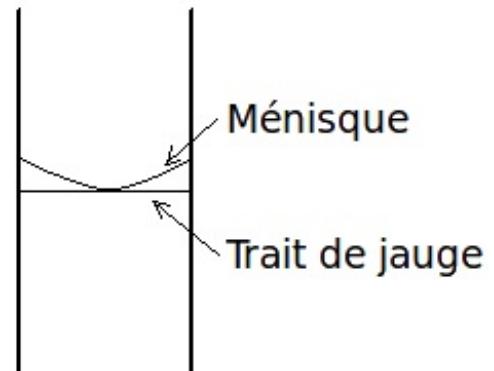
Agissons avec prudence.  Mettons d'abord juste assez d'eau pour dissoudre le sucre : la moitié (environ) de la fiole suffira. Ensuite, on bouche la fiole et on agite bien pour que le saccharose se **dissolve** entièrement. On peut alors déboucher la fiole et ajouter encore de l'eau distillée, jusqu'au trait de jauge cette fois-ci. Mais il y a encore un problème...





Le problème c'est que la surface du liquide dans le col de la fiole n'est pas horizontale. Comme les parois sont très rapprochées à cet endroit, le liquide adhère au verre et forme un petit arc de cercle qu'on appelle un **ménisque**. Or, le **trait de jauge**, lui, est droit. On considère donc que le niveau du liquide a atteint le trait de jauge quand le bas du ménisque est sur ce trait.

On peut agiter à nouveau la fiole (bouchée) pour que la concentration en saccharose soit bien la même partout dans la solution.



C'est prêt ! 😊

## D - Une solution moins concentrée

Supposons maintenant qu'on veuille préparer une deuxième boisson sucrée, mais **moins concentrée** que la première. Cette fois-ci, on veut  $Cm = 3,0 \text{ g} \cdot L^{-1}$ . Il faut donc **diviser** la concentration de la première solution par 10. Facile à dire. 😊 Mais, en pratique, comment faire ?

Il faut **diluer** la première solution. C'est à dire lui ajouter du **solvant**, pour augmenter son **volume** et donc réduire la **concentration massique en soluté**. Pour nous, le solvant, c'est l'eau. Et le soluté, c'est le sucre.

On appelle **solution mère**, 😊 celle qu'on veut diluer (la solution 1), afin d'obtenir une **solution fille** 😊 moins concentrée (la solution 2). Pour préparer 50 mL de solution fille, il faut prélever quelques millilitres de solution mère, les verser dans une autre fiole jaugée de 50,0 mL et compléter avec du solvant (de l'eau distillée) jusqu'au trait de jauge.

Oui, mais voilà : quel volume de solution mère allons-nous prélever ? C'est parti pour un petit calcul littéral.

- $m_1$  : masse de saccharose dans la solution mère
- $m_2$  : masse de saccharose dans la solution fille
- $V_1$  : volume de la solution mère
- $V_2$  : volume de la solution fille
- $C_{m1}$  : concentration massique du sucre dans la solution mère
- $C_{m2}$  : concentration massique du sucre dans la solution fille

Là-dedans, nous connaissons  $C_{m1} (30 \text{ g} \cdot L^{-1})$ ,  $C_{m2} (3,0 \text{ g} \cdot L^{-1})$  et  $V_2 (50 \text{ mL} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ L})$ . Nous cherchons  $V_1$ , le volume de solution mère qu'il faut diluer pour obtenir 50 mL de solution fille.

On sait aussi que les deux solutions (la mère et la fille) contiennent exactement la même masse de saccharose. En effet, pour passer de l'une à l'autre, on ajoute de l'eau mais pas de saccharose.

Donc

$$m_1 = m_2$$

Or, je vous rappelle que, tout à l'heure, nous avons découvert que

$$m = Cm \cdot V$$

Par conséquent

$$m_1 = C_{m1} \cdot V_1$$

$$m_2 = C_{m2} \cdot V_2$$

Et puisque ces deux masses sont les mêmes, cela ne peut vouloir dire qu'une chose :

$$C_{m1} \cdot V_1 = C_{m2} \cdot V_2$$

Nous cherchons  $V_1$ . La prochaine étape consiste donc à diviser des deux côtés par  $C_{m1}$  :

$$V1 = \frac{Cm2}{Cm1} \cdot V2$$

Et alors ? C'est-y pas super le calcul littéral ? 😊 Même pas besoin de nombres !

Maintenant, on peut remplacer Cm1, Cm2 et V2 par leurs valeurs :

$$V1 = \frac{Cm2}{Cm1} \cdot V2 = \frac{3,0}{30} \cdot 5,0 \cdot 10^{-2} = 5,0 \cdot 10^{-3} L = 5,0 \text{ mL}$$

### Dilution

**5,0 mL** ! C'est le volume de solution mère qu'il nous faut. Et pour le prélever, nous avons justement une **pipette jaugée** de 5,0 mL. (C'est fou ce que le monde est bien fait. 😊) Une **pipette**, c'est un tube en verre très fin à l'intérieur duquel on peut aspirer des liquides. Le principe est un peu le même que celui d'une paille mais avec une **énorme** différence : on ne pipette **JAMAIS** avec la bouche ! Imaginez un peu toutes les substances chimiques que vous risqueriez d'avaler. Bon d'accord, là, c'est de l'eau sucrée. Mais prenons quand même de bonnes habitudes. Pour aspirer un liquide dans une **pipette**, on ne produit pas une dépression avec la bouche mais avec une **propipette** : un ustensile qu'on fixe à l'extrémité de la **pipette**.

Comme la fiole précédente, cette pipette est **jaugée** : elle comporte un ou deux **traits de jauge** et il y a précisément 5,0 mL entre les deux traits de jauge ou entre le trait de jauge unique et l'extrémité de la pipette. Elle va nous servir à prélever 5,0 mL de la solution 1. Seulement, cette solution 1 se trouve encore dans sa fiole jaugée. Et on ne plonge pas une pipette dans une fiole : ça ne se fait pas.

Il faut donc commencer par verser environ 10 mL de la **solution 1** dans un **bécher** (cette fois, les graduations approximatives du bécher peuvent nous aider vaguement) puis saisir la pipette jaugée et sa propipette et prélever 5,0 mL dans ce bécher. On les verse alors dans une autre fiole jaugée de 50 mL, on ajoute de l'eau distillée jusqu'aux 2/3 de la fiole, on agite, puis on verse encore de l'eau distillée jusqu'à ce que le bas du ménisque atteigne le trait de jauge et on agite à nouveau.

Voilà, j'ai un peu accéléré sur la fin mais vous avez compris le principe. Ces deux techniques, la **dissolution** et la **dilution**, sont fondamentales : vous vous en servirez souvent au lycée, et encore par la suite si vous entreprenez des études scientifiques. 😊 Votre voyage au coeur de la matière a commencé. 😊 Vous savez maintenant ce que vous buvez et comment préparer ce genre de boissons. Démarrer était le plus difficile et ce long chapitre comporte beaucoup de notions à assimiler. N'hésitez pas à le relire une ou deux fois à tête reposée et prenez bien votre temps. 😊 Nous nous servirons de ces bases tout au long des autres chapitres.

Propipette



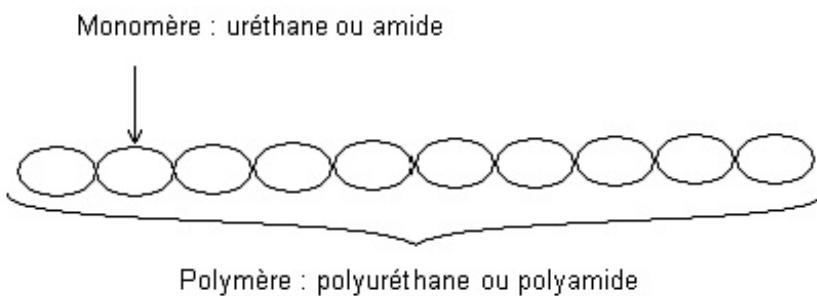
## Equipment sportif et matériaux

Depuis quelques années, chaque compétition de natation est l'occasion d'une controverse sur les fameuses **combinaisons en polyuréthane**. On ne sait jamais s'il faut les autoriser ou non. Du coup, elles sont interdites pour certaines compétitions mais pas pour d'autres.

### A - Les polyuréthanes

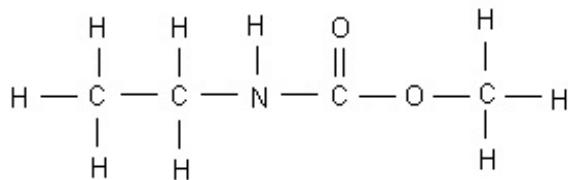
Les **polyuréthanes** sont de très grosses **molécules** qui repoussent l'eau. On dit qu'elles sont **hydrophobes**. Du coup, en repoussant l'eau, elles améliorent la flottabilité du nageur (ou de la nageuse) qui porte la combinaison et c'est pourquoi elles sont accusées de lui fournir un avantage.

Si les molécules de **polyuréthane** sont aussi grosses, c'est parce qu'elles résultent de l'assemblage, bout à bout, de plusieurs milliers de molécules plus petites : les **uréthanes**. On dit que les molécules d'uréthane sont des **monomères** et que la grosse molécule de **polyuréthane** est un **polymère**.



Dans le matériel sportif, on trouve de nombreux **polymères**. Et pas seulement les **polyuréthanes**. Par exemple, les combinaisons de natation classiques contiennent des **polyamides** (dont les **monomères** sont des **amides**). Et vous connaissez bien sûr le **polystyrène**, beaucoup moins dangereux que son monomère cancérogène : le **styrène**.

Regardons-les de plus près, ces **monomères**. Voici un exemple de molécule d'uréthane :



Des lettres ? C'est à ça que ressemble une molécule ?

Mais non ! Ceci est un schéma, bien sûr. Une **molécule**, c'est une **particule microscopique**. Toute matière, vous vous en souvenez, est toujours composée de **molécules** et/ou d'**ions**. Mais les molécules sont elles-mêmes des assemblages de particules encore plus petites qu'on appelle des **atomes**.

Et, autant il existe des millions de sortes de **molécules** différentes (autant que d'espèces chimiques), autant il n'y a dans la nature qu'une centaine de types d'**atomes** différents. On appelle ces types d'atomes des **éléments**.

Sur le schéma ci-dessus, chaque lettre représente un atome, et les traits indiquent de quelle manière ces atomes sont reliés les uns aux autres. 4 lettres différentes apparaissent ici, ce qui correspond à 4 éléments : l'**hydrogène** (H), le **carbone** (C), l'**oxygène** (O) et l'**azote** (N).



Il existe beaucoup d'autres éléments que ces 4 là (une centaine, je vous dis). C'est **Aristote** qui croyait qu'il n'y avait que 4 éléments dans l'Univers : l'eau, le feu, la terre et l'air.

Donc, sur le schéma, chaque lettre H représente un atome d'**hydrogène**, chaque lettre C un atome de **carbone**, chaque lettre O représente un atome d'**oxygène** et le N est un atome d'**azote**.



Pourquoi symboliser l'azote par un N ?

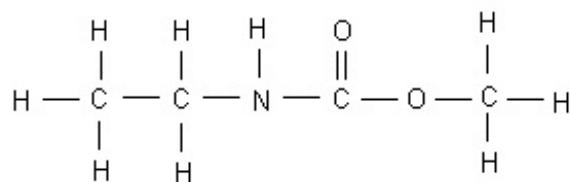
En Anglais, *azote* se dit *nitrogen*, avec un N. Et *fer* se dit *iron*. Je peux vous dire que les jeunes anglophones sont souvent très surpris quand leur *teacher* leur apprend que le symbole de l'élément *iron* est Fe.

Voilà pour les lettres. Et les traits, je vous l'ai dit, représentent les **liaisons** entre les différents **atomes**. Il faut bien qu'ils s'accrochent tous pour former une **molécule**.



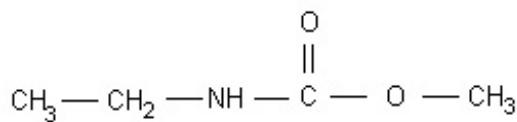
A un endroit, il y a deux traits entre un C et un O. Qu'est-ce que ça veut dire ?

C'est une liaison plus solide que les autres. On l'appelle **double-liaison** et on la représente par deux traits.



Ce type de schéma, vous le voyez, montre toutes les liaisons entre les atomes. C'est ce qu'on appelle une **formule développée**. C'est une façon assez pratique de représenter une molécule à condition que celle-ci ne soit pas trop grosse. Mais c'est loin d'être la seule représentation possible pour notre molécule d'uréthane.

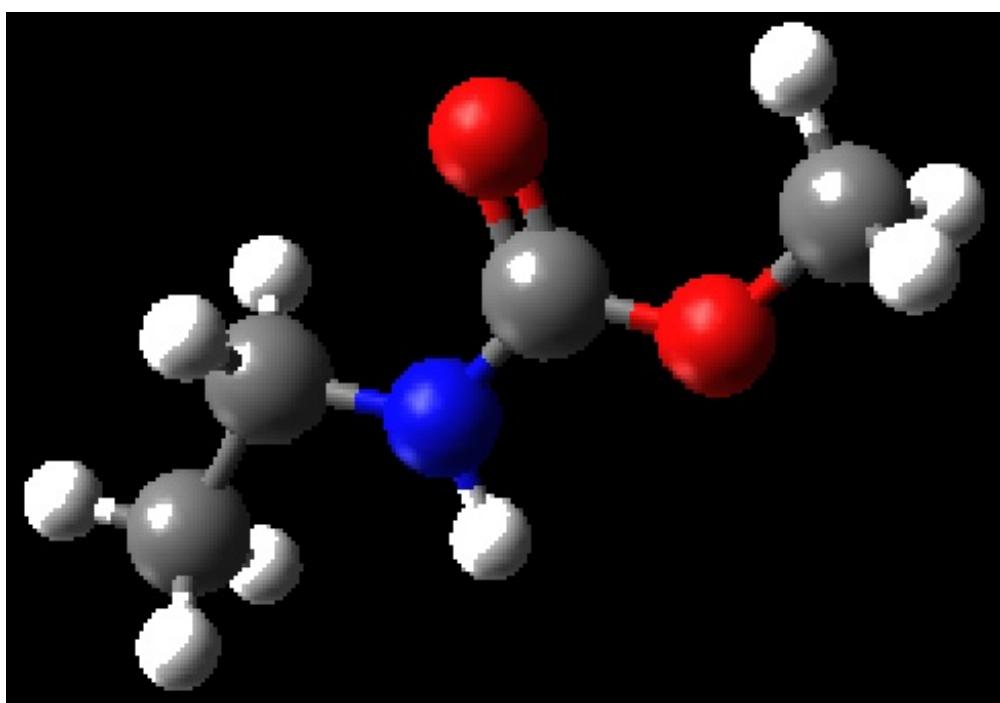
En voici 3 autres :



La **formule semi-développée**. On n'indique plus les liaisons entre les atomes d'hydrogène et les autres. Par contre, on indique toujours les autres liaisons. Du coup, les hydrogènes se trouvent rassemblés par petits groupes et on écrit à chaque fois un petit nombre en bas à droite pour indiquer combien il y en a.



La **formule brute**. Plus aucune liaison n'est représentée. On indique juste les éléments présents dans la molécule et le nombre d'atomes pour chacun.



Le **modèle moléculaire** en trois dimensions. Chaque atome y est figuré par une sphère colorée. Habituellement, on représente les atomes de carbone en noir ou en gris, les atomes d'hydrogène en blanc, les atomes d'oxygène en rouge et les atomes d'azote en bleu.

Pour vous entraîner à représenter des modèles moléculaires sur votre ordinateur, servez-vous du logiciel libre **Avogadro**.

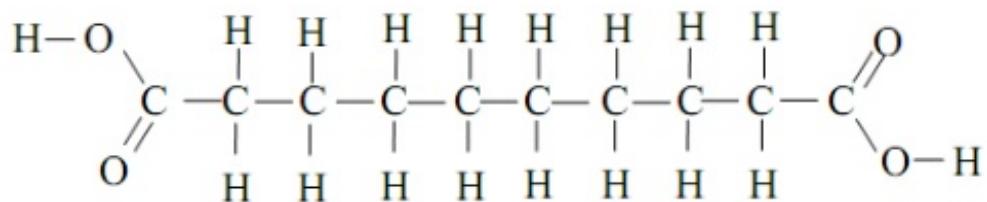
- Pour l'installer sous Windows ou Mac OS X, c'est [ici](#) que ça se passe.
- Pour l'installer sous [FreeBSD](#), tapez dans une console `pkg_add -r avogadro` ou `cd /usr/ports/science/avogadro && make install clean`.
- Pour l'installer sous Linux, regardez dans vos dépôts.

Si vous avez un bureau **KDE** sur votre ordinateur, vous pouvez aussi utiliser le logiciel **Kalzium**.

## B - Synthèse du nylon

En général, les **polymères** employés dans l'équipement sportif ne proviennent pas de la nature. Ils sont **synthétisés** en laboratoire et entrent donc dans la catégorie des matières **synthétiques**. Remarquez qu'on peut tout à fait synthétiser en laboratoire une **espèce chimique** qui existe déjà dans la nature. Mais dans le cas du **nylon**, par exemple, c'est une espèce entièrement nouvelle. Elle n'est donc pas seulement **synthétique** mais carrément **artificielle**.

On peut fabriquer du **nylon** en réalisant en laboratoire une **réaction chimique** entre deux espèces aux noms barbares : l'**acide décanedioïque** et le **1,6-diaminohexane**. Voyons d'abord le premier :



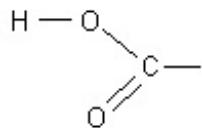
Là, vous voyez que la **formule développée** est un peu longue. Si vous deviez l'écrire, vous choisiriez plutôt la **formule semi-développée**, voire même carrément la formule brute : **C<sub>10</sub>H<sub>18</sub>O<sub>4</sub>**.

D'ailleurs, si vous regardez bien cette formule brute, vous voyez qu'il y a 10 atomes de carbone, ce qui explique le préfixe **déca** dans **acide décanedioïque**.



Et le **dioïque**, il veut dire quoi ?

Regardez bien les deux extrémités de cette molécule. A chaque fois, nous rencontrons un **groupe caractéristique** :



Cette suite d'atomes, on la retrouve très souvent dans les acides. Tellement souvent qu'on lui a donné un nom : c'est la **fonction acide carboxylique** (on parle aussi de **groupement carboxyle**). Lorsqu'une molécule comporte cette fonction, il y a de grandes chances que son nom finisse par le suffixe **oïque**. Mais là, ce **groupe caractéristique** apparaît deux fois. C'est donc un acide **dioïque**. Et comme il y a 10 atomes de carbone, c'est l'**acide décanedioïque**.

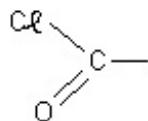
Il est possible de fabriquer du nylon à partir de l'**acide décanedioïque** mais, la plupart du temps, on utilise plutôt une variante : le **dichlorure de sébacyle**.



Oh la la ! 😱 Mais comment vais-je faire pour retenir des noms pareils ?

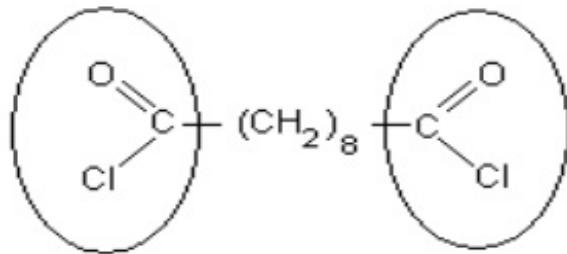
Je vous arrête tout de suite. Ne cherchez pas à retenir ces noms. 😊 Notre objectif, pour l'instant, c'est de nous familiariser avec les **formules chimiques** (qu'elles soient brutes, développées ou semi-développées) et d'apprendre à repérer des **groupes caractéristiques**.

Tenez, en voici un autre, la fonction **chlorure d'acyle** :



**Cl** est le symbole de l'élément **chlore**. Il y a donc un atome de **chlore** dans ce **groupe caractéristique**.

Prenez une molécule d'**acide décanedioïque**, retirez les deux fonctions **acide carboxylique** et remplacez-les par des fonctions **chlorure d'acyle**. Vous obtiendrez... le **dichlorure de sebacyle** !



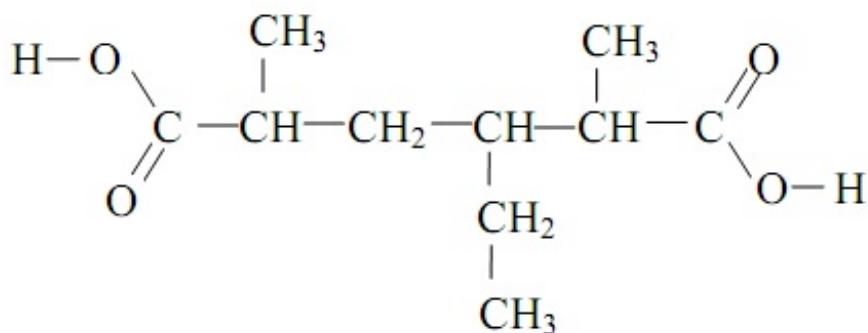
Sur cette **formule semi-développée**, j'ai entouré les deux **fonctions chlorure d'acyle**, aux extrémités de la molécule. Le **-(CH<sub>2</sub>)<sub>8</sub>-** signifie qu'il y a 8 groupements **CH<sub>2</sub>** attachés les uns aux autres.



D'accord. Donc, ce sont les **groupes caractéristiques** que je dois apprendre par coeur. C'est bien ça ?

Même pas ! Pas en Seconde, en tout cas. Le genre d'exercice auquel vous risquez d'être confrontés, c'est plutôt : on vous montre un groupe caractéristique puis la formule d'une molécule et on vous demande de trouver (et d'entourer) le groupe caractéristique dans la formule chimique. Vous voyez que ce n'est pas bien méchant. 😊

Par exemple, sur la formule semi-développée de l'**acide 3-éthyl-2,5-diméthyl-hexanedioïque**, il y a encore deux **groupements carboxyles**. Où sont-ils ?



Vous les avez repérées ? Bravo. 😊 C'est ça qu'on attend de vous.

Maintenant, dites-moi... Quelle est la formule brute de l'**acide 3-éthyl-2,5-diméthyl-hexanedioïque** ?

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

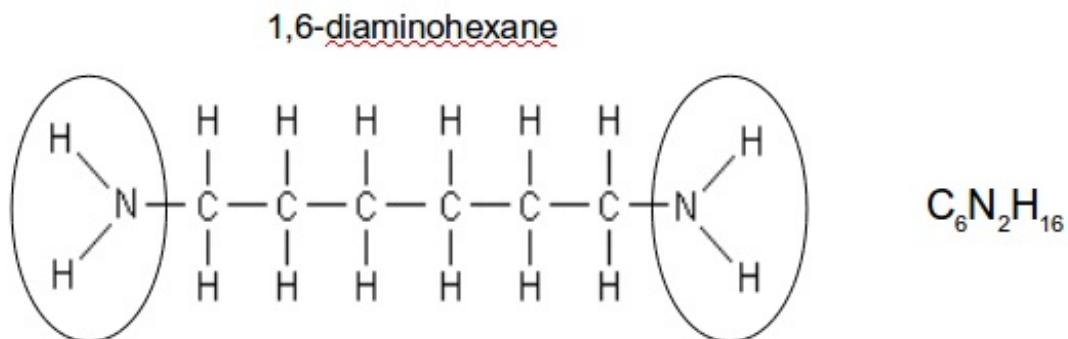
$C_{10}H_{18}O_4$



Hé ! 😊 Mais c'est exactement la même que celle de l'**acide décanedioïque** ! C'est la même molécule, en fait ?

L'**acide décanedioïque** et l'**acide 3-éthyl-2,5-diméthyl-hexanedioïque** ont effectivement la même **formule brute**. Ce sont des **isomères**. En clair, ces deux molécules sont composées exactement des mêmes **atomes**, mais disposés différemment. Si vous comparez leurs formules semi-développées, vous verrez que ces **atomes** ne sont pas reliés les uns aux autres de la même façon dans les deux cas. Ce sont donc, malgré tout, des molécules différentes, avec des propriétés différentes.

La preuve, c'est qu'on ne peut pas synthétiser de nylon à partir de l'**acide 3-éthyl-2,5-diméthyl-hexanedioïque** alors que c'est possible avec l'**acide décanedioïque**. Et si vous avez bien suivi ce chapitre, vous vous souvenez que, pour ça, il faut faire réagir l'**acide décanedioïque** avec du **1,6-diaminohexane** :

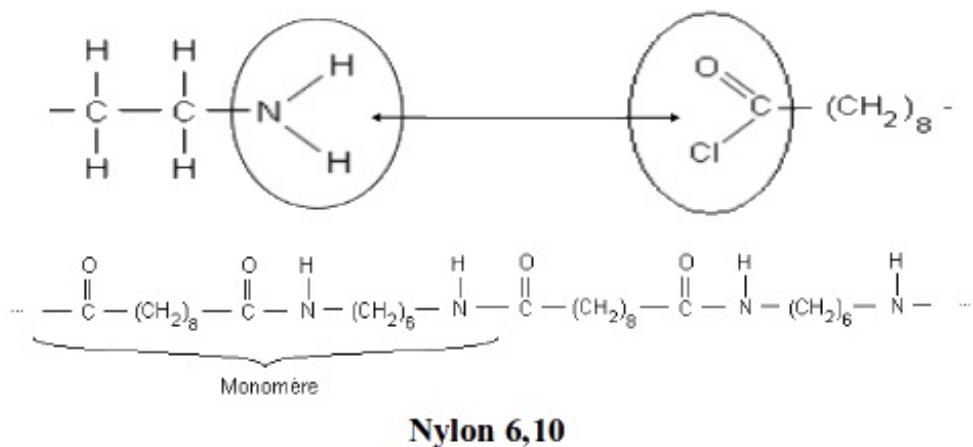


Hexa : 6 – Il y a 6 atomes de carbone (C).

C'est l'occasion de faire connaissance avec un autre **groupement caractéristique** : la fonction amine  $-\text{NH}_2$ .

Avant de passer à la réaction chimique, vous devez savoir qu'il existe plusieurs variétés de **nylon**. Je vous parle depuis le début du **nylon 6,10**, obtenu en faisant réagir le **1,6-diaminohexane** (6 atomes de carbone) avec l'**acide décanedioïque**, ou plutôt avec le **dichlorure de sebacyle** (10 atomes de carbone).

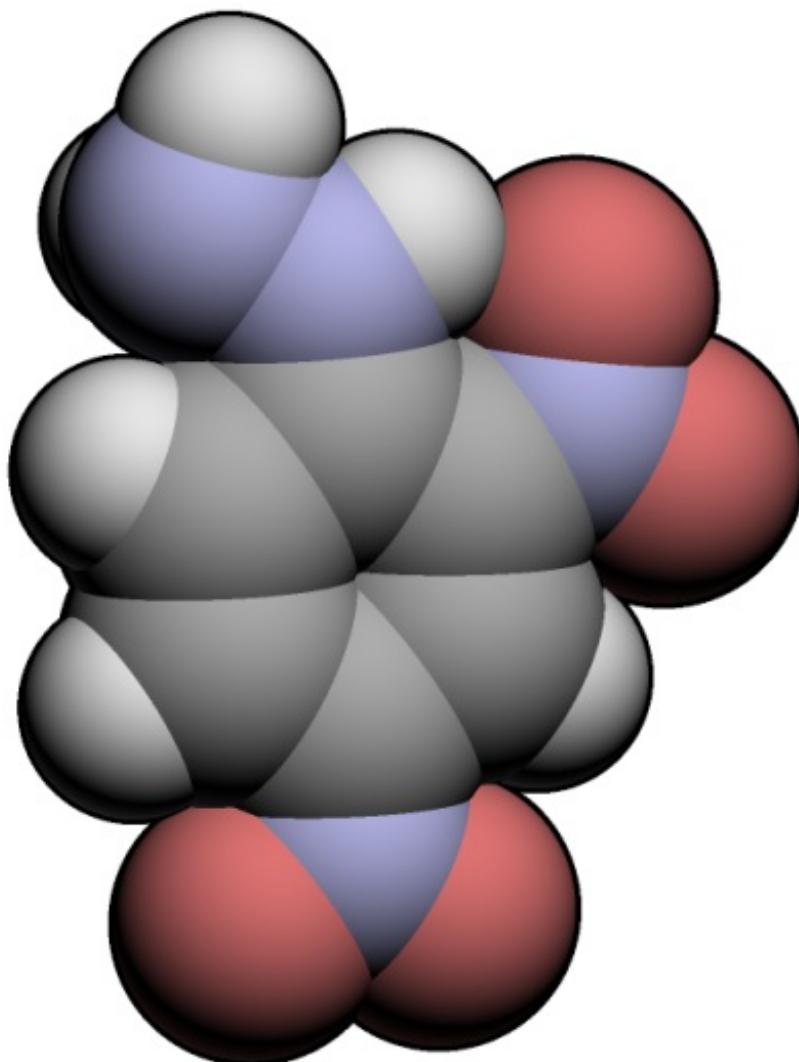
Plus précisément, ce sont les **groupements caractéristiques** qui réagissent entre eux : la fonction **amine** et la fonction **chlorure d'acyle**.



Comme, à chaque fois, il y a des **groupes caractéristiques** aux deux extrémités de chaque molécule, on peut enchaîner comme ça des centaines et des milliers de **monomères** en alternant les 1,6-diaminohexanes et les dichlorures de sebacyle. Le **nylon** est donc un **polymère**.

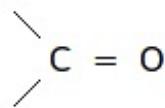
### C - Détection expérimentale d'un groupe caractéristique

Il n'est pas toujours nécessaire de connaître la formule chimique d'une molécule pour y repérer un **groupe caractéristique**. Face à une espèce chimique inconnue, une expérience suffit souvent. Permettez-moi, par exemple, de vous présenter la **2,4-dinitrophénylhydrazine**. Ses amis l'appellent **DNPH** :



*Modèle moléculaire compact de la DNPH*

La **DNPH** est un détective hors-pair, capable de débusquer n'importe où le **groupement carbonyle** :



Ces quatre **tubes à essai** contiennent quatre espèces chimiques inconnues. Il suffit de verser quelques gouttes de DNPH dans chaque tube. Aussitôt, un solide jaune-orangé de forme quelconque (un **précipité**) se forme dans le troisième tube, et pas dans les autres.

Cela nous indique que seul le troisième tube contient des molécules ayant, quelque part, un **groupement carbonyle** (à ne pas pas confondre avec le **groupement carboxyle**).

Vous aussi, exercez vous à repérer les groupements carbonyles : il y en a beaucoup dans les molécules de ce chapitre.

Beaucoup de formules qui font peur 😱 dans ce chapitre. Mais, pas de panique, 😊 il n'y a finalement pas tant de choses à retenir : les différents types de **formules chimiques**, les notions de **polymères** et d'**isomères**, et la technique pour repérer des **groupes caractéristiques**.

Tiens, ça me fait penser que j'ai oublié de vous parler d'un **groupement caractéristique** très courant : le groupement **hydroxyde** **-OH**, plus connu sous le nom de **fonction alcool**.

## L'effort physique

Lors d'un **effort physique**, nos muscles sont grandement sollicités. Il faut dire que le moindre de nos mouvements nécessite la contraction ou la détente d'un ou plusieurs muscles. En regardant de plus près, ce sont les cellules des fibres musculaires qui doivent se déplacer les unes par rapport aux autres. Lors d'une course à pied, par exemple, elles doivent faire de nombreux allers et retours le plus vite possible, ce qui consomme beaucoup d'**énergie**.

Ce sont donc les sucres et les graisses, vous l'avez compris, qui apportent de l'**énergie chimique** à notre corps. La **calorie** est d'ailleurs une unité d'énergie, même si ce n'est pas l'unité internationale. Il reste maintenant à transformer cette énergie chimique en énergie de mouvement. Et c'est une **réaction chimique** qui permet cette transformation : la **combustion** du glucose.

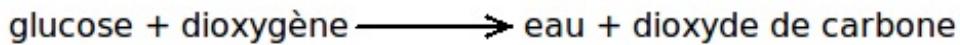
### A - La réaction chimique

La combustion du glucose est une **réaction** entre deux **espèces chimiques** : le glucose et le dioxygène. Le glucose provient de l'alimentation. Quant au **dioxygène**, eh bien, c'est ce gaz que nous respirons tous.

 Ce n'est pas plutôt de l'**oxygène** qu'on respire ?

Je ne peux pas vous en vouloir. 😕 Dans la vie de tous les jours, on entend sans cesse le mot **oxygène** pour désigner ce gaz. Mais, pour tous les scientifiques, son nom est **dioxygène**. L'**oxygène**, ce n'est pas un gaz, c'est un élément, comme on l'a vu au chapitre précédent.

Le glucose et le dioxygène se rencontrent donc dans notre corps. Et là, il se passe entre eux quelque chose d'absolument fascinant ! 😮 Ils disparaissent en donnant naissance à deux nouvelles espèces chimiques, qui n'étaient pas là auparavant : de l'eau et du dioxyde de carbone. C'est ça, une **réaction chimique** : des espèces chimiques qui disparaissent tandis que d'autres se forment. On peut la résumer avec une **équation de réaction** :



 C'est une équation, ça ? Où sont les chiffres, les x et le signe = ?

En effet, ce n'est pas une équation mathématique. C'est une **équation de réaction**, comme vous allez souvent en rencontrer en Chimie. Au centre, on trouve une flèche qui indique le sens de la réaction. À gauche, on indique les **réactifs** : les espèces qui se rencontrent et disparaissent (glucose et dioxygène). Et à droite, ce sont les **produits** : les espèces produites pendant la réaction (eau et dioxyde de carbone).

Le dioxyde de carbone produit est rapidement rejeté à l'extérieur du corps. Si notre respiration s'accélère pendant un effort physique, c'est parce qu'on doit inspirer beaucoup de dioxygène et expirer beaucoup de dioxyde de carbone. L'eau, par contre, reste dans notre corps.

 C'est tout ? Cette réaction ne sert qu'à produire de l'eau ?

Non. Il se passe autre chose pendant la combustion du glucose : la **température** augmente. D'ailleurs, si la température à l'intérieur de notre corps reste en permanence à 37°C (quand tout va bien 😕), c'est grâce à cette réaction et à quelques autres du même genre qui ont la particularité de dégager de la **chaleur**. On les appelle des **réactions exothermiques**.

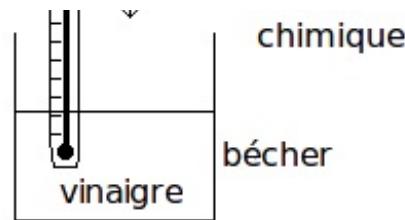
Il existe aussi des **réactions endothermiques**. Là, c'est le contraire : elles consomment de la chaleur et on tendance à faire baisser la température. Tiens, j'en connais une que vous pouvez réaliser chez vous. 😊 C'est une réaction entre l'**acide éthanoïque** et l'**hydrogénocarbonate de sodium**.

 hydrogé...quoi ? Je suis censé avoir tout ça chez moi ?

C'est probable, oui. L'acide éthanoïque est le principal ingrédient du vinaigre (après l'eau, bien sûr). Pour l'hydrogénocarbonate de sodium, vous en trouverez par exemple dans la levure chimique.



Servez-vous donc un verre de vinaigre et trempez-y un thermomètre. Notez la température précise puis versez de la levure chimique dans le vinaigre. Vous observerez alors une effervescence *PSHHIIIT* (dégagement de dioxyde de carbone). Ne vous attendez pas à ce que la température baisse beaucoup : il faudrait de grosses quantités pour ça. Mais, même si vous ne perdez qu'1°C, cela suffira à montrer que la réaction a absorbé de la chaleur.



Récapitulons : il y a des réactions **exothermiques** qui dégagent de la chaleur et des réactions **endothermiques** qui en consomment. On appelle **combustion** une réaction exothermique entre un combustible (ici : le glucose) et un comburant (ici : le dioxygène). La combustion du glucose transforme l'**énergie chimique** contenue dans le glucose en **chaleur**. Ensuite, dans les fibres musculaires, d'autres mécanismes transforment cette chaleur en énergie de mouvement. Vous comprenez, maintenant, pourquoi votre corps chauffe pendant un gros effort physique ?

## B - Les systèmes chimiques

Une réaction chimique ne modifie donc pas seulement la liste des espèces chimiques présentes. Elle peut aussi faire varier la température et la pression environnantes. Pour faire un vrai bilan, il faut donc décrire l'ensemble du **système chimique** qu'on manipule.

Décrire un **système chimique**, c'est donner toutes les informations suivantes :

- La liste des espèces chimiques présentes.
- La "quantité" de chacune.
- L'**état physique** de chacune.
- La température et la pression de l'ensemble.

Les grandeurs physiques dont nous disposons actuellement pour définir la "quantité" d'une espèce chimique sont la **masse**, le **volume** et/ou la **concentration massique**. Nous en verrons d'autres plus tard.

L'**état physique** peut être l'état **solide** (s), l'état **liquide** (l) ou l'état **gazeux** (g) mais aussi l'état **aqueux** (aq).



L'état aqueux ?

Oui, c'est l'état de ce qui est dissous dans l'eau, le soluté d'une solution aqueuse. Si je reprends l'exemple de l'eau sucrée, le sucre y est à l'état aqueux et l'eau à l'état liquide. L'eau, bien entendu, ne peut jamais être à l'état aqueux : elle ne va pas se dissoudre dans elle-même.

On peut indiquer l'état physique de chaque espèce chimique dans l'équation de réaction. Par exemple, pour la combustion du glucose, le dioxygène est gazeux, le glucose aqueux (dissous dans le sang ou dans le cytoplasme de nos cellules), le dioxyde de carbone gazeux et l'eau liquide.



Voyons tout de suite deux exemples de **systèmes chimiques**. On s'intéresse toujours à la combustion du glucose. Mais cette fois-ci, au lieu de se dérouler dans un corps humain, elle se produit dans l'environnement fermé et contrôlé d'un laboratoire.

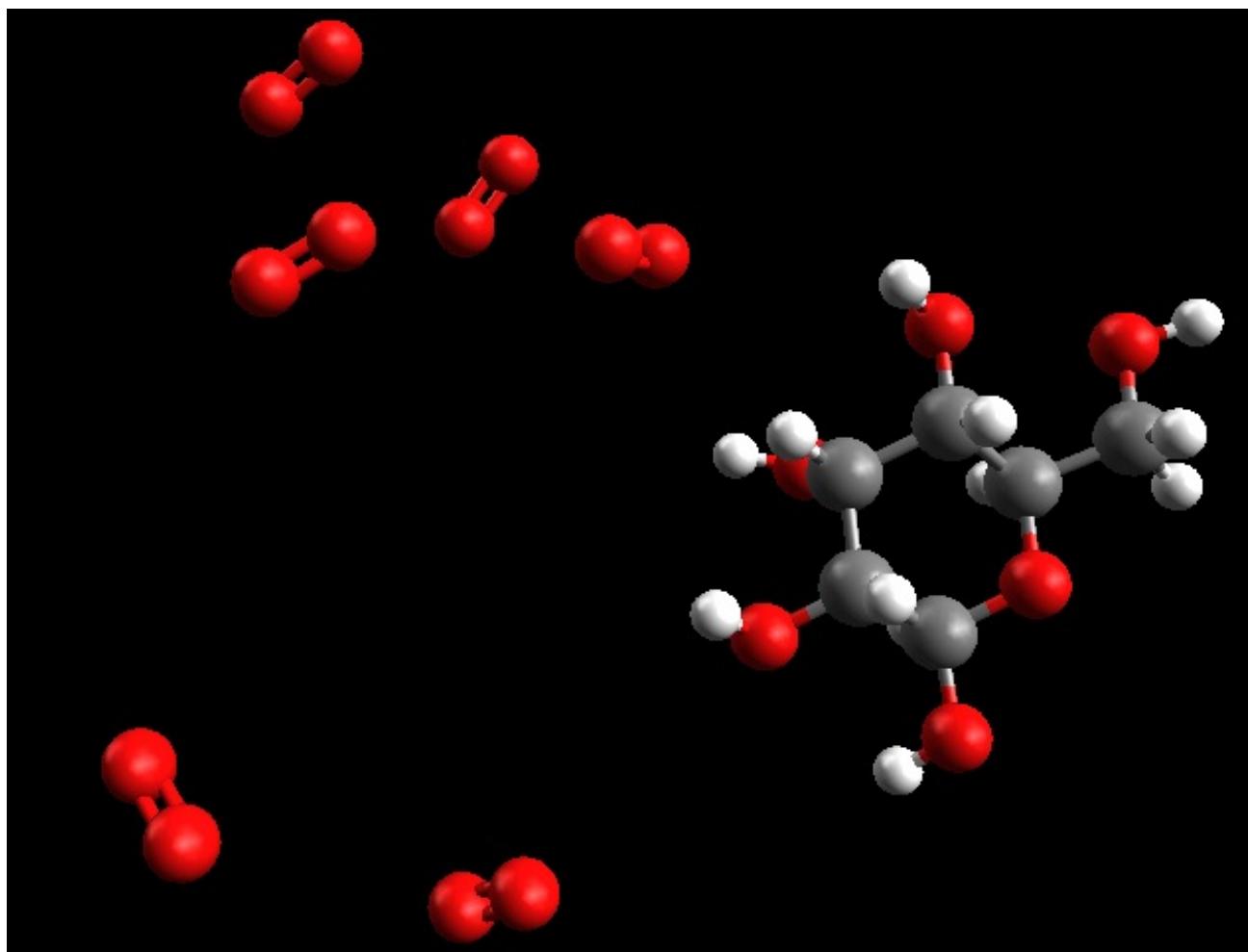
Avant la réaction, le système chimique peut être, par exemple, celui-ci : *200 g de glucose à l'état aqueux et 144 L de dioxygène à l'état gazeux. Le tout à la pression atmosphérique et à température ambiante (20°C)*.

Et après la réaction, on peut avoir : *20 g de glucose à l'état aqueux, 144 L de dioxyde de carbone à l'état gazeux et 108 mL d'eau à l'état liquide. Le tout à la pression atmosphérique et à 22°C*.

Vous voyez qu'il reste un peu de glucose après la réaction. Mais comme il n'y a plus de dioxygène, il n'a plus rien avec quoi réagir et donc la réaction s'arrête. On dit dans ce cas que le dioxygène est le **réactif limitant**.

## C - L'équation de réaction

Observons maintenant cette réaction de plus près. De **BEAUCOUP** plus près. À l'échelle des particules microscopiques : les fameuses **molécules**.

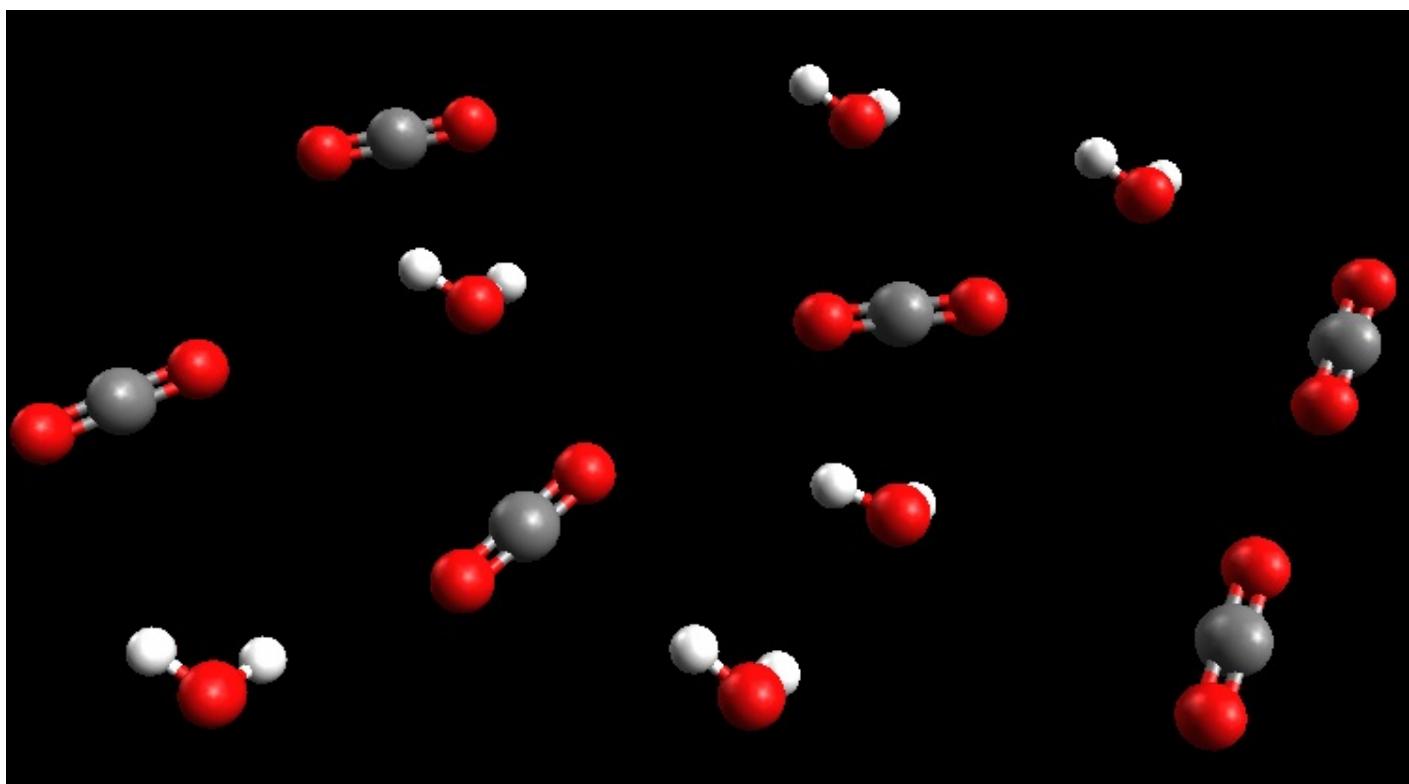


Voici donc six petites molécules de dioxygène (en rouge à gauche) en train de monter à l'abordage d'une molécule de glucose (à droite). 😱 Chaque molécule de dioxygène est composée de deux atomes d'oxygène. Sa formule brute est donc  $O_2$ . Le glucose est plus complexe. Comptez ses atomes sur l'image et donnez-moi sa formule brute.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$C_6H_{12}O_6$ . Bien vu. 😊

Donc, six molécules de dioxygène attaquent celle de glucose. Aucune de ces sept molécules ne survivra à la rencontre. Elles vont toutes éclater et nous allons obtenir ceci à la place :

Six molécules de dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) et six molécules d'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Nous pouvons maintenant écrire l'**équation de réaction** de manière plus rigoureuse. Au lieu d'indiquer seulement le nom des réactifs et des produits, nous allons préciser leurs formules brutes et indiquer le nombre de molécules impliquées dans la réaction.



Traduction : 1 molécule de glucose réagit avec 6 molécules de dioxygène pour donner 6 molécules de dioxyde de carbone et 6 molécules d'eau. Remarquez au passage que les molécules de dioxygène sont consommées 6 par 6. Elles disparaissent donc 6 fois plus vite que les molécules de glucose. Le dioxygène peut donc parfaitement être le réactif limitant même s'il y a moins de molécules de glucose au début de la réaction.

Je le répète, on écrit les réactifs à gauche de la flèche et les produits à droite. Entre les deux, c'est bien une flèche et pas un signe =. 😐 = signifierait que la réaction peut se produire dans les deux sens. Ce n'est pas le cas ici : si on verse de l'eau sur du dioxyde de carbone, on n'obtiendra pas du glucose et du dioxygène.

## D - Conservation des éléments

En regardant l'équation de réaction, on voit tout de suite que les éléments présents dans les réactifs sont : le carbone (C), l'hydrogène (H) et l'oxygène (O). Dans les produits, on trouve : du carbone (C), de l'hydrogène (H) et de l'oxygène (O).

Ce sont exactement les mêmes ! 😊

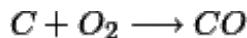
Et ce n'est pas tout. Comptons à présent le nombre d'atomes de chaque élément, dans les réactifs d'une part, dans les produits d'autre part.

Elément	Dans les réactifs	Dans les produits
Carbone (C)	6 dans la molécule de glucose	1 dans chaque molécule de dioxyde de carbone = 6
Hydrogène (H)	12 dans la molécule de glucose	2 dans chaque molécule d'eau = 12

Oxygène (O)	6 dans la molécule de glucose + 2 dans chaque molécule de dioxygène = <b>18</b>	2 dans chaque molécule de dioxyde de carbone + 1 dans chaque molécule d'eau = $12 + 6 = \mathbf{18}$
----------------	---	--

Pour chaque élément, il y a le même nombre d'atomes dans les réactifs et dans les produits.

Du coup, que pensez-vous de cette équation de réaction ?



Le produit ne serait pas  $CO_2$  plutôt ?

Ici, nous faisons réagir du carbone (**C**) avec du dioxygène ( **$O_2$** ). Si l'environnement est bien aéré, le produit sera effectivement du dioxyde de carbone ( **$CO_2$** ). Mais, dans une atmosphère confinée, la même réaction produit du **monoxyde de carbone** ( **$CO$** ), un gaz beaucoup plus dangereux que le  **$CO_2$** .

J'ai choisi de parler de la deuxième réaction, celle qui produit du monoxyde de carbone. Les trois formules chimiques indiquées dans l'équation ci-dessus sont donc correctes. Par contre, il y a autre chose qui cloche dans cette équation. Cherchez bien...

#### Secret (cliquez pour afficher)

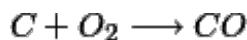
Il y a deux atomes d'oxygène dans les réactifs et un seul dans les produits. Enfin... le produit. 😞

Cette équation ne respecte donc pas le principe de **conservation des éléments**. Elle est donc fausse. On dit qu'elle n'est pas **équilibrée**.

Quand un chimiste étudie une nouvelle réaction, connaître la liste des réactifs et des produits ne suffit pas : il doit découvrir le nombre de molécules qui réagissent et le nombre de molécules produites. C'est d'ailleurs un exercice très courant au lycée : on propose aux élèves une équation fausse comme celle-ci et on leur demande de l'équilibrer.

Dans notre exemple, il serait tentant de rectifier l'équation en remplaçant  **$CO$**  par  **$CO_2$** . Mais je pars du principe que nous connaissons déjà la liste des réactifs et des produits. On est donc certain que c'est du monoxyde de carbone qui est produit et pas du dioxyde de carbone. On connaît aussi toutes les formules brutes avec certitude et il n'est pas question de les modifier. C'est une erreur que les élèves commettent TRÈS souvent.

**PAS QUESTION**, je le répète, de modifier les formules brutes. La seule chose qu'on peut faire, c'est ajouter des coefficients **DEVANT** ces formules pour indiquer le nombre de molécules impliquées. Voyons comment nous allons équilibrer ceci :

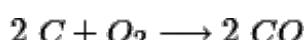


Le problème, je le rappelle, c'est qu'il n'y a qu'un atome d'oxygène dans les produits alors qu'il y en a deux dans les réactifs. Supposons maintenant qu'on produise, non pas une, mais deux molécules de  **$CO$** . La réaction devient :



Il y a bien deux atomes d'oxygène dans les produits, comme dans les réactifs. Merveilleux ! Mais il y a encore un problème. Désormais, il y a deux atomes de carbone dans les produits et toujours un seul dans les réactifs.

Qu'à cela ne tienne...



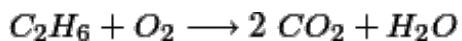
Et voilà le travail !

Bon. Là, bien sûr, c'était simple. Certaines équations sont plus difficiles à équilibrer. Prenons par exemple une réaction entre

l'éthane (un gaz combustible de formule  $C_2H_6$ ) et le dioxygène (toujours  $O_2$ ). Cette réaction produit du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) et de l'eau ( $H_2O$ ). L'équation à équilibrer est donc :

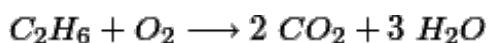


Il y a deux atomes de carbone à gauche (dans les réactifs). Pour en avoir deux à droite (dans les produits), il faut produire deux molécules de dioxyde de carbone.



Passons maintenant aux hydrogènes (H). Il y en a 6 à gauche donc il en faut 6 à droite.

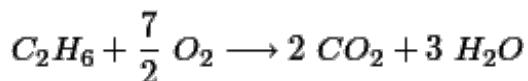
 Dans chaque molécule d'eau ( $H_2O$ ), il y a 2 atomes d'hydrogène. Pour en avoir 6, il faut donc 3 molécules d'eau.



Et c'est là que ça se complique. Comptons un peu les atomes d'oxygène dans les produits (on voit tout de suite que c'est là qu'il y en a le plus). 2 molécules  $CO_2$  nous apportent 4 atomes d'oxygène. 3 molécules d'eau nous en donnent 3 de plus. Soit un total de  $4 + 3 = 7$  atomes d'oxygène. Il nous faut donc 7 atomes d'oxygène dans les réactifs.

 Eh, mais ça ne va pas là ! Il y a deux oxygènes dans chaque molécule de dioxygène. Et 7 est un nombre impair ! Comment faire ?

On applique la méthode habituelle, et cela donne :



Il est impossible, bien sûr, de faire réagir des demi-molécules. Mais réfléchissons un peu à la signification de tout ceci. En réalité, c'est une réaction entre deux gaz (l'éthane et le dioxygène). Même si on ne prend que quelques millilitres de chaque gaz, ce ne sont donc pas  $\frac{7}{2}$  molécules de dioxygène qui réagissent, mais des milliards de milliards. Les coefficients indiqués dans l'équation ne sont que des proportions. Des **proportions stoechiométriques**, pour être exact. Ils indiquent que, chaque fois qu'un molécule d'éthane disparaît, 2 molécules de  $CO_2$  et 3 molécules d'eau se forment.

Donc, chaque fois qu'un milliard de molécules d'éthane réagissent,  $\frac{7}{2}$  milliards de molécules de dioxygène réagissent aussi. Avoir un coefficient  $\frac{7}{2}$  dans une équation de réaction ne pose en réalité aucun problème. Si vraiment ça vous gène, vous pouvez multiplier l'ensemble des coefficients par deux :



Vérifions si ça fonctionne :

Elément	Dans les réactifs	Dans les produits
Carbone (C)	2 dans la molécule d'éthane = 4	1 dans chaque molécule de dioxyde de carbone = 4
Hydrogène (H)	6 dans chaque molécule d'éthane = 12	2 dans chaque molécule d'eau = 12
Oxygène	2 dans chaque molécule de	2 dans chaque molécule de dioxyde de carbone + 1 dans chaque molécule

(O)	dioxygène = 14	d'eau = 8 + 6 = 14
-----	----------------	--------------------

L'équation est bien **équilibrée**.

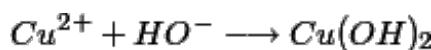
## E - Conservation de la charge électrique

Pour l'instant, dans ce chapitre, je n'ai parlé que de **molécules**. Mais vous savez qu'il existe aussi des **ions**, qui portent des charges électriques positives ou négatives. Le symbole chimique d'un ion indique quelle charge il porte. Voici trois exemples :

- Ion argent  $\text{Ag}^+$  : 1 charge positive. C'est donc un **cation**.
- Ion cuivre (ou cuivre II)  $\text{Cu}^{2+}$  : 2 charges positives. Encore un **cation**.
- Ion fluorure  $\text{F}^-$  : 1 charge négative. Là, par contre, c'est un **anion**.

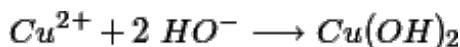
Les ions peuvent parfaitement être impliqués dans des réactions chimiques. Et donc apparaître dans des équations de réaction. Mais on ne peut ni créer ni détruire de charges électriques. Par conséquent : *la charge totale des produits d'une réaction est toujours égale à la charge totale des réactifs*.

A l'aide de cette nouvelle règle, nous allons équilibrer cette équation :



La notation  $(\text{OH})_2$  est équivalente à  $\text{H}_2\text{O}_2$ . On la rencontre souvent lorsqu'une molécule contient deux groupes caractéristiques  $-\text{OH}$ .

On voit tout de suite que la charge électrique totale des produits est nulle. Donc celle des réactifs aussi.  $\text{Cu}^{2+}$  apporte 2 charges positives donc il faut 2 ions  $\text{HO}^-$  pour apporter 2 charges négatives.

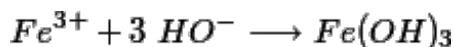
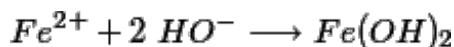


Il faut ensuite vérifier que la conservation des éléments est respectée, elle aussi. Faites-le, vous verrez que c'est bon.

C'est généralement dans les solutions aqueuses que l'on rencontre des ions. Et pas seulement dans les boissons énergisantes. Les sels minéraux, par exemple, sont des ions. Parfois, si leur concentration est suffisante, on peut soupçonner leur présence car ils colorent ces solutions (en bleu pour  $\text{Cu}^{2+}$  ou en vert pour  $\text{Fe}^{2+}$ , par exemple). Et on peut détecter cette présence avec plus de certitude grâce à des **tests de reconnaissance**.

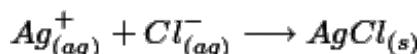
La réaction que vous venez d'équilibrer est celle du test de reconnaissance des ions cuivreux : on ajoute au mélange quelques gouttes d'une solution aqueuse d'**hydroxyde de sodium**. Les ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  réagissent avec  $\text{Cu}^{2+}$  et il se forme un solide bleu à l'aspect aléatoire : un **précipité** d'hydroxyde de cuivre II, de formule  $\text{Cu(OH)}_2$ .

Des réactions similaires permettent d'identifier les ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) et ferriques ( $\text{Fe}^{3+}$ ) :



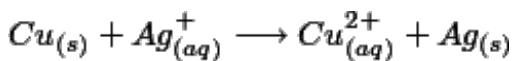
$\text{Fe(OH)}_2$  est un précipité vert tandis que  $\text{Fe(OH)}_3$  est un précipité orange.

L'anion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) se révèle si on verse dans le mélange étudié quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent :



$\text{AgCl}$  se reconnaît facilement : c'est un précipité blanc qui noircit quand on l'éclaire. C'est lui qui est étalé sur les pellicules photographiques "argentiques".

La même réaction permet bien sûr d'identifier les ions  $\text{Ag}^+$  en ajoutant des ions  $\text{Cl}^-$ . Mais il y a une manière plus amusante d'identifier  $\text{Ag}^+$ . Il s'agit de plonger dans la solution une tige en cuivre un peu entortillée.



La tige de cuivre va se recouvrir d'aiguilles d'argent tandis que la solution va se colorer en bleu à cause des ions  $Cu^{2+}$ .



AVANT



APRES

On appelle cette expérience **l'arbre de Diane**, car les alchimistes du Moyen Âge associaient le métal argent à la déesse romaine Diane.

Au fait, l'équation que je vous ai donnée pour cette réaction n'est pas équilibrée. Saurez-vous rectifier ? 😊

**Secret** (cliquez pour afficher)



N'oubliez pas le **2 Ag** dans les produits : c'est bien beau de respecter la conservation de la charge mais il ne faut pas négliger celle des éléments. Remarquez aussi que la charge électrique totale n'a pas besoin d'être nulle : l'important est qu'on ait la même dans les réactifs et dans les produits.

En découvrant les **réactions chimiques**, vous êtes maintenant entrés pour de bon dans la Chimie. Il est essentiel de bien assimiler la technique pour équilibrer des équations en respectant la conservation des éléments et celle de la charge électrique. Pour ça, pas de secret : il faut s'entraîner. Équilibrerez-en encore et encore. Cela doit devenir un automatisme pour vous.

## Préparation d'une lotion musculaire

Pour chauffer leurs muscles avant un effort ou pour récupérer après, les sportifs utilisent souvent des **lotions** à base d'**huiles essentielles** extraites de la lavande, du thym ou d'autres plantes. Ces espèces chimiques là ne sont pas **synthétiques** mais **naturelles**.

Eh oui : une espèce **chimique** peut très bien être **naturelle** ! 😊 D'ailleurs, la nature ne contient *que* des **espèces chimiques**.

### A - Masse volumique et densité

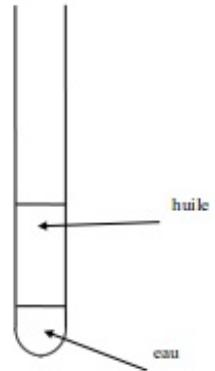
L'une des techniques les plus répandues pour **extraire** des molécules de la nature est l'**extraction par solvant**. Elle fait intervenir deux **solvants** qui ne doivent pas être **miscibles**.



**Miscibles ? C'est quoi, déjà, miscibles ?**

Lorsqu'on peut former un **mélange homogène** à partir de deux liquides, on dit que ces deux liquides sont **miscibles**. Par contre, deux liquides **non-miscibles** formeront un **mélange hétérogène**, avec deux **phases** distinctes.

Essayez, comme sur ce schéma, de mélanger 4 g d'huile avec 2 g d'eau. Vous aurez beau agiter tant que vous voudrez, c'est impossible : l'eau et l'huile sont **non-miscibles**. On obtient une **phase** aqueuse en dessous et une **phase** huileuse au dessus.



Mais pourquoi l'huile se place-t-elle au dessus ? C'est pourtant elle la plus lourde : 4 g contre 2 g.

Pour comprendre, il faut introduire une nouvelle grandeur physique : la **masse volumique**, avec son symbole original, la lettre grecque  $\rho$  (prononcez "ro"). La **masse volumique** d'un corps est le rapport de sa **masse** par son **volume** :

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



**Ah oui ! C'est comme la concentration massique.**

Ah non ! 😱 Pas du tout ! Ce n'est pas la même chose. Bon, c'est vrai que les formules se ressemblent :

$$\text{Masse volumique : } \rho = \frac{m}{V} \qquad \text{Cm} = \frac{m}{V} : \text{Concentration massique}$$

Mais **ATTENTION**, ce n'est pas le même **m** ! 😞

Pour la **concentration massique**, **m** désigne la **masse du soluté** dissout, pas celle de la solution. Pour la masse volumique, par contre, **m** est la **masse totale** du mélange (ou du corps pur si c'en est un).

Voyons les unités, à présent.

- **m**, la masse totale du corps étudié, s'exprime en grammes (g)
- **V**, le volume de ce même corps, s'exprime en centimètres cubes ( $cm^3$ )
- **$\rho$** , la masse volumique de ce corps, s'exprime en grammes par centimètre cube ( $g \cdot cm^{-3}$ )



**Houla ! Côté notations, ça ne s'arrange pas !  $cm^{-3}$  ! Quest-ce que c'est que ça, encore ?**

Si on voulait multiplier des grammes par des centimètres cubes, on écrirait :  $g \cdot cm^3$ . Pour multiplier des grammes par des centimètres, ce serait  $g \cdot cm$ . Pour *diviser* des grammes par des centimètres, on sortirait le -1 :  $g \cdot cm^{-1}$ . Mais là, on *divide* par des centimètres cubes. Logiquement, le gramme par centimètre cube se note donc  $g \cdot cm^{-3}$ . C'est comme ça. Autant vous y faire.

Essayons cette formule avec l'exemple de l'eau. 250 mL d'eau pèse 249,9 g. Quelle est sa masse volumique ?

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

Nous connaissons **m**, et elle est bien exprimée en **grammes**. Parfait ! **V** aussi, nous le connaissons. Mais dans l'énoncé, il est en **millilitres**. Or, pour appliquer la formule, il faut le convertir en **centimètres cubes**.

C'est le problème avec les unités de volume : il en existe beaucoup. Il y a les **litres**, les **centilitres**, les **millilitres**, etc. Mais aussi les **mètres cubes**, **décimètres cubes**, **centimètres cubes**, etc. Difficile de s'y retrouver sans un petit tableau de conversions :

kilolitres (kL)	hectolitres (hL)	décalitres (daL)	litres (L)	décilitres (dL)	centilitres (cL)	millilitres (mL)
mètres cubes (m <sup>3</sup> )	-	-	décimètres cubes (dm <sup>3</sup> )	-	-	centimètres cubes (cm <sup>3</sup> )
1	0	0	0	-	-	-
-	-	-	1	0	0	0

Gardez ce tableau en tête. On y remarque plusieurs conversions possibles : 1 L = 1 dm<sup>3</sup>, 1 m<sup>3</sup> = 1000 dm<sup>3</sup> = 1000 L, 1 dm<sup>3</sup> = 1000 cm<sup>3</sup> et 1 L = 1000 mL.

Ce qui est assez pratique, finalement, c'est que la conversion des millilitres en centimètres cubes est très simple : c'est exactement la même chose. 1 mL = 1 cm<sup>3</sup>. Donc, pour en revenir à notre énoncé, **V = 250 mL = 250 cm<sup>3</sup>**. Il n'y a plus qu'à diviser :

$$\rho_{eau} = \frac{m}{V} = \frac{249,9}{250} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$\rho_{eau} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ . Facile à retenir, n'est-ce pas ? Justement, ce serait une bonne idée de vous en souvenir. Car, si j'ai choisi l'exemple de l'eau, ce n'est pas par hasard. L'eau est le liquide le plus abondant à la surface de la Terre et sa **masse volumique** est une référence à laquelle on compare toutes les autres. On s'en sert même pour définir une autre grandeur physique : la **densité**.

La **densité** est une **grandeur physique** qui n'a pas d'unité. Elle n'a qu'une valeur numérique. Et voici comment on calcule la **densité** d'une espèce chimique quelconque :

$$d_{espece} = \frac{\rho_{espece}}{\rho_{eau}}$$

*Les deux masses volumiques doivent être exprimées avec la même unité.*

La **densité** de l'eau est donc 1. Si une espèce chimique est plus dense que l'eau, sa **densité** sera supérieure à 1. Si elle est moins dense que l'eau, sa **densité** sera inférieure à 1. Voyons si cette notion de **densité** peut nous aider à résoudre notre problème. Nous nous demandions pourquoi nos 4 grammes d'huile ne tombaient pas au fond du tube à essai alors qu'ils étaient plus lourds que les 2 grammes d'eau.

La **masse volumique** de l'huile est de **0,89 g · cm<sup>-3</sup>**. Sa densité vaut donc :

$$d_{huile} = \frac{\rho_{huile}}{\rho_{eau}} = \frac{0,89}{1,00} = 0,89 < 1$$

L'huile est moins dense que l'eau.

C'est donc ça : dans un **mélange hétérogène**, ce n'est pas la **phase la plus lourde** qui se place au fond mais la **phase la plus dense**.

## B - La solubilité

Voici une expérience très simple, que vous pouvez tout de suite réaliser chez vous. Il s'agit d'ajouter progressivement des cristaux de **chlorure de sodium** dans un litre d'eau.



Des cristaux ?





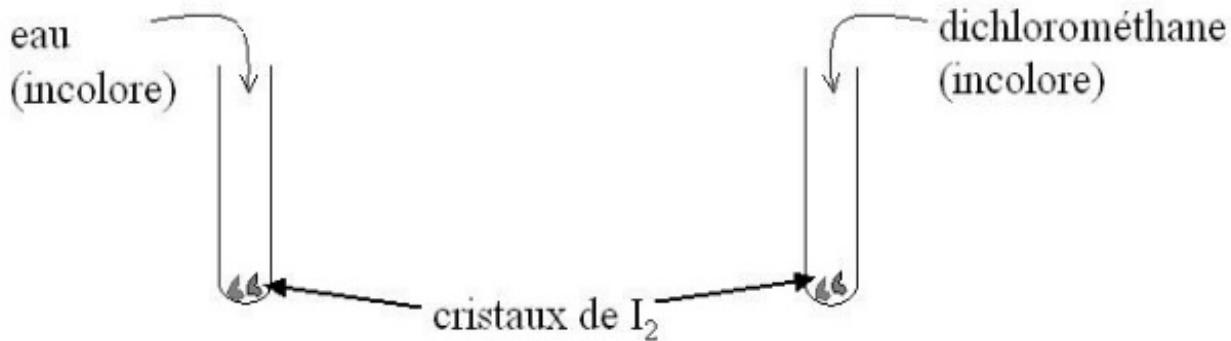
Oh pardon ! 😊 J'oubliais. Le **chlorure de sodium**, c'est le nom scientifique du... sel de cuisine. Et ses **cristaux**, ce sont tout bêtement des grains de sel. Vous voyez que vous en avez. Donc, on ajoute progressivement des grains de sel dans un litre d'eau. Au début, les cristaux se **dissolvent** complètement. Mais si on continue à ajouter encore et encore des cristaux (bon, vous n'êtes pas obligés de le faire pour de vrai : gardez-en pour le repas 😊), à partir de 300 g de sel, ça ne dissout plus. Il y a une limite de **solubilité** qu'on ne peut pas dépasser.

On appelle **solubilité** la masse maximale de soluté qu'on peut dissoudre dans un litre de solvant. Elle dépend de la nature du soluté, de celle du solvant et de la température (si on chauffe, on pourra dissoudre un peu plus de sel). La solubilité du sel dans l'eau à température ambiante est de **300 grammes par litre** ( $300 \text{ g} \cdot L^{-1}$ ).

Un même **soluté** peut avoir une **solubilité** plus élevée dans un **solvant A** que dans un **solvant B**. Il se **dissoudra** alors mieux dans le **solvant A**. Par exemple, essayons de dissoudre des cristaux de **diiode**, dans deux **solvants** différents : à ma gauche, de l'**eau distillée**, et à ma droite, du **dichlorométhane**.



Le **diode** est une espèce chimique de formule  $I_2$  (très toxique, d'ailleurs). Il n'a rien à voir avec le composant électronique qu'on appelle une **diode**.



Regardons ce qui se passe dans les deux tubes à essai. À gauche, quelques cristaux se dissolvent et la solution aqueuse prend une teinte brun-orangé. Mais il reste beaucoup de cristaux non dissous. À droite, par contre, tous les cristaux disparaissent il n'y a bientôt plus dans le tube à essai qu'un liquide violet-bordeaux assez sombre. Autrement dit, le **diode** est un solide qui se **dissout** beaucoup mieux dans le **dichlorométhane** que dans l'**eau distillée**.

### C - Extraction par un solvant

Pourquoi est-ce que je vous parle de la **solubilité** ?

Je vous rappelle que nous cherchons à réaliser une **extraction par solvant**. Il s'agit d'**extraire** un **soluté** d'un premier **solvant** liquide en nous servant d'un deuxième **solvant**. Pour que ça fonctionne, on ne peut pas choisir n'importe quoi. La première condition, je vous l'ai dit, c'est que les deux solvants ne soient pas miscibles entre eux. Et la deuxième, c'est que le **soluté** doit être beaucoup plus **soluble** dans le deuxième solvant que dans le premier. Sans ça, il reste dans le premier.

Gardons l'exemple du diiode, de l'eau et du dichlorométhane. Imaginons une **solution aqueuse de diiode**. On veut extraire le diiode de cette solution. On ajoute donc du dichlorométhane dans le mélange. Comme l'eau n'est pas **miscible** avec le dichlorométhane, un **mélange hétérogène** se forme, avec une **phase** au dessus et une autre en dessous.

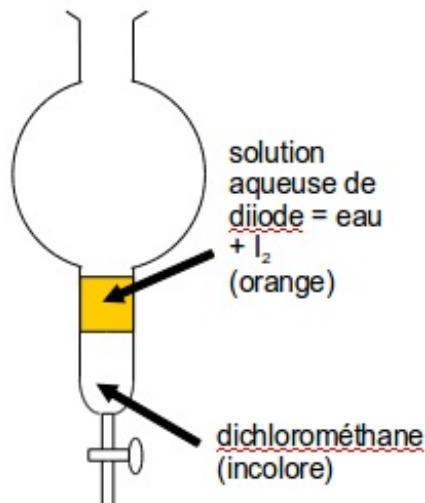
Sauriez-vous me dire quelle phase tombe au fond ? Je vous donne leurs densités :

$$d_{\text{dichloromethane}} = 1,33 \quad d_{\text{eau+diiode}} \approx 1$$

**Secret (cliquez pour afficher)**

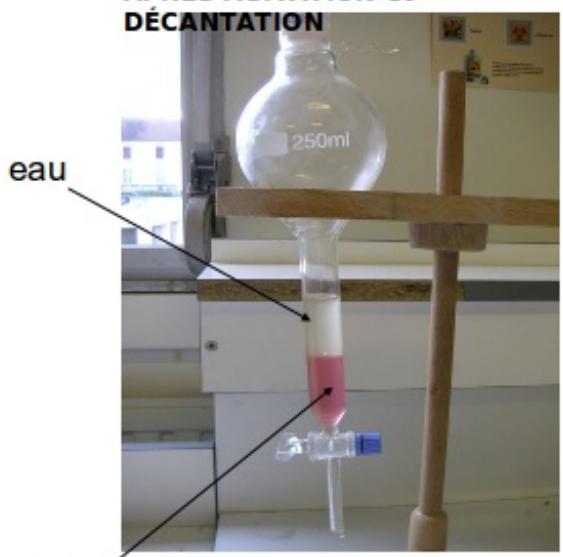
Le **dichlorométhane** est le plus **dense**, c'est donc sa **phase** qui se place au fond.

Au fond de quoi, au fait ? Le récipient idéal pour une **extraction par solvant** est l'**ampoule à décanter**.

**AVANT AGITATION**

Voici un schéma de la situation. Cet étrange récipient en forme d'ampoule électrique est l'**ampoule à décanter**. En bas, il y a un robinet fermé dont nous nous servirons plus tard. Vous reconnaissiez les deux **phases** de notre mélange. Le diiode se trouve au départ dans la **phase aqueuse**. On veut qu'à la fin de cette expérience, il ait migré vers le dichlorométhane.

La manipulation consiste à placer un bouchon en haut de l'**ampoule à décanter** avant de l'agiter vigoureusement. Ensuite, on retourne l'ampoule, en tenant fermement le bouchon dans la paume d'une de nos mains et on ouvre le robinet un instant pour chasser le gaz en excès. Puis, on peut reposer l'**ampoule à décanter** sur son support et retirer le bouchon au sommet. A l'intérieur, la situation est assez chaotique (tout est temporairement mélangé) et il faut attendre un peu pour la laisser **décanter**. Comme les phases ne sont pas miscibles, elles ne vont pas tarder à se séparer à nouveau. Mais cette fois, le diiode va avec le solvant dans lequel il se dissout le mieux : le dichlorométhane.

**APRÈS AGITATION et DÉCANTATION**

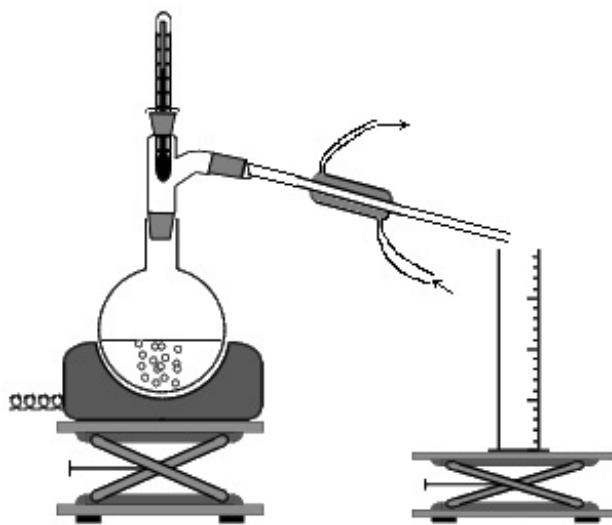
diiode dissout dans le dichlorométhane

Nous y sommes presque. Mais le diiode ne sera vraiment séparé de l'eau que quand ils seront dans deux récipients différents. On place donc un **bécher** sous l'**ampoule à décanter** et on ouvre le petit robinet. Le mélange rose (diiode + dichlorométhane) coule lentement dans le bécher. Quand la surface séparant les deux phases arrive au niveau du robinet, on le referme. Il n'y a plus que de l'eau dans l'ampoule à décanter. Si on veut, on peut la récupérer dans un autre bécher.

C'est bien sûr le contenu du premier bécher qui nous intéresse vraiment : le diiode que nous avons extrait.

### D - L'huile essentielle de lavande

Il existe d'autres techniques d'extraction. Voici l'**hydrodistillation**, qui va nous permettre d'extraire l'**huile essentielle** de la lavande.



Le montage est assez impressionnant. Les **fleurs de lavande** (5 g environ) sont dans ce récipient rond à gauche, qu'on appelle un **ballon**, avec près de 100 mL d'**eau** et quelques grains de **pierre ponce**, qui serviront à réguler la formation des bulles. En dessous, il y a un appareil électrique, un **chauffe-ballon**, qui chauffe le tout et fait notamment bouillir l'eau. Un **thermomètre** placé en haut surveille la température des vapeurs qui s'élèvent du ballon et qui, en plus des molécules d'eau, contiennent aussi toutes sortes de molécules venues des fleurs de lavande. Ces vapeurs partent ensuite dans le tuyau de droite, qui traverse un **réfrigérant à eau** (de l'eau froide circule autour du tuyau pour le rafraîchir). Du coup, les vapeurs refroidissent et repassent à l'état liquide. Un mélange liquide complexe, le **distillat**, coule donc peu à peu dans l'**éprouvette graduée** à droite.

Au bout d'une demi-heure, on a assez de **distillat** et on peut arrêter le **chauffe-ballon**. Ce **distillat** est une **solution aqueuse** contenant l'**huile essentielle de lavande** et d'autres espèces chimiques qui ne nous intéressent pas.

Heureusement, l'**huile essentielle de lavande** n'est pas très **soluble** dans l'eau. Et elle l'est encore moins dans l'eau salée. Donc, plus on rajoutera de sel dans le **distillat** et plus l'**huile essentielle** va quitter la **solution aqueuse**, et former une deuxième **phase**.

Cette opération s'appelle le **relargage** (car l'**huile essentielle** va se faire "larguer") : on transvase le **distillat** dans une **ampoule à décanter** et on rajoute 3 g de **chlorure de sodium**. On agite l'ampoule, comme avec le diiode, puis on laisse **décanter**. Comme prévu, on obtient vite un mélange hétérogène, avec une toute petite phase (un millimètre d'épaisseur) au dessus et une grosse phase en dessous. Laquelle est l'**huile essentielle** ? Croisons les doigts pour que ce soit celle du dessous : il y en a beaucoup plus. 😊

Voyons voir... La **densité** de l'**huile essentielle de lavande** est...  $0,9 < 1$ .

Et zut ! 😕 L'**huile essentielle**, c'est la phase du dessus, la toute petite.

Grâce au robinet de l'**ampoule à décanter**, on verse la **phase aqueuse** du bas dans un autre récipient, avant de la jeter. Il faut refermer le robinet au bon moment pour ne pas perdre d'**huile essentielle**. Déjà que nous n'en avons pas beaucoup. On peut enfin récupérer dans un **bécher** les quelques gouttes d'**huile essentielle de lavande** que nous avons extraites. Tout ça pour si peu ! Pas étonnant que cette espèce chimique coûte aussi cher (environ 6 € pour 10 mL).

Les méthodes industrielles d'**extraction** d'espèces chimiques **naturelles** sont un peu différentes de ce que nous venons de voir. Par exemple, plutôt qu'un petit **ballon**, on met les fleurs et les plantes dans d'énormes cuves de plusieurs mètres de haut. Mais le principe est le même.



## Le mouvement du parachutiste



Quand on regarde une vidéo de parachutisme ([celle-ci](#), par exemple), il est rare de voir le parachutiste descendre. En général, il reste au centre de l'image. Souvent, on le voit même monter au moment où il ouvre son parachute. On dit pourtant bien qu'il "tombe". Alors, quel est son "vrai" mouvement ?

### A - Système et référentiel

Quand on regarde cette vidéo et qu'on voit le parachutiste monter, ce n'est pas une hallucination de notre part. C'est un mouvement bien réel. On a même une preuve enregistrée pour en témoigner devant tous les tribunaux du monde.



Bah oui, c'est parce que le caméraman tombe aussi mais, en vrai, il descend !

Comment ça, **en vrai** ? Il se rapproche du sol terrestre, ça, c'est sûr. Et si un passant regarde la scène depuis le plancher des vaches, il est certain qu'il le voit descendre. Mais pourquoi ce passant aurait-il plus raison que le caméraman ? Nous avons ici deux observateurs aux témoignages contradictoires :

- Je l'ai vu monter, monsieur le juge. 😎
- Non, c'est faux, moi, je l'ai vu descendre ! 😞

Aucun des deux ne ment. Tous les deux ont raison.



Mais alors, quel est le mouvement du parachutiste ?

Justement, le parachutiste n'a pas **UN** mouvement unique. Il en a un pour le caméraman et un autre pour le passant en bas. Et même un troisième pour le collègue qui est encore dans l'avion et qui attend son tour pour sauter.

Parler **du** mouvement du parachutiste n'a donc pas sens. Il faut préciser.

- C'est soit : le mouvement du parachutiste vu par le caméraman.
- ou alors : le mouvement du parachutiste vu par le passant au sol.
- ou encore : le mouvement du parachutiste vu depuis l'avion.

Ou même autre chose...

Il ne suffit donc pas d'indiquer quel est le **système** étudié (le corps, l'objet ou la personne dont on étudie le mouvement) mais aussi quel **référentiel** on choisit comme point de repère (le caméraman, le sol terrestre ou l'avion).

Selon le **référentiel** qu'on choisit, le **système** aura un **mouvement** différent, avec une **trajectoire** différente et une **vitesse** différente.



Jusqu'au Bac, et même après, chaque fois qu'on vous demandera d'étudier un mouvement dans un exercice de Physique, il faudra toujours commencer votre réponse en précisant quel système et quel référentiel vous choisissez.

D'habitude, sans y réfléchir, on choisit toujours le **sol terrestre** comme référentiel. Ce qu'on appelle le **référentiel terrestre**. Mais ce choix n'a rien d'obligatoire. On peut tout à fait choisir le référentiel du caméraman. On peut même choisir le référentiel du parachute et parler du *mouvement du sol terrestre*, qui monte jusqu'à rejoindre le parachutiste. 😊



Le mouvement du sol ? Mais bien sûr... 😊 C'est un tremblement de Terre ?

Vous ne me croyez pas ? Alors, regardez : nous allons faire tout de suite une petite expérience. Levez-vous. A mon signal, vous

allez sauter sur vous-mêmes et observer le mouvement du sol *par rapport à vous*. Attention... TOP !

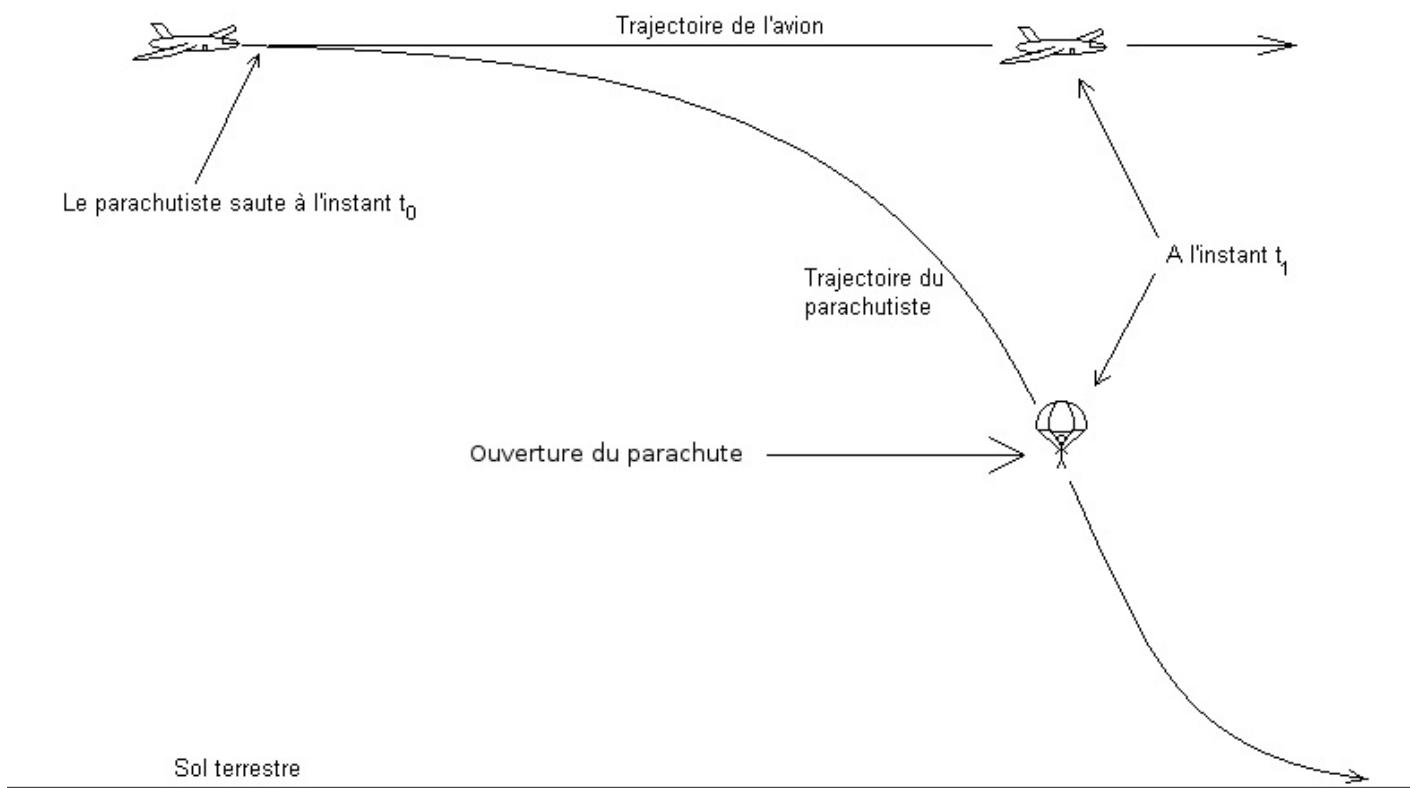
Vous avez vu ? 😊 Quand vous avez poussé le sol avec vos pieds, il est descendu mais, tout de suite après, il est remonté pour vous rejoindre. 😊

## B - Trajectoire et mouvement

La **trajectoire** d'un système est l'ensemble des positions qu'il occupe successivement. C'est toujours une ligne. **Droite** ou **courbe**. C'est par exemple la trace qu'un skieur laisse derrière lui dans la poudreuse.

Bon OK, dans le ciel, il n'y a pas de poudreuse (en hiver, peut-être 😊), la trajectoire du parachutiste est donc une **ligne imaginaire**. Mais il en a bien une. Il en a même plusieurs car, vous l'aurez compris, chaque observateur voit une trajectoire différente.

- Pour celui qui regarde depuis l'avion, et qui va bientôt sauter, le parachutiste descend verticalement. Sa trajectoire est un **segment de droite**.
- Pour le caméraman, le parachutiste reste toujours à peu près au même endroit (au centre de l'image) mais a tout de même de petits mouvements vers la gauche, la droite, le haut ou le bas. Sa trajectoire est donc une **courbe** très compliquée, comme celle que vous voyez à droite.
- Pour le passant sur Terre, la trajectoire du parachutiste est également une **courbe**, mais qui ressemble plutôt à ceci :



Trajectoires de l'avion et du parachutiste dans le référentiel terrestre

Lorsque la **trajectoire** d'un système est une **droite** (ou un segment de droite), on dit que le **mouvement** est **rectiligne**.

Sinon, la **trajectoire** est une **courbe** et le **mouvement** est **curviligne**. Selon le type de courbe concerné, on peut être plus précis. Par exemple, si la **trajectoire** est un **cercle**, le **mouvement** est **circulaire**.

Mais, pour décrire un mouvement, il ne suffit pas de parler de la trajectoire ! Il faut aussi savoir à quelle vitesse le système se déplace et comment cette vitesse évolue au cours du temps.

Au début du saut, le parachute est fermé. Notre ami le parachutiste est donc en **chute libre**. Par rapport au **référentiel de l'avion** ou au **référentiel terrestre**, il descend de plus en plus vite. Son mouvement est donc **accéléré**.



Quand on veut décrire un mouvement, on doit toujours donner deux adjectifs : un pour la trajectoire et un autre pour l'évolution de la vitesse.

Ici le parachutiste a donc un **mouvement rectiligne accéléré** dans le référentiel de l'avion et un **mouvement curviligne accéléré** dans le référentiel terrestre.

Par contre, à partir du moment où il ouvre son parachute, tout change. Il est freiné par les **frottements** que l'air exerce sur la toile du parachute. Sa vitesse diminue (et heureusement ! 😊), donc le mouvement est **rectiligne ralenti** dans le référentiel de l'avion et **curviligne ralenti** dans le référentiel terrestre.

Un mouvement peut donc être **accéléré** si la vitesse du système augmente, **ralenti** si elle diminue ou **uniforme** si elle reste constante. L'avion, justement, avance en ligne droite par rapport au sol terrestre et sa vitesse reste constante au cours du temps. Il a donc un mouvement **rectiligne uniforme**.

## C - La vitesse



La vitesse augmente au début du saut et diminue ensuite, d'accord. Mais elle vaut combien ?

En effet, il ne suffit pas de dire qu'un système va *vite* ou *pas très vite*. On peut être plus précis et donner à cette vitesse une valeur numérique. Tout comme une distance, une masse, un volume, un temps ou une concentration massique, une vitesse est donc une **grandeur physique**, avec une **valeur** et une **unité**.

### Mesure

Pour connaître la valeur d'une vitesse, il faut la mesurer. En général, on se sert pour cela d'un **chronomètre**. Le **chronomètre** ne mesure pas directement la vitesse mais plutôt le temps mis par le système pour parcourir une certaine distance. Ensuite, connaissant cette distance, on peut calculer la vitesse. Mais attention, quand je dis **chronomètre**, je ne parle pas forcément d'un petit appareil électronique vaguement rond avec trois boutons. Non, je parle de n'importe quel appareil permettant de mesurer l'écoulement du temps.

Des **chronomètres**, il en existe donc depuis l'Antiquité :

Le **cadrans solaires** est l'un des plus anciens, et aussi l'un des plus fiables. Le Soleil, en effet, ne se trompe jamais de trajectoire. Mais il ne fonctionne ni la nuit ni par temps couvert. Les Mésopotamiens (actuel Irak) l'utilisaient déjà deux millénaires avant JC. A l'époque, ils ne comptaient pas en base 10 mais en base 60. C'est pour cette raison qu'il y a 60 secondes dans une minute et 60 minutes dans une heure.



Les Grecs, eux, se servaient plutôt de **clepsydres** : deux récipients gradués, avec de l'eau qui coulait de l'un vers l'autre. Il fallait bien étudier la forme des récipients pour que le débit de l'eau ne change pas et la précision était un peu approximative mais les clepsydres avaient l'avantage de fonctionner la nuit (sauf en hiver, bien sûr, quand l'eau gelait 😊).

Au Moyen-Age, on a mis au point des **sabliers**. Protégé de l'humidité par le verre, le sable avait toujours le même débit, même la nuit, même en hiver. Mais il fallait retourner le sablier tout le temps.

A la Renaissance, on est passé aux **horloges mécaniques**, qui comptaient les **oscillations** (les va-et-viens) d'un **pendule**.



Le XXème siècle a vu surgir les **montres à quartz**, qui déterminent l'heure en comptant les vibrations régulières d'un petit cristal de quartz.

Mais le chronomètre le plus précis qui soit de nos jours, c'est l'**horloge atomique au césum**. Il n'y en a qu'une vingtaine en France. En effet, un **atome de césum** contient des particules encore plus petites qui vibrent avec une régularité extraordinaire. La **seconde** est définie comme le temps mis par l'une de ces particules pour vibrer 9 192 631 770 fois.

### Calcul et notation



Très intéressant, tout ça, mais on ne cherchait pas la vitesse du parachutiste ?

Trève de bavardages, en effet. 😊 Nous avons les instruments, il ne nous manque plus qu'une formule mathématique, pour calculer une vitesse moyenne entre deux instants :

$$v = \frac{d}{t}$$

- **d** : distance parcourue par le système. Exprimée en mètres (m).
- **t** : temps mis pour la parcourir. Exprimé en secondes (s).
- **v** : vitesse moyenne du système. Exprimée en ...

Quelle unité employer pour la vitesse ? Dans la vie courante, on a l'habitude de parler en **kilomètres par heure**. Certains disent même **kilomètres-heure**, ce qui est particulièrement incorrect. Le **kilomètre par heure** est en effet une unité possible pour la vitesse. Sauf que, si vous allez en Angleterre, on vous parlera plutôt en **miles per hour**, et ce n'est pas la même chose.



1 mile = 1 609,344 m

Et dans d'autres pays, ce sera encore autre chose. Comment faire des sciences sérieusement si chacun utilise sa petite unité locale ? 😕 C'est impossible. Pour s'y retrouver, on a donc mis en place le **Système International** des unités de mesure. 😊 Dans le **Système International (SI)**, une **distance** doit être exprimée en **mètres**, pas en kilomètres, ni en miles ni en centimètres. Un **temps** doit être exprimé en **secondes**, pas en heures ni en années, et une **vitesse** doit être exprimée en **mètres par seconde**.

Voici donc notre unité de vitesse : le **mètre par seconde**.

Toutes les unités ont un symbole. Celui du mètre, par exemple, est **m**. Pour le kilogramme, c'est **kg**, et pour le kilomètre carré, c'est **km<sup>2</sup>**. Et pour le **mètre par seconde** ?



Facile, c'est **m/s** !

Non.

Comme je vous l'ai expliqué au chapitre précédent, les scientifiques ont un **jargon** particulier, un langage bien à eux, différent du langage courant, et avec des notations bien spécifiques.



Notation : le symbole du mètre par seconde est  **$m \cdot s^{-1}$** . C'est cette notation que vous devez employer au lycée.

Etrange, n'est-ce pas ? 😮

·, je le répète, représente la multiplication. Et la notation  **$m \cdot s^{-1}$**  signifie qu'on divise une distance en mètres par un temps en secondes.

## D - Applications

Bon, c'est pas tout ça, mais pendant qu'on cause notations et mathématiques, il y a un parachutiste qui tombe !

Il a sauté de l'avion à une altitude de **4 km** et est resté **1 minute** en chute libre. Ensuite, en arrivant à **1 km** du sol, il a ouvert son parachute. Il descend maintenant en douceur pendant **5 minutes**.

La formule qu'on vient de voir va nous permettre de calculer la vitesse moyenne du parachutiste. Nous allons nous placer dans le référentiel de l'avion. Comme ça, le mouvement est rectiligne donc les calculs seront bien plus simples que si on s'embêtait avec le référentiel terrestre.

Commençons par la **première partie**, avant l'ouverture du parachute. En une minute, le parachutiste est passé de 4 km à 1 km d'altitude. Il a donc parcouru 3 km en ligne droite. Voilà notre **distance : 3 km**, et notre **temps : 1 minute**.

 Ah mais non, ça ne va pas là, on vient de dire que la distance devait être en mètres et le temps en secondes. Comment faire ?

Vous voyez : les données d'un énoncé ne sont pas forcément exprimées dans la même unité que celles de la formule. Il est donc *indispensable* de retenir celles de la formule. Maintenant, pour pouvoir faire le calcul, il faut convertir les données de l'énoncé.

La distance, 3 km, doit être convertie en mètres. Là, c'est facile, ça fait 3000 m. Quant au temps, une minute, il faut le convertir en secondes : 60 s.

$$\text{Donc } v = \frac{3000}{60} = 50 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Voyons si vous avez compris. Calculez, dans le référentiel de l'avion, la vitesse moyenne du parachutiste pendant la **seconde partie** du saut : avec le parachute ouvert.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$\begin{aligned} d &= 1 \text{ km} = 1000 \text{ m} \\ t &= 5 \text{ minutes} = 5 \cdot 60 = 300 \text{ s} \end{aligned}$$

$$\text{Donc } v = \frac{1000}{300} = 3,33 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

 Pourquoi écrire 3,33 et pas 3,333 ou 3,3333 ?

Choisir le nombre de chiffres qu'on doit écrire dans le résultat, c'est tout un art. Je vous en parlerai une autre fois. Pour l'instant, faites comme vous le sentez, sans excès.

Le parachutiste va donc beaucoup moins vite avec le parachute ouvert qu'au début de sa chute. On s'en doutait. Pour ceux qui n'auraient pas trouvé, voici une deuxième chance. Calculez la vitesse moyenne du parachutiste sur l'**ensemble** de la chute, toujours dans le référentiel de l'avion.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$\begin{aligned} d &= 4 \text{ km} = 4000 \text{ m} \\ t &= (1 + 5) \text{ minutes} = 6 \cdot 60 = 360 \text{ s} \end{aligned}$$

$$\text{Donc } v = \frac{4000}{360} = 11,1 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Bravo ! 😊 Vous savez maintenant décrire le mouvement d'un système par rapport à un référentiel et calculer une vitesse moyenne.

Attention toutefois, ce n'est qu'une moyenne. La vitesse du parachutiste à un instant donné, ce qu'on appelle la **vitesse instantanée**, est différente et change d'ailleurs tout le temps. On ne sait pas calculer une **vitesse instantanée** mais on peut obtenir une approximation satisfaisante en calculant la vitesse moyenne entre deux instants très proches l'un de l'autre. C'est ce que fait, par exemple, le tableau de bord d'une voiture pour afficher en permanence la vitesse instantanée du véhicule.

### Calcul du temps de chute

Voyons maintenant un problème légèrement différent :

*Le parachutiste saute d'une altitude de 5400 m. Sur l'ensemble de sa chute, sa vitesse moyenne dans le référentiel de l'avion est de **50 km · h<sup>-1</sup>**. Combien de temps dure sa chute ?*

Comme toujours, faisons d'abord le point sur ce que nous savons et ce que nous cherchons. Cette fois-ci, nous connaissons la vitesse moyenne **v** et la distance parcourue **d**. Nous cherchons **t**, le temps que dure la chute.

**Première difficulté :** nous ne connaissons aucune formule qui nous donne directement **t = quelquechose**. Il faut donc en chercher une. Hourra ! 😊 Super ! Un **calcul littéral** ! 😊

C'est parti. On commence par prendre la formule qu'on connaît :  $v = \frac{d}{t}$

Et cette formule, nous allons la retourner, la triturer, la malaxer pour la transformer en **t = quelquechose**

**t**, pour l'instant, est au dénominateur. Cela ne va pas du tout ! Il faut le remonter. Multiplions donc les deux membres de l'équation par **t**. Nous obtenons :

$$v \cdot t = d$$

Et ensuite, il suffit de diviser des deux côtés par **v** pour trouver :

$$t = \frac{d}{v}$$

Mission accomplie ! 😊 Le temps de chute est donc égal à la distance parcourue divisée par la vitesse moyenne (le tout dans le référentiel de l'avion).

**Deuxième difficulté :** les unités. **d** est bien indiquée en mètres mais **v** nous est donnée en kilomètres par heure alors qu'elle devrait être en mètres par seconde. Il faut la convertir.

$$v = 50 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1} = \frac{50 \text{ km}}{1 \text{ h}} = \frac{50000 \text{ m}}{3600 \text{ s}} = 14 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

**Application numérique :** Le gros du travail est fait. Nous n'avons plus qu'à appliquer la formule que nous avons découverte. C'est donc une petite division :

$$t = \frac{d}{v} = \frac{5400}{14} = 390 \text{ s}$$

La chute dure **390 secondes**, c'est à dire 6 minutes et demi, ce qui paraît raisonnable pour un saut en parachute. C'est donc ainsi qu'on *décrit* les mouvements. Mais ce qui serait mieux, ce serait de pouvoir *expliquer* les mouvements. Pourquoi un système se déplace-t-il par rapport à un autre ? Pourquoi est-ce qu'il accélère ? Comment l'arrêter ?

Vous aimeriez bien le savoir, hein ? 😊

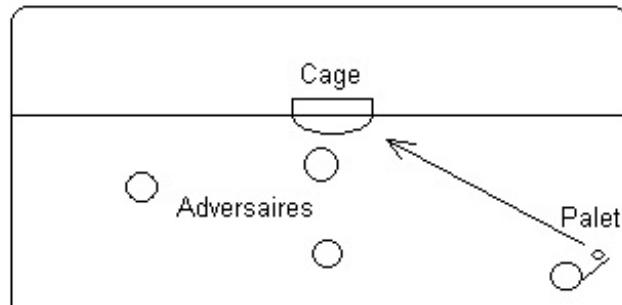
OK, c'est bon, je vous dis ça au prochain chapitre...

## Le hockey sur glace

Le **hockey sur glace** est un sport d'équipe qui se joue sur une patinoire et où l'on se sert d'une crosse pour envoyer un palet dans les filets de l'équipe adverse, un peu comme au football ou au handball. Nous allons voir de quelle manière les actions exercées sur le palet influencent son mouvement.

### A - Actions exercées sur un palet

Un joueur frappe le palet avec sa crosse et essaie de tirer directement dans la cage adverse.



Quelles sont, à cet instant précis, les **actions** exercées sur le palet ?

Il y a l'action de la crosse, bien sûr. Et la gravité, qui attire le palet vers le centre de la Terre. D'ailleurs, qu'est-ce qui empêche le palet d'atteindre le centre de la Terre ?

La glace, en effet. Il n'y avait pas de piège. 😊 Et ça montre que la glace aussi exerce une action sur le palet, une action qui l'empêche de s'enfoncer.

En fin de compte, un système peut subir deux types d'actions :

- Des **actions de contact**, exercées par les objets avec lesquels il est en contact.
- Des **actions à distance**, exercées par des objets distants.

Le palet est en contact avec la crosse et la glace et toutes les deux agissent sur lui.

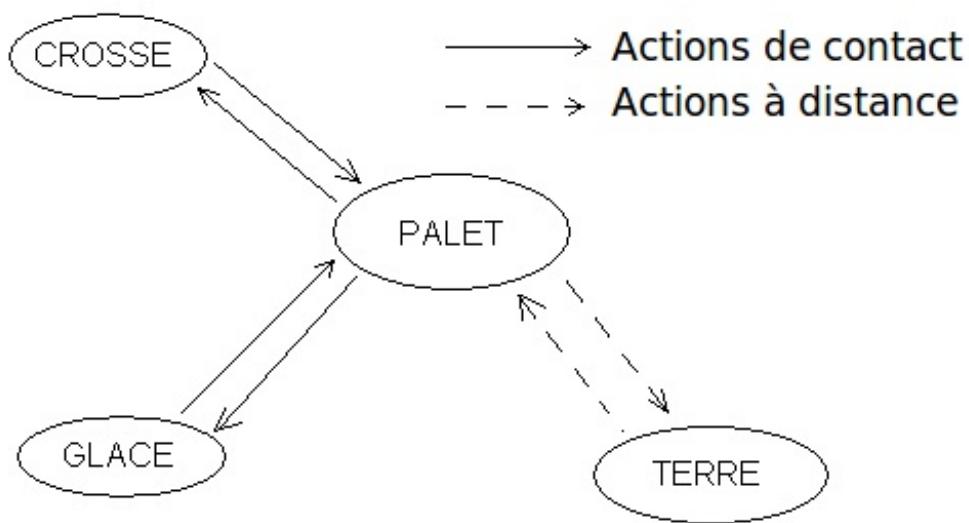
Il existe trois types d'actions à distance dans l'Univers, et trois seulement (sauf en Physique nucléaire) :

- La gravité
- Le magnétisme
- L'interaction électrique

Sur notre patinoire, il n'y a pas de phénomènes électriques ou magnétiques. Seule la Terre exerce sur le palet une action à distance : la gravité.

En résumé, le palet subit trois actions, que l'on peut représenter sur un **diagramme objets-intéractions** :



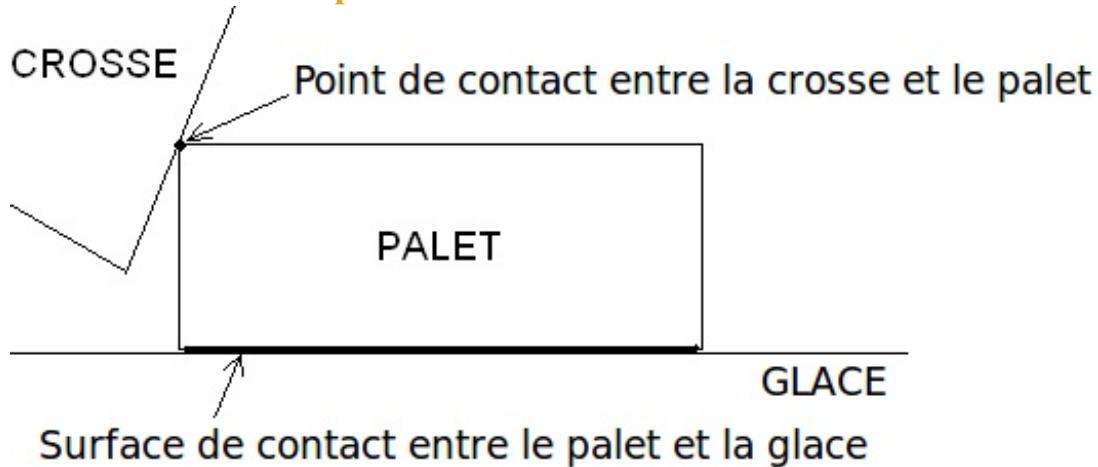


La crosse et la glace exercent des actions de contact sur le palet tandis que la Terre exerce sur lui une action à distance. J'ai mis des flèches dans les deux sens car le palet agit lui aussi sur la crosse, la glace et la Terre.

On peut utiliser ce genre de diagramme chaque fois qu'un système agit sur un autre.

Les **actions** sont des phénomènes très complexes, et on ne peut pas les étudier en détails sans faire quelques approximations. Nous allons donc étudier une version simplifiée des actions, ce qu'on appelle un **modèle** : le modèle des **forces**.

## B - Forces exercées sur le palet



On appelle **force** la version modélisée (simplifiée) d'une **action**. Dans notre exemple, le palet de hockey subit trois **actions**, donc trois **forces**.



On représente une **action** par une **force**, d'accord, mais c'est quoi une **force** ?

Une **force**, c'est une flèche un peu particulière. Chaque **force** a :

- Une certaine **direction**
- Un certain **sens**
- Un certain **point d'application**
- Une certaine **intensité**, ou **norme**, ou **valeur**



Sens et direction, c'est pareil, non ?

Pas tout à fait. Une **direction**, c'est une droite. Si deux flèches sont portées par la même droite, elles ont la même direction. Par contre, elles pointent peut-être dans des **sens** opposés. Pour chaque **direction**, il y a deux **sens** possibles.

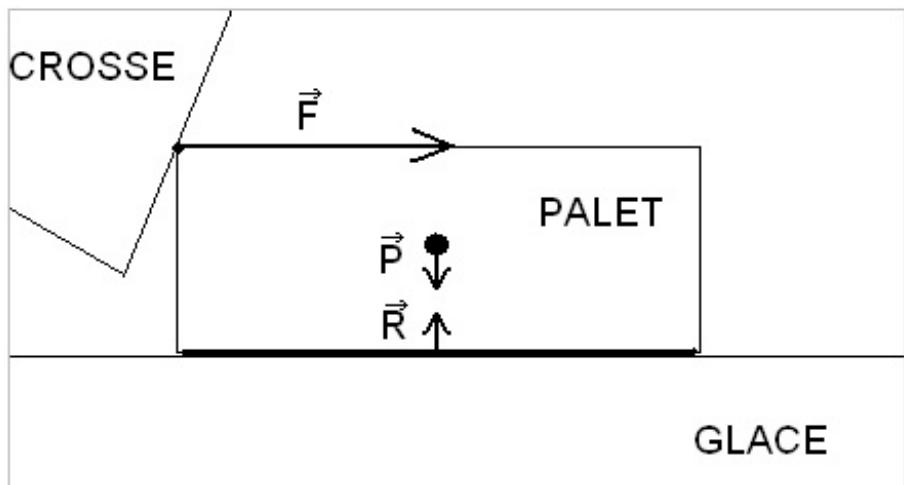
Le **point d'application**, comme son nom l'indique, c'est celui où la force s'applique. Pour une **force de contact** (qui modélise une action de contact), le **point d'application** est le centre de la **surface de contact** entre les deux objets. Pour une action à distance, et donc une **force à distance**, sauf cas particulier que nous ne verrons pas, le **point d'application** est le centre du système.



Quant à la longueur de la flèche, elle correspond à l'**intensité de la force**. Chaque force peut être plus ou moins intense. Par exemple, la crosse peut frapper plus ou moins fort sur le palet. L'**intensité** d'une force, qu'on appelle aussi sa **norme**, est donc une **grandeur physique** (comme la masse, la vitesse et la concentration massique). Elle a une valeur numérique et une unité : le **newton (N)**.

L'intensité d'une force peut être déterminée à l'aide d'un appareil de mesure appelé un **dynamomètre**. Le modèle représenté ci-contre fonctionne avec un ressort droit. On lit sur la graduation l'intensité de la force avec laquelle on tire sur le crochet.

Voilà donc ce qu'on obtient si on ajoute au schéma précédent les trois forces exercées sur le palet :



La force  $\vec{F}$  exercée par la crosse s'applique au point de contact entre la crosse et le palet. Sa direction est une droite horizontale passant par ce point de contact et par la cage adverse. Son sens est : vers la cage adverse. Pour l'intensité, imaginons qu'on a tapé fort et qu'elle vaut 100 N.

$\vec{P}$  est la force d'attraction à distance exercée par la Terre sur le palet. On l'appelle le **poids** du palet. Son point d'application est le centre du palet, sa direction est verticale, son sens est : vers le bas. Son intensité dépend de la masse du palet. Disons 10 N, par exemple.



Il ne faut pas confondre le **poids** d'un système, qui est une **force** exercée par la Terre et qui s'exprime en **newtons**, comme toutes les **forces**, avec sa **masse**, une **grandeur physique** dont l'unité est le **kilogramme**.

Il reste enfin la **réaction** de la glace :  $\vec{R}$ , une **force** qui empêche le palet de s'enfoncer dans le sol sous l'effet de son **poids**. Il a donc la même direction (verticale) et la même norme (10 N) que le poids. Par contre, son sens est : vers le haut. Et son point d'application est le centre de la surface de contact entre le palet et la glace.



Vous l'avez remarqué, chaque force est une flèche et son symbole est donc une lettre (F, en général) surmontée d'une flèche.

Par contre, l'intensité d'une force est symbolisée par une lettre sans flèche au dessus :

- $\mathbf{P} = 10 \text{ N}$ , est l'intensité de  $\vec{\mathbf{P}}$ .
- $\vec{\mathbf{F}}$  a pour intensité  $\mathbf{F} = 100 \text{ N}$ .
- L'intensité de  $\vec{\mathbf{R}}$  se note  $\mathbf{R}$  et vaut 10 N.

## C - Conséquences sur le mouvement

Comme on vient de le voir, la réaction de la glace et le poids du palet ont la même direction, la même norme et des sens opposés. L'une pousse le palet vers le haut 😊 tandis que l'autre le tire vers le bas. 😥 Et aucune n'est capable de l'emporter sur l'autre. En fin de compte, ces deux forces s'annulent mutuellement. Du coup, tout se passe comme s'il n'y avait que la force de la crosse. Et quel est l'effet de cette force, au juste ?

Tout dépend de ce que faisait le palet avant qu'on le frappe. S'il était immobile par rapport à la patinoire, le coup de crosse va bien sûr le **mettre en mouvement**. Sinon, il va peut-être **dévier sa trajectoire** et/ou **modifier sa vitesse**. Bien sûr, plus la force est intense et plus son effet sur le palet sera important. Par exemple, plus on frappe fort et plus on accélère le palet. Mais cet effet dépend aussi de la **masse** du palet : plus il est **massif** et plus il faut taper fort pour l'accélérer.



L'exemple est plus flagrant avec une pierre. Plus elle est **massive** et plus il faut pousser fort pour la déplacer.

Voici donc les différents effets qu'une force peut avoir sur un système :

- Mise en mouvement
- Changement de trajectoire
- Accélération ou ralentissement
- Déformation

Un palet de hockey n'est pas déformable mais si on exerce une force sur un chapeau, par exemple, cela peut avoir pour effet de le **déformer**.

## D - Le Principe d'inertie

Avançons. Nous avons donné un coup de crosse dans un palet et celui-ci glisse maintenant sur la glace, vers la cage de l'équipe adverse. Il n'est plus en contact avec la crosse. En fait, il n'est plus en contact qu'avec un seul autre corps : la glace de la patinoire. Nous allons supposer que cette glace est parfaitement lisse, sans aucun défaut, et que le palet glisse donc dessus sans aucun **frottement**.

Les forces de contact exercées sur le palet sont alors :

- La réaction  $\vec{\mathbf{R}}$  de la glace
- Et... c'est tout !

Quant aux forces à distance, il y a :

- Son poids  $\vec{\mathbf{P}}$ , exercé par la Terre
- Et... c'est tout !

Or, nous savons que les forces  $\vec{\mathbf{R}}$  et  $\vec{\mathbf{P}}$  se compensent. Qu'elles s'annulent mutuellement.

Comme la crosse est maintenant loin, et qu'elle ne peut pas agir à distance, il n'y a donc plus **AUCUNE** force exercée sur le palet.

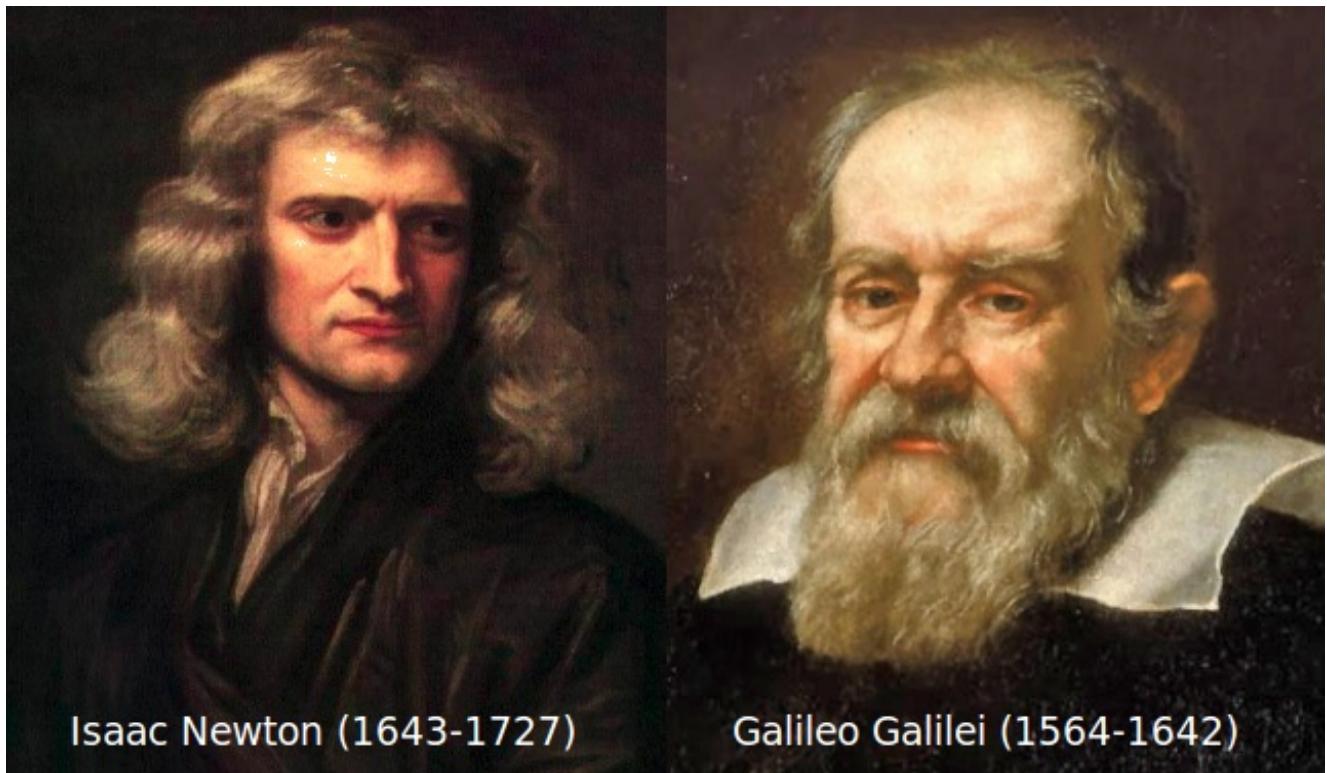


Hein ???? 😊 Mais comment peut-il avancer si aucune force ne s'exerce sur lui ? 😊

Vous n'êtes pas les premiers à vous poser cette question, loin de là. Pendant des siècles, tous les physiciens ont cru que pour qu'un objet avance, il fallait qu'une force le tire ou le pousse. Tous avaient en tête l'exemple d'**Aristote** et de la charrette qui reste immobile jusqu'à ce qu'un cheval commence à la tirer.

Pas de mouvement sans force, cela semblait une question de bon sens. Oui, sauf que... c'est complètement faux ! 😊

Et le palet de hockey nous en donne la preuve. Certes, il a bien fallu le **mettre en mouvement** à un moment donné, et donc le frapper avec la crosse. Mais ensuite, une fois qu'il se déplace par rapport à la patinoire, il n'a plus besoin de force. Il continue sur sa lancée. Et c'est au contraire pour l'arrêter que les joueurs adverses doivent obligatoirement exercer une force dessus.



Bien que fausse, la vision qu'**Aristote** avait du monde a longtemps été considérée comme LA vérité. Jusqu'à ce que les deux plus grands savants de tous les temps, **Galilée** et **Newton**, fondent la **Physique moderne**.

Voici l'une de leurs découvertes. Elle n'est pas très spectaculaire mais vous feriez quand même bien de l'apprendre tant elle est fondamentale :

Un système sur lequel ne s'exerce aucune force extérieure est appelé **système isolé**. Le palet de hockey n'est pas réellement dans ce cas : il subit deux forces extérieures, mais qui s'annulent mutuellement. C'est donc un **système pseudo-isolé**. Comme on vient de le voir, un **système pseudo-isolé** n'est pas forcément immobile. Il peut avoir n'importe quel mouvement, tout dépend du **référentiel** qu'on a choisi.

Mais Galilée et Newton ont découvert qu'il existe des référentiels un peu particuliers : les **référentiels galiléens**. Dans ces référentiels là, un **système pseudo-isolé** n'a pas n'importe quel mouvement. Il est forcément :

- soit immobile (comme le pensait Aristote)
- soit en **mouvement rectiligne uniforme**

C'est ce qu'on appelle le **Principe d'inertie**, ou encore la **Première loi de Newton**. Je vous demande de l'apprendre **PAR COEUR** 😊 :

Dans certains référentiels, appelés **référentiels galiléens**, tout système persévère dans son état **de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si et seulement si les forces extérieures exercées sur lui se compensent**.

Et je veux que vous vous en souveniez **TOUTE VOTRE VIE**



Euh, mais pourquoi ? 😊 C'est vraiment un cas très particulier, et ça ne marche que dans quelques référentiels.  
Pourquoi cette loi est-elle importante ?

Vous avez raison, le **principe d'inertie** n'est valable que dans des **référentiels galiléens**. Mais pensez au **référentiel terrestre**,

celui que vous preniez pour LE référentiel absolu. Eh bien, pour la plupart des expériences, à moins de faire de l'astronomie, c'est un **référentiel galiléen**. N'importe quel objet immobile par rapport au sol terrestre (la patinoire, par exemple) peut être considéré comme un **référentiel galiléen**.

Il y en a donc beaucoup, des **référentiels galiléens**. Et il est important de savoir que, par rapport à eux, les systèmes restent, soit **immobiles**, soit en **mouvement rectiligne uniforme**, jusqu'à ce qu'une **force extérieure** les dérange.

Pour notre palet de hockey, il est en **mouvement rectiligne uniforme** par rapport à la patinoire et il le restera jusqu'à ce que la crosse d'un adversaire (ou les filets de la cage) modifie sa trajectoire et/ou sa vitesse.

## E - Analyse de deux mouvements enregistrés



Cette série de points est un enregistrement du mouvement d'un palet, qui se déplace sans frottements. Toutes les 20 millisecondes, on a marqué un point à l'emplacement du centre du palet.

La première chose qu'on remarque, c'est que tous ces points sont alignés. Donc la **trajectoire** du palet est une **droite** et son **mouvement est rectiligne**. Ensuite, si vous mesurez l'écart entre les points, vous verrez que c'est toujours le même. Le palet parcourt donc la même distance pendant les 20 premières millisecondes et pendant les 20 millisecondes qui suivent. Sa **vitesse est constante** donc son **mouvement est uniforme**.

En combinant ces deux informations, on constate que le palet est animé d'un **mouvement rectiligne uniforme** par rapport au sol.

Regardons maintenant les forces appliquées au palet : son poids  $\vec{P}$  et la réaction  $\vec{R}$  du sol. Ces deux forces sont verticales. L'une pointe vers le haut et l'autre vers le bas. Si le poids était plus intense, le palet s'enfoncerait dans le sol. Si la réaction était plus intense, le palet se soulèverait. Ni l'un ni l'autre ne se produit. C'est bien la preuve que ces deux forces ont la même intensité et s'annulent donc mutuellement. Conclusion : le palet est **pseudo-isolé**.

Donc, le palet, **système pseudo-isolé**, est animé d'un **mouvement rectiligne uniforme** dans le référentiel du sol. C'est conforme au **principe d'inertie**. Donc cet enregistrement prouve que le sol est un **référentiel galiléen**.



### Chute d'un ballon

Voici maintenant un cas un peu différent : un ballon en chute libre, photographié toutes les 50 millisecondes. Sa trajectoire est une ligne droite verticale donc, là aussi, le mouvement est rectiligne. Mais, cette fois-ci, les images du ballon sont de plus en plus écartées au fil de la chute : il tombe de plus en plus vite. Son mouvement n'est pas **rectiligne uniforme** mais **rectiligne accéléré**. Et pour cause : le ballon n'est pas **pseudo-isolé**. Il ne subit qu'une seule force extérieure, son poids, que rien ne vient compenser. Le poids a la même direction et le même sens que le mouvement du ballon. Il a donc pour effet d'augmenter sa vitesse.

En Seconde, on ne va pas plus loin que ça dans l'étude des **forces** et des **mouvements**. Mais ce n'est qu'un début. Après la **première loi de Newton** (qui n'a pas passé toute sa vie à regarder des pommes tomber 😊), vous découvrirez en 1èreS la deuxième et la troisième. Et vous verrez de quelle manière évolue le mouvement de systèmes qui *ne sont pas* isolés.

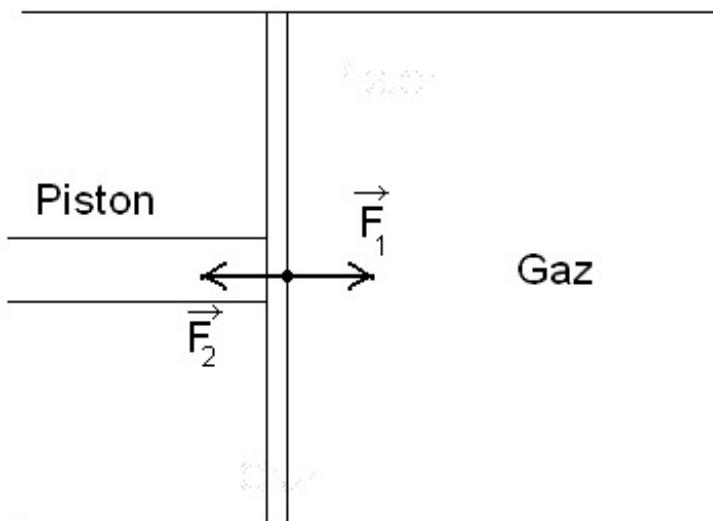


## La plongée sous-marine

A plusieurs mètres sous la surface de l'eau, d'étranges forces agissent sur les plongeurs : les **forces pressantes**. Elles sont à l'origine de plusieurs phénomènes dangereux et nécessitent qu'on prenne certaines précautions.

### A - La bouteille de plongée

Une **bouteille de plongée** doit permettre la respiration du plongeur. Elle contient un mélange de plusieurs **gaz**, dont le **dioxygène**. Mais pour stocker tous ces gaz dans la bouteille, et en quantité suffisante, il est nécessaire de les **comprimer**.



Sur ce schéma, des **gaz** sont confinés dans un espace limité, espace dont le **volume** diminue puisqu'on pousse le **piston** vers la droite. Le **piston** exerce sur les **gaz** la **force pressante**  $\vec{F}_1$ .

Mais les gaz résistent. Ils ne vont pas se laisser **comprimer**, comme ça, sans rien dire. Ils cherchent à retrouver leur **volume** initial. Eux aussi exercent sur le **piston** une **force pressante**, que j'ai appelée  $\vec{F}_2$ . Et plus on déplace le piston vers la droite, plus  $\vec{F}_2$ , l'intensité de  $\vec{F}_2$ , augmente.

L'important, dans une bouteille de plongée, ce n'est cependant pas la **force pressante** subie par les gaz. Ce serait plutôt la **pression**, une grandeur physique définie par la formule :

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

- P : pression des gaz, en pascals (Pa)
- F : intensité de la force pressante exercée par les gaz, en newtons (N)
- S : surface du piston, en mètres carrés ( $m^2$ )

Pour vous rendre compte de l'importance de la **pression**, pensez aux fakirs et à leurs planches à clous.



La **force pressante** exercée par les clous est égale, quoi qu'il arrive, au **poids** du fakir. Mais heureusement, ce n'est pas elle qui détermine la douleur ressentie. 😱 Non : plus il y a de clous, moins c'est douloureux pour le fakir, car la **surface** de contact augmente et donc la **pression** diminue. Naturellement, s'il ne touche pas suffisamment de clous à la fois, ça peut être une catastrophe. 😱

Pour les gaz de notre bouteille de plongée, c'est la même chose : c'est leur **pression** qui importe. Quand on appuie sur le piston, cette **pression** augmente. On dit qu'on **comprime** les gaz. Par contre, si on tire sur le piston, la **pression** diminue : on **détend** les gaz.

Justement, chaque bouteille de plongée est munie d'un **détendeur**, que le plongeur place devant sa bouche. Il réduit la **pression** des gaz et augmente leur **volume**, ce qui les pousse à s'engouffrer dans les poumons.

Une chose importante à remarquer ici, c'est le lien entre la **pression** et le **volume** d'un gaz : quand l'un augmente, l'autre diminue. Et vice versa.

Pour compléter la description de la bouteille, il faut que je vous parle de son **manomètre** : un appareil de mesure qui indique à tout moment la **pression** des gaz restant à l'intérieur.



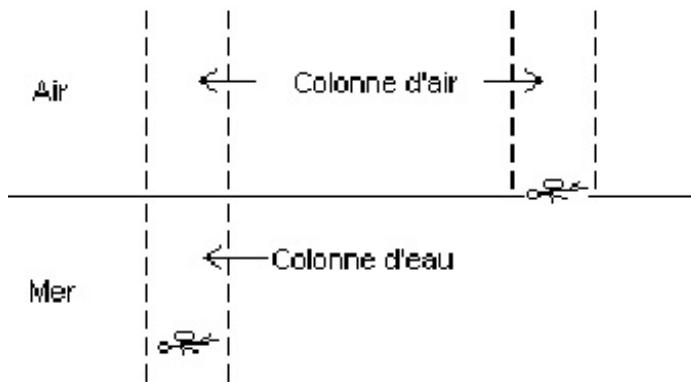
Sur un **manomètre**, la **pression** n'est pas indiquée en **pascals** mais en **bars**. Voici comment on passe d'une unité à l'autre :

$$1 \text{ bar} = 100\,000 \text{ Pa} = 10^5 \text{ Pa}$$

## B - Pression de l'eau de mer

Mais pourquoi en **bars** ? Pourquoi le **manomètre** est-il gradué en **bars** alors que l'unité internationale officielle de **pression**, c'est le **pascal** (Pa).

Il y a une bonne raison à cela. Regardez ce schéma :



Le plongeur de droite est à la surface. Il n'y a rien au dessus de lui. Rien... mise à part une colonne d'air de plusieurs kilomètres de haut qui lui appuie dessus. Cette colonne d'air exerce une **pression** sur le plongeur : la **pression atmosphérique**, approximativement égale à... **1 bar**.

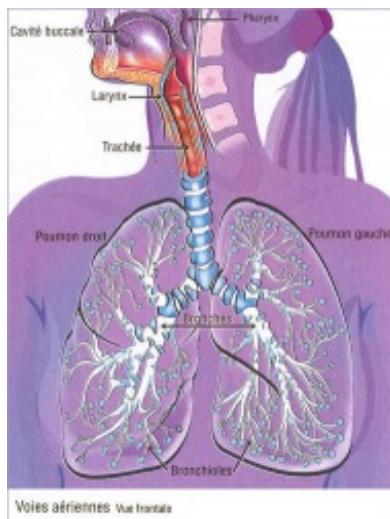
Le plongeur de gauche aussi subit la **pression atmosphérique**. Et lui, en plus, il subit également la **pression** exercée par la colonne d'eau au dessus de lui. Bien entendu, plus il descend, plus il y a d'eau au dessus de lui, donc plus cette pression augmente. En fait, tous les 10 m, elle augmente de... **1 bar**. Vous voyez donc que, pour un plongeur, le **bar** est vraiment l'unité idéale pour mesurer la **pression**, quoi qu'en disent les conventions internationales. Par exemple, s'il subit une pression de 4 bars, il sait tout de suite que sa profondeur actuelle est de...

### Secret (cliquez pour afficher)

**30 m.** 1 bar pour la pression atmosphérique + 1 bar tous les 10 m :  $1 + 3 = 4$  bars.

La **pression supplémentaire** due à la colonne d'eau n'est pas sans conséquences sur l'organisme du plongeur. Elle entraîne une augmentation de la **pression** de l'air dans les poumons. Avec un détendeur, il n'y a pas de problème : la quantité de gaz envoyée dans les poumons est toujours adaptée à la pression environnante. Mais pour celui qui plonge en apnée, l'air qu'il a inspiré à la surface avait une pression de 1 bar et un volume égal à celui de ses bronches.

En profondeur, la pression augmente, donc le **volume** de cet air diminue. Donc le **volume** des bronches diminue aussi. Le sang afflue alors dans les poumons pour prendre de la place et éviter que le volume total des poumons soit réduit et donc que la cage thoracique soit écrasée. Mais à partir d'une certaine profondeur, il n'y a plus assez de sang disponible pour ça et il faut compenser en fournissant un effort musculaire de plus en plus important.

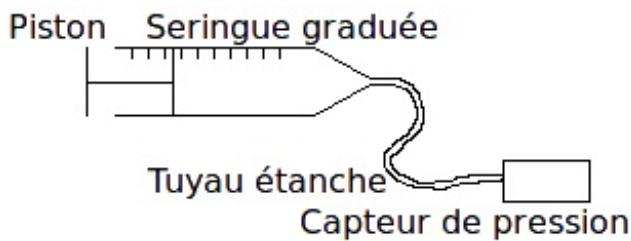


## C - Loi de Boyle-Mariotte

Le problème, vous l'avez compris, c'est que le **volume** d'un gaz (l'air dans les poumons, par exemple) est lié à sa **pression**. Quand l'une augmente, l'autre diminue.

Mais essayons d'être plus précis. Quelle est la **relation mathématique** entre ces deux grandeurs physiques ?

Ce montage va nous aider à le déterminer :



La seringue contient de l'air ordinaire. Ses graduations nous permettent de connaître à tout instant le **volume** de cet air. La **pression** de l'air est mesurée par un capteur électronique, relié à la seringue par un tuyau étanche.

En déplaçant le piston, on essaie plusieurs **volumes**. A chaque fois, on note la **pression** mesurée par le capteur.

V : volume lu sur la seringue P : pression mesurée par le capteur	
60 mL	1,05 bar
50 mL	1,14 bar
45 mL	1,24 bar
40 mL	1,37 bar
35 mL	1,53 bar
30 mL	1,72 bar



Il ne faut pas oublier le **volume** de l'air situé dans le tuyau : 28 mL. Donc, pour la première ligne, par exemple, le véritable **volume** de l'air n'est pas 60 mL mais 88 mL.

Pour chaque mesure, nous allons calculer le produit  $P \cdot V$  : la **pression** multipliée par le **volume**.

V : volume de l'air (en mL) P : pression de l'air (en bar) $P \cdot V$		
88	1,05	92
78	1,14	89

73	1,24	91
68	1,37	93
63	1,53	96
58	1,72	100

En moyenne, sur l'ensemble des mesures, le produit  $P \cdot V$  vaut **93 bar · mL**. Aucune des valeurs de  $P \cdot V$  n'est très éloignée de cette moyenne.

On s'aperçoit donc que le produit  $P \cdot V$  reste pratiquement constant tout au long de l'expérience, aux erreurs de mesure près. Nous venons de redécouvrir la **loi de Boyle-Mariotte** :

$$P \cdot V = cste$$

- P : pression d'un gaz, en pascals (Pa)
- V : volume de ce gaz, en mètres cubes ( $m^3$ )
- cste : valeur quelconque mais constante (l'unité n'est pas à connaître)

Soit un gaz dans un récipient étanche (mais déformable) à température constante. À un instant donné, sa pression est  $P_1$  et son volume est  $V_1$ . Un peu plus tard, le même gaz a la pression  $P_2$  et le volume  $V_2$ . D'après la **loi de Boyle-Mariotte** :

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



La loi de Boyle-Mariotte n'est valable qu'à température constante, et pour des pressions pas trop élevées.

## D - Dissolution dans le sang

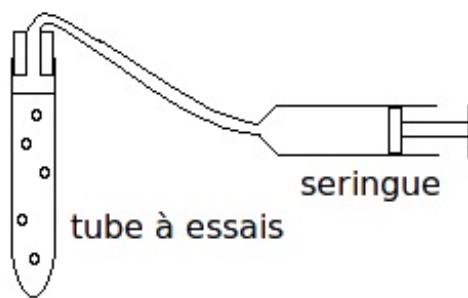
Vous commencez maintenant à savoir qu'on peut **dissoudre** un solide dans un liquide. Eh bien, figurez-vous qu'on peut aussi dissoudre un **gaz** dans un liquide. Justement, quand l'air de la bouteille est inspiré par le plongeur, la majorité va dans les poumons. Mais une partie de cet air se **dissout** dans le sang.

Or, là aussi, il y a une limite de **solubilité**, au delà de laquelle le liquide est **saturé** et le gaz ne peut plus se dissoudre. Et cette limite dépend de la **pression extérieure**. Plus le plongeur descend, plus la **pression extérieure** augmente et plus l'air devient **soluble** dans le sang. Quand le plongeur remonte, c'est l'inverse : l'air devient moins soluble et repasse à l'état gazeux. Du coup, de petites bulles d'air se forment dans le sang. Si le plongeur remonte trop vite, ces bulles d'air grossissent et peuvent bloquer la circulation du sang !



Il est donc impératif de remonter lentement, en respectant des **palières de décompression**. Ainsi, ces bulles d'air ont le temps de s'évacuer par les poumons avant de devenir trop grosses.

L'expérience suivante permet de bien visualiser ce phénomène : on place une eau minérale gazéifiée (genre Perrier ou Badoit) dans un tube à essais relié par un tuyau étanche à une seringue.



On tire sur le piston de la seringue, ce qui réduit la pression de l'air à l'intérieur et donc la pression exercée sur l'eau. Le dioxyde de carbone dissous dans l'eau minérale devient alors moins soluble et commence à former des bulles de plus en plus grosses, semblables à celles qui menacent le plongeur.

## Partie 2 : L'Univers

Notre Univers (du moins, ce que nous en connaissons) n'est pas chaotique : il est organisé, logique, et obéit à des lois : les lois de la Physique. Savoir si ces lois ont été décrétées par quelqu'un 😐, votées démocratiquement 🚩, ou si elles se sont engendrées elles-mêmes, c'est un débat dans lequel je n'entrerai pas.

Par contre, nous voulons les découvrir, ces lois ! Qui n'a jamais cherché à comprendre le monde qui l'entoure et sa place dans l'Univers ? Je sais que vous avez hâte de sonder les mystères de l'infiniment grand et ceux de l'infiniment petit. Alors, ne perdons pas de temps...

### Visite de l'Univers

Ladies and gentlemen, soyez les bienvenus à bord de notre vaisseau spatial. 😊

Merci d'avoir choisi notre compagnie. Notre altitude est actuellement de 200 000 km. La température de l'air ambiant extérieur est... ah non, pardon, il n'y a pas d'air à l'extérieur ! 😅 Les gilets de sauvetage situés sous votre siège sont complètement inutiles : là où nous allons, il n'y a pas non plus d'eau liquide. Et en cas de dépressurisation de la cabine, ne comptez pas sur vos pathétiques masques à dioxygène pour vous tirer d'affaire.

Nous vous souhaitons un agréable séjour sur nos lignes. 😊

#### A - Le Système solaire

Notre voyage commence bien évidemment par **la Terre**, notre chère "planète bleue", une grosse boule de **6400 km de rayon**, très légèrement aplatie au niveau des pôles, et qui tourne sur elle-même en 24 heures, autour d'un axe imaginaire passant par ces mêmes pôles. C'est la seule planète connue sur laquelle on trouve de l'**eau à l'état liquide** et, accessoirement, **la Vie**. En outre, elle est entourée d'une enveloppe de gaz : une **atmosphère**.

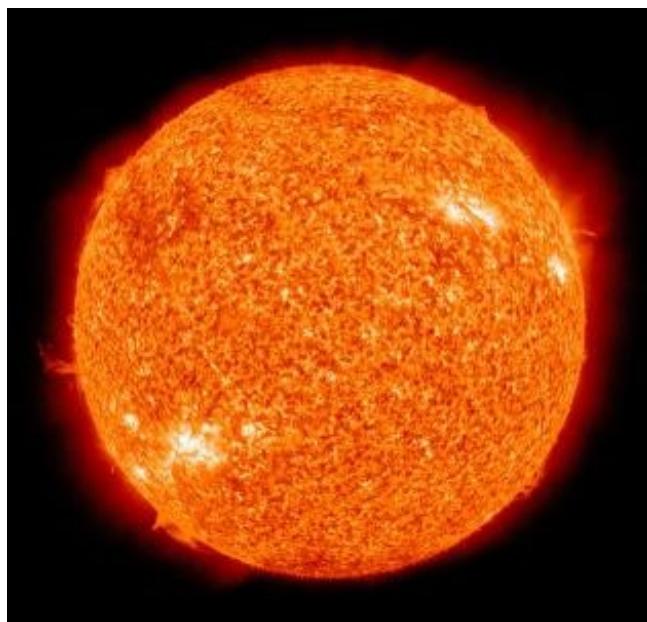


La voici, sur cette image, telle qu'on peut la voir depuis la Lune, à condition d'aller là-bas, bien sûr. 😊 Seule la face éclairée de la Terre est visible.

**La Lune** est le corps naturel le plus proche de la Terre (380 000 km, tout de même). On dit que la Lune est un **satellite naturel** de la Terre car elle nous tourne autour en 29 jours et demi, autrement dit **un mois** (ou "une lune", comme on disait autrefois). Elle aussi est une grosse boule, mais plus petite que la Terre : 1700 km de rayon. Elle est entièrement solide et n'a pas d'atmosphère, ce qui la laisse à la merci des météorites (gros rochers à la dérive dans l'espace), qui la percutent régulièrement et forment de nombreux cratères à sa surface.

Nous sommes plus habitués (et pour cause) à voir l'image inverse : la Lune depuis la Terre. La Lune est en effet l'objet le plus visible dans le ciel nocturne. Je dis bien *nocturne*, car, le jour, c'est une tout autre affaire. Le jour, il est difficile de voir autre chose dans le ciel que le **Soleil** 😎.

Une grosse boule, lui aussi. Mais **attention** : par rapport à la Terre et à la Lune, le Soleil ne boxe pas dans la même catégorie. Lui, c'est une "*star*" : une **étoile**. Déjà, niveau taille, on passe cette fois à un rayon de 700 000 km. Et surtout, c'est une gigantesque **source de lumière et d'énergie**, qu'il émet dans toutes les directions.



Cette énergie est produite par les réactions de fusion nucléaire qui se déroulent à l'intérieur, à des températures de plusieurs millions de degrés Celsius. Il faut bien ça pour vous faire bronzer lorsque vous vous prélasserez sur la plage, à **150 millions de kilomètres** du Soleil.

150 000 000 de kilomètres ! 🌎 En voilà une distance !

Vous avez peut-être remarqué que je n'ai exprimé aucune distance en **mètres** depuis le début de ce chapitre. C'est pourtant le mètre, l'unité internationale pour les distances. Mais, dans l'espace, les distances sont si colossales qu'il n'est plus du tout adapté. J'ai donc fait appel au kilomètre. Pour exprimer le rayon de la Terre ou celui du Soleil, on pouvait s'en sortir comme ça. Mais même lui commence maintenant à être dépassé.

La distance entre la Terre et le Soleil est de 150 millions de kilomètres. Et certaines planètes sont beaucoup plus loin. Pas question de s'embêter avec d'aussi grands nombres. Nous allons plutôt adopter une nouvelle unité de distance : l'**unité astronomique (ua)**.

$$1 \text{ ua} = 150\,000\,000 \text{ km}$$

Bien entendu, ce n'est pas un hasard. La distance que nous choisissons comme référence, c'est la distance Terre-Soleil.

Il faut savoir que le roi Soleil est très entouré. Des courtisans de toutes sortes lui tournent autour depuis sa naissance (il y a près de 5 milliards d'années) : des planètes, des planétoïdes, des astéroïdes, des comètes, etc. Ce vaste ensemble, ce Versailles céleste, c'est ce qu'on appelle le **Système solaire**.

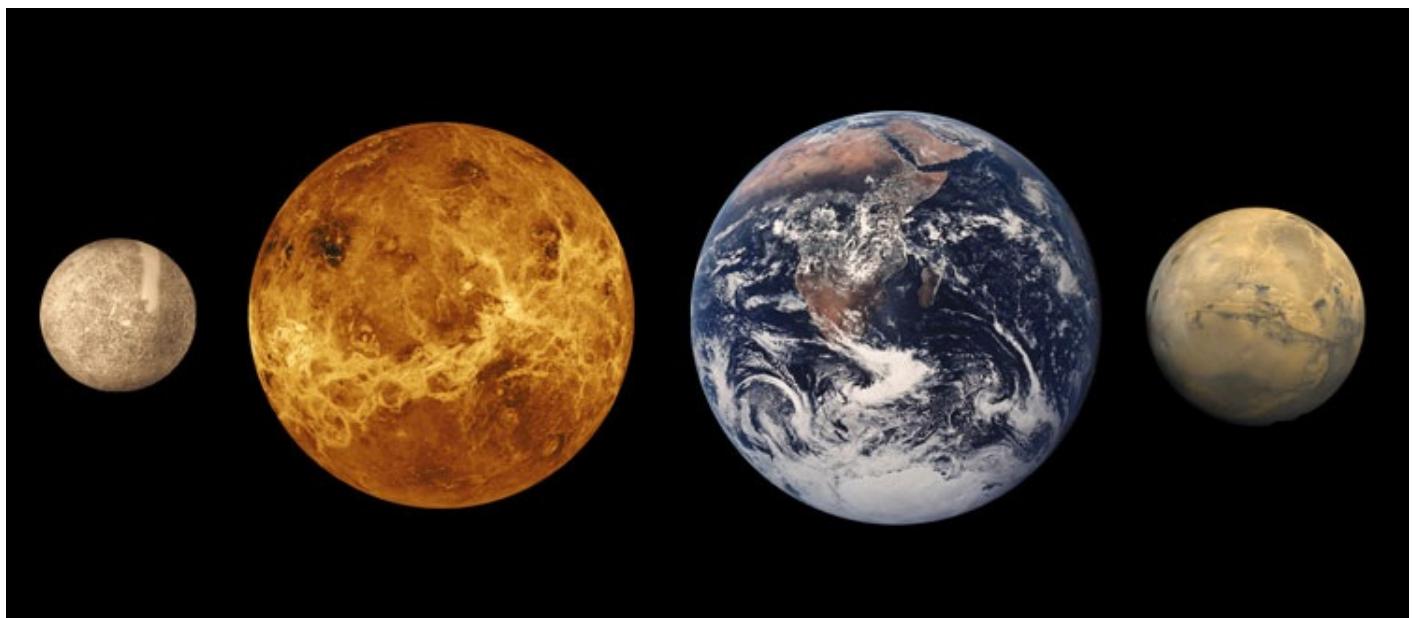
La Terre en fait partie, bien sûr. Elle met 365 jours et 6 heures (un an, donc 😊) pour faire le tour de son étoile préférée.



Comment le Soleil peut-il être une étoile ? Il ne ressemble pas aux autres étoiles.

Les autres étoiles ressemblent pour nous à des points car elles sont extrêmement lointaines. Si nous nous en approchions, nous verrions qu'elles ressemblent au Soleil, même si toutes ne sont pas exactement de la même couleur.

Pour le moment, restons dans le Système solaire et observons un peu ses planètes. Il y en a 8 : 4 planètes solides et 4 planètes géantes gazeuses.



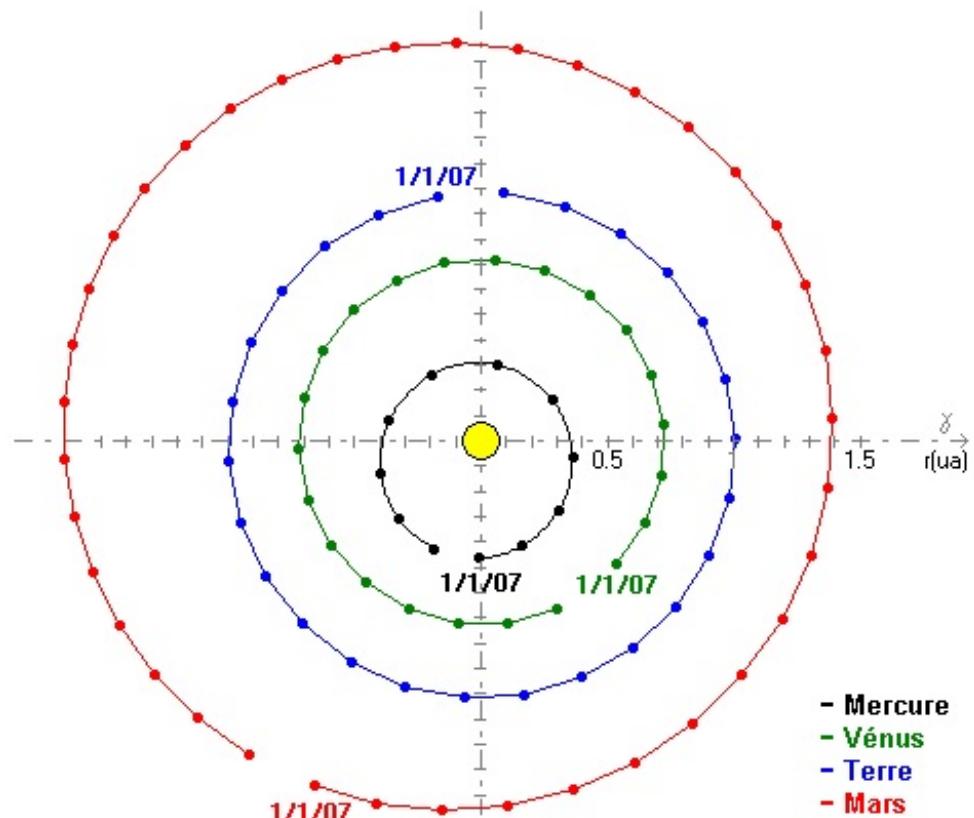
Voici les quatre planètes solides. Cette image permet de comparer leurs tailles. De gauche à droite, nous avons :

- La petite **Mercure**, la plus proche du Soleil.
- La belle **Vénus**, avec son atmosphère pleine d'acide sulfurique. On l'appelle souvent "étoile du berger" mais ce n'est qu'une planète.
- La **Terre**. Vous connaissez ? 😊
- **Mars**, la "planète rouge", prochain objectif de la conquête spatiale.



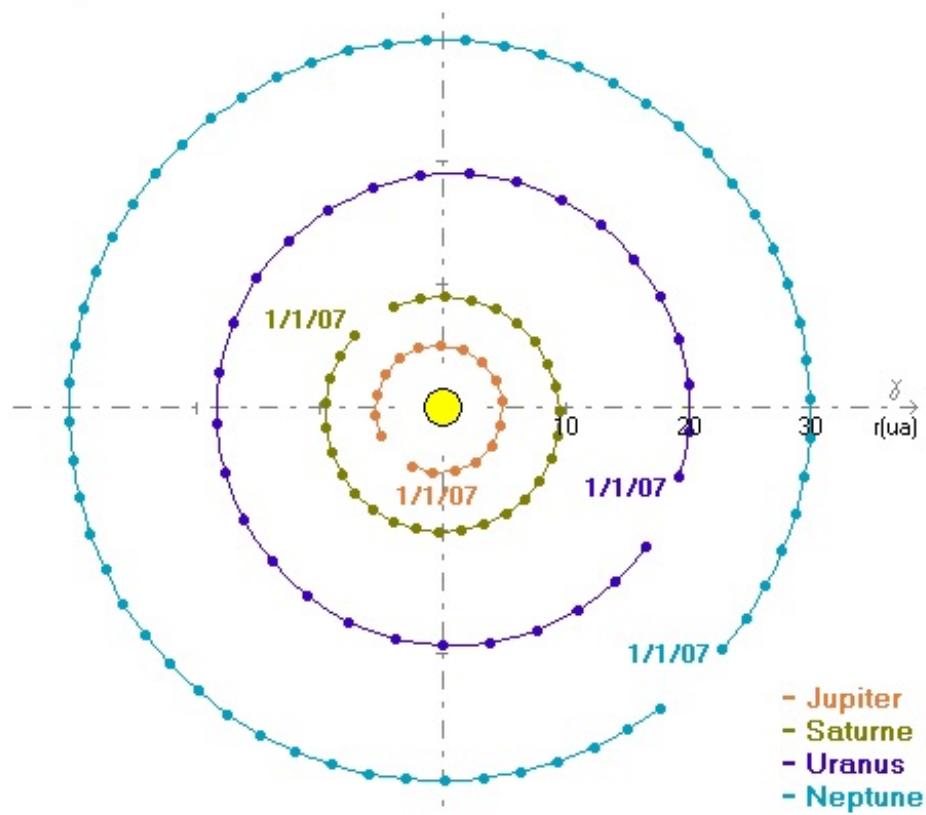
Entre autres records, la Terre est donc le plus gros objet solide du Système solaire.

Mais attention : dans l'espace, les planètes solides (ou **planètes telluriques**) ne sont pas du tout côté à côté, comme sur cette image. Elles seraient plutôt comme ça :

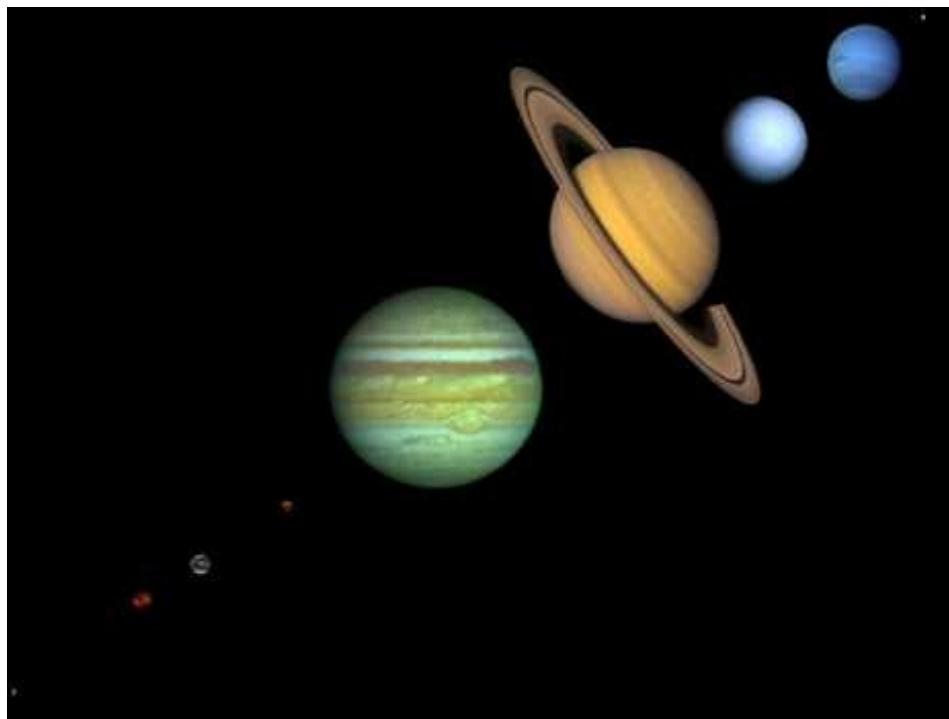


Voici leurs trajectoires, avec le Soleil au centre. L'axe des distances est gradué en unités astronomiques (ua). Vous voyez que même Mars est à moins d'1,5 ua du Soleil.

Par contre, pour trouver les quatre planètes géantes gazeuses, il faut aller chercher beaucoup plus loin, entre 5 et 30 ua.



Elles sont donc quatre, elles aussi : **Jupiter, Saturne, Uranus et Neptune**. Pas de sol sur ces planètes : ce sont des boules de gaz géantes. Et quand je dis "géantes", ce n'est pas une façon de parler. Voyez plutôt :



En bas à gauche, ce sont nos petites planètes telluriques. Mercure n'est même pas visible. Au centre, c'est **Jupiter**, et **Saturne** avec ses fameux anneaux. Puis, toujours en montant vers la droite, on trouve Uranus et enfin Neptune.

Et tandis que la Terre se contente d'un unique **satellite naturel** (la Lune), chaque géante gazeuse en a au moins une dizaine. C'est

d'ailleurs en découvrant quatre satellites de Jupiter (Io, Europe, Ganymède et Callisto) que Galilée a compris que des objets célestes pouvaient tourner autour d'autre chose que la Terre.



Et Pluton, alors ? Elle n'existe plus ?

Oh si, Pluton existe. Simplement, ce n'est pas une planète. L'Union astronomique internationale 😞 lui a retiré ce titre en 2006, considérant qu'elle était bien trop petite pour le mériter. Plus petite que la Lune, vous vous rendez compte ? C'est qu'on ne mélange pas les torchons et les serviettes ! 😊 Pluton est donc un **planétoïde**, ou une **planète naine**, comme il y en a des centaines dans le **Système solaire**.

En voici quelques unes, comparées à la taille de la Terre :



Et encore heureux que Pluton soit ronde. Sinon, elle aurait pu tomber carrément dans la catégorie des vulgaires **astéroïdes**, ces objets difformes que l'on rencontre entre Mars et Jupiter, ou au-delà de Neptune, dans une région appelée "ceinture de Kuiper".

Plus loin encore, il y a les **comètes** : des objets fascinants, et qui n'ont d'ailleurs pas manqué de fasciner les hommes depuis l'Antiquité. Longtemps, le passage d'une comète a été perçu comme l'annonce de la fin imminente du monde ou, au moins, comme un très mauvais présage.

Vue de près, pourtant, une comète est beaucoup moins impressionnante : c'est juste un gros caillou, comme un astéroïde. Parfois, il ne mesure que quelques kilomètres de long. Elle aussi tourne autour du Soleil, mais sa trajectoire n'est absolument pas ronde. La plupart du temps, elle est plus loin que Neptune mais, parfois, elle passe très près du Soleil, plus près encore que la Terre.

Et justement, quand elle commence à se rapprocher (quelques dizaines d'ua, quand même), il se produit un phénomène étrange à sa surface : certaines roches passent à l'**état liquide** et forment dans l'espace une traînée de plusieurs millions de kilomètres, dans la direction opposée à celle du Soleil. C'est cette **chevelure** qui excite tant nos imaginations.

Nous voici donc parvenus aux confins du Système solaire. Si vous voulez continuer à le visiter, je vous recommande le [tutoriel d'itms](#) consacré au logiciel Celestia.

## B - Étoiles et galaxies

Au delà des dernières comètes... Plus rien ! 😊

Vous aurez beau parcourir des milliers d'ua, vous ne trouverez rien d'autre que le **vide**.

Ah, le **vide**...

Dire que certains répètent encore sans réfléchir "*La nature a horreur du vide*". En réalité, le vide est partout dans l'Univers : entre la Terre et la Lune, entre les planètes, entre le Soleil et son cortège. Et plus loin, il n'y a plus que ça.

L'**étoile** la plus proche s'appelle **Proxima Centauri**. Elle se trouve à **265 000 ua** du Soleil, ce qui nous laisse donc pas mal de vide devant nous. Et encore, ça, c'est la plus proche.

Même le plus puissant vaisseau spatial conceivable mettrait une éternité pour s'y rendre. Rien ne peut franchir de telles distances en un temps raisonnable. Rien... sauf peut-être la **lumière**. 😊

La **lumière**, en effet, peut se **propager** à travers les étendues vides et glacées de l'espace **en ligne droite** et à la vitesse prodigieuse de  $c = 300\,000 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Vous avez remarqué que j'utilise la lettre **c** pour exprimer cette vitesse, et non un **v**, comme je le fais habituellement. C'est qu'il ne s'agit pas de n'importe quelle vitesse. La vitesse de propagation de la lumière dans le vide, de symbole **c**, est une **constante universelle**. Elle est la même partout dans l'Univers (du moment qu'on est dans le vide) et c'est une **limite de vitesse** absolue que rien ne pourra jamais dépasser... du moins, pas tant que la théorie de la Relativité d'Albert Einstein n'aura pas été remise en cause.



J'en arrive donc à votre premier calcul de ce chapitre. Quelle distance la lumière peut-elle parcourir en un an, en voyageant en ligne droite à la vitesse  $c = 3,00 \cdot 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$  ?

Ressortons notre formule habituelle :

$$c = \frac{d}{t}$$

- **d** : distance parcourue par le système. Exprimée en mètres (m).
- **t** : temps mis pour la parcourir. Exprimé en secondes (s).
- **c** : vitesse moyenne du système. Exprimée en mètres par secondes.

Nous avons quand même un gros problème d'unités. Pour **c**, la conversion est simple :  $c = 3,00 \cdot 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1} = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

Mais pour **t**, il s'agit tout de même de convertir **1 an** en secondes. D'où la question : Combien y a-t-il de secondes dans une année (en moyenne) ?

C'est parti : la plupart des années durent 365 jours mais les années bissextiles en comptent 366 donc  $t = 1 \text{ an} = 365,25 \text{ jours}$ . 1 jour dure 24 heures. Une heure dure 60 minutes et il y a 60 secondes par minute.

Donc :

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$t = 365,25 \cdot 24 \cdot 60 \cdot 60 = 31557600 \text{ s}$$

$$c = \frac{d}{t} \text{ donc } d = c \cdot t = 3,00 \cdot 10^8 \cdot 31557600 = 94672800 \cdot 10^8 \text{ m}$$

Exprimons cette valeur en écriture scientifique avec un nombre raisonnable de chiffres significatifs :

$$d = 9,47 \cdot 10^7 \cdot 10^8 = 9,47 \cdot 10^{15} \text{ m}$$

Soit environ 9 millions de milliards de mètres. Une sacré trotte, quand même... 😊

Une sacré trotte peut-être, mais ce n'est pas encore assez pour parcourir les 265 000 ua, soit  $3,98 \cdot 10^{16} \text{ m}$ , qui séparent Proxima Centauri du Système solaire. Même la lumière, donc, ne peut pas accomplir ce voyage en moins d'un an. Le temps nécessaire à la lumière émise par Proxima Centauri pour arriver jusqu'à Terre est de 4,2 ans.

Un petit calcul pour le vérifier ? Allez-y. On commence par un calcul littéral :

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$c = \frac{d}{t} \text{ donc } t = \frac{d}{c} = \frac{3,98 \cdot 10^{16}}{3,00 \cdot 10^8} = 1,33 \cdot 10^8 \text{ s} = 4,20 \text{ ans}$$

Alors, est-il plus simple de dire que Proxima Centauri est à 265000 ua du Système solaire ou que la lumière venue de Proxima Centauri met 4,2 ans pour nous parvenir ?

La deuxième, bien sûr. Et quand la lumière met des dizaines ou des centaines d'années à nous parvenir de telle ou telle étoile, il serait fou de continuer à utiliser les mètres, les kilomètres ou même les unités astronomiques. Nous allons donc introduire une nouvelle unité de distance (oui, encore une ), une unité à la mesure de l'immensité de l'Univers : **l'année de lumière (al)**, c'est-à-dire la distance parcourue par la lumière en une année.

$$1 \text{ al} = 9,47 \cdot 10^{15} \text{ m}$$



L'année de lumière n'est pas une unité de temps mais une unité de **distance**.

Parfait. Maintenant que nous pouvons mesurer les distances en années de lumière, les étoiles sont enfin à notre portée.

**Proxima Centauri** est une étoile plus petite que le Soleil, qui émet une lumière assez rouge.

En voici quelques autres assez connues. Ne vous embêtez pas à les mémoriser :

- **Véga**, grosse étoile légèrement bleutée, à 25,3 al de la Terre. C'est la plus brillante visible depuis la France (sans compter l'étoile du berger, alias **Vénus**).
- L'**étoile polaire**, très grosse étoile jaune, à 430 al de la Terre. Elle se situe à peu près dans le prolongement de l'axe des pôles et ne semble donc pas se déplacer dans le ciel tandis que la Terre tourne sur elle-même.
- **Sirius**, l'étoile la plus brillante du ciel, est une étoile blanche de la taille du Soleil, située à 8,6 al de la Terre. Autour d'elle gravite une **naine blanche**, c'est-à-dire le "cadavre" d'une ancienne étoile.
- A 78 al de la Terre, **Mizar** est en réalité une étoile double : deux petites étoiles très proches l'une de l'autre, qui se tournent mutuellement autour.

Le Soleil est une étoile comme les autres et n'est donc pas la seule à être entourée d'un système de planètes. Depuis 1995, on a ainsi découvert des centaines d'**exoplanètes** (**exo** car elles se trouvent à l'**extérieur** du Système solaire). La première a reçu le nom de **Bellérophon**. Elle tourne autour de l'étoile **51 Pegasi** à 48 al d'ici. L'étoile **HD 10180**, à 127 al, est entourée pour sa part par 7 planètes connues. Plus étrange, on a découvert en 2005 la planète **Cha 110913**, à 163 al de la Terre, une planète vagabonde qui ne tourne pas autour d'une étoile.

En regardant le ciel nocturne à la campagne (loin de toute lumière artificielle) avec une lunette astronomique rudimentaire ou avec une bonne vue, on peut aussi y observer une longue traînée blanche, qui le traverse d'un horizon à l'autre et que les anciens prenaient pour du lait : la **Voie Lactée**. Christophe Colomb l'utilisait comme point de repère pour traverser l'Atlantique.

Il s'agit en réalité, non pas de lait, mais d'une multitude d'étoiles très lointaines, que l'on ne peut pas distinguer individuellement. On y trouve aussi des **nébuleuses**, c'est-à-dire de la matière *en vrac* à partir de laquelle de nouvelles étoiles se forment de temps à autre.



Pour comprendre ce qu'est vraiment la Voie Lactée, il faut cette fois faire appel aux télescopes très puissants des observatoires, qui sondent le ciel profond et y découvrent des objets comme celui-ci :



Voici la **galaxie d'Andromède**. Elle se trouve à environ 2,5 millions d'al de la Terre. Cette fois, les ua peuvent vraiment aller se rhabiller.

Comme toutes les **galaxies**, celle d'Andromède est un regroupement de plusieurs milliards d'étoiles, qui tournent très lentement autour du centre de la galaxie. En effet, les étoiles ne sont pas réparties uniformément dans l'Univers. Elles se regroupent en **galaxies** et, entre deux galaxies, sur plusieurs dizaines de millions d'al, on ne trouve (presque) que du **vide**.

Le Soleil aussi fait partie d'une galaxie. Une galaxie qui ressemble d'ailleurs beaucoup à la galaxie d'Andromède (elles ne sont pas toutes comme ça). Seulement voilà, le Soleil n'est pas du tout au centre de notre galaxie. Il n'est pas tout à fait à la périphérie non plus mais presque. Et donc, lorsque nous regardons vers le centre de la galaxie, nous la voyons par la tranche, d'où cette fameuse traînée blanche (la **Voie Lactée**) qui regroupe la grande majorité des étoiles de notre galaxie.

Du coup, on a également baptisé **Voie Lactée** la galaxie dans son ensemble. Celle-ci a la forme d'une grande spirale plate, un disque rembourré au centre, dont le diamètre est d'environ 80 000 al.

## C - Les amas, l'Univers et le reste...

Pas plus que les étoiles, les galaxies ne sont réparties uniformément dans l'Univers. Elles se regroupent en **amas** ou en **groupes** de galaxies *relativement* proches (à plusieurs millions d'al les unes des autres, quand même). La différence entre groupe et amas est une question de taille : les **amas** sont plus gros et les **groupes** plus petits.

Notre **groupe** à nous s'appelle... le **groupe local**. Oui, je sais bien, ce n'est pas très original. 😊 Par contre, cocorico, 😊 la **Voie Lactée** est la plus grande galaxie de ce groupe.

À leur tour, les amas et les groupes se rassemblent en **superamas**, et le nôtre a été baptisé "**Superamas de la Vierge**".

Les **superamas**, par contre, semblent se répartir dans l'Univers de façon à peu près uniforme. Je dis bien *semblent*, car nous ne sommes capables d'observer qu'une partie de l'Univers, partie qu'on appelle tout naturellement **Univers observable**.



Mais comment se fait-il que nous ne puissions pas observer le reste ? Nos télescopes ne sont pas assez puissants ?

Inutile de s'en prendre aux télescopes : c'est bien plus grave que ça ! 😕 Tout ce que nous connaissons de l'Univers, nous l'avons observé depuis la Terre ou depuis quelques satellites et sondes spatiales, qui ne se sont jamais vraiment éloignés de notre planète. Nous ne sommes donc pas allés chercher ces informations : elles sont venues jusqu'à nous, sous forme de **lumière**.

Si nous savons qu'il y a des étoiles, c'est parce que leur lumière nous parvient. De même pour les galaxies, amas et autres superamas.

Or, la **lumière** n'a pas toujours été libre de se mouvoir à travers l'espace comme elle le fait aujourd'hui. Cela ne fait que **14 milliards d'années** (environ) qu'elle se propage à travers le vide intersidéral, **en ligne droite**, et à la vitesse vertigineuse de  $c = 300\ 000 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ . Auparavant, la matière était trop condensée dans l'Univers et celui-ci était donc opaque.



Comment ça, trop condensée ? Il n'y a pas plein de vide partout ?

Si, mais ça n'a pas toujours été le cas. L'Univers est en **expansion** : les galaxies s'éloignent les unes des autres et il y a de plus en plus de vide entre elles. Autrefois, elles étaient beaucoup plus proches. Et, si on remonte 14 milliards d'années en arrière, il n'y avait alors que très peu de vide. L'Univers était plein de matière (et très chaud, aussi) et la lumière ne pouvait donc pas se frayer de chemin. Il n'y avait tout simplement pas la place.

Vous avez peut-être entendu parler de la **théorie du Big Bang**, qui tente d'expliquer cette expansion. N'allez pas croire que l'Univers se résumait alors à un minuscule point de matière entouré d'un vide infini, point qui aurait éclaté dans toutes les directions. Je ne saurais pas trop vous expliquer ce qu'était vraiment le Big Bang : c'est un sujet extrêmement complexe. Mais le Big Bang n'a pas "créé" la matière de l'Univers. C'est le **vide** qui a commencé à grandir à ce moment là, et qui continue aujourd'hui. Et grâce au vide, la matière a pu s'organiser en atomes, en galaxies, etc.

Ce qui est clair, en tout cas, c'est que l'Univers est en expansion et que la lumière n'a pu commencer à le parcourir que 380 000 ans après le Big Bang. Il y a donc, environ, 14 milliards d'années.



D'accord, mais quel rapport avec l'Univers observable ?

J'y viens, mais il faut d'abord que je vous explique autre chose...



Quand vous regarderez le ciel, ce soir, vous verrez la lumière venue des étoiles lointaines. Si une étoile est située à 400 al de la Terre, cela signifie que sa lumière aura voyagé pendant 400 ans avant d'arriver jusqu'à vous. Ce n'est donc pas le présent mais le **passé** que vous contemplerez. Vous ne verrez pas l'étoile telle qu'elle est actuellement, mais telle qu'elle était il y a 400 ans, quand Galilée observait les anneaux de Saturne, quand les pirates s'en donnaient à coeur-joie du côté des Caraïbes et quand Ravaillac assassinait Henri IV. Si ça se trouve, cette étoile n'existe plus aujourd'hui.



Rassurez-vous : les étoiles ont une espérance de vie de plusieurs milliards d'années. La probabilité que celle-ci ait disparue depuis la Renaissance est donc infime. Mais pas nulle...

Toujours en scrutant le ciel, mais avec cette fois de puissants instruments d'optique, on peut remonter beaucoup plus loin dans le passé. On peut voir des galaxies situées à 100 millions d'al de notre planète, telles qu'elles étaient du temps des dinosaures. Mais il y a une limite qu'on ne peut pas dépasser...

En effet, puisque la lumière n'est libre d'aller et venir que depuis 14 milliards d'années, la plus grande distance qu'un **photon** (particule de lumière) peut avoir parcourue, c'est donc **14 milliards d'al**. Les étoiles, galaxies, amas ou superamas situés, par

exemple, à 100 milliards d'al de la Terre, ont, certes, envoyé de la lumière dans notre direction (comme dans toutes les autres). Mais cette lumière n'est pas encore parvenue jusqu'à nous. Il est donc impossible de les observer.

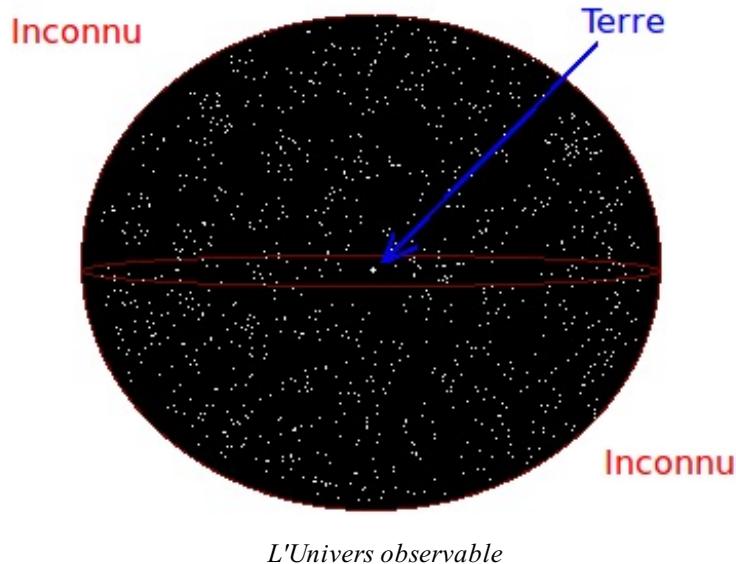
L'**Univers observable** est donc une immense sphère, dont la Terre est le centre et dont le rayon est de...



14 milliards d'al ?

C'est ce que j'ai longtemps cru. Mais il y a une petite subtilité 😐 : 14 000 000 000 d'années, c'est très long ! Pendant ce temps, tandis que le **photon** voyage, l'expansion de l'Univers continue et la galaxie d'où il est parti s'éloigne de la nôtre. Du coup, quand le photon arrive sur Terre, après un voyage de 14 milliards d'années, sa galaxie d'origine n'est pas à 14 milliards d'al mais à 45 milliards d'al de nos yeux ébahis. 😐

L'**Univers observable** est donc une immense sphère, dont la Terre est le centre et dont le rayon est de 45 milliards d'al. Impossible de savoir ce qu'il y a en dehors de cette sphère. Probablement le même genre de chose qu'à l'intérieur, en fait. 😐



La Terre est au centre de l'Univers ? 😐

**Ah non, pas du tout ! 😐** Elle n'est d'ailleurs pas au centre du Système solaire, qui, lui-même, n'est pas au centre de sa galaxie. La Terre est au centre de l'Univers *OBSERVABLE* ! Et c'est bien normal : on observe ce qui nous entoure. Mais l'**Univers complet**, lui, est sans doute beaucoup plus vaste que cette sphère. Peut-être même infini. Et rien ne semble indiquer qu'il ait un centre.



Et en dehors de l'Univers, il y a quoi ?

Là, vous m'en demandez beaucoup. Vous voyez bien qu'on ne connaît déjà qu'une partie de notre propre Univers. Y en a-t-il d'autres ? Peut-être. Certaines théories sérieuses évoquent cette possibilité. Mais nous ne sommes pas prêts de le vérifier.

## De l'immensément gigantesque au ridiculement riquiqui

Vous connaissez maintenant les planètes, les étoiles et les superamas de galaxies. Ce qu'on appelle l'**infiniment grand**. Mais il ne s'agit là que de la moitié de l'Univers.

Un second voyage vous attend. Et cette fois, nous plongeons au coeur de la matière.

### A - Vers l'infiniment petit

Comme vous le savez, la matière de l'Univers est constituée de particules microscopiques qu'on appelle les **molécules**. Il y en a de toutes les tailles mais on peut considérer que la plupart des molécules mesurent, en moyenne, entre 1 et quelques **nanomètres**, sachant qu'il y a un milliard de nanomètres dans un mètre. C'est vous dire si c'est petit ! 😊

$$1 \text{ m} = 1\,000\,000\,000 \text{ nm} = 10^9 \text{ nm} \quad 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

Je ne m'étend pas davantage sur les **molécules**. Nous en avons assez parlé lors des premiers chapitres, et vous savez déjà qu'elles sont elles-mêmes des assemblages de particules encore plus petites : les **atomes**. Chaque **atome** mesure donc quelques dixièmes de nanomètre. Avec les atomes, on peut d'ailleurs former autre chose que des molécules : des **cristaux**.



Voici l'**Atomium**, célèbre monument de Bruxelles. Chacune des neuf sphères représente un atome de fer et elles sont disposées de la même façon que les atomes dans une **maille** (motif élémentaire) d'un **cristal** de fer, autrement dit, dans ce métal que nous appelons... le fer, évidemment ! 😊

Et devinez de quoi est fait un **atome**.



De particules encore plus petites ?

Bingo ! 😊 Il y a le **noyau** de l'atome et quelques **électrons**. Et toutes ces particules sont vraiment *beaucoup* plus petites que l'atome.



Beaucoup comment ?

Regardez les sphères de l'Atomium. Chacune est donc une maquette représentant un atome. Imaginez maintenant une maquette qui ait la taille de l'Atomium entier (soit 102 m de haut) et qui représente un unique atome. Imaginez que, dans cette maquette, on veuille représenter le noyau et les électrons à l'échelle. Quelle taille auraient-ils ?

Le noyau aurait la taille d'une fourmi. Quand aux électrons, on n'est pas très sûr de la taille qu'ils auraient mais ils seraient plus petits que des bactéries.

Une seule fourmi et quelques bactéries de rien du tout ! 😱 Cela fait vraiment peu pour peupler l'Atomium. Et tout le reste de l'atome, c'est...

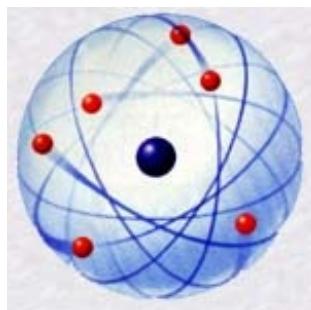
**Secret** (cliquez pour afficher)

Du **vide** ! Encore lui...

Le **vide** est donc ultra-majoritaire dans un atome. Sans vide, il pourrait y avoir de la matière mais elle ne pourrait pas s'organiser en atomes.

Le noyau est 10 000 à 100 000 fois plus petit que l'atome mais c'est là que toute la masse de l'atome est concentrée. Pour ce qui est de la masse, les électrons comptent vraiment pour du beurre.

Voyons maintenant comment sont disposées ces particules, avec cette représentation assez classique d'un atome :



Le noyau (en bleu sur cette image) est au centre de l'atome et les électrons (en rouge) tournent autour. Ce schéma permet de se faire une vague idée de leur organisation, mais il présente trois gros défauts :

- Il n'est pas du tout à l'échelle. En même temps, il serait difficile de réaliser un schéma à l'échelle où interviendraient à la fois l'Atomium et des bactéries.
- Les électrons semblent tourner en rond. En réalité, ils ont des trajectoires extrêmement complexes et régies en grande partie par le hasard.
- Les électrons semblent tous à la même distance du noyau. En réalité, ils sont plus libres que ça et peuvent parfois partir très loin du noyau avant de revenir.

Approchons-nous encore de l'infiniment petit. Qu'y a-t-il dans un électron ? On n'en sait rien. Dans l'état actuel de nos connaissances, l'électron est considéré comme une **particule élémentaire**. Par contre, on connaît beaucoup mieux le **noyau** et on sait qu'il est lui-même un assemblage de particules plus petites : des **nucléons**.

Tous les **nucléons** ont (à vraiment très peu de chose près) la même taille et la même masse. Mais on distingue tout de même deux types de nucléons, en fonction de leur **charge électrique**.

- Les **neutrons** sont électriquement neutres.
- Les **protons** portent une charge électrique positive appelée (**+e**), égale à  $+1,6 \cdot 10^{-19} C$ .

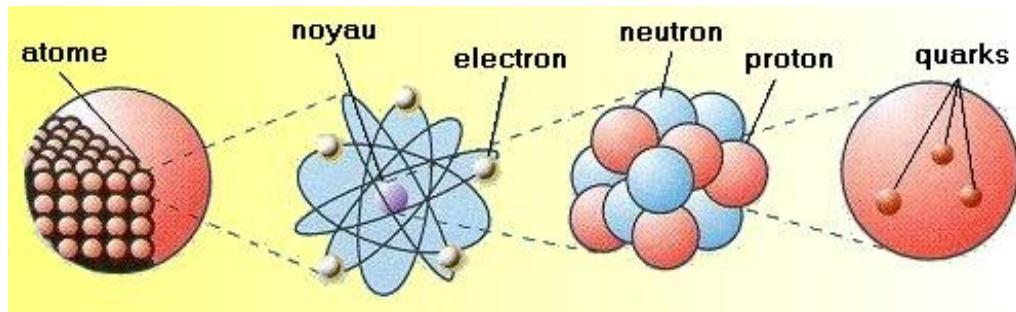


Euh... d'accord, mais c'est quoi ce **C** ?

Pardon. Je vous ai déjà parlé des **charges électriques** mais c'est vrai que je ne vous avais pas présenté leur unité : le **coulomb** (**C**). Pour vous donner une idée, pensez à une petite ampoule électrique parcourue par un courant de 1 A (un ampère). Au bout d'une seconde, la charge électrique qui aura traversé le filament de cette ampoule sera de 1 C. Quant à la charge portée par un proton, elle est beaucoup plus petite que ça :  $+1,6 \cdot 10^{-19} C$ .

Un électron aussi porte une charge électrique. Mais négative, cette fois. On la note (**-e**) et elle vaut  $-1,6 \cdot 10^{-19} C$ .

Or, le nombre d'électrons présents dans un atome est toujours égal au nombre de protons. Donc **la charge électrique totale d'un atome est neutre**. On ne peut pas en dire autant des **ions**. Dans un **cation**, il y a plus de protons que d'électrons donc la charge totale est positive. Dans un **anion**, par contre, il y a plus d'électrons que de protons donc la charge totale est négative.



Et si je vous disais que les **nucléons** sont eux-mêmes composés de particules plus petites ? 😊 Si, si, je vous assure. On les appelle les **quarks** et il y en a 3 dans chaque nucléon. Si nous reprenons notre maquette avec l'atome grand comme l'Atomium, les quarks ne sont pas mieux lotis que les électrons. Eux aussi atteignent, au plus, la taille d'une bactérie.



Mais alors, à part quelques bactéries, qu'y a-t-il dans le reste de notre fourmi-noyau ?

Vous n'avez pas encore compris ? Du **vide**, encore et toujours ! Même au cœur des nucléons, c'est toujours lui qui se taille la part du lion. Quelle que soit l'échelle à laquelle on regarde, l'Univers a toujours une structure **lacunaire** : dominée par le vide. De là à dire que la matière n'existe pas, ou si peu, il n'y a qu'un pas, que je me garderai pourtant bien de franchir. 🍪

Peut-être que le quark, à son tour, contient beaucoup de vide et quelques rares particules encore plus petites que lui. Nous n'en savons rien et, là encore, il faut se contenter pour l'instant de considérer les quarks comme des **particules élémentaires**.

## B - Les ordres de grandeur

- Pour étudier les galaxies ou les distances entre étoiles, on fait appel aux **années de lumière (al)**.
- Pour étudier le Système solaire, on a recours aux **unités astronomiques (ua)**.
- Pour les distances sur Terre, on utilise les **kilomètres (km)**.
- Pour mesurer de petits objets, on parle en **centimètres (cm)**.
- Pour les molécules, le **nanomètre (nm)** est à l'honneur.
- Et pour les noyaux, il faut aller chercher le **femtomètre (fm)**.

$$1 \text{ m} = 10^{15} \text{ fm} \quad 1 \text{ fm} = 10^{-15} \text{ m}$$

Mais pour comparer tous ces ordres de grandeurs, qu'ils soient immensément gigantesques ou ridiculement riquiquis, nous ressortons l'unité internationale : notre bon vieux **mètre (m)**. Une fois qu'on a converti une distance en mètres, il est possible de déterminer son **ordre de grandeur**, à condition d'employer la **notation scientifique**.

Par exemple, la distance Terre-Lune est de 385 000 km, soit  $385 \cdot 10^3 \text{ km}$ , ou  $385 \cdot 10^6 \text{ m}$ . Exprimer cette valeur en **notation scientifique**, cela signifie ne laisser qu'un seul chiffre avant la virgule. Un chiffre autre que 0. Nous obtenons ainsi une distance

Terre-Lune égale à  $3,85 \cdot 10^8 \text{ m}$ .

Nous y sommes presque. L'**ordre de grandeur** de la distance Terre-Lune, c'est la puissance de 10 la plus proche de la valeur précédente.  $10^8 \text{ m} < 3,85 \cdot 10^8 \text{ m} < 10^9 \text{ m}$ . Nous avons donc le choix entre  $10^8 \text{ m}$  et  $10^9 \text{ m}$ . Pour choisir, nous allons regarder le chiffre situé avant la virgule. Si ce chiffre est 1, 2, 3 ou 4, il faut prendre l'ordre de grandeur inférieur. Si c'est 5, 6, 7, 8 ou 9, on se tournera au contraire vers l'ordre de grandeur supérieur.

Ici, le chiffre est 3. Donc l'ordre de grandeur de la distance Terre - Lune est  $10^8 \text{ m}$ .

Vous allez mieux comprendre en pratiquant vous-mêmes. À vous, maintenant, de déterminer l'ordre de grandeur du diamètre d'un atome de carbone, qui vaut 300 pm.



Le picomètre (pm) est égal à  $10^{-12} \text{ m}$ . Allez-y. Réfléchissez bien. Quel est l'ordre de grandeur du diamètre d'un atome de carbone ?

#### Secret (cliquez pour afficher)

Diamètre d'un atome de carbone :  $d = 300 \text{ pm} = 300 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 3,00 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ .

Le diamètre est maintenant exprimé en notation scientifique. Encadrons-le entre deux puissances de 10 :

$$10^{-10} \text{ m} < 3,00 \cdot 10^{-10} \text{ m} < 10^{-9} \text{ m}$$

Le chiffre précédent la virgule est 3 donc on choisit l'ordre de grandeur inférieur.

Et voilà le travail ! L'ordre de grandeur du diamètre d'un atome de carbone est :  $10^{-10} \text{ m}$ .

Vous en voulez un autre ? Très bien. Cherchez l'**ordre de grandeur** du diamètre de l'Univers observable. Vous pouvez relire le chapitre précédent pour trouver.

#### Secret (cliquez pour afficher)

Comme indiqué au chapitre précédent, le rayon de l'Univers observable est de 45 milliards d'al, donc son diamètre mesure  $d = 90 \text{ milliards d'al}$ . Or,  $1 \text{ al} = 9,47 \cdot 10^{15} \text{ m}$ . Donc  $d = 90 \text{ 000 000 000} \cdot 9,47 \cdot 10^{15} = 8,52 \cdot 10^{26} \text{ m}$ .

On encadre :  $10^{26} \text{ m} < 8,52 \cdot 10^{26} \text{ m} < 10^{27} \text{ m}$ . Le chiffre précédent la virgule est 8 donc on choisit l'ordre de grandeur supérieur, à savoir...

$$10^{27} \text{ m}$$

Voici maintenant un tableau qui récapitule tous les ordres de grandeur de distances que nous sommes susceptibles de rencontrer dans l'Univers, du plus grand au plus petit. Sauf précision contraire, la troisième colonne fait référence au **diamètre** de chaque objet.

Ordre de grandeur (m)	Unité associée	Exemple
$10^{27}$	-	Univers observable
$10^{26}$	-	-
$10^{25}$	-	-
$10^{24}$	yottamètre (Ym)	Superamas de la Vierge

$10^{23}$	-	Groupe local
$10^{22}$	-	-
$10^{21}$	zettamètre (Zm)	Voie Lactée
$10^{20}$	-	-
$10^{19}$	-	-
$10^{18}$	examètre (Em)	Distance Terre - Étoile polaire
$10^{17}$	-	-
$10^{16}$	année de lumière (al)	Distance Terre - Proxima Centauri
$10^{15}$	pétamètre (Pm)	-
$10^{14}$	-	-
$10^{13}$	-	-
$10^{12}$	téramètre (Tm)	Distance Soleil - Neptune
$10^{11}$	unité astronomique (ua)	Distance Soleil - Terre
$10^{10}$	-	-
$10^9$	gigamètre (Gm)	Soleil
$10^8$	-	Distance Terre-Lune
$10^7$	-	Terre
$10^6$	mégamètre (Mm)	Lune
$10^5$	-	Distance Paris-Bruxelles
$10^4$	-	Himalaya (altitude)
$10^3$	kilomètre (km)	Jura (altitude)
$10^2$	hectomètre (hm)	Tour Eiffel (hauteur)
$10^1$	décamètre (dam)	Maison (hauteur)
$10^0$	<b>mètre (m)</b>	<b>Être humain (hauteur)</b>
$10^{-1}$	décimètre (dm)	Chat (hauteur)
$10^{-2}$	centimètre (cm)	Fourmi (longueur)
$10^{-3}$	millimètre (mm)	Grain de sable
$10^{-4}$	-	Épaisseur d'un cheveu
$10^{-5}$	-	Cellule humaine
$10^{-6}$	micromètre ( $\mu\text{m}$ )	Bactérie
$10^{-7}$	-	Virus
$10^{-8}$	-	-
$10^{-9}$	nanomètre (nm)	Molécule
$10^{-10}$	-	Atome
$10^{-11}$	-	-

$10^{-12}$	picomètre (pm)	-
$10^{-13}$	-	-
$10^{-14}$	-	Noyau atomique
$10^{-15}$	femtomètre (fm)	Nucléon
$10^{-16}$	-	-
$10^{-17}$	-	-
$10^{-18}$	attomètre (am)	-
$10^{-19}$	-	Électron ?

## C - Précision et chiffres significatifs

Puisque nous parlons de mesures et d'ordres de grandeur, le moment est bien choisi pour ouvrir une petite parenthèse consacrée aux **chiffres significatifs**.

Je vous en ai déjà un peu parlé :

### Citation : bibi (Les boissons énergisantes)

On dissout 5,0 mg de glucose dans de l'eau. La solution obtenue a un volume de 20 dL. Quelle est la concentration massique du glucose ?



5,0 ??? Pourquoi pas 5, tout simplement ?

C'est quelque chose de **TRÈS IMPORTANT** en Physique-Chimie : la **précision des mesures**. En Mathématiques, un 5 ne correspond à rien de réel. Du coup, on peut bien écrire 5,0 ou 5,00, c'est exactement la même chose. Mais là, je suis en train de vous parler d'une masse de glucose, du vrai glucose bien réel. Quand on écrit  **$m = 5 \text{ g}$** , la vraie masse n'est peut-être pas exactement de 5 g. C'est peut-être un arrondi. La vraie masse vaut peut-être 4,8 g ou 5,3 g.

Maintenant, si j'écris  **$m = 5,0 \text{ g}$** . La vraie masse vaut peut-être 4,99 g ou 5,02 g mais certainement pas 4,8 g ou 5,3 g. C'est plus précis. Et si j'écrivais  **$m = 5,00 \text{ g}$** , ce serait encore plus précis.

En Physique-Chimie, on ne mesure aucune valeur avec une précision infinie, étant donné qu'il n'existe pas d'instrument de mesure parfait. Donc on ne peut jamais vraiment donner la valeur exacte d'une mesure. On ne peut donner que des fourchettes.

Par exemple. En regardant ma lampe de chevet à l'oeil nu, je peux estimer que sa hauteur  $h$  est comprise entre... 🍸 50 et 70 cm. J'écrirai donc  **$50 \text{ cm} < h < 70 \text{ cm}$** .

Autrement dit, elle mesure **6 dm, à 1 dm près**. La précision de cette mesure est de l'ordre du décimètre.

En écrivant  **$h = 6 \text{ dm}$** , je donne, en fait, deux informations. Sa valeur, bien sûr. Mais aussi la **précision** de la mesure, un précision de l'ordre du décimètre. Tout scientifique lisant  **$h = 6 \text{ dm}$**  comprend que cela veut dire en réalité :  **$5 \text{ dm} < h < 7 \text{ dm}$** .

Par contre, si j'écris  **$h = 60 \text{ cm}$**  ou (ce qui revient au même)  **$h = 6,0 \text{ dm}$** , je prétends avoir réalisé une mesure au centimètre près. Ce qui est faux ! J'affirme que  **$59 \text{ cm} < h < 61 \text{ cm}$** . Ce qui n'est pas sûr du tout !

Avec ma mesure à l'oeil nu, 🍸 j'ai le droit d'écrire  **$6 \text{ dm}$**  ou  **$0,6 \text{ m}$**  mais pas  **$60 \text{ cm}$**  ni  **$6,0 \text{ dm}$** .

Par contre, si je prends un mètre gradué au millimètre près et si je mesure soigneusement la hauteur de la même lampe de chevet, je peux, cette fois, être plus affirmatif et me permettre d'écrire plus de chiffres. Je peux, par exemple, écrire :  **$h = 62,4 \text{ cm}$**  ou  **$624 \text{ mm}$**  ou  **$6,24 \cdot 10^{-1} \text{ m}$** . Ces trois notations signifient la



même chose : j'ai réalisé une mesure au millimètre près et la hauteur réelle est comprise entre 62,3 cm et 62,5 cm. J'ai donc bien fait, tout à l'heure, de ne pas écrire  $h = 60$  cm : cela aurait été faux !

Mais, même ainsi, je ne peux pas prétendre que  **$h = 62,40$  cm**. Je n'en sais rien. Il faudrait un **instrument de mesure** plus précis pour pouvoir le dire.

Supposons maintenant que cette lampe de chevet soit posée sur une table de chevet. Incroyable, n'est-ce pas ? J'ai mesuré la hauteur de la table de chevet au centimètre près et j'ai trouvé **1,08 m**. Je veux calculer la hauteur totale de la table avec la lampe dessus.

$$h_{\text{totale}} = h_{\text{table}} + h_{\text{lampe}} = (1,08 \text{ m}) + (62,4 \text{ cm}) = (1,08 + 0,624) \text{ m}$$

 En continuant le calcul bêtement, on a envie d'écrire :  **$h_{\text{totale}} = 1,704 \text{ m}$** . C'est-à-dire un résultat au **millimètre** près ! Alors que la hauteur de la table n'est connue qu'au **centimètre** près.

Ce serait faux, bien sûr.  La précision du résultat d'un calcul ne peut pas être meilleure que la précision des données. Tout ce qu'on peut dire ici, c'est :  **$h_{\text{totale}} = 1,70 \text{ m}$** . Le chiffre suivant, on ne le connaît pas et on ne peut pas mettre un 4, comme ça, pour faire semblant de le connaître. Si on veut déterminer ce chiffre suivant, il faut re-mesurer l'ensemble "table + lampe", au millimètre près, cette fois-ci. Et là, vous vous apercevrez peut-être que cette hauteur est **1,702 m**. Vous auriez eu l'air malins avec votre **1,704 m**. 

Les choses se compliquent un peu lorsqu'on fait une multiplication ou une division, entre des grandeurs physiques qui peuvent être différentes. Cette fois, le résultat doit être donné avec autant de **chiffres significatifs** que la donnée la moins précise.

Par exemple, il nous serait impossible d'étudier l'infiniment grand et d'y déterminer des distances si on ne connaissait pas avec précision la **vitesse c de la lumière**. Or, cette vitesse, il a bien fallu la mesurer. Plusieurs expériences ont donc été réalisées au XIXème siècle, aboutissant à des mesures de plus en plus précises. Voici celle d'**Alfred Cornu**, en 1874.



**Alfred Cornu** place une source de lumière sur la terrasse de l'Observatoire de Paris et un miroir au sommet de la Tour médiévale de Montlhéry, dans l'Essonne. Entre les deux, il mesure avec une précision de l'ordre du décimètre la distance  **$d = 22,91 \text{ km}$** . La lumière émise depuis l'Observatoire doit se réfléchir sur le miroir et revenir à Paris. Sur le trajet de la lumière, Alfred Cornu place une roue dentée tournant à très grande vitesse, une vitesse de rotation qu'il peut ajuster. Ce dispositif ingénieux lui permet de déterminer la vitesse de rotation que doit avoir la roue dentée pour arrêter la lumière sur le chemin du retour et donc calculer avec une très grande précision que la lumière met le temps  **$t = 1,5253 \cdot 10^{-4} \text{ s}$**  pour aller de Paris à Montlhéry et revenir.

Ensuite, comme il connaît ses formules , Alfred Cornu déduit :

$$c = \frac{d}{t} = \frac{2 \cdot 22,91}{1,5253 \cdot 10^{-4}} = 300\,399 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$$

Sauf qu'il ne peut pas se permettre de donner un résultat avec 6 **chiffres significatifs**. Ce serait malhonnête de sa part. Il n'a que 4 **chiffres significatifs** dans sa mesure de distance et 5 dans sa mesure de temps. Le résultat final ne peut pas être plus précis que la donnée la moins précise. Ici, la donnée la moins précise est la distance, avec seulement 4 chiffres significatifs. Le résultat doit donc être donné, lui aussi, avec 4 chiffres significatifs.

 Ce ne serait pas plutôt 2, la donnée la moins précise ? Il n'a qu'un seul chiffre significatif.

Ce 2 signifie que la lumière parcourt 2 fois la distance Paris-Montlhéry : une fois à l'aller et une fois au retour. On est certain que c'est très exactement 2 fois et pas 2,0004 fois. Donc ce 2 ne compte pas comme une mesure. Il est infiniment précis et ne réduit pas la précision du résultat.

 Même en arrondissant, on trouve  **$300\,400 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$** . Comment écrire ça avec seulement 4 chiffres significatifs ?

C'est simple (à condition d'y penser, bien sûr 😊), on utilise la **notation scientifique** :  $c = 3,004 \cdot 10^5 \text{ km} \cdot \text{s}^{-1}$ . Prenez d'ailleurs l'habitude d'employer la notation scientifique le plus souvent possible. Ce sera peut-être un peu barbant 😕 au début mais vous verrez que ça vous simplifiera bien des calculs. 😊

Comme Alfred Cornu était honnête, c'est donc sous cette forme qu'il a livré son résultat. Soyez aussi honnêtes que lui chaque fois que vous faites un calcul. Ce n'est pas parce que votre calculette vous donne 9 chiffres qu'il faut tous les écrire.

Pourtant, à l'époque, la course était engagée au niveau international pour calculer la vitesse de la lumière la plus précise possible, et donc avec le plus possible de chiffres significatifs. Aujourd'hui, on peut la donner avec 9 chiffres significatifs :  $c = 299\ 792\ 458 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ . Et cette fois, on est certain que c'est la bonne, car on a trouvé une combi... 😊

#### Secret (cliquez pour afficher)

En 1983, la **Conférence générale des poids et mesures** a adopté une nouvelle définition du mètre. Désormais, le **mètre** est défini comme étant la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant  $\frac{1}{299\ 792\ 458}$  secondes.

En ce qui vous concerne, inutile de retenir ces 9 chiffres. Contentez-vous d'apprendre :  $3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .



Mais pour les chiffres significatifs, on doit mettre combien de chiffres après la virgule ?

Lors d'une multiplication ou d'une division, peu importe où est la virgule. Ce qui compte, c'est le nombre de chiffres significatifs dans chaque valeur, qu'ils soient avant ou après la virgule. D'ailleurs, je parle systématiquement de chiffres *significatifs* mais vous pouvez vous contenter de compter les chiffres *tout court*. La seule exception, ce sont les 0 situés en début de nombre : ils ne comptent pas. Voici un petit tableau pour éclaircir ce dernier point :

0,024	2 chiffres significatifs (2 et 4)
0,240	3 chiffres significatifs (2,4 et le dernier 0)
20,4	3 chiffres significatifs
240	3 chiffres significatifs
856,21	5 chiffres significatifs

Vous avez maintenant tout ce qu'il vous faut pour maîtriser les **chiffres significatifs**. Désormais, chaque fois que vous ferez un calcul, indiquez le résultat avec la bonne précision. Sinon, il sera considéré comme faux. 😕 Et bien sûr, n'oubliez pas l'unité.

## Les éléments du Système solaire

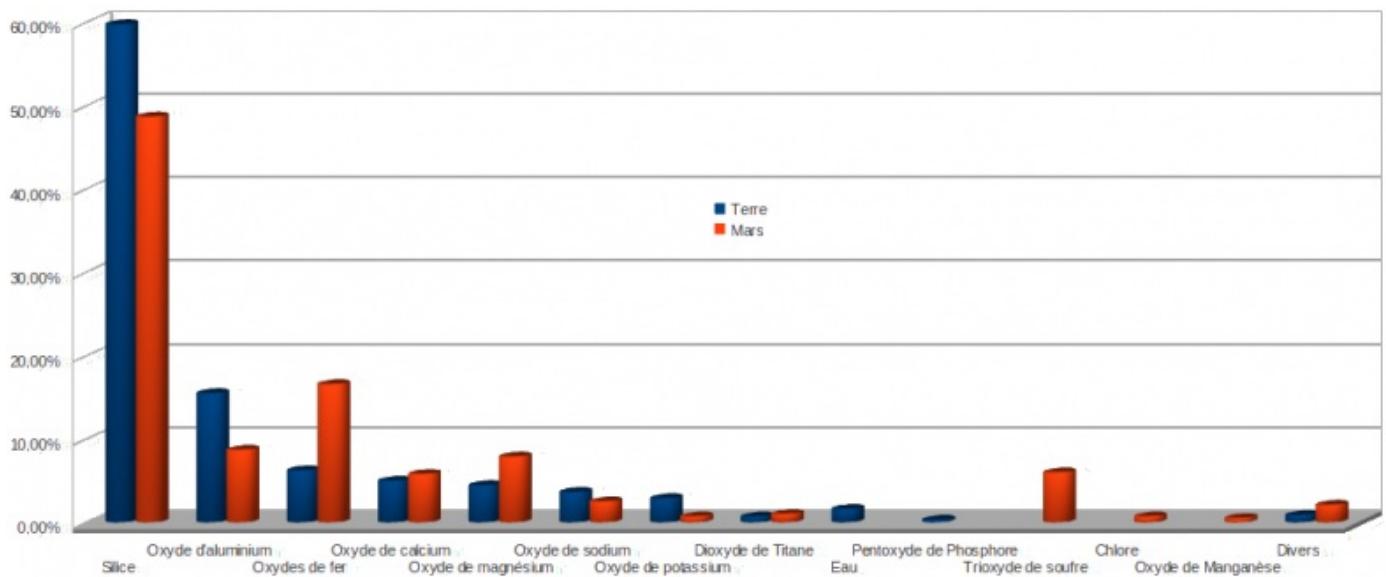
Le 4 juillet 1997, une fusée lâchait  au dessus de Mars le robot **Sojourner**, entouré de parachutes et autres coussins gonflables destinés à amortir sa longue chute. Parvenu intact  à la surface de la "planète rouge", le robot a alors commencé à la parcourir du haut de ses petites roulettes et à étudier son sol.

### A - Analyse du sol martien



Sur son site d'exploration, Sojourner a recueilli des échantillons de sol martien et a examiné leur composition. Comme sur Terre, la silice est le matériau largement majoritaire : 48,60 % du sol. Viennent ensuite les oxydes de fer (16,50 %), qui donnent à Mars sa couleur rouge.

Le graphique suivant permet de comparer le sol martien à notre cher plancher des vaches :



Vous voyez qu'il y a finalement beaucoup de points communs entre Mars et la Terre. Les espèces chimiques qu'on y trouve ne sont pas tout à fait les mêmes mais ni le trioxyde de soufre ni le chlore ne sont particulièrement exotiques pour nous autres, terriens. Les éléments qui les composent (oxygène, soufre, chlore, etc.) existent aussi sur Terre.

Sur les deux planètes, on trouve donc les mêmes "types d'atomes" : les mêmes **éléments**. Et c'est comme ça dans tout le Système solaire. Comme la Terre, tous les corps qui nous entourent sont composés d'une centaine de ces **éléments**. Et ce sont les mêmes partout.

### Mais qu'est-ce qu'un élément, en fin de compte ?

Un type d'atome, d'accord.  Mais maintenant que nous savons de quoi un atome est fait, nous pouvons en donner une définition plus précise.

Un atome, souvenez-vous, c'est une structure composée de protons, de neutrons et d'électrons. D'un atome à l'autre, le nombre de protons peut varier. Le nombre de neutrons, aussi. Quant au nombre d'électrons, je vous rappelle que, pour un atome, il est égal au nombre de protons.

On peut donc regrouper les atomes par familles. D'un côté, tous ceux qui ne contiennent qu'**un seul proton**. D'un autre, tous ceux qui en ont **deux**. Ailleurs, tous ceux qui en ont **trois**. Et ainsi de suite... On aurait pu également trier les atomes en fonction du nombre de neutrons. Si on a choisi les protons, c'est parce qu'on a remarqué que deux atomes ayant le même nombre de protons ont toujours les mêmes propriétés chimiques. Alors que ce n'est pas forcément le cas de deux atomes ayant le même nombre de neutrons.

Ce sont ces familles qu'on appelle des **éléments**. L'**élément carbone**, par exemple, est l'ensemble de tous les atomes de l'Univers qui comportent très exactement **6 protons**.

Vous voulez d'autres exemples ? A votre service :

Elément	Symbole	Nombre de protons
Hydrogène	H	1
Hélium	He	2
Carbone	C	6
Azote	N	7
Oxygène	O	8

Jusque là, c'est simple. 

## B - Quelques petites subtilités

Mais la matière n'est pas faite que de particules électriquement neutres comme les atomes et les molécules. On y trouve aussi des **ions**. Et parmi les ions, il faut distinguer deux catégories :

- Les **ions monoatomiques** : Un ion monoatomique comporte un seul noyau atomique, éventuellement entouré d'électrons. Il ressemble donc beaucoup à un **atome**. Mais son nombre d'électrons n'est pas égal à son nombre de protons donc sa charge électrique totale n'est pas nulle. Je vous ai déjà expliqué ça : dans un cation (+), il y a plus de protons et dans un anion (-), il y a plus d'électrons.
- Les **ions polyatomiques** : Un ion polyatomique comporte des électrons et plusieurs noyaux atomiques. Il ressemble donc beaucoup à une molécule. Mais, là encore, la charge totale n'est pas nulle car, au total, il y a plus de protons (cation) ou plus d'électrons (anions).

Bon d'accord, je radote un peu.  Mais c'est pour être sûr que ça rentre bien.

Un ion monoatomique peut très bien comporter, par exemple, **8 protons**. Il fera alors partie de l'**élément oxygène**. S'il n'en contient qu'**un**, il fera partie de l'**élément hydrogène**.

En résumé, un **élément** est donc l'ensemble de tous les **atomes** et de tous les **ions**

## monoatomiques de l'Univers qui comportent *un même nombre* de protons.

Le nombre de protons que comporte chaque particule d'un élément, c'est ce qu'on appelle son **numéro atomique**. On le note **Z**.

**?** Toutes les particules d'un même élément ont donc le même nombre de protons. Mais ont-elles le même nombre d'électrons ?



Eh bien non, pas forcément. Je parlais à l'instant d'un ion monoatomique à 8 protons. Il s'agit de l'ion  $O^{2-}$ , qui donne aux émeraudes leur couleur verte.

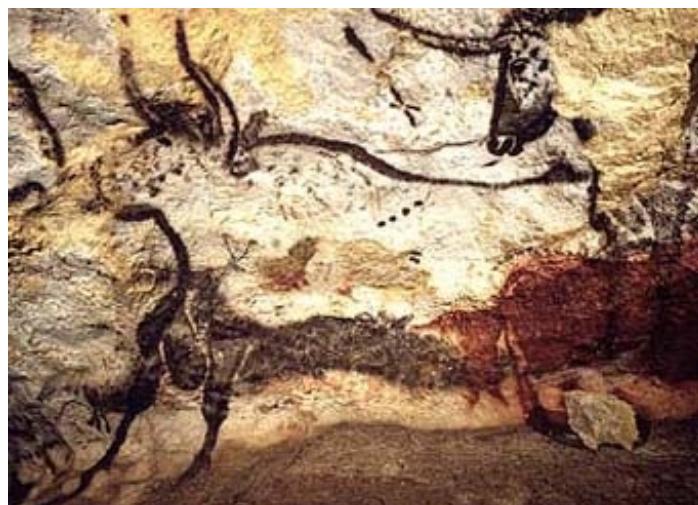
Cet anion porte globalement 2 charges négatives. On vient de dire qu'il comptait 8 protons. Il a donc  $8 + 2 = 10$  électrons, soit deux électrons de plus qu'un **atome d'oxygène O** qui, lui, est neutre et contient autant d'électrons que de protons (8 donc).

Autre exemple : un **atome d'hydrogène H** comporte 1 proton et 1 électron. Par contre, l'**ion hydrure H<sup>-</sup>** voit 2 électrons tourner autour de son proton. Et l'**ion hydrogène H<sup>+</sup>** n'a pas d'électron du tout. Ces trois particules font pourtant partie du même **élément hydrogène** puisqu'elles ont le même nombre de protons (un seul).

**?** Et le nombre de neutrons ? Peut-il varier entre deux particules d'un même élément ?

Oui, lui aussi. C'est ce qu'on appelle des **isotopes** : deux atomes qui ont le même nombre de protons mais pas le même nombre de neutrons.

Par exemple, la plupart des atomes de carbone ont 6 neutrons. Mais les archéologues et les paléontologues connaissent bien une variété de carbone particulière, qu'on appelle le **carbone 14**. Ils s'en servent pour dater des objets très anciens.



Fresque dans la grotte de Lascaux

Le carbone 14 comporte 8 neutrons. C'est donc un **isotope** du carbone 12, le plus courant. Et il existe aussi un carbone 13, avec 7 neutrons.

**?** Pourquoi dit-on 12, 13 et 14 alors qu'ils ont respectivement 6, 7 et 8 neutrons ?

Parce qu'ils ont également 6 protons !

- Le carbone 12 a 6 protons et 6 neutrons donc 12 nucléons au total.
- Le carbone 13 a 6 protons et 7 neutrons donc 13 nucléons au total.
- Le carbone 14 a 6 protons et 8 neutrons donc 14 nucléons au total.

Pour distinguer ces divers isotopes, on peut les écrire de cette façon :  ${}_{6}^{12}C$ ,  ${}_{6}^{13}C$ ,  ${}_{6}^{14}C$ .

Et plus généralement, n'importe quel atome peut être symbolisé de la manière suivante :



- $A$  est le nombre de nucléons.
- $Z$  est le numéro atomique, donc le nombre de protons.
- $X$  est le symbole de l'élément : He pour l'hélium ou N pour l'azote.

Ce qui nous donnera, par exemple :  $_{1}^{1}H$ ,  $_{2}^{4}He$ ,  $_{17}^{35}Cl$ , etc.



Avec ce type de notation, le nombre du haut ( $A$ ), n'est pas le nombre de neutrons mais le nombre total de nucléons. Le nombre de neutrons est donc  $A - Z$ .

## C - La hiérarchie des éléments

Les éléments ne sont pas tous égaux. Il y a des nobles et des roturiers. Les nobles, ce sont l'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn). On les appelle "gaz nobles" car, à température ambiante, ils sont à l'état gazeux. Ce sont d'ailleurs les seuls gaz monoatomiques stables.



Autrefois, on les appelait **gaz rares**. Puis, on s'est rendu compte qu'ils ne sont pas rares du tout.

Les nobles ne travaillent pas. Ils ne participent jamais aux réactions chimiques, d'où leur autre appellation : **gaz inertes**. Et ils ne s'encaillaient pas non plus dans des liaisons avec d'autres atomes. Ils sont extrêmement **stables** et tous les autres cherchent à leur ressembler. On les utilise dans des situations où on ne veut surtout pas qu'une réaction se produise, par exemple pour l'éclairage artificiel.



On retire souvent le **radon** de la liste des gaz nobles. C'est parfois comme ça dans les grandes familles de la noblesse : il y a un mauvais garçon qui fait honte à tout le monde et qu'on essaie de ne pas mettre sur la photo de famille. Le problème du radon, comme son nom l'indique, c'est qu'il est **radioactif** ! En plus, les matériaux radioactifs sont généralement solides : on les voit et ils ne risquent pas de se déplacer tous seuls. Mais le radon, lui, est un gaz : invisible et libre comme l'air. C'est dire s'il est dangereux !

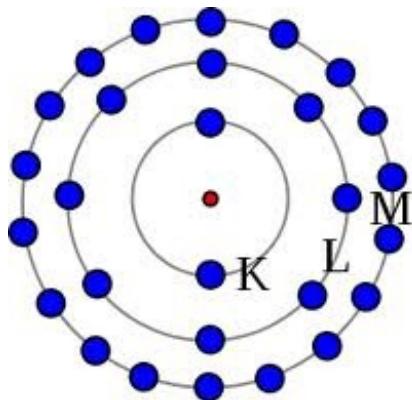


À quoi reconnaît-on un gaz noble ?

Pour répondre à cette question, il faut que je vous parle un peu des **couches électroniques**. Les électrons d'un atome sont liés au noyau autour duquel ils tournent. Mais certains y sont attachés plus solidement que d'autres. Il y a des électrons qu'on peut arracher facilement d'un atome et d'autres pour lesquels il faut employer les grands moyens.

- Les électrons les plus liés au noyau forment la **couche électronique K**, K comme *kernel* (noyau).
- Les électrons un peu moins liés au noyau forment la **couche électronique L**.
- Les électrons encore moins liés au noyau forment la **couche électronique M**.
- Et ainsi de suite pour les couches N, O, P et Q.

Ce qui fait 7 couches électroniques au maximum (mais certains atomes n'en ont qu'une ou deux). On les représente souvent de cette manière :



Ce n'est qu'une représentation. Je rappelle que les électrons ne forment pas des cercles autour du noyau : ils ont des trajectoires très compliquées. Par contre, ce que montre bien ce schéma, c'est que plus une couche est "loin" du noyau, plus on peut y mettre un grand nombre d'électrons.

- Sur la petite couche **K**, il n'y a que **2** places.
- Sur la couche **L**, il y a **8** places.
- Sur la couche **M**, il y en a **18**.
- Sur les couches N, O, P et Q, il y en a de plus en plus.

Prenons l'exemple d'un **atome de sodium** :  $^{23}_{11}Na$ . Comme l'indique son numéro atomique ( $Z = 11$ ), il comporte 11 protons donc 11 électrons. Voici comment ces électrons se répartissent : 2 sur la couche K, 8 sur la couche L et 1 sur la couche M ( $2 + 8 + 1 = 11$ ).

La **structure électronique** de l'atome de sodium se note de la manière suivante :  $(K)^2(L)^8(M)^1$ .



Comment sait-on que c'est  $(K)^2(L)^8(M)^1$  et pas  $(K)^1(L)^3(M)^4(N)^3$  ?

Pensez à une salle de classe ou à un amphithéâtre. En tant qu'élève, auriez-vous l'idée de vous asseoir au deuxième rang alors qu'il reste de la place au premier ? Jamais de la vie ! 😊 Comment ça, vous commenceriez par vous mettre au fond ? 🍪

Pour les électrons, c'est pareil. Tant qu'il reste de la place sur la couche K, ils s'y mettent. C'est seulement quand K est pleine qu'ils commencent à aller sur la couche L. Puis, quand la couche L est pleine, ils inaugurent la couche M. Il suffit donc de connaître le numéro atomique  $Z$  d'un atome pour en déduire sa structure électronique. Et c'est quelque chose que vous devez savoir faire.

Vérifions ça. Quelle est la structure électronique de l'atome de bore  $^{10}_5B$  ?

**Secret** (cliquez pour afficher)

$Z = 5$ . Il y a 5 protons donc 5 électrons. On peut en mettre 2 sur la couche K. Les 3 autres vont sur la couche L (où il y a 8 places).

La **structure électronique** de l'atome de bore est donc :  $(K)^2(L)^3$ .

Un autre. Prenons l'atome de phosphore :  $^{31}_{15}P$ . Quelle est sa structure électronique ?

**Secret** (cliquez pour afficher)

15 électrons à répartir.  $(K)^2(L)^8(M)^5$ .



À partir de Z = 21, d'autres règles de remplissage apparaissent et ça se complique. Mais vous ne rencontrerez pas ce cas en Seconde, ni même au Lycée.

Bien. Vous avez compris. (*Dans le cas contraire, n'hésitez pas à revenir en arrière*). Je vais donc pouvoir vous donner les structures électroniques des gaz nobles. Les trois premières sont à savoir par coeur :

- He :  $(K)^2$
- Ne :  $(K)^2(L)^8$
- Ar :  $(K)^2(L)^8(M)^8$

Les suivants ne sont pas à connaître. Sachez simplement que le krypton (Kr) a 8 électrons sur la couche N, que le xénon (Xe) en a 8 sur la couche O et que le radon (Rn) en a 8 sur la couche P.

C'est donc ça le point commun entre tous les gaz nobles, leur air de famille : ils ont tous 8 électrons sur leur couche externe (la dernière). C'est ce qu'on appelle la **règle de l'octet** (*octo = 8*).

L'hélium est l'exception qui confirme la règle : il ne peut pas avoir 8 électrons sur la couche K puisque celle-ci n'a que 2 places. Pour tenir compte de cette exception, on parle parfois de la **règle du duet et de l'octet** (*duo = 2*).



Pourquoi faut-il s'embêter à apprendre par coeur ces trois structures électroniques ?

S'il y a des éléments nobles, cela implique que les autres ne le sont pas. 😕 Mais ces atomes "roturiers", instables, ne se satisfont pas de leur sort. Ils cherchent à s'élever au dessus de leur condition et à se faire accepter dans le club très fermé des aristocrates. Le seul moyen de tromper le vigile à l'entrée, c'est de se *déguiser* en gaz noble : de revêtir le même costume, la même **structure électronique**, que l'un d'entre eux.

Ces atomes cherchent donc à avoir 8 électrons sur leur couche externe (ou 2 si c'est la couche K). Ils doivent satisfaire la **règle de l'octet**. Le problème est qu'ils n'ont pas le bon nombre d'électrons pour ça. Il faut donc trouver une astuce. Deux stratégies s'offrent à eux : la méthode individualiste ou l'action collective.

### Voyons comment s'y prend l'atome de magnésium, un fieffé individualiste.

Son symbole est  $\frac{24}{12}Mg$ . Donc sa structure électronique est...

Secret (cliquez pour afficher)

$(K)^2(L)^8(M)^2$

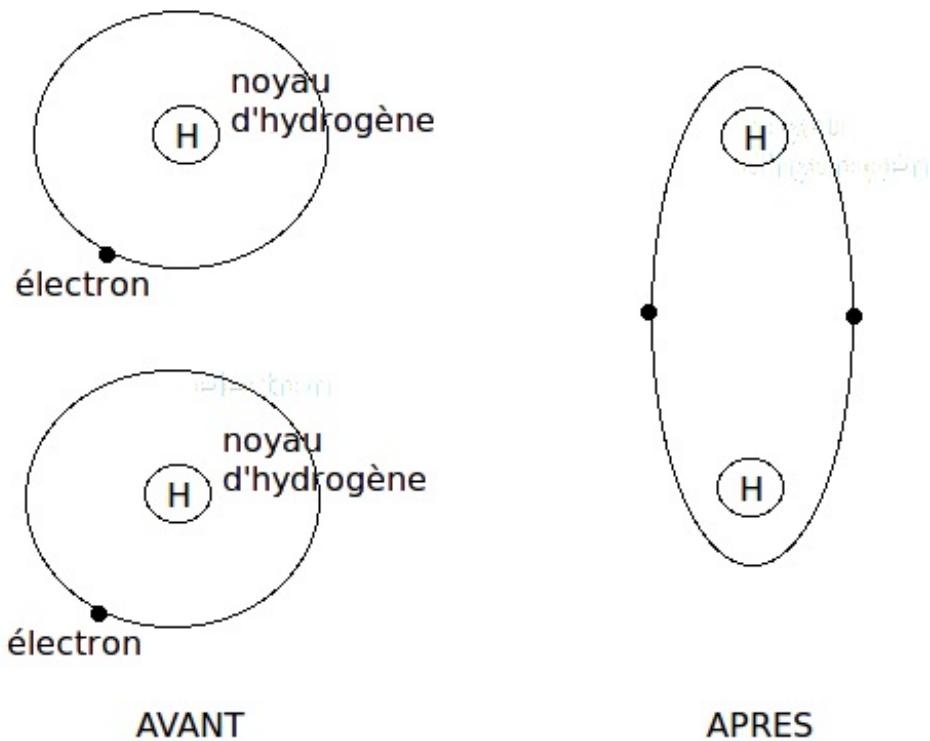
Cette structure ressemble beaucoup à celle du néon (Ne) :  $(K)^2(L)^8$ . Tout ce que le magnésium a à faire pour devenir aussi stable que le néon, c'est donc de se débarrasser des deux électrons de sa couche M. En perdant 2 électrons, il devient ainsi le cation  $Mg^{2+}$ , dont la structure électronique  $(K)^2(L)^8$  satisfait la règle de l'octet.

La stratégie individualiste consiste donc à se transformer en ion pour devenir plus stable.

### L'atome d'hydrogène, lui, a le choix.

Il n'a qu'un seul électron. S'il s'en débarrasse, il n'aura plus d'électron du tout. Il se réduira à un noyau et sera donc stable. C'est le cation  $H^+$ . Il peut aussi capter un second électron et obtenir la structure  $(K)^2$  : celle de l'hélium. C'est l'anion  $H^-$ .

Il peut aussi choisir de jouer collectif et de s'associer avec un autre atome. Par exemple, avec un autre atome d'hydrogène. Nos deux H vont alors se cotiser et mettre leurs électrons en commun. Cela fera 2 électrons au total qui, au lieu de tourner chacun autour de leur noyau, tourneront autour des deux noyaux à la fois.



Ces deux électrons mis en communs empêchent désormais les deux noyaux de s'éloigner l'un de l'autre. Ils sont unis par une **liaison covalente**.



Un **liaison covalente**, c'est deux électrons qui tournent autour de deux noyaux à la fois. Chacun de ces électrons provient d'un atome différent.

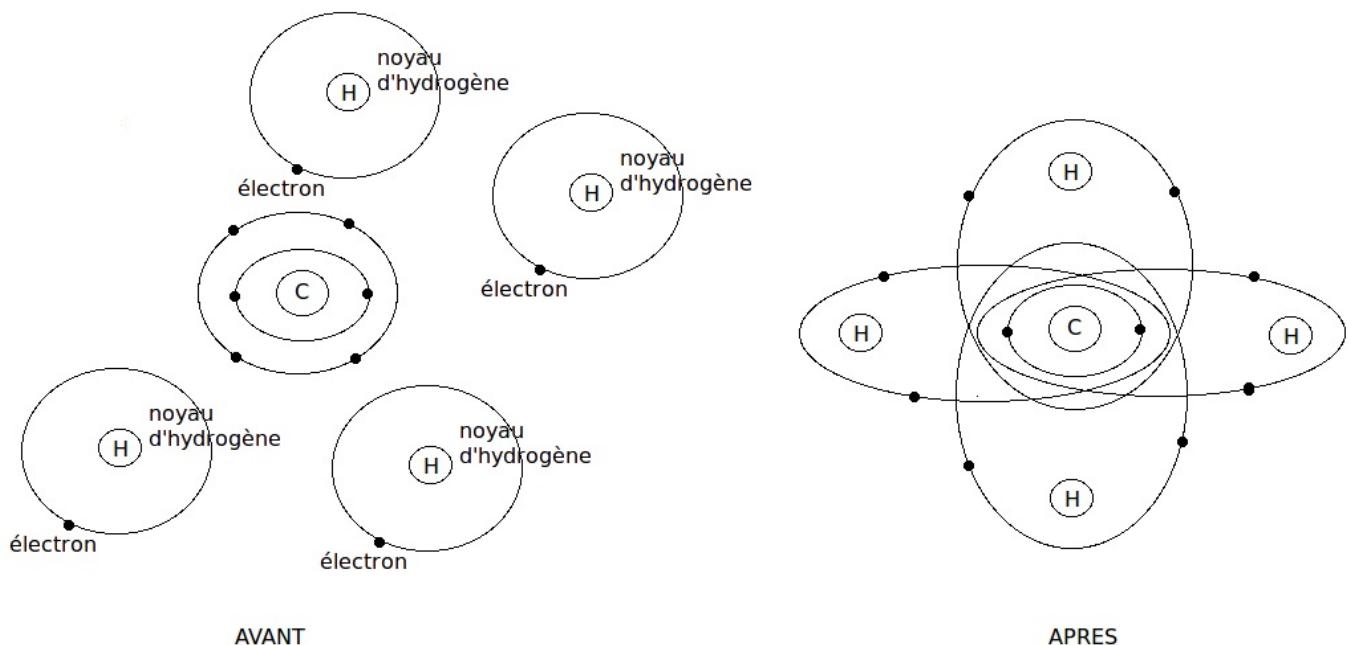
Maintenant que ces deux atomes d'hydrogène sont associés par une liaison covalente, ils forment une molécule de dihydrogène  $H_2$ . Dans la formule développée  $H - H$ , la liaison covalente est représentée par le symbole  $-$ .

La stratégie collective consiste donc à **participer à une molécule** pour devenir plus stable.

### Voyons enfin un vrai syndicaliste : l'atome de carbone

Il a 6 électrons et sa structure électronique  $(K)^2(L)^4$ , est très éloigné de celles de l'hélium  $(K)^2$  et du néon  $(K)^2(L)^8$ . Pour atteindre seul l'un des deux, il faudrait qu'il gagne ou qu'il perde 4 électrons, ce qui fait quand même beaucoup.

Il va plutôt s'associer avec, non pas 1, mais 4 autres atomes. En établissant 4 liaisons covalentes autour de lui, il va se retrouver entouré de 10 électrons, comme le néon.



Ce schéma montre par exemple la molécule de méthane  $\text{CH}_4$ , avec ses 4 liaisons covalentes. Chaque noyau hydrogène voit 2 électrons autour de lui, comme l'hélium. Le noyau de carbone en voit 10, comme le néon.

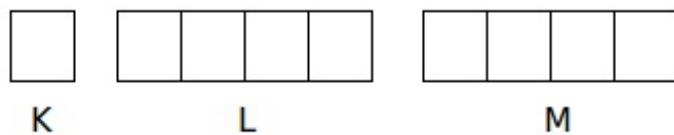
Cette faculté qu'a le carbone de s'associer à 4 atomes à la fois fait qu'il est au cœur de toutes les **molécules organiques**, celles qui forment les êtres vivants.

## D - Cases quantiques et schéma de Lewis

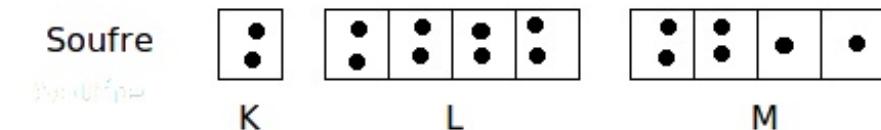
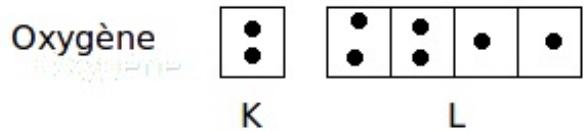
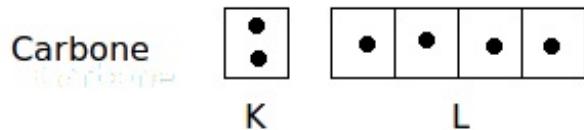
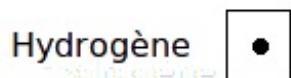
Ce paragraphe a été retiré du programme de Seconde. Je vous le met quand même car il peut vous aider à comprendre le reste.

Il s'agit de regarder les couches électroniques d'un peu plus près. La couche L, par exemple, peut accueillir 8 électrons. On dit qu'elle comporte **4 cases quantiques**, chaque case pouvant contenir 2 électrons. Sur la couche K, on ne peut mettre que 2 électrons. Elle n'a donc qu'une seule case quantitative. Avec ses 18 places, la couche M comporte 9 cases quantiques mais on ne se servira que des 4 premières. Les 5 autres sont gouvernées par des règles plus compliquées, qui ne sont pas du tout au programme du lycée.

Voici donc nos 3 couches. Je répète que chaque case peut contenir 2 électrons :



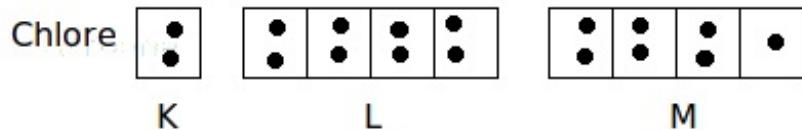
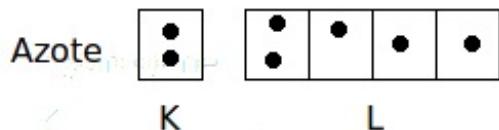
Quelques exemples d'atomes, à présent. Chaque point représente un électron :



Pour la couche L de l'oxygène, par exemple, on pourrait imaginer mettre 2 électrons dans chacune des 3 premières cases et laisser la 4ème vide. C'est interdit ! On ne peut pas mettre deux électrons dans une case tant qu'il reste des cases vides sur la même couche.

À votre tour, à présent, de représenter les cases quantiques de l'azote  $_{7}^{14}N$  et du chlore  $_{17}^{35}Cl$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

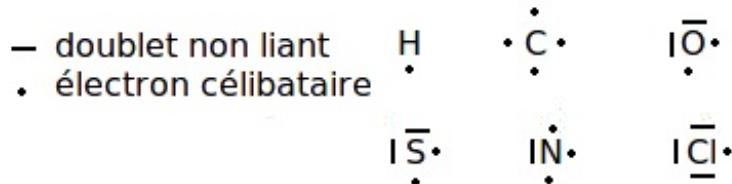


Quand une case contient 2 électrons, on dit que c'est un **doublet non-liant**. Quand elle n'en contient qu'un, c'est un **électron célibataire**. Le nombre de liaisons covalentes qu'un atome forme pour devenir stable est tout simplement égal au nombre de ses électrons célibataires.

- 1 pour l'hydrogène (H)
- 4 pour le carbone (C)
- 2 pour l'oxygène (O)
- 2 pour le soufre (S)
- 3 pour l'azote (N)
- 1 pour le chlore (Cl)

Autrement dit, il y a autant de liaisons que de célibataires. 😊

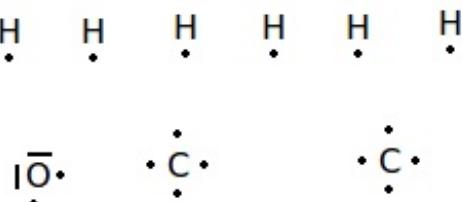
Le **schéma de Lewis**, quant à lui, montre les **doublets non-liants** et les **électrons célibataires** de la couche externe d'un atome. J'insiste sur le fait qu'on indique uniquement ceux de la couche *externe*.



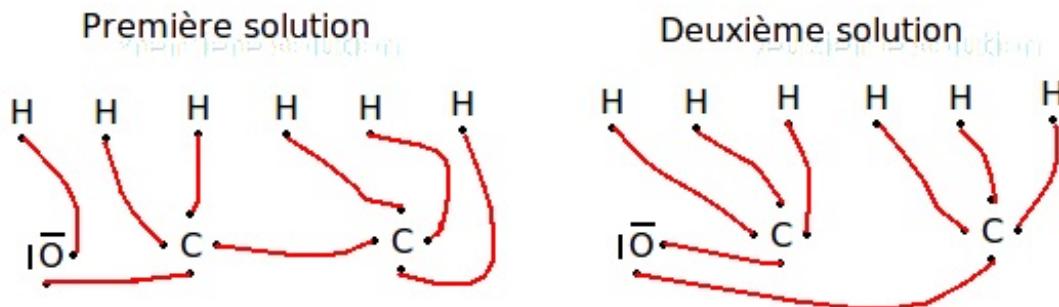
Là où ça devient vraiment amusant 😊, c'est quand on passe au schéma de Lewis d'une molécule. À partir d'une formule brute, il s'agit de découvrir toutes les formules développées possibles. Un vrai jeu de Légo !

Recherchons par exemple tous les isomères possibles de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . Ce ne sera pas trop compliqué vu qu'il n'y en a que deux.

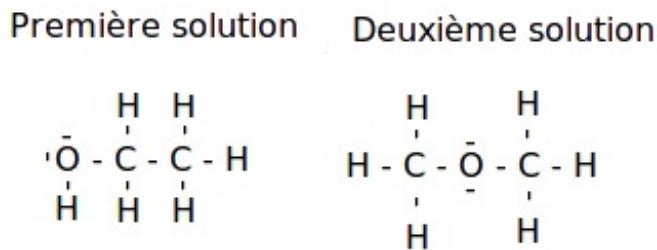
On commence par le schéma de Lewis des atomes. Il y a deux atomes de carbone, six atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène.



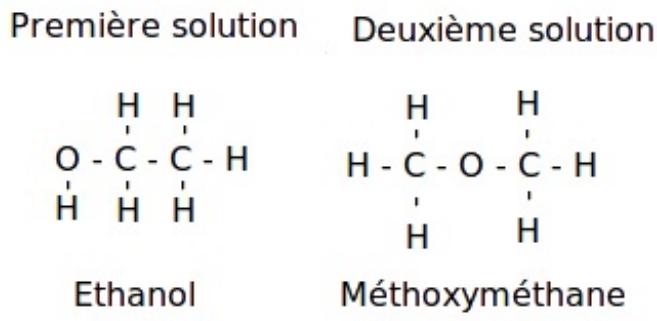
Voici les briques de notre jeu de construction. Quelles sont les diverses manières possibles de les assembler ?



Redressons un peu tout ça :



Il ne reste plus qu'à effacer les doublets non-liants et nous aurons nos formules développées :



## E - La classification périodique des éléments

En 1869, le chimiste russe **Dmitri Mendeleïv** a réussi à classer tous les éléments dans un tableau vraiment visionnaire. Visionnaire car ce tableau permettait de prévoir les propriétés chimiques d'éléments qu'on n'avait pas encore découverts à l'époque ! 😊 Quand, plus tard, on a découvert ces éléments (le gallium, par exemple), on a constaté qu'ils avaient bel et bien les propriétés annoncées par le tableau de Mendeleïv.

Dans ce tableau, on classe les éléments par numéro atomique croissant et on va à la ligne chaque fois qu'on place un premier électron sur une nouvelle couche électronique. La première ligne, correspondant à la couche K, ne comporte donc que 2 éléments : l'hydrogène H(K)<sup>1</sup> et l'hélium He(K)<sup>2</sup>. Vient ensuite le lithium Li(K)<sup>2</sup>(L)<sup>1</sup>. Avec le lithium, on inaugure la couche L donc on va à la ligne.

Résultat :

Classification périodique des éléments																		
Période																		
1	hydrogène H	1,0																
2	lithium Li	6,9	béryllium Be	9,0														
3	sodium Na	23,0	magnesium Mg	24,3														
4	potassium K	39,1	calcium Ca	40,3	scandium Sc	45,0	titanium Ti	47,8	vaniadium V	50,9	chromium Cr	52,0	manganèse Mn	54,9	fer Fe	55,8	cobalt Co	58,9
5	rubidium Rb	85,5	strontium Sr	87,6	yttrium Y	88,9	zirconium Zr	91,2	niobium Nb	92,9	molybdène Mo	95,9	technétium Tc	99	ruthénium Ru	101,1	rhodium Rh	102,9
6	césium Cs	132,9	baryum Ba	137,3	lanthane La	138,9	hafnium Hf	178,5	tantalum Ta	180,9	tungstène W	183,9	rhoméum Re	186,2	osmium Os	190,2	iridium Ir	192,2
7	francium Fr	223	radium Ra	226,2	actinium Ac	227	rutherfordium Rf	262	dubium Db	262	seaborgium Sg	266	bohrium Bh	264	hassium Hs	269	meitnerium Mt	268
	LANTHANIDES																	
	cédium Ce	140,1	praseodyme Pr	140,9	néodyme Nd	144,7	prométhium Pm	145	samarium Sm	150,4	europtium Eu	152,0	gadolinium Gd	157,3	terbium Tb	158,9	dysprosium Dy	162,5
	thorium Th	232,0	protactinium Pa	231,0	uranium U	238,0	néptunium Np	237	plutonium Pu	244	américium Am	243	curium Cm	247	bérkelium Bk	247	californium Cf	251
	actinides															einsteinium Es	252	
																fermium Fm	257	
																mendéléïum Md	258	
																nobélium No	259	
																lawrencium Lr	262	

Regardez la dernière colonne, tout à droite. Cette liste d'éléments ne vous rappelle rien ?

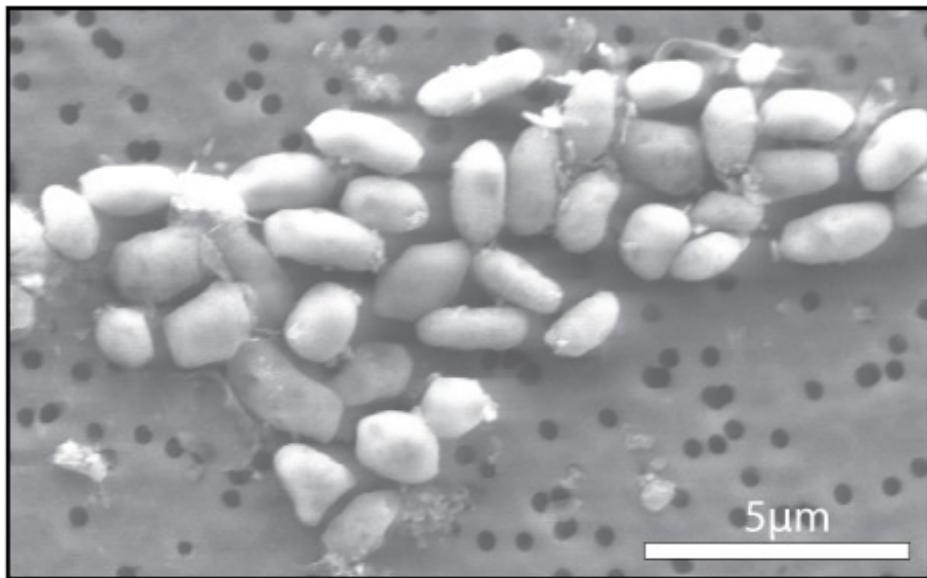
Eh oui ! Ce sont les **gaz nobles**. 😊

Ce qui est très pratique, avec ce tableau, c'est que tous les éléments d'une même colonne doivent gagner ou perdre le même nombre d'électrons pour rejoindre leur gaz noble préféré. Il suffit de compter combien de cases les séparent de ce gaz noble et on sait tout de suite combien de liaisons ils vont former ou quelle sera la charge de leur ion.

Ainsi, la colonne de gauche correspond à la famille des **métaux alcalins** : lithium (Li), sodium (Na), potassium (K), rubidium (Rb), césium (Cs) et francium (Fr). Tous sont à 1 case de distance d'un gaz noble donc on sait qu'ils doivent perdre 1 électron. Ils formeront donc les ions  $Li^+$ ,  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Rb^+$  et  $Fr^+$ .

L'avant-dernière colonne est celle de la famille des **halogènes** : fluor (F), chlore (Cl), brome (Br), iodé (I) et astate (At). Eux aussi sont à une case de distance de leur gaz noble, mais de l'autre côté. Ils peuvent donc gagner un électron ou former une liaison.

Comme il n'y a que 2 places sur la couche K, l'**hydrogène (H)** est un cas particulier : il ressemble aux alcalins par certains aspects et aux halogènes par d'autres.



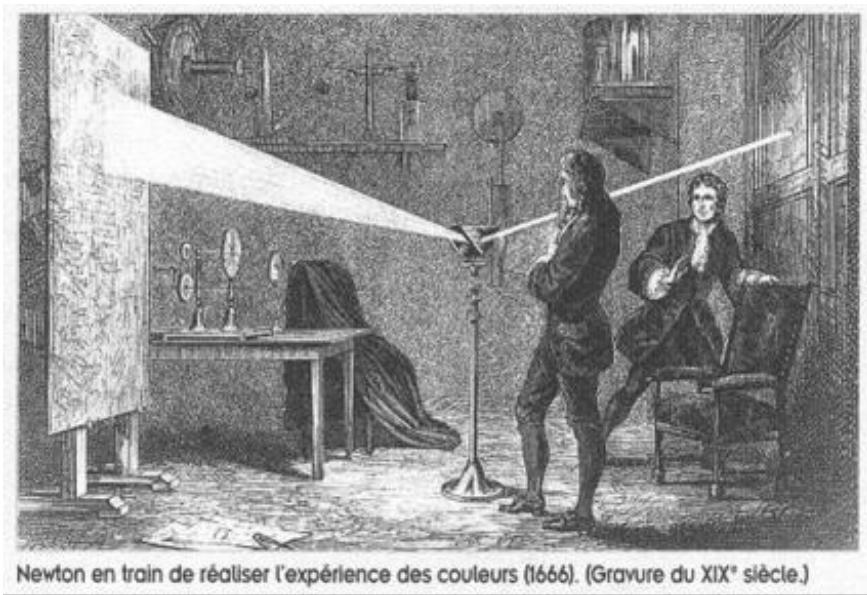
Il y a quelques mois, la NASA a annoncé avec force tambours et trompettes la découverte de la bactérie GFAJ-1, capable d'intégrer des atomes d'**arsenic (As)** dans ses molécules à la place d'atomes de **phosphore (P)**. Le tableau de Mendeleïev montre que le phosphore et l'arsenic se situent tous deux à 3 cases de leur gaz noble (Ar pour le phosphore et Kr pour l'arsenic). L'un comme l'autre forme par conséquent 3 liaisons covalentes. Ils sont donc théoriquement interchangeables.

La centaine d'éléments répertoriés dans la **classification périodique** est celle qui constitue la Terre mais aussi l'ensemble des planètes du Système solaire.

Et qu'en est-il du reste de l'Univers ? Y retrouve-t-on ces mêmes éléments ? Comme on ne peut pas espérer envoyer des robots vers d'autres étoiles, il va falloir se contenter, pour répondre à cette question, des informations que les étoiles nous envoient. Autrement dit, de leur lumière...

## La lumière des étoiles

Les lumières que les étoiles nous envoient sont riches en informations sur leurs températures et leurs compositions. Toutes les études menées aujourd'hui pour analyser ces lumières dérivent d'une expérience historique, que l'on attribue généralement à **Isaac Newton** car, même s'il n'a pas été le premier à la réaliser, c'est lui qui a su l'interpréter correctement.



Newton en train de réaliser l'expérience des couleurs (1666). (Gravure du XIX<sup>e</sup> siècle.)

Il s'agit, avec cette expérience, d'analyser la lumière d'une étoile bien connue : le Soleil. On la réalise dans une pièce sombre et on ne laisse entrer la lumière que par une petite fente percée dans les volets. La lumière arrive sur un **prisme** en verre, qui la dévie, puis atteint un écran (à gauche de l'image). On observe alors sur l'écran la figure lumineuse ci-contre. On appelle cette figure le **spectre** de la lumière du Soleil.



Gardez à l'esprit que l'image ci-dessus est une gravure et non une photographie et que les faisceaux de lumière, représentés ici en blanc, ne sont pas réellement visibles de profil.

Il y a plusieurs choses étranges dans ce phénomène :

- Pourquoi la lumière est-elle déviée par le prisme ? Elle est pourtant censée se propager en ligne droite.
- Pourquoi voit-on des couleurs sur l'écran alors que la lumière du Soleil est blanche ?
- Pourquoi la figure obtenue est-elle un dégradé continu, avec quelques raies noires ?

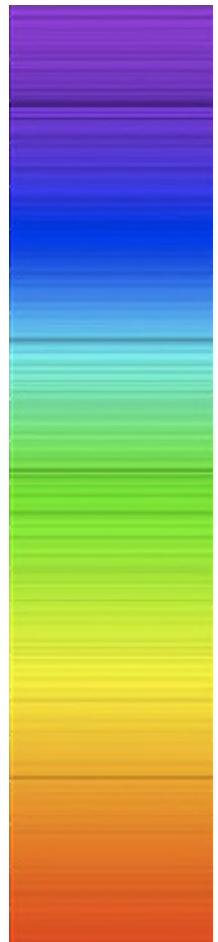
Trois mystères à éclaircir, donc. Au travail... 😊

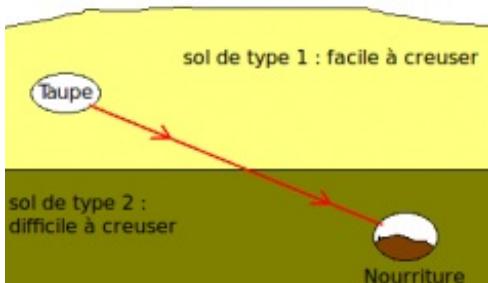
### A - La réfraction de la lumière

*Pourquoi la lumière est-elle déviée par le prisme ?*

Pour comprendre, je vais vous parler d'un petit animal qui ne voit pas souvent la lumière et encore moins souvent les étoiles : une **taupe** ! 🐥

La taupe a très faim. Elle veut rejoindre au plus vite la nourriture qu'elle a stockée dans son garde-manger. Ce dernier est caché à plusieurs mètres sous la terre, dans une zone où le sol est plutôt difficile à creuser.





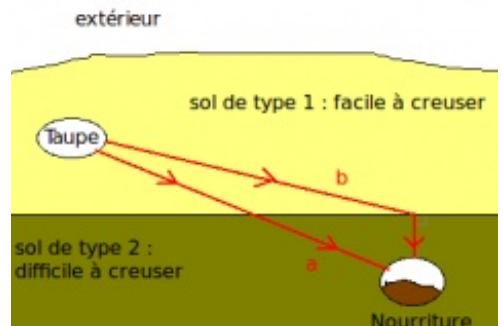
Quel chemin la taupe doit-elle emprunter pour rejoindre sa nourriture le plus vite possible ?

A priori, on pense tout de suite à la ligne droite. C'est vrai que c'est le chemin le plus court.

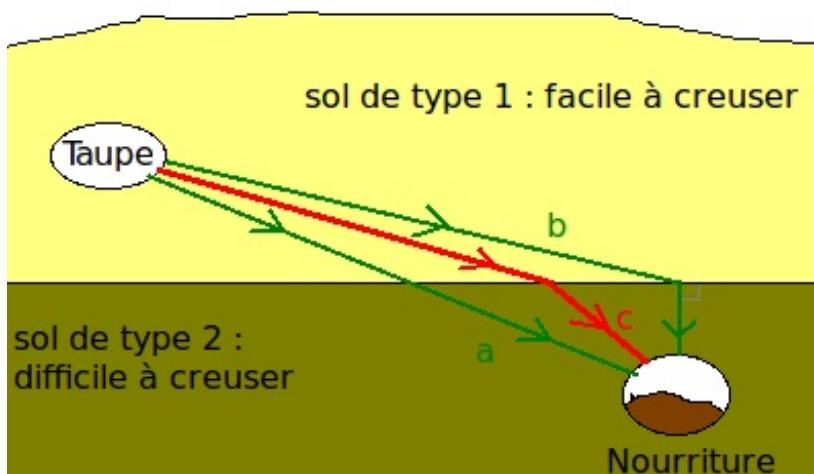
Le problème, c'est que cette solution (a) oblige la taupe à creuser longtemps dans la partie difficile. Et donc à perdre beaucoup de temps.

Pour réduire au maximum le trajet dans la zone difficile, il faut emprunter le chemin (b). L'ennui est que cela représente tout de même un gros détour. Il n'est pas certain que ce soit vraiment un gain de temps. Si le sol 2 est vraiment beaucoup plus difficile à creuser que le 1, alors le chemin b est le plus intéressant des deux. Sinon, c'est le a.

Mais la meilleure solution consiste à trouver un juste milieu entre ces deux extrêmes. Voici le chemin c. C'est lui le plus rapide :



extérieur



Comme la taupe, la **lumière** éprouve parfois plus de difficultés 😞 à traverser certains milieux transparents que d'autres. La vitesse c que nous lui avons attribuée dans un précédent chapitre est valable *dans le vide*. Dans l'air, c'est pratiquement la même. Mais dans l'eau, et plus encore dans le verre ou le diamant, la lumière est ralentie.

Chaque milieu transparent est donc caractérisé par un **indice de réfraction** noté n, c'est-à-dire un nombre qui indique s'il est difficile pour la lumière de traverser ce milieu. Plus la valeur de n est grande, plus c'est difficile.

Quelques exemples :

- $n_{vide} = 1$  avec une précision infinie
- $n_{air} = 1,00$
- $n_{eau} = 1,33$
- $n_{verre} = 1,5$

Vous devez au moins savoir par cœur que l'**indice de réfraction** de l'air vaut 1,00, comme celui du vide.

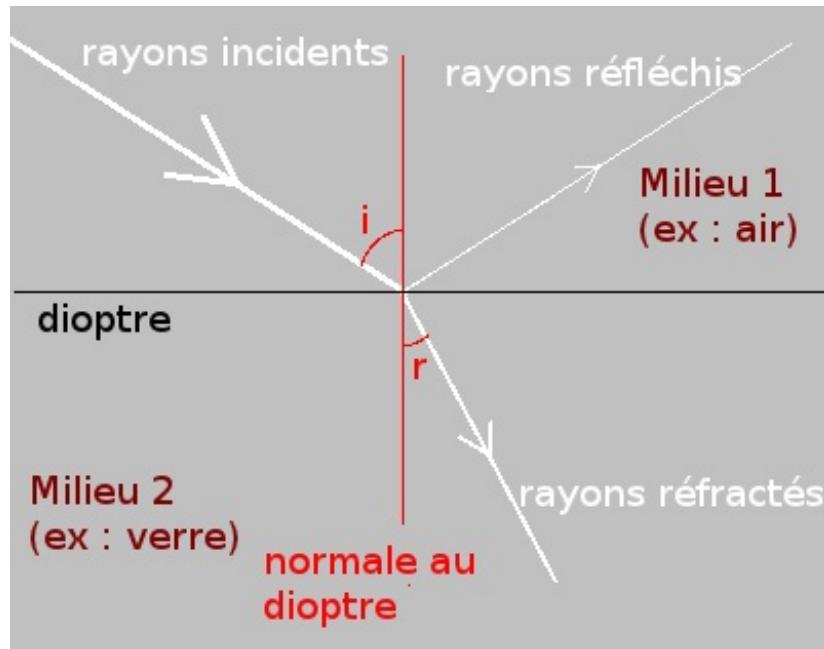
Non seulement la lumière est confrontée aux mêmes difficultés que la taupe, mais elle se comporte exactement comme une taupe affamée : elle emprunte toujours le chemin le plus rapide.

Pour aller plus loin, je dois maintenant vous apprendre [un peu de vocabulaire](#) :

Sachez qu'on appelle **dioptre** la surface qui sépare deux milieux transparents. Les rayons de lumière qui arrivent sur le dioptre sont des **rayons incidents**. Pour retenir facilement que le rayon *incident* est celui qui *arrive* sur le dioptre, souvenez-vous qu'un

incident est vite arrivé. 😊

Les rayons incidents atteignent le dioptre en un point appelé **point d'incidence**. La plupart d'entre eux traversent alors le diopstre mais quelques-uns sont **réfléchis**.



Les rayons qui traversent le diopstre sont déviés. On dit qu'ils sont **réfractés**. Cette déviation permet à la lumière de suivre le chemin le plus rapide, comme la taupe. C'est que la lumière a une réputation de rapidité à entretenir, tout de même ! 😎

Notez l'importance de la droite imaginaire appelée **normale au diopstre** (en rouge sur le schéma). Elle est perpendiculaire au diopstre et passe par le point d'incidence. D'ailleurs, en géométrie, *normal* est synonyme de *perpendiculaire*. Comment ça, je ne suis pas perpendiculaire ???? 😕

Qu'est-ce qu'elle a de si important, cette droite ? Elle n'existe même pas.

C'est un axe de symétrie entre les rayons incidents et réfléchis et elle sert à définir les angles **i** et **r**.

- **i** : **angle d'incidence**, entre la normale et le rayon incident.
- **r** : **angle de réfraction**, entre la normale et le rayon réfracté.

Le phénomène de réfraction de la lumière obéit aux trois **lois de Snell-Descartes** :

- Première loi : le rayon incident, le rayon réfracté, le rayon réfléchi et la normale au diopstre sont situées dans un seul et même plan (le **plan d'incidence**).
- Deuxième loi : le rayon réfléchi est symétrique au rayon incident par rapport à la normale au diopstre.
- Troisième loi :  $n_1 \cdot \sin i = n_2 \cdot \sin r$

Hein ? Quoi ? 😕 Des sinus ? Mais c'est des maths, ça ! Comment je vais faire ? Au secours ! 🚨

Pas de panique ! Je vais commencer par vous expliquer calmement cette formule. **i** et **r** sont les angles d'incidence et de réfraction. Ils sont indiqués sur le schéma ci-dessus. **n<sub>1</sub>** et **n<sub>2</sub>** sont les indices de réfraction des milieux 1 et 2. Par exemple, **n<sub>1</sub> = n<sub>air</sub> = 1,00** et **n<sub>2</sub> = n<sub>verre</sub> = 1,5**.

Le **sinus** est une fonction mathématique qui, à tout angle, associe un nombre compris entre -1 et 1. Dans un triangle rectangle, vous savez qu'il est égal à la longueur du côté opposé (à l'angle étudié), divisée par celle de l'hypothénuse. En pratique, vous n'aurez vraiment pas besoin de vous embêter : appuyez sur le bouton **sin** de votre calculette et vous aurez votre valeur. 🎩😊



**Attention aux réglages de votre calculette :** les angles peuvent être exprimés en degrés, en radians ou en grades. En classe de Seconde, vous les trouverez toujours en degrés. Votre calculette devra donc être réglée en mode *degrés*, sinon elle vous donnera de mauvais résultats. Il doit y avoir une touche **MODE** ou **DRG** sur votre calculette pour arranger ça. Pour vérifier que vous êtes bien en *degrés*, demandez **sin 30**. La machine doit vous répondre **0,5**.

Avant de refermer cette parenthèse mathématique, permettez-moi de vous présenter la fonction **arcsinus** (**arcsin** pour les intimes).

Bonjour **arcsinus** !!! 😊

C'est la fonction inverse du sinus : si **sin x = y**, alors **arcsin y = x**. Sur votre calculette, **arcsin** se trouve souvent sur la même touche que **sin** et il faut d'abord appuyer sur **SHIFT** ou **2nde** pour y accéder. Et sur certains modèles, elle n'est pas notée **arcsin** mais **sin<sup>-1</sup>**.

Nous voici donc mathématiquement armés pour trouver l'angle de réfraction associé à n'importe quel angle d'incidence, et vice-versa... Essayons :

Un faisceau de lumière (composé de plusieurs rayons) traverse l'air puis entre dans un bloc de verre avec l'angle d'incidence **i = 45°**. A vous de calculer l'angle de réfraction **r**.

#### Secret (cliquez pour afficher)

On commence par écrire la troisième loi de Snell-Descartes :

$$n_{\text{air}} \cdot \sin i = n_{\text{verre}} \cdot \sin r$$

Nous cherchons **r**, donc il faut isoler **sin r** en divisant les deux membres de l'équation par **n<sub>verre</sub>**.

$$\sin r = \frac{n_{\text{air}}}{n_{\text{verre}}} \cdot \sin i$$

Et voilà l'expression littérale. Passons à l'application numérique :

$$\sin r = \frac{1,00}{1,5} \cdot \sin 45^\circ = 0,66 \cdot 0,71 = 0,47$$

C'est l'indice de réfraction du verre (1,5) qui limite le nombre de chiffres significatifs : 2.

Il est temps pour **arcsin** d'entrer en scène :

$$r = \arcsin(0,47) = 28^\circ$$

Le faisceau de rayons réfractés aura un angle de réfraction de 28°.

Ne vous en faites pas si vous n'avez pas réussi du premier coup. Voici l'occasion d'une deuxième tentative :

Un faisceau de lumière traverse la vitre d'un aquarium. Après une petite épaisseur de verre, il entre finalement dans l'eau avec l'angle d'incidence **i**. Il est alors réfracté et a un angle de réfraction **r=30°**. Quelle est la valeur de **i** ?

#### Secret (cliquez pour afficher)

On commence par écrire la troisième loi de Snell-Descartes :

$$n_{\text{verre}} \cdot \sin i = n_{\text{eau}} \cdot \sin r$$

Nous cherchons **i**, donc il faut isoler **sin i** en divisant les deux membres de l'équation par **n<sub>verre</sub>**.

$$\sin i = \frac{n_{\text{eau}}}{n_{\text{verre}}} \cdot \sin r$$

Et voilà l'expression littérale. Passons à l'application numérique :

$$\sin i = \frac{1,33}{1,5} \cdot \sin 30^\circ = 0,89 \cdot 0,50 = 0,44$$

C'est l'indice de réfraction du verre (1,5) qui limite le nombre de chiffres significatifs : 2. Même si la calculette affiche 0,5 pour  $\sin 30^\circ$ , il y a deux chiffres significatifs à  $30^\circ$  donc on écrit aussi son sinus avec deux chiffres significatifs : 0,50.

Il est temps pour ***arcsin*** d'entrer en scène :

$$i = \arcsin(0,44) = 26^\circ$$

Le faisceau de rayons incidents avait un angle d'incidence de  $26^\circ$  avant d'entrer dans l'eau.

Vous connaissez maintenant le phénomène de réfraction. Et vous comprenez mieux pourquoi, dans l'expérience de Newton, la lumière est déviée. Elle est même réfractée deux fois : quand elle entre dans le prisme et quand elle en sort. Comme les deux faces du prisme ne sont pas parallèles entre elles (contrairement à celles d'une vitre), ces deux réfractions ne se compensent pas.

Nous avons donc répondu à la première de nos trois questions. Passons à la suivante.

## B - La longueur d'onde

*Pourquoi voit-on des couleurs sur l'écran alors que la lumière du Soleil est blanche ?*

Le **spectre** de la lumière du Soleil présente en effet l'ensemble des couleurs de l'arc-en-ciel. Cet étrange phénomène a taraudé les scientifiques pendant plusieurs siècles. Ils pensaient que la lumière se fatiguait en traversant le verre du prisme et que cette fatigue la colorait. On pensait aussi que les rayons rouges étaient moins fatigués que les rayons violets car ils avaient traversé une épaisseur de verre plus petite.

Pour tenter d'y voir plus clair, remplaçons la lumière du Soleil par celle d'un LASER He-Ne. C'est une lumière rouge et le LASER en émet un faisceau très fin.



LASER signifie Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation : amplification de la lumière par émission stimulée de radiations. Le LASER He-Ne utilise de l'hélium et du néon, deux gaz nobles que vous connaissez bien, à présent. On peut aussi l'écrire en minuscules : **laser**.



Le prisme dévie la lumière du laser de la même manière que celle du Soleil mais, cette fois, le spectre observé sur l'écran est très différent : il se résume à une unique raie lumineuse rouge sur fond noir. On remarque qu'elle est toujours rouge et que la traversée du prisme ne l'a pas "fatiguée" davantage.

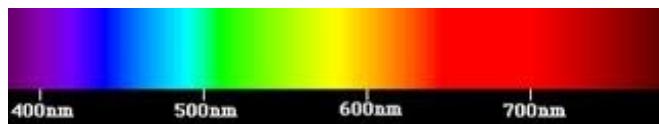
Ce type de lumière est qualifié de **monochromatique** (mono : une seule, chrom : couleur) car il n'y a qu'une seule couleur (et une seule nuance de cette couleur) dans son spectre. Inversement, on dit que la lumière du Soleil est **polychromatique**.

Puisqu'une lumière monochromatique ne comporte qu'une couleur dans son spectre, il suffit d'indiquer quelle est cette couleur pour définir la lumière. Le problème, c'est qu'il existe de nombreuses nuances de chaque couleur. La lumière de notre laser est rouge, mais rouge comment ? Rouge carmin ? Rouge vermillon ? Rouge écarlate ? Rouge lie-de-vin ? Le seul moyen de caractériser cette couleur d'une manière réellement précise, c'est de la désigner par... un nombre.

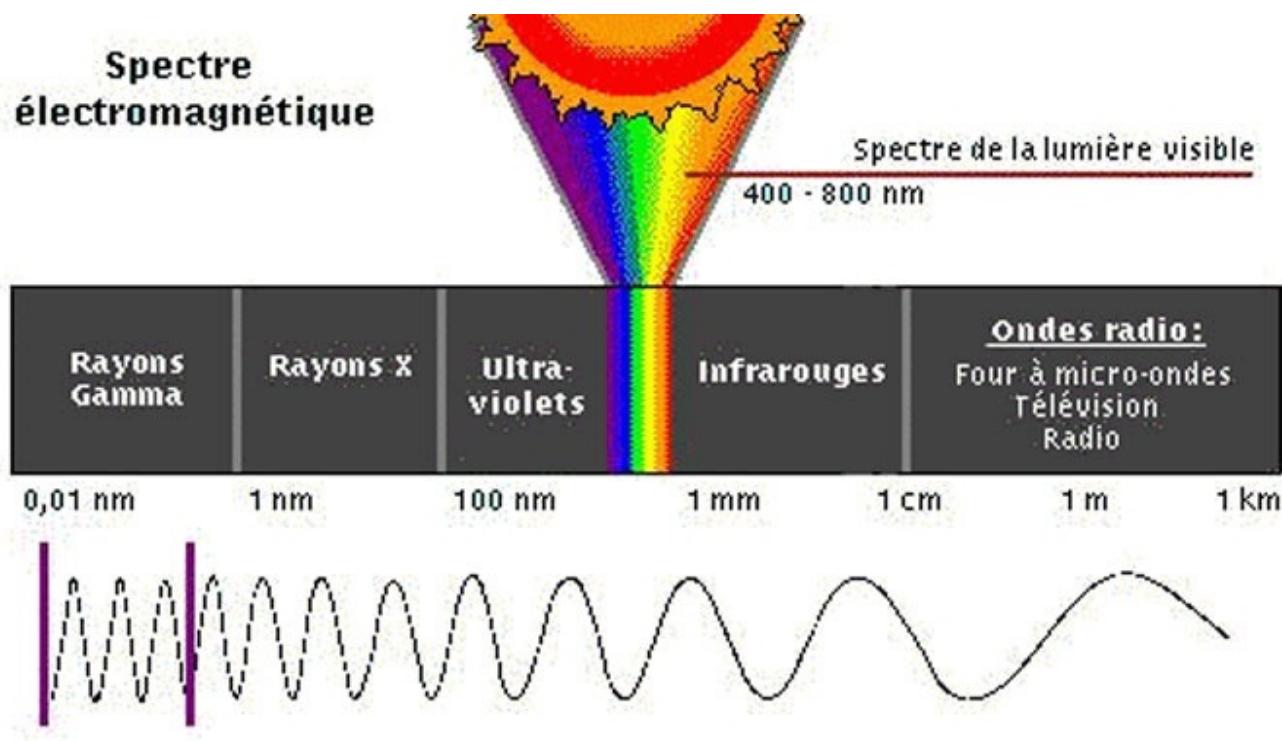
On introduit donc une nouvelle grandeur physique : la **longueur d'onde**. Son symbole est  $\lambda$  (prononcez *lambda*) et son unité est

le mètre (m). Chaque valeur de  $\lambda$  correspond à une couleur bien précise.

L'œil humain n'est capable de percevoir que les radiations lumineuses dont la longueur d'onde est comprise entre **400 nm (violet)** et **800 nm (rouge)**.



Une **longueur d'onde** de 500 nm, par exemple, correspond à un bleu-vert, tandis qu'à 600 nm, on est dans un jaune orangé. Bien sûr, il existe d'autres lumières que celles-ci. Mais comme l'œil humain ne peut pas les percevoir, on les appelle rarement "lumières". On parle plutôt, dans ce cas, d'**ondes électromagnétiques** :

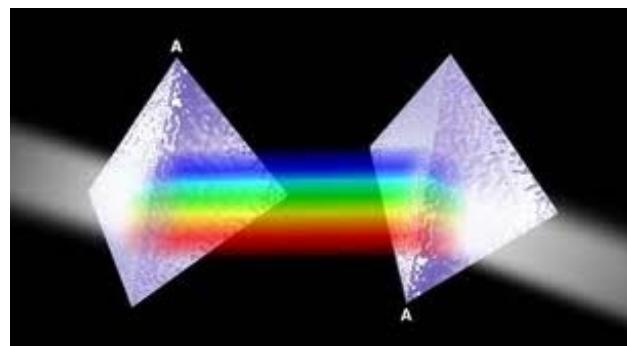


Nous verrons d'autres aspects de la **longueur d'onde** et des **ondes** en général dans la partie **Santé**.

Ainsi, la couleur unique de la lumière monochromatique émise par le LASER He-Ne n'est pas simplement "rouge". Plus précisément, elle a une longueur d'onde de 633 nm.

Tout ça, c'est bien joli. Mais on ne sait toujours pas pourquoi la lumière du Soleil a plusieurs couleurs, avec beaucoup de longueurs d'ondes différentes, dans son spectre.

Si la théorie de la "lumière fatiguée" n'est pas valable, alors comment élucider ce mystère ? **Isaac Newton** a eu une idée géniale : placer un second prisme derrière le premier, mais dans l'autre sens. Et là, waouuu... On retrouvait de la lumière blanche à la sortie du second prisme.



Le premier prisme avait donc "décomposé" (on dit **dispersé**) la lumière blanche et un autre prisme pouvait la recomposer.

Cela signifie que **la lumière blanche polychromatique du Soleil est en réalité le résultat de la superposition de très nombreuses lumières monochromatiques**. Autrement dit, dans un faisceau de lumière blanche, il y a des rayons rouges, verts, bleus, etc. Et ces rayons monochromatiques sont si intimement mêlés qu'on ne peut pas les distinguer. Quand le prisme disperse la lumière blanche, il écarte tous ces rayons colorés les uns des autres.



Mais comment fait-il pour les écarter ?

Vous vous souvenez que **l'indice de réfraction** d'un milieu représente la difficulté qu'éprouve la lumière à le traverser, n'est-ce pas ? Eh bien, sachez que cette difficulté dépend de la longueur d'onde de la lumière. Ainsi, un rayon de lumière rouge arrive plus facilement à se faufiler à travers l'eau ou le verre qu'un rayon de lumière bleue.

L'indice de réfraction du verre pour une lumière rouge de  $\lambda = 656 \text{ nm}$  vaut  $n_{656} = 1,514$  mais celui du même verre pour une lumière bleue de  $\lambda = 486 \text{ nm}$  vaut  $n_{486} = 1,522$ .

Par conséquent, quand le faisceau de lumière blanche arrive sur un prisme, tous les rayons ont le même angle d'incidence. Mais comme chacun a ensuite son propre indice de réfraction, chaque longueur d'onde va avoir un angle de réfraction différent. Chaque lumière monochromatique part donc dans une direction différente et atteint l'écran en un lieu différent. Voilà pourquoi, sur l'écran, on voit toutes ces couleurs les unes à côté des autres (voir le spectre de l'introduction).

C'est le phénomène de **dispersion** d'une lumière polychromatique. Sachez d'ailleurs que le prisme n'est pas le seul dispositif permettant de la réaliser. On peut aussi se servir d'un **réseau**, c'est-à-dire d'une série de fentes *très fines* et *très rapprochées* percées dans une feuille de papier. Intervient alors un autre phénomène optique, appelé **diffraktion** (que nous n'étudierons pas), qui aboutit à la **dispersion** de la lumière et à l'apparition de deux spectres. Cette fois, c'est la lumière rouge qui est plus déviée que la lumière violette.



Et de deux ! 😊 Deux mystères résolus. Au suivant...

## C - Types de spectres



Pourquoi la figure obtenue est-elle un dégradé continu, avec quelques raies noires ?



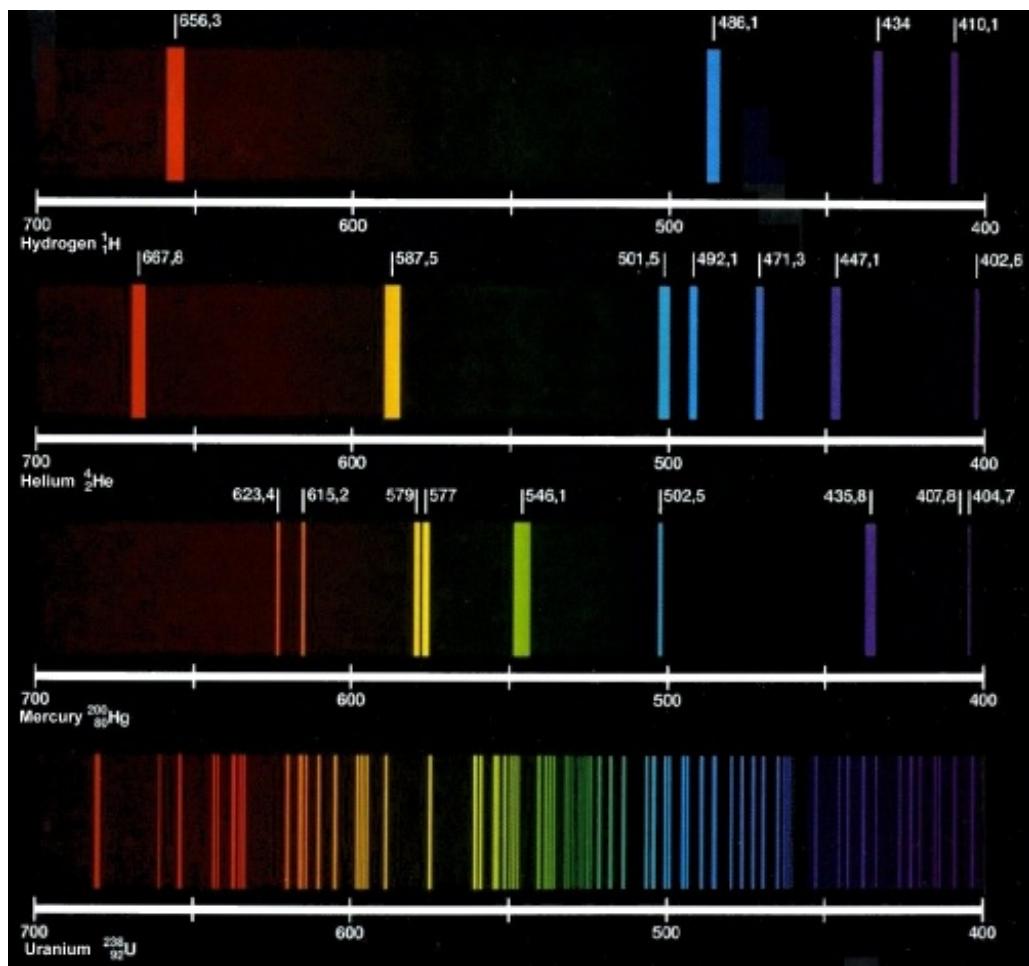
Il existe toutes sortes de lumières et toutes n'ont pas un spectre continu avec des raies noires. Voyons un peu les différents types de spectres, et donc les différents types de lumières que l'on peut rencontrer.

La lampe de l'image ci-contre est une **lampe à vapeur de sodium**. Elle contient du sodium (Na) à l'état gazeux. Quand ce gaz est excité par une tension électrique, il émet de la lumière, que l'on peut disperser avec un prisme afin d'observer son spectre sur un écran. Ce spectre, appelé **spectre d'émission du sodium**, est très différent de celui de la lumière du Soleil :



Il n'y a que deux raies lumineuses jaunes dans le spectre. Cette lumière est donc **polychromatique** mais de justesse (2 nuances de jaune).

On peut obtenir des **spectres d'émission** en excitant toutes sortes de gaz. Voici, par exemple, les spectres d'émission de l'hydrogène (H), de l'hélium (He), du mercure (Hg) et de l'uranium (U) :



Le nombre et la position des raies lumineuses dépend de la nature du gaz excité mais tous ces spectres ont en commun d'être discontinus.

Un gaz donné aura toujours le même spectre. Par contre, deux gaz différents auront des spectres différents. Le spectre d'émission permet donc d'identifier un gaz. Un peu comme une empreinte digitale permet d'identifier un individu.

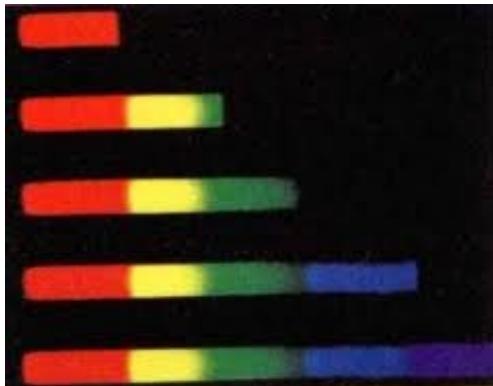
Prenons maintenant une **ampoule à incandescence** tout ce qu'il y a de plus classique. Le passage du courant électrique à travers un **filament** en tungstène fait chauffer ce dernier. À partir d'une certaine température, le filament commence à émettre une faible lumière rouge. Si on augmente légèrement la tension, et donc la température du filament, cette lumière devient orange puis jaune. Par ailleurs, elle commence à briller de plus en plus. Et si on chauffe beaucoup, la lumière atteint finalement un blanc éclatant.



Ce phénomène ne se limite pas aux filaments des ampoules. N'importe quel objet, du fait de sa température, émet de la lumière. Plus sa **température** est élevée, plus l'objet peut émettre des radiations ayant de petites longueurs d'onde. Un corps humain, par exemple, est relativement froid. Il n'émet donc que des radiations ayant de grandes longueurs d'ondes : des infra-rouges. Cette "lumière" n'est pas visible mais peut être détectée par des capteurs spéciaux comme ceux des caméras thermiques :



Si on observe le spectre de la lumière de l'ampoule, on constate que ce spectre est continu. A "basse" température, il ne comporte que des radiations rouges. Plus on augmente la tension électrique, et donc la température du filament, plus il s'enrichit en radiations oranges, puis jaunes, puis vertes, puis bleues, puis indigos, puis violettes.



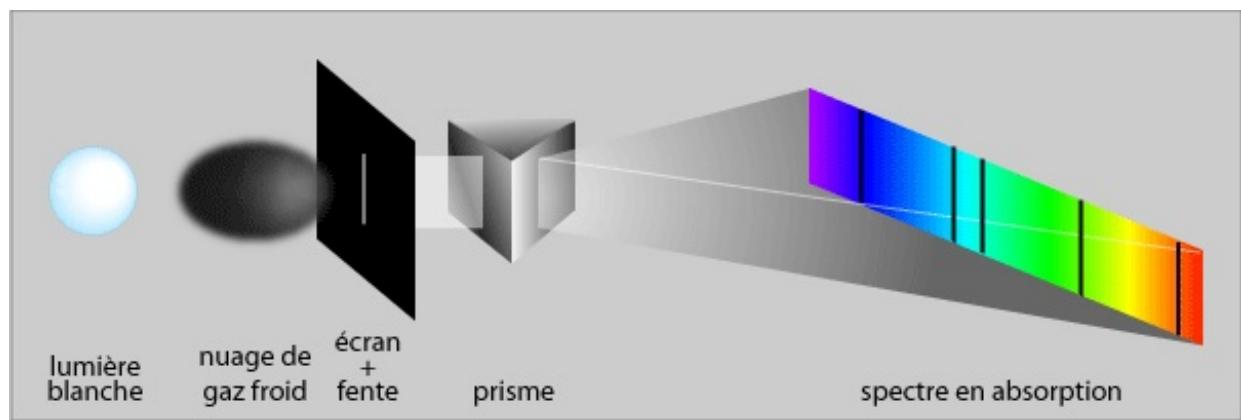
Remarquez que ces spectres ne dépendent pas de la nature de l'objet qui chauffe, contrairement aux spectres d'émission, mais plutôt de sa **température**. Ce sont des **spectres d'origine thermique**. Quand cet objet est très chaud, son spectre est complet : il comprend toutes les couleurs de l'arc-en-ciel. La lumière émise est alors blanche. On dit que l'objet est "chauffé à blanc".



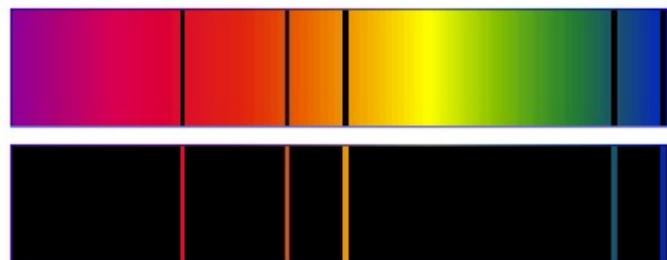
Il est parfois possible de chauffer encore plus, lorsque cela ne détruit pas l'objet considéré. La lumière émise peut alors devenir bleue. Les radiations rouges n'ont pas disparu du spectre mais, comme les radiations bleues deviennent beaucoup plus intense, l'ensemble apparaît globalement bleu.

Culturellement, nous avons l'habitude d'associer le rouge au chaud et le bleu au froid. Pourtant, une flamme ou une étoile produisant une lumière bleue est plus chaude qu'une flamme ou une étoile produisant une lumière rouge. Par exemple, la flamme de ce petit bunsen est plus chaude en bas qu'en haut.

La troisième catégorie est celle des **spectres d'absorption**. Pour en observer un, il faut prendre une lumière blanche d'origine thermique, avec un spectre continu bien complet, et lui faire traverser une cuve contenant un gaz non excité. Ce gaz va alors absorber certaines des radiations de la lumière. Du coup, quand on analyse le spectre de la lumière qui sort de la cuve, on s'aperçoit qu'il n'est plus tout à fait complet : il manque des raies.



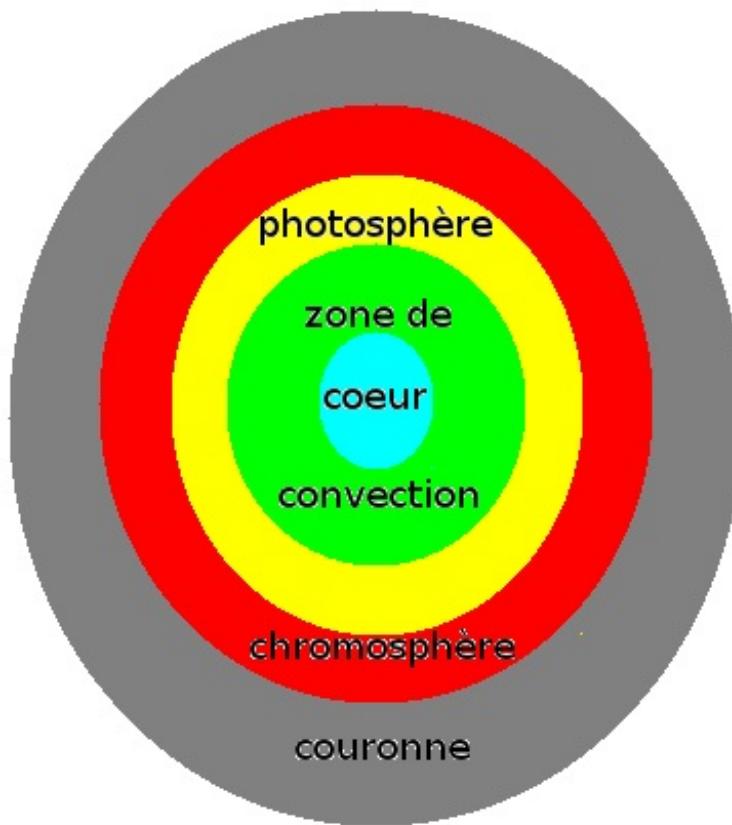
Les raies manquantes dépendent bien entendu du gaz traversé. D'ailleurs, si on compare le spectre d'absorption et le spectre d'émission d'un même gaz (ci-dessous, le mercure), on remarque...



On remarque que les radiations absorbées par un gaz sont très précisément celles qu'il est capable d'émettre. Il est donc possible, pour identifier un gaz ou un mélange de gaz, de laisser une lumière blanche le traverser. C'est souvent plus simple que de l'exciter.

## D - Application à l'astrophysique

Les spectres de la lumière des étoiles, tels qu'on peut les observer sur Terre, sont du type "spectres d'absorption". Vous avez vu celui du Soleil, par exemple, dans l'introduction de ce chapitre. Pour comprendre pourquoi nous observons des **spectres d'absorption**, il faut examiner la structure interne d'une étoile :



La lumière que nous recevons sur Terre est produite par la **photosphère**. C'est une lumière d'origine thermique. Je vous rappelle en effet qu'il règne une chaleur considérable à l'intérieur des étoiles. Cette lumière a donc un spectre continu et complet. En

comparant la luminosité des différentes radiations, on peut déterminer la température de la photosphère.

Voici par exemple le spectre de l'étoile **Naos**, l'une des plus chaudes que nous connaissons (environ 40 000 K à la surface). C'est une étoile bleue, visible uniquement depuis l'hémisphère sud.

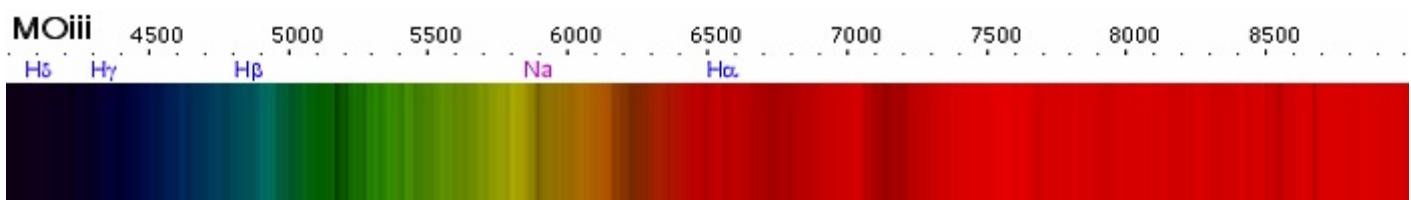


Les radiations les plus intenses de ce spectre sont dans l'ultra-violet. Parmi les radiations visibles, ce sont les violettes qui brillent le plus.



Le **kelvin (K)** est une unité de **température**. On passe des degrés Celsius aux kelvins en ajoutant la constante 273,15 :  $0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$ ,  $100^\circ\text{C} = 373,15 \text{ K}$ ,  $40\,000 \text{ K} = (40\,000 - 273,15)^\circ\text{C}$ .  $0 \text{ K}$  (donc  $-273,15^\circ\text{C}$ ) est la plus basse température qui puisse théoriquement exister. C'est ce qu'on appelle le **zéro absolu**.

Inversement, dans le spectre d'une étoile rouge et "froide" (dans les 3000 K quand même) comme **Proxima Centauri**, ce sont les raies rouges qui brillent le plus.



Encore une fois, oubliez les codes de couleur de vos robinets. Une étoile produisant une lumière bleue est en réalité bien plus chaude qu'une étoile produisant une lumière rouge.



Et le Soleil ? Il produit une lumière jaune. Il est donc moyennement chaud ?

C'est bien ça. 😊 Mais attention, la lumière émise par le Soleil est en réalité blanche. Un blanc un peu jauni, c'est vrai, mais si nous la voyons bien jaune depuis la Terre, c'est à cause de phénomènes qui se produisent dans l'atmosphère terrestre. Les mêmes phénomènes qui font que le ciel nous semble bleu. En gros, la lumière blanche du Soleil est **dispersée** en entrant dans l'atmosphère. Les radiations ayant une grande longueur d'onde (vertes, jaunes, oranges, rouges) viennent droit jusqu'à nos yeux, et nous voyons le Soleil jaune. Les radiations de faible longueur d'onde (violettes, indigos, bleues, vertes), par contre, sont déviées dans toutes les directions et colorent le ciel en bleu.

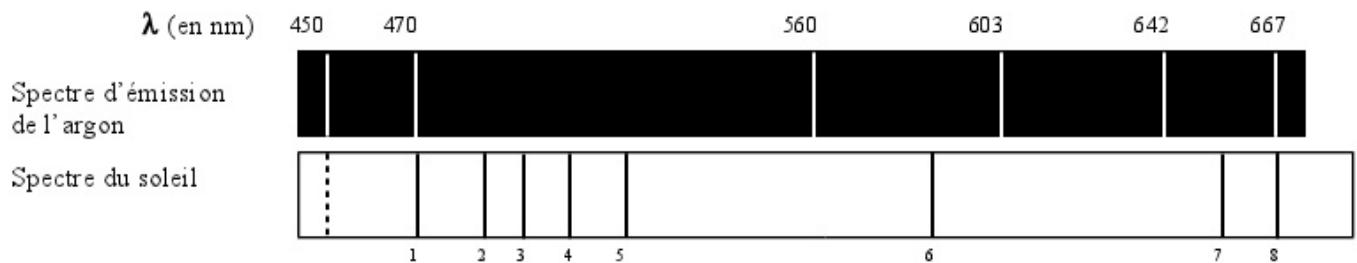


Mais pourquoi y a-t-il des raies noires dans le spectre ?

Pardon, je m'égare un peu... Revenons donc à nos spectres. La photosphère émet donc une lumière dont le spectre est continu, sans raies noires. Mais avant de quitter l'étoile, cette lumière doit d'abord traverser la **chromosphère**. Or, la pression des gaz de la **chromosphère** est suffisante pour qu'ils absorbent toutes les radiations qu'ils sont capables d'émettre. La couronne, par contre, ne modifie pas la lumière car la pression y est plus basse.

En examinant la lumière d'une étoile, on peut donc connaître la composition chimique de sa chromosphère.

Essayons ! 😊 Voici une version simplifiée du spectre du Soleil. Pour pouvoir l'étudier, nous le comparons ici au spectre d'émission d'un gaz noble bien connu : l'argon (Ar).



Cette image est en noir et blanc, mais vous pouvez imaginer que le spectre du Soleil est coloré, avec le violet à gauche, le rouge à droite, et toutes les couleurs de l'arc-en-ciel entre les deux. Les longueurs d'onde des raies d'émission de l'argon (colorées, elles aussi) sont bien connues. Notre premier travail consiste à déterminer celles des raies d'absorption du Soleil.

La première est facile à trouver : 470 nm. En effet, la première raie du spectre du Soleil est juste en face de la deuxième raie du spectre de l'argon. Les pointillés à gauche du spectre du Soleil ne sont pas une raie mais un point de repère correspondant à la longueur d'onde de 450 nm.

Je vous propose d'imprimer ces deux spectres sur une feuille de papier et de mesurer avec une règle les distances entre, d'une part, les pointillés, et d'autre part, chacune des 8 raies noires du spectre du Soleil. Vous ne trouverez pas forcément les mêmes distances que moi et vos calculs intermédiaires pourront être différents. Mais, à la fin, nous devrons tous trouver les mêmes longueurs d'onde.



Mais comment peut-on trouver les longueurs d'ondes ?

Ce qui va bien nous aider, c'est que la différence de longueur d'onde ( $\Delta\lambda$ ) entre deux raies est proportionnelle à la distance qui les sépare dans un spectre. Par exemple, je mesure 13 mm de distance entre les pointillés et la raie n°1. Une distance de 13 mm correspond donc à une variation de longueur d'onde de  $\Delta\lambda = 470 - 450 = 20 \text{ nm}$ .

Entre les pointillés et la raie n°2, je trouve cette fois 24 mm. Il faut faire un produit en croix :

$$\Delta\lambda = \frac{20 \cdot 24}{13} = 37 \text{ nm}$$

Par conséquent, la longueur d'onde de la raie n°2 est :  $\lambda = 450 + 37 = 487 \text{ nm}$ .

On procède de la même manière pour chacune des autres raies. Voici mes résultats :

Raie n°	Distance (mm)	$\Delta\lambda$ (nm)	$\lambda$ (nm)
1	13	20	470
2	24	37	487
3	30	46	496
4	37	55	505
5	45	69	519
6	91	140	590
7	135	208	658
8	143	220	670

Ces valeurs de longueurs d'onde sont cohérentes avec celles des raies de l'Argon. Maintenant que nous les connaissons pour chacune des raies, il faut les comparer à celles des raies d'émission de quelques gaz connus. En voici 4. Les longueurs d'ondes sont exprimées en nm :



H	He	Mg	Fe
486	471	470	489
656	492	518	492
-	502	-	496
-	505	-	533
-	588	-	540
-	668	-	-

Nous pouvons maintenant comparer les deux tableau et chercher quel(s) élément(s) a/ont pu absorber chacune des 8 raies, sachant qu'il existe une petite incertitude sur la mesure de toutes ces longueurs d'onde.

La raie n°1 (470 nm) a pu être absorbée par l'hélium (He : 471 nm) ou par le magnésium (Mg : 470 nm). Il est donc probable que l'un au moins de ces deux gaz est présent dans la chromosphère du Soleil.

La raie n°2 (487 nm) a pu être absorbée par l'hydrogène (H : 486 nm) ou par le fer (Fe : 489 nm).

La raie n°3 (496 nm) a pu être absorbée par le fer (Fe : 496 nm) ou par l'hélium (He : 492 nm).

La raie n°4 (505 nm) n'a pu être absorbée que par He.

La raie n°5 (519 nm) n'a pu être absorbée que par Mg.

La raie n°6 (590 nm) n'a pu être absorbée que par He.

La raie n°7 (658 nm) n'a pu être absorbée que par H.

La raie n°8 (670 nm) n'a pu être absorbée que par He.

Il y a donc très certainement **de l'hydrogène, de l'hélium et du magnésium** dans la chromosphère du Soleil. Vous pouvez d'ailleurs vérifier que toutes les raies d'émission des ces éléments sont présentes dans le spectre simplifié du Soleil. Cet exercice, par contre, ne permet pas d'affirmer qu'on y trouve aussi du fer (même si, en réalité, il y en a bel et bien).

À la fin du chapitre précédent, nous nous demandions si les éléments chimiques du système solaire étaient les mêmes que ceux qu'on trouve dans le reste de l'Univers.

En analysant les spectres des autres étoiles, on s'aperçoit, en effet, qu'on y retrouve bien la signature des mêmes éléments.

## La valse des planètes

Tout tourne dans l'Univers. Les planètes tournent sur elles-mêmes et autour des étoiles. Les satellites tournent autour des planètes. Les galaxies tournent sur elles-mêmes, etc.

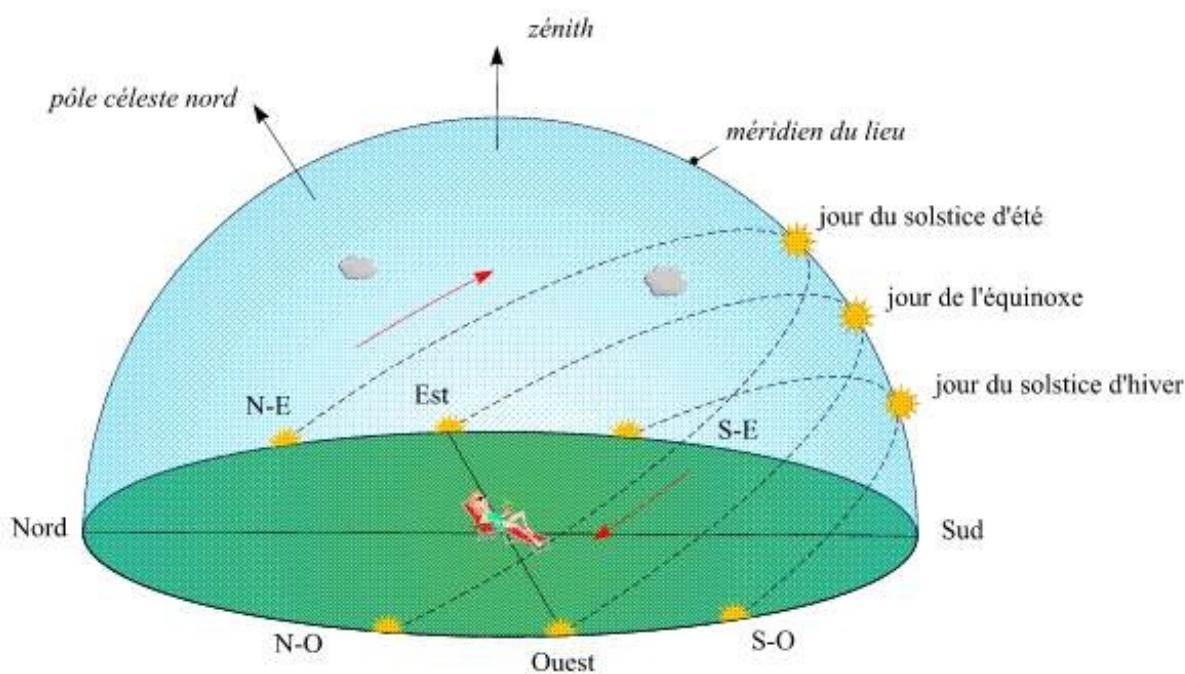
Ce vaste et étrange ballet soulève au moins deux questions :

- Qui tourne autour de qui ?
- Pourquoi ?

### A - Quelques référentiels

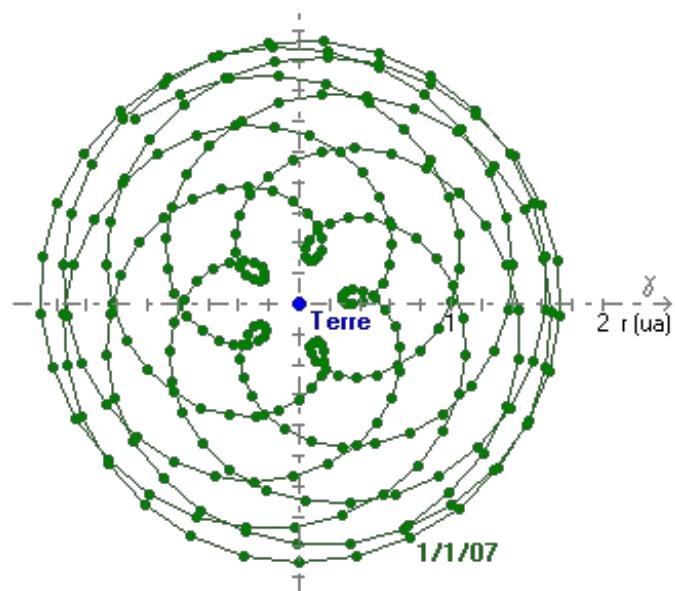
La réponse à la première question dépend bien entendu du référentiel dans lequel on se place. Très longtemps, on s'est contenté du **référentiel terrestre**. C'est normal : c'est le point de vue d'un observateur immobile à la surface de la Terre.

Dans le référentiel terrestre, l'Univers tout entier tourne autour de notre planète. Le Soleil lui-même en fait le tour en 24 heures.



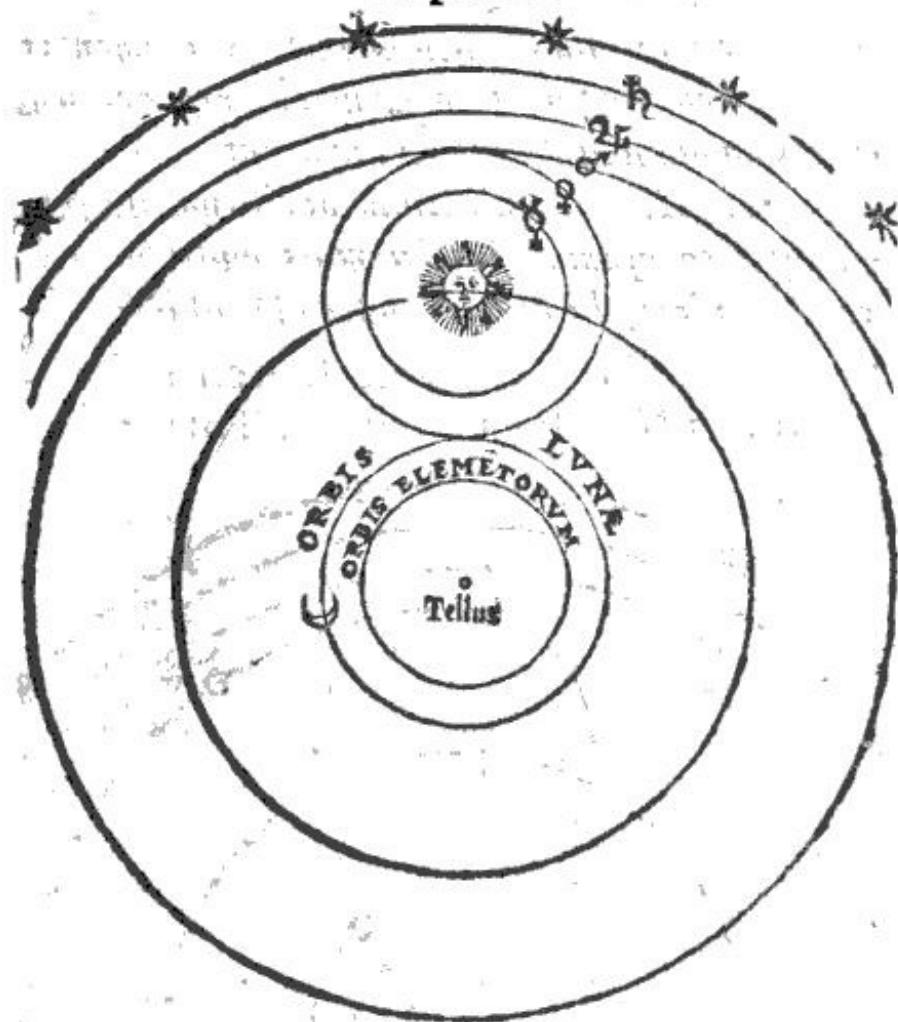
Toutefois, pour expliquer le phénomène des saisons, les astronomes de l'Antiquité ont du définir le **référentiel géocentrique** : un référentiel lié au centre de la Terre mais qui ne tourne pas avec celle-ci. Dans le référentiel géocentrique, le Soleil tourne toujours autour de la Terre, mais en 365 jours et 6 heures. Quant à la Terre, elle n'est plus immobile puisqu'elle y tourne sur elle-même en 24 heures.

De nos jours, on utilise ce référentiel pour étudier les mouvements de la Lune, des fusées et des satellites artificiels de la Terre. Par contre, en ce qui concerne les autres planètes, leurs trajectoires dans le référentiel géocentrique sont très complexes. Regardez un peu celle de Vénus :

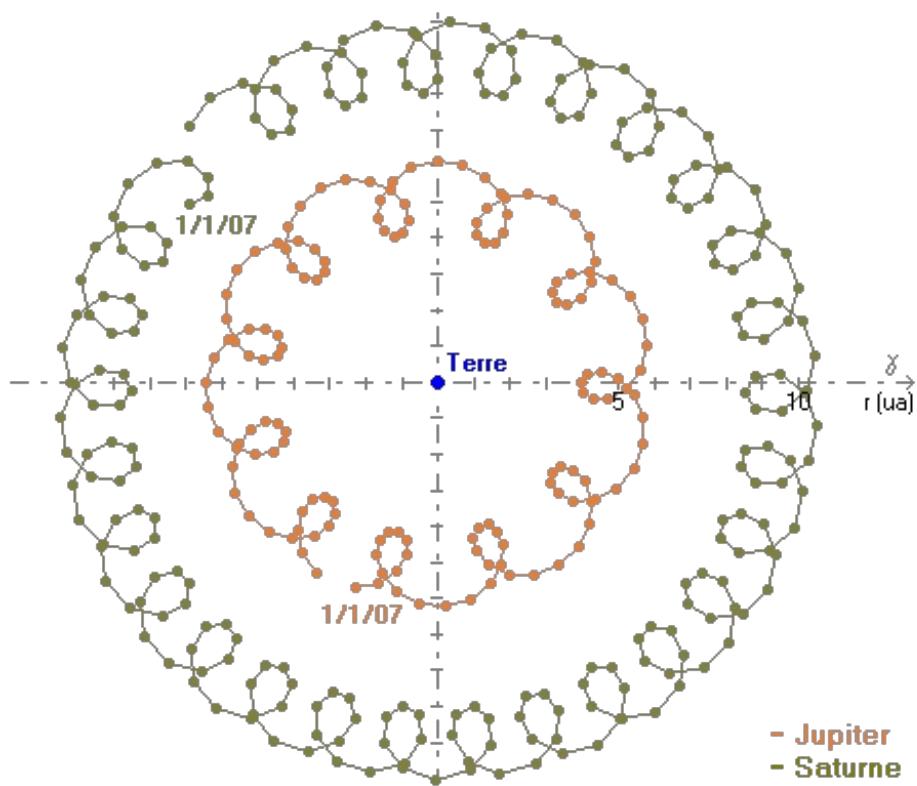


Cette forme évoque celle d'une fleur et a donné naissance à plusieurs mythologies concernant Vénus. Toujours est-il que les trajectoires de Mercure et Vénus étaient si complexes que, déjà, au IVème siècle av. JC, il y avait des astronomes comme Héraclide du Pont pour suggérer que ces deux planètes tournaient autour du Soleil et pas de la Terre.

**Systema maximarum vniuersitatis  
partium ex sententia Martiani  
Capellæ.**

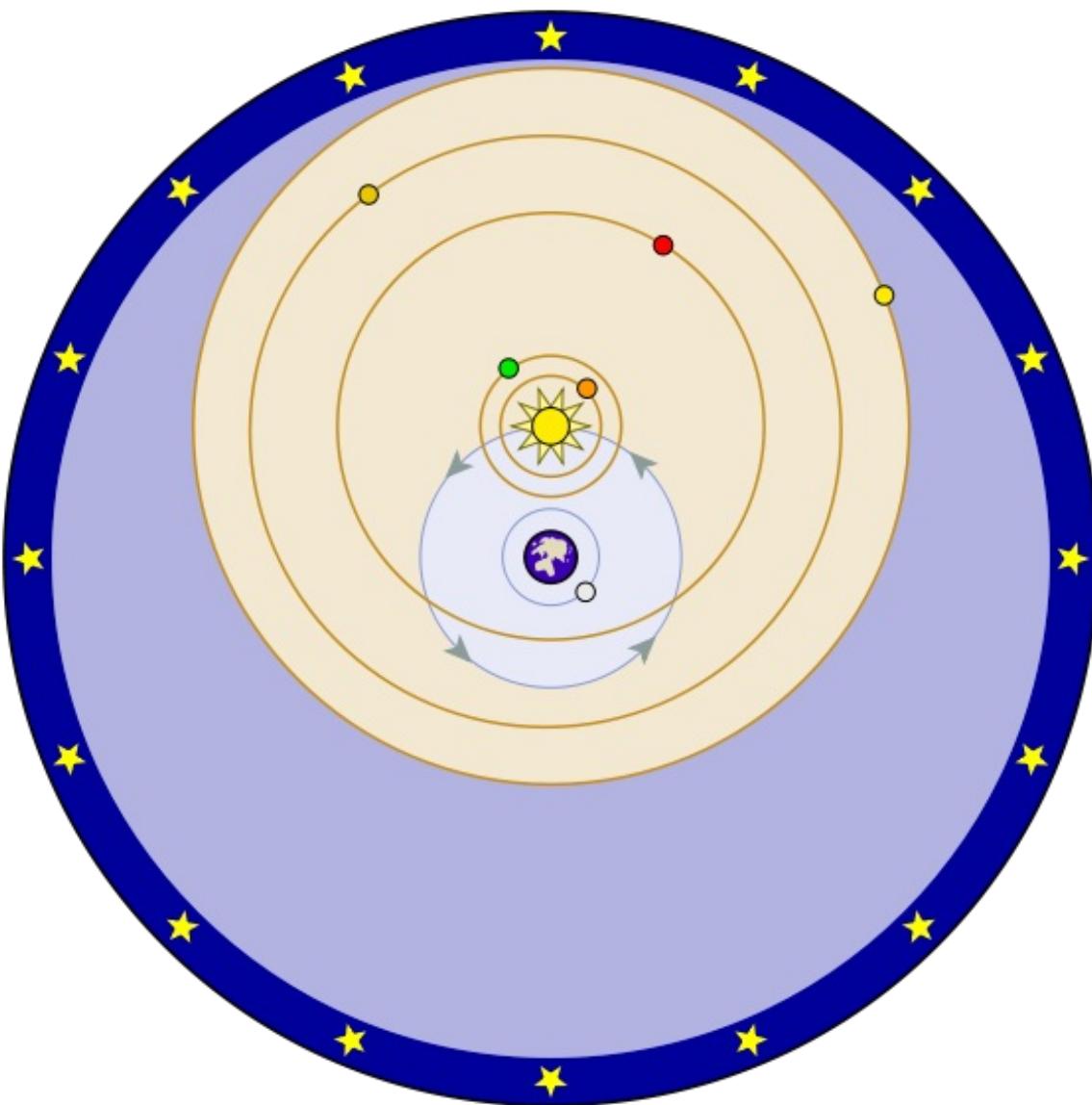


D'autres planètes, comme Jupiter et Saturne, ont dans le référentiel géocentrique des trajectoires un peu plus "raisonnables" mais pas circulaires pour autant :

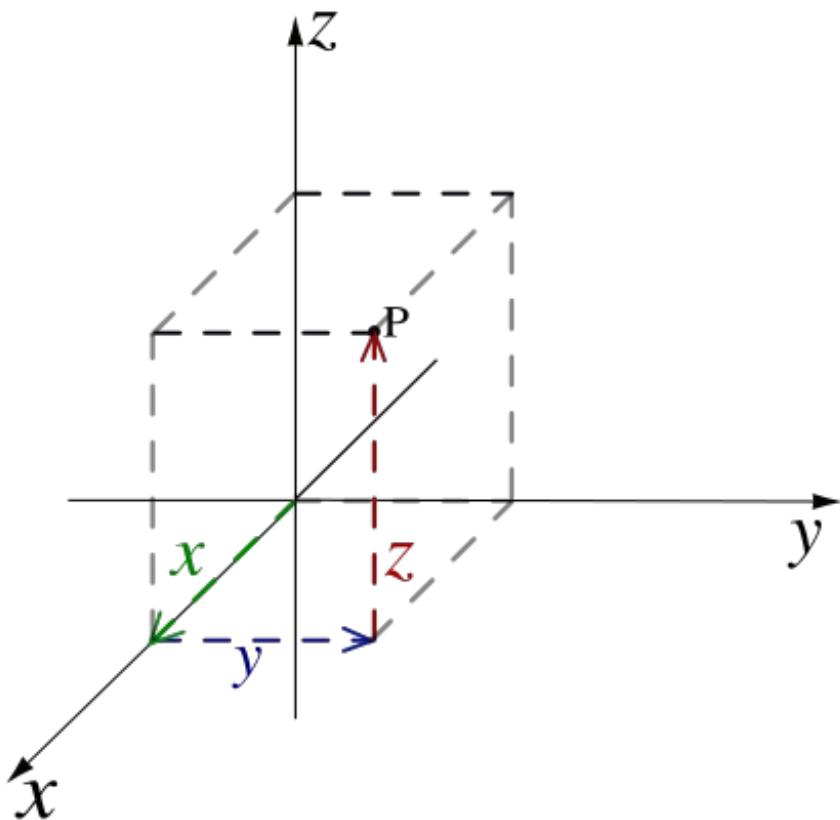


Pour expliquer ces petites boucles tout au long de la trajectoire, on a introduit le modèle des **épicycles** : en plus de tourner autour de la Terre, ces planètes décriraient également de petits cercles autour d'un axe de rotation situé près d'elles.

Au Moyen Âge, suite aux travaux d'**Alhazen** sur les lentilles, on a mesuré de mieux en mieux la position des planètes dans le ciel tout au long de l'année. Ce travail culmina au XVI<sup>e</sup> siècle avec le catalogue de l'astronome danois **Tycho Brahé**. Pour tenir compte de ces nouvelles observations tout en respectant le modèle géocentrique, il fallait introduire de plus en plus d'épicycles, si bien que la représentation officielle de l'Univers devenait de plus en plus tortueuse et alambiquée. Reprenant la démarche de **Héraclide du Pont**, Tycho Brahé proposa son propre modèle, dans lequel la Lune et le Soleil tournaient autour de la Terre, mais tout le reste tournait autour du Soleil :

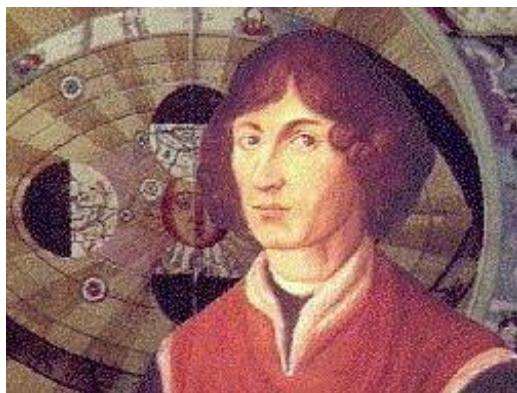


Dès lors, il n'y avait plus qu'un pas à faire pour remettre les choses à l'endroit, pas qu'accomplit le moine polonais **Copernic** en proposant un **référentiel héliocentrique**, c'est à dire centré sur le Soleil. Comme le référentiel géocentrique, celui de Copernic est associé à un repère orthonormé en trois dimensions. Un repère centré sur le centre du Soleil et dont les axes pointent vers trois étoiles bien précises (dont l'étoile polaire).



Dans le **référentiel de Copernic**, les étoiles sont immobiles. Par contre, la Terre et les autres planètes tournent autour du Soleil. Et là, merveille, toutes les trajectoires de ces planètes deviennent des ellipses, presque des cercles, qu'il est beaucoup plus facile d'étudier qu'avant.

Si Copernic n'a pas eu trop de soucis avec les institutions religieuses, ses successeurs, et notamment Galilée, en auront bien davantage. C'est seulement au XXème siècle que l'Eglise a reconnu que la Terre n'était pas au centre de l'Univers.



Copernic



En parlant de Galilée, ils sont galiléens, tout ces référentiels ?

Le **référentiel héliocentrique** de Copernic est effectivement galiléen. Le **référentiel géocentrique** peut sans problème être considéré comme galiléen pour étudier des phénomènes assez proches de la Terre (pour la Lune, c'est bon) et dont la durée est courte par rapport à une année.

Je vous ai dit dans la partie consacrée au sport que le **référentiel terrestre** était, lui aussi, galiléen. En fait, il ne l'est que pour des expériences courtes à la surface de la Terre. Mais comme toutes celles que vous êtes susceptibles de réaliser répondent à ces critères, vous pouvez continuer à le considérer comme galiléen.

## B - La gravitation universelle

Les planètes tournent donc autour du Soleil. D'accord. Mais pourquoi ?

**Isaac Newton**, dont je vous ai déjà parlé plusieurs fois, se posait cette question. Il se demandait aussi pourquoi la Lune tournait autour de la Terre. **Voltaire** raconte, sans que l'on sache trop si cette anecdote est vérifiable, que c'est en se reposant sous un pommier, et en observant la chute d'une pomme, que Newton aurait élucidé ce mystère.

Il aurait alors compris que la force qui fait tourner la Lune autour de la Terre est exactement la même que celle qui fait tomber une pomme sur le sol : la **force de gravité**.

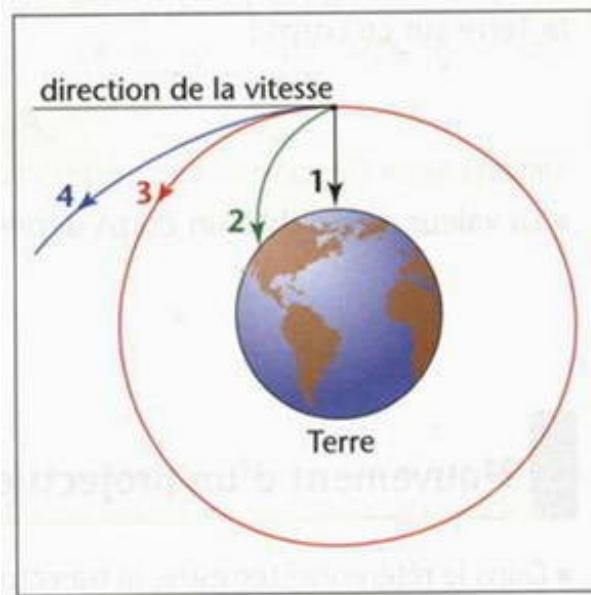


Mais comment c'est possible ? La Lune ne tombe pas sur la Terre !

Oh que si, elle tombe ! Elle tombe sur la Terre depuis plus de quatre milliards d'années et elle pourrait continuer ainsi à tomber éternellement, sans jamais atteindre le sol.

Pardon ?

Lorsqu'on lâche un objet au dessus du sol, une pomme par exemple, sans lui donner la moindre vitesse initiale, il tombe verticalement. Soit. Mais si on lui donne une petite vitesse initiale horizontale, il va tomber un peu plus loin, avec une trajectoire en forme de parabole. Imaginons maintenant qu'on lui donne une très grande vitesse initiale, il tombera beaucoup plus loin (trajectoire n°2) :



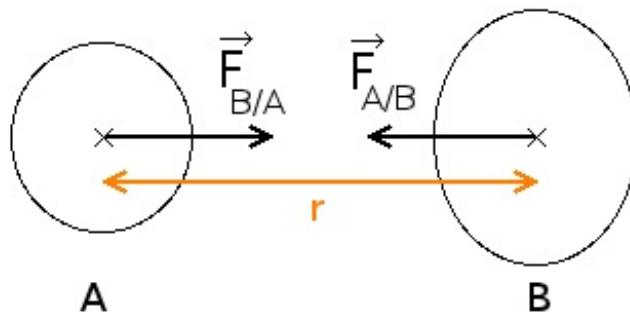
Avec une énorme vitesse initiale, il peut même faire le tour complet de la planète et tourner indéfiniment sans jamais atteindre le sol (trajectoire n°3). Et en le lançant encore plus fort, il peut carrément vaincre la gravité et partir dans l'espace (trajectoire n°4).

L'**interaction gravitationnelle** est générée par la **masse** des objets. C'est l'une des **4 interactions fondamentales** de l'Univers. Les 3 autres sont :

- L'interaction électromagnétique.
- L'interaction nucléaire forte (qui permet à des protons, tous positifs, de cohabiter dans un même noyau).
- L'interaction nucléaire faible (responsable de la radioactivité).

À partir du moment où deux objets ont une masse (ce qui arrive assez souvent ), ils exercent l'un sur l'autre une **force d'attraction gravitationnelle**. Je vous rappelle qu'une **force** est un vecteur : elle a un point d'application, une direction, un sens, une norme, et se représente par une flèche.

Sur ce schéma, A et B sont deux objets quelconques, de masses respectives  $m_A$  et  $m_B$ . Leurs centres de gravités sont séparés par la distance r.



La force de gravité exercée par A sur B a exactement la même intensité que celle que B exerce sur A, même si leurs masses sont très différentes. Et voici la formule permettant de calculer cette intensité :

$$F_{A/B} = F_{B/A} = G \cdot \frac{m_A \cdot m_B}{r^2}$$

- $F$  est l'intensité de chaque force. Exprimée en newtons (N).
- $G$  est la constante gravitationnelle. Exprimée en unités du Système International (uSI)
- $m_A$  et  $m_B$  sont les masses des deux corps. Exprimées en kilogrammes (kg).
- $r$  est la distance entre les centres de gravité des deux corps. Exprimée en mètres (m).

Pour être exact, l'unité de  $G$  est le newton mètre carré par kilogramme carré ( $N \cdot m^2 \cdot kg^{-2}$ ). Mais comme elle est un peu compliquée, je ne vais pas vous demander de la retenir. Contentons-nous de dire qu'on exprime  $G$  dans l'unité du Système International (uSI).

$G$  est une constante universelle : la **constante gravitationnelle**. Sa valeur est la même partout dans l'Univers :  $6,67 \cdot 10^{-11} \text{ uSI}$ .

N'importe quel objet ayant une masse exerce et ressent cette force. Calculons, par exemple, la force d'attraction gravitationnelle exercée par Roméo sur Juliette (et vice-versa) 😊.

Supposons  $m_{Romeo} = 70 \text{ kg}$ ,  $m_{Juliette} = 55 \text{ kg}$  et  $r = 4,0 \text{ m}$ . Allez-y. Faites le calcul.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$F_{Romeo/Juliette} = F_{Juliette/Romeo} = G \cdot \frac{m_{Romeo} \cdot m_{Juliette}}{r^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{70 \cdot 55}{4,0^2} = 1,6 \cdot 10^{-8} \text{ N}$$

Autrement dit, 16 milliardèmes de newton : une force vraiment négligeable. Il semblerait que l'attraction unissant Romeo et Juliette ne soit pas, tout compte fait, d'origine gravitationnelle. 😊

N'importe quel objet ayant une masse exerce et ressent la force de gravité mais vous voyez qu'à l'échelle humaine, elle est vraiment négligeable. Pour qu'elle intervienne réellement, il faut que l'un au moins des deux corps soit beaucoup plus massif. Massif comme... une planète.

Calculons, par exemple, la force exercée par Jupiter sur Io, son plus proche satellite.



Io

- $m_{Io} = 8,93 \cdot 10^{22} \text{ kg}$
- $m_{Jupiter} = 1,90 \cdot 10^{27} \text{ kg}$
- $r = 422 \cdot 10^3 \text{ km}$

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

La première chose à faire est de vérifier les unités. Là, on s'aperçoit que  $r$  doit être converti en mètres :  
 $r = 422 \cdot 10^3 \text{ km} = 4,22 \cdot 10^8 \text{ m}$

Donc :

$$F_{Io/Jupiter} = F_{Jupiter/Io} = G \cdot \frac{m_{Io} \cdot m_{Jupiter}}{r^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{8,93 \cdot 10^{22} \cdot 1,90 \cdot 10^{27}}{(4,22 \cdot 10^8)^2} = \frac{113 \cdot 10^{38}}{17,8 \cdot 10^{16}} = 6,35 \cdot 10^{22} \text{ N}$$

C'est donc, cette fois-ci, une force considérable qui fait tomber Io sur Jupiter. Mais comme Io dispose d'une colossale vitesse horizontale, elle continuera à tomber jusqu'à la fin du Système solaire, sans jamais rejoindre le sol gazeux de Jupiter.

## C - Gravité et poids

Entre ces deux extrêmes, voyons maintenant la force exercée par la Terre sur un être humain. La masse de la Terre est  $m_{Terre} = 5,97 \cdot 10^{24} \text{ kg}$ . Prenons un humain de 75 kg. La valeur de  $r$  sera pratiquement égale au rayon de la Terre, soit 6371 km.

$$F_{Terre/humain} = F_{humain/Terre} = G \cdot \frac{m_{Terre} \cdot m_{humain}}{r^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{5,97 \cdot 10^{24} \cdot 75}{(6,37 \cdot 10^6)^2} = \frac{2986 \cdot 10^{13}}{40,6 \cdot 10^{12}} = 73,5 \cdot 10^1 = 735 \text{ N}$$

Remarquez, toutefois, que vous connaissez depuis longtemps une autre formule permettant de calculer cette force. Mais si... la force exercée par la Terre sur un être humain... ou sur un objet quelconque à sa surface...

Cette force, nous lui avons déjà donné un autre nom. C'est... le POIDS ! 😊

Et pour calculer le poids de notre cher humain, il suffit de faire :

$$P = m_{humain} \cdot g = 75 \cdot 9,8 = 735 \text{ N}$$

On trouve naturellement le même résultat avec les deux formules. En fait, si on applique la première formule à des objets situés à la surface de la Terre, on s'aperçoit que la plupart des grandeurs physiques utilisées ont toujours la même valeur :

- $G$ , bien sûr, puisque c'est une constante universelle.
- $m_{Terre}$  aussi, puisque c'est toujours la Terre qui attire ces objets
- $r$  peut varier légèrement selon l'altitude et la latitude du lieu où on se trouve, mais à peine.

En somme, il n'y a que la masse de l'objet qui peut changer.

$$\text{Donc } F_{\text{Terre/objet}} = F_{\text{objet/Terre}} = G \cdot \frac{m_{\text{Terre}} \cdot m_{\text{objet}}}{r^2} = m_{\text{objet}} \cdot \frac{m_{\text{Terre}} \cdot G}{r^2} = m_{\text{objet}} \cdot g$$

$$\text{avec } g = \frac{m_{\text{Terre}} \cdot G}{r^2} = \frac{5,97 \cdot 10^{24} \cdot 6,67 \cdot 10^{-11}}{(6,37 \cdot 10^6)^2} = \frac{39,8 \cdot 10^{13}}{40,6 \cdot 10^{12}} = 0,98 \cdot 10^1 = 9,8 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Ce **g** est appelé **coefficent de pesanteur**. On peut aussi lui donner le nom d'**accélération de la pesanteur** (pour des raisons que je ne peux pas vous expliquer en Seconde).

Le poids d'un objet dépend donc pas uniquement de sa masse. Il dépend aussi de la valeur de **g**, donc de la planète sur laquelle il se trouve. Imaginons, par exemple, le même humain sur la Lune.

$$m_{\text{Lune}} = 7,4 \cdot 10^{22} \text{ kg} \text{ et } r_{\text{Lune}} = 1,74 \cdot 10^3 \text{ km} = 1,74 \cdot 10^6 \text{ m}$$



Le coefficient de pesanteur sur la Lune est donc :

$$g_{\text{Lune}} = \frac{m_{\text{Lune}} \cdot G}{r^2} = \frac{7,4 \cdot 10^{22} \cdot 6,67 \cdot 10^{-11}}{(1,74 \cdot 10^6)^2} = \frac{49 \cdot 10^{11}}{3,03 \cdot 10^{12}} = 1,6 \text{ N} \cdot \text{kg}^{-1}$$

Le poids de notre humain (sans scaphandre !! 😱) sur la Lune est donc  $P = m_{\text{humain}} \cdot g_{\text{Lune}} = 75 \cdot 1,6 = 120 \text{ N}$

6 fois moins que sur la Terre ! 😱 Pourtant, il n'a pas fait de régime et sa masse n'a pas changé.

Tous les corps célestes, de par leur masse, sont soumis à la **gravitation universelle**. C'est elle qui les fait tourner les uns autour des autres et organise le cosmos. C'est elle aussi qui nous maintient les pieds sur Terre. Mais comme le montre le  $10^{-11}$  dans la valeur de **G**, la gravité est une interaction extrêmement faible. Il est facile de la vaincre en sautant ou en soulevant un objet.

Plus tard, vous découvrirez les autres interactions fondamentales et vous verrez qu'elles sont bien plus puissantes.

En attendant, nous allons redescendre sur Terre et prendre un peu soin de votre **santé**.

## Partie 3 : La santé

Vous voulez tout savoir sur les médicaments, les analyses de sang et sur des technologies comme l'électrocardiogramme ou l'échographie. Vous avez frappé à la bonne porte.

Vous allez également faire connaissance avec un nombre extraordinaire, qui fait la joie des chimistes 😊 et la terreur des lycéens💡 :

602 214 179 000 000 000 000 000

C'est parti... 🎉

### 📘 Les médicaments

Collutoires, antibiotiques, anti-inflammatoires, etc. Nous serions parfois bien perdus 😞 sans les **médicaments**. Mais que sont-ils, exactement ?

#### A - La formulation des médicaments

Un **médicament** est un mélange d'espèces chimiques que l'on peut faire entrer dans le corps pour prévenir ou pour guérir des douleurs ou des maladies.



Il contient au moins un **principe actif**, c'est à dire une espèce chimique capable de réagir avec les molécules du corps et de nous soigner. Par exemple : le paracétamol, la gentamicine, la vincristine, le mitoxantrone, etc.

Chacun de ces principes actifs peut être administré de diverses manières. Un médicament peut donc revêtir plusieurs **formes galéniques** : comprimés, gélules, poudre en sachets, suppositoires, sirop, etc. L'expression "**forme galénique**" rend hommage au médecin grec antique **Galien**, considéré comme le père de la science pharmaceutique.

Seul, toutefois, le **principe actif** ne pourrait pas rester sous forme de comprimé ou de suppositoire. Ce sont d'autres espèces chimiques, les **excipients**, qui vont permettre au médicament de conserver la **forme galénique** désirée.

On appelle également **excipients** les molécules servant à acheminer le **principe actif** jusqu'à la zone où il doit agir (l'organe à soigner, par exemple).

Lorsqu'un nouveau principe actif est découvert, son laboratoire d'origine dépose un brevet qui lui en accorde l'exclusivité pendant quelques années. Ce laboratoire commercialise alors un médicament appelé **princeps**, basé sur ce principe actif.

Une fois le délai d'exclusivité expiré, tous les autres laboratoires ont le droit de produire des **médicaments génériques**, qui utilisent le même principe actif que le **princeps**.

Le **médicament générique** est généralement moins cher que le **princeps** (mais pas toujours, donc vérifiez). Il est aussi efficace. Mais il n'a pas obligatoirement la même **formulation** : les excipients peuvent être différents et la forme galénique aussi.



#### B - La posologie

Quand un médecin vous prescrit un médicament, il vous indique la durée du traitement et la fréquence à laquelle vous devez le prendre : tous les midis, trois fois par jour, etc.

Il est essentiel de bien respecter cette fréquence. Le médecin l'a déterminée grâce à l'**art de la posologie**, qui prend en compte 3 critères :

- La maladie à soigner.
- Les caractéristiques du patient, en particulier sa masse.

- Le nombre de molécules de principe actif présentes dans un comprimé, un sachet, une cuillerée de sirop, etc.

Ce nombre de molécules, comme vous vous en doutez, est gigantesque : plusieurs milliards de milliards. Inutile de demander à un médecin, ou même à un chimiste, de manipuler d'aussi grands nombres et de faire des calculs avec.

Pourtant, si on veut compter le nombre d'objets aussi petits que des molécules dans un échantillon visible à l'oeil nu, il va bien falloir trouver une solution. Cette solution nous est fournie par un nombre. Un nombre génial qui va résoudre tous nos problèmes :

602 214 179 000 000 000 000 000

Impressionnant, n'est-ce pas ? 🤯 Mais, grâce à lui, nous n'aurons pas à manier d'autres nombres du même genre. Sachez qu'on l'appelle **Nombre d'Avogadro**, en hommage à un chimiste italien : le comte **Amedeo Avogadro**. Il est plus simple de l'écrire avec la notation scientifique :  $6,022 \cdot 10^{23}$ .



Mais c'est le nombre de quoi ?



C'est le nombre d'atomes de carbone présents dans 12 g de carbone. Pourquoi 12 ? Parce qu'un atome de carbone comporte 12 nucléons : 6 protons et 6 neutrons. Et comme la masse des électrons est négligeable, le Nombre d'Avogadro est donc le nombre de nucléons présents dans 1 g de matière. L'avantage du carbone, c'est qu'en est sûr, avec lui, d'avoir pratiquement autant de protons que de neutrons.

À présent, regardez bien :

- 12 objets, c'est... une douzaine d'objets.
- 100 objets, c'est... une centaine d'objets.
- 1000 objets, c'est... un millier d'objets.
- $6,022 \cdot 10^{23}$  objets, c'est... une **mole** d'objets.

Le nombre de molécules dans un comprimé est gigantesque. Par contre, le nombre de **moles** de molécules y est tout à fait raisonnable.

## C - La quantité de matière

La **quantité de matière** est une grandeur physique, de symbole **n**, dont l'unité est la **mole (mol)**. Elle indique le nombre de moles de *quelque chose* présent dans *ce qu'on étudie*.



La quantité de matière d'**ibuprofène** dans l'un de ces comprimés de 200 mg est donnée par la formule :

$$n = \frac{N}{N_{Av}}$$

- **n** est la quantité de matière. Exprimée en **moles (mol)**.
- **N** est le nombre de molécules d'ibuprofène dans le comprimé. Sans unité.

- $N_{Av}$  est le nombre d'Avogadro :  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

La mole est surtout utilisée en Chimie. Mais on pourrait l'utiliser pour n'importe quoi. Par exemple, revenons un instant à l'Univers. J'ai lu quelque part que le nombre d'étoiles dans l'Univers observable était estimé à  $3 \cdot 10^{28}$ . Peu importe que cette estimation soit correcte ou non. C'est l'occasion d'un bon exercice sur la quantité de matière. Calculez donc la quantité de matière d'étoiles dans l'Univers observable.

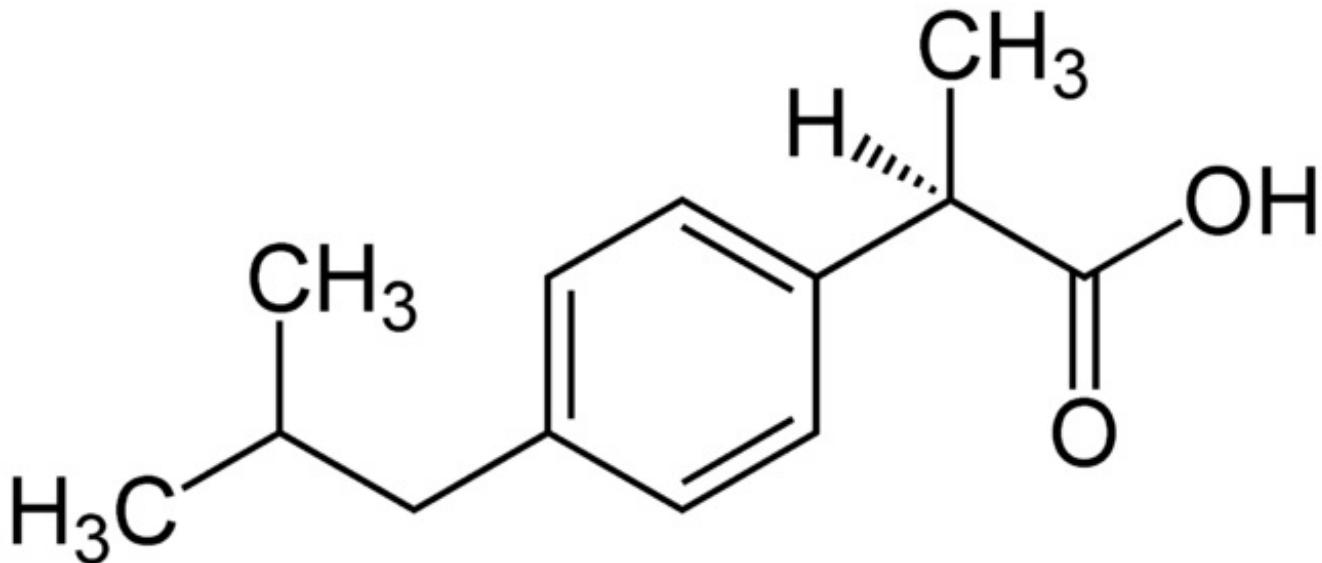
**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

$$n = \frac{N}{N_{Av}} = \frac{3 \cdot 10^{28}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 5 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

Il y aurait donc environ 50 000 moles d'étoiles dans l'Univers observable.

J'ai pris cet exemple hors de la Chimie pour bien vous montrer qu'il n'y a aucun rapport entre les moles et les molécules, même si ces deux mots se ressemblent. Revenons maintenant à notre ibuprofène. Pour déterminer n et/ou N, il va falloir faire une mesure. Pesa l'échantillon d'ibuprofène, par exemple. Dans notre cas, ça va être facile : il s'agit d'un comprimé "200 mg". Le comprimé lui-même ne pèse pas réellement 200 mg (il y a aussi les excipients) mais il contient 200 mg d'ibuprofène.

Donc **ibuprofène = 200 mg**. Quelle est la quantité de matière correspondante ? Pour le savoir, nous allons regarder la molécule d'ibuprofène d'un peu plus près :



Vous vous souvenez des formules semi-développées de molécules, n'est-ce pas ? Non ? Bon, je ne peux pas vous en vouloir : cela fait très longtemps que nous en avons parlé. Retournez voir [ce chapitre](#) pour vous rafraîchir la mémoire.

En plus, cette formule ci-dessus présente plusieurs particularités :

- Parfois, aucun symbole d'atome n'est indiqué à l'extrémité d'une liaison. Par défaut, il s'agit d'atomes de carbones (C), parfois accompagnés d'1 ou 2 hydrogènes (H).
- Il y a trois doubles liaisons C=C au centre. Ce sont des liaisons covalentes plus solides, pour lesquelles les atomes ont mis en commun, non pas 2, mais 4 électrons.
- Un liaison C-H est dessinée en pointillés. Cela signifie que le H se trouve en arrière du plan de l'écran. Toutes les autres liaisons dessinées sont bien dans le plan de l'écran.

Je vous dis tout ça pour que cette formule semi-développée ne vous perturbe pas. Mais nous n'en avons pas vraiment besoin pour notre calcul de quantité de matière. En fait, c'est la **formule brute** qu'il nous faut :  $C_{13}H_{18}O_2$ .

Consultons maintenant la **classification périodique**. Elle indique la **masse molaire atomique** de chaque élément.

Période	1	II	III	IV	V	VI	VII
1	Hydrogène <b>H</b>						
2	Lithium <b>Li</b>	Boré <b>B</b>	carbone <b>C</b>	azote <b>N</b>	oxygène <b>O</b>		
3	sodium <b>Na</b>	aluminium <b>Al</b>	silicium <b>Si</b>	phosphore <b>P</b>	soufre <b>S</b>		

On lit donc ces trois informations sur la classification :

- Une mole d'atomes de carbone pèse 12,0 g. Là, on le savait déjà : c'est la définition du nombre d'Avogadro.
- Une mole d'atomes d'oxygène pèse 16,0 g.
- Une mole d'atomes d'hydrogène pèse 1,01 g.

Les masses molaires atomiques de ces trois éléments sont donc :

$$M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}, M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et } M_H = 1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Je vous conseille de retenir ces trois valeurs : vous allez les rencontrer souvent.



Et une mole de molécules d'ibuprofène, ça pèse combien ? C'est ça qui nous intéresse.

D'après sa formule brute (**C<sub>13</sub>H<sub>18</sub>O<sub>2</sub>**), une molécule d'ibuprofène comporte 13 atomes de carbone, 18 atomes d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène.

Une mole de molécules d'ibuprofène comporte donc 13 moles d'atomes de carbone, 18 moles d'atomes d'hydrogène et 2 moles d'atomes d'oxygène.

La masse d'une mole de molécules d'ibuprofène, aussi appelée **masse molaire moléculaire** de l'ibuprofène, est donc :

$$M_{\text{ibuprofène}} = 13 \cdot M_C + 18 \cdot M_H + 2 \cdot M_O = 13 \cdot 12,0 + 18 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,0 = 206 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

La **masse molaire**, vous l'aurez donc compris, est une grandeur physique indiquant la masse d'une mole de quelque chose. Son symbole est **M** et son unité est le **gramme par mole** (**g · mol<sup>-1</sup>**).

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

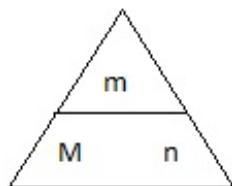
- **M** est la masse molaire de l'espèce chimique étudiée. Exprimée en **g · mol<sup>-1</sup>**.
- **m** est la masse de l'échantillon. Exprimée en grammes (g).
- **n** est la quantité de matière. Exprimée en moles (mol).

Nous cherchons ici la quantité de matière **n<sub>ibuprofène</sub>**. Nous connaissons **m** (200 mg). Et désormais, nous connaissons aussi **M(206 g · mol<sup>-1</sup>)**.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,200}{206} = 9,71 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Pour trouver cette formule **n =  $\frac{m}{M}$** , je suis parti de la définition de **M** (**M =  $\frac{m}{n}$** ), et j'ai multiplié les deux membres de l'équation par **n** avant de les diviser par **M**. Si vous ne maîtrisez pas bien cette technique mathématique, vous pouvez utiliser la **méthode du triangle** :

Vous savez que  $M = \frac{m}{n}$ , donc vous écrivez :



Ensuite, si vous voulez calculer  $m$ , vous cachez le  $m$  dans le triangle et vous lisez :  $Mn$ . Donc  $m = M \cdot n$ . De même, si vous voulez calculer  $n$ , vous cachez le  $n$  dans le triangle et vous lisez  $\frac{m}{M}$ . Donc  $n = \frac{m}{M}$ .

La méthode du triangle fonctionne avec toutes les formules du type  $a = \frac{b}{c}$ . Et vous avez remarqué qu'il y avait beaucoup de formules de ce genre en Physique. Par exemple, souvenez-vous du calcul de vitesse :  $v = \frac{d}{t}$ . Ecrivez le triangle et trouvez les formules donnant  $d$  et  $t$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$d = v \cdot t \text{ et } t = \frac{d}{v}$$

## D - Synthèse d'un principe actif

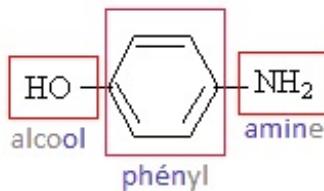
Le paracétamol ( $C_8NH_9O_2$ ) peut être synthétisé sous forme de cristaux solides à partir de deux liquides : l'anhydride acétique ( $C_4H_8O_3$ ) et une solution aqueuse de para-aminophénol ( $C_6NH_7O$ ). L'équation de réaction est :



Cette réaction produit également de l'acide acétique ( $C_2H_4O_2$ ) liquide.



L'anhydride acétique et l'acide acétique concentrés sont des espèces **toxiques** et **corrosives**. En plus de la blouse habituelle, il faut donc porter des gants, des lunettes, stocker ces produits sous une hotte aspirante et manipuler avec précaution. Il faudra aussi séparer soigneusement le paracétamol du reste.



le para-aminophénol

On veut produire au moins 28 mmol (millimoles) de paracétamol. Il nous faut donc un peu plus de 28 mmol de para-aminophénol. Nous allons préparer la solution aqueuse en dissolvant du para-aminophénol solide dans de l'eau. Quelle masse de para-aminophénol nous faut-il ?

$$m = n \cdot M$$

Calculez donc la **masse molaire** moléculaire  $M$  du para-aminophénol. Je vous rappelle que sa formule brute est :  $C_6NH_7O$ .

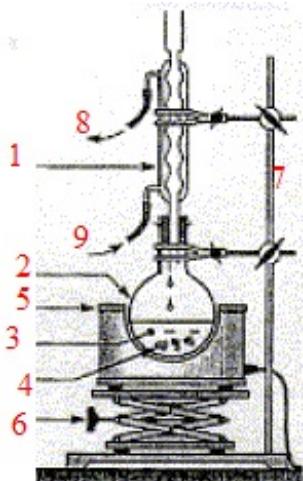
**Secret** (cliquez pour afficher)

$$M = 6 \cdot 12,0 + 14,0 + 7 \cdot 1,00 + 16,0 = 109 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{\text{para-aminophenol}} = n \cdot M = 28 \cdot 10^{-3} \cdot 109 = 3,05 \text{ g}$$

Comptons large et prenons **3,10 g** de para-aminophénol solide.

Après avoir pesé 3,10 g de para-aminophénol dans une capsule, on les introduit dans un ballon avec 10 mL d'eau (mesurés à l'éprouvette). On agite pour dissoudre puis, à l'aide d'une pipette graduée, on ajoute 4,0 mL d'anhydride acétique. La réaction nécessite de la chaleur. On va donc chauffer le mélange contenu dans le ballon en préparant un **montage à reflux** :



- 1 : Réfrigérant à eau
- 2 : Ballon
- 3 : Mélange réactionnel
- 4 : Grains de pierre ponce
- 5 : Chauffe-ballon
- 6 : Support élévateur
- 7 : Support vertical
- 8 : Sortie d'eau
- 9 : Entrée d'eau

Ce montage ne vous rappelle rien ? 😊 Eh oui ! Il ressemble à celui qui nous avait permis d'extraire l'huile essentielle des [fleurs de lavande](#).

Mais cette fois, c'est différent. Il ne s'agit pas d'extraire une espèce d'un mélange mais de réaliser une réaction chimique. Cette dernière va durer une 1/2 heure. On chauffe donc durant ce délai puis on fait descendre le chauffe-ballon avec le support élévateur. Pour cristalliser le paracétamol obtenu, il faut plonger le ballon dans l'eau froide (en veillant toutefois à ne pas laisser cette eau entrer dans le ballon 😊).

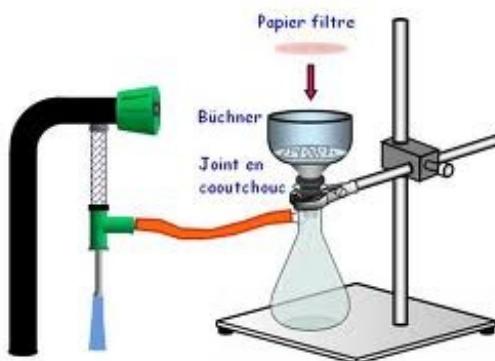


C'est prêt ?

Oui et non. Les cristaux de paracétamol ont bien été synthétisés. Mais ils sont accompagnés de plusieurs liquides, tous plus dangereux 😱 que les uns que les autres : l'acide acétique, que la réaction a également produit, ainsi que des restes d'anhydride acétique et de para-aminophénol. Pas question d'avaler toute cette mixture en prenant notre médicament. Il faut donc **purifier** le paracétamol.

Ici, nous avons de la chance : le paracétamol est la seule espèce chimique solide, et non-soluble dans l'eau, de ce mélange. On peut donc envisager une **filtration**. Mais pas une filtration toute simple. Si on se contente de déposer les cristaux sur un filtre, beaucoup de liquide restera avec eux. Il faut obliger 😊 les liquides à traverser le filtre.

Nous allons donc réaliser une **filtration buchner** :



L'eau du robinet grand ouvert coule rapidement à travers la **trompe à eau** (à gauche). Cela aspire l'air et engendre une dépression dans la **fiole à vide** (le récipient de droite, qui ressemble à un erlenmeyer). Le joint en caoutchouc empêche l'air de la pièce d'entrer dans la fiole et de venir combler cette dépression.

Dès lors, la fiole se comporte comme un aspirateur et fait descendre tout ce qu'on place dans l'**entonnoir buchner**. Mais, comme celui-ci est obstrué par un **papier filtre**, seuls les liquides peuvent couler dans la fiole. Les cristaux de paracétamol restent au dessus du filtre.

Une fois qu'ils sont secs, on les rince avec un peu d'eau avant de les replacer pour une deuxième filtration. Et voilà : notre paracétamol pur.



Nous allons en rester là. Mais quand on prépare un vrai médicament, on n'a vraiment pas le droit à l'erreur. Aucune millimole d'acide acétique ne doit rester. 😕 On réalise donc d'autres opérations de purification en plus de celle-ci.

Vous savez maintenant préparer un médicament. Youpi ! 😊

Et vous avez découvert cette grandeur physique fondamentale : la **quantité de matière**.

Croyez-moi, vous n'avez pas fini d'en entendre parler... 🧐

## Analyse de sang

Le **sang**, ce liquide propulsé par le **coeur** à travers notre corps, est un mélange hétérogène. Des centaines d'espèces chimiques de toutes sortes nagent dans le plasma sanguin, au milieu des globules rouges, des globules blancs et des plaquettes.

Pour diagnostiquer certaines maladies 😊, ou pour vérifier que tout va bien, 😊 il nous arrive parfois de confier un échantillon de notre sang à un **laboratoire d'analyses médicales**, qui va examiner son contenu.

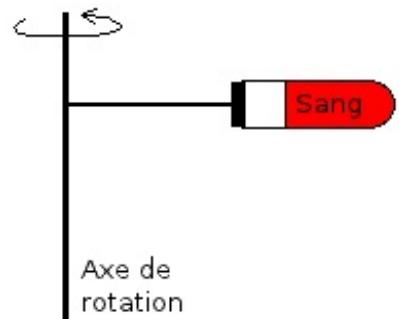
### A - Centrifugation

Pour étudier le contenu d'un échantillon de sang, il faut d'abord faire un peu le tri et en séparer les différentes phases. Comme tout mélange hétérogène qui se respecte, le sang peut naturellement être **décanté**.

L'ennui, avec une **ampoule à décanter**, c'est que la séparation des phases peut durer longtemps. Quand un laboratoire analyse des dizaines d'échantillons sanguins à la chaîne, il faut que ça aille vite. On ne peut pas se contenter d'attendre 🙄 que la gravité attire les phases les plus denses vers le fond. Il faut une force plus intense. *Beaucoup* plus intense.



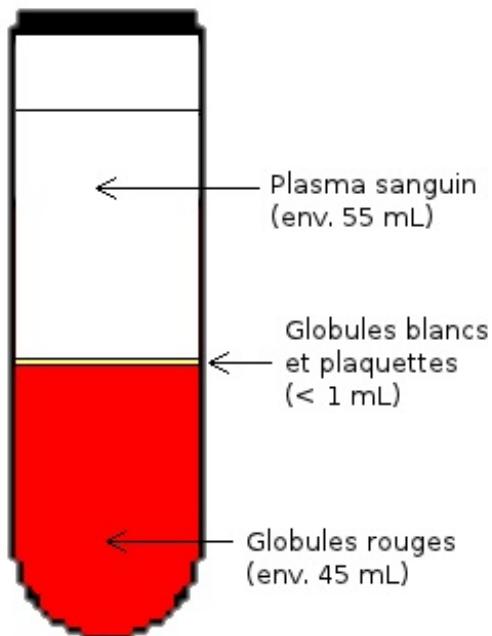
Mais laquelle ?



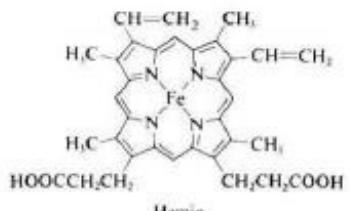
**La force centrifuge !** Quand un objet tourne autour d'un axe, il est attiré vers l'extérieur. Et plus on tourne vite, plus cette force est intense. Voilà ce qu'il nous faut ! 😊 Plaçons le sang dans une **centrifugeuse**.

Sur le schéma ci-contre, le tube à essai contenant le sang est justement en train de tourner à grande vitesse autour d'un axe. Vous remarquez que la surface du sang n'est pas du tout horizontale. Elle est perpendiculaire à la direction de la force centrifuge. Cela montre que le tube tourne tellement vite que celle-ci est devenue bien plus intense que la gravité.

Très vite, les phases les plus denses du sang sont attirées vers le fond du tube. Et voilà le résultat, pour 100 mL de sang :

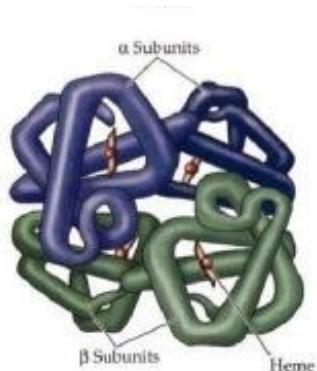


- Le **plasma sanguin** est une **solution aqueuse** dans laquelle baignent toutes sortes de molécules, plus ou moins nécessaires au fonctionnement de l'organisme.
- Les **globules blancs** et les **plaquettes** sont des cellules du système immunitaire, qui combattent les maladies.
- Les **globules rouges** sont des cellules remplies de molécules d'**hémoglobine**. L'hémoglobine est une très grosse molécule, qui transporte



le dioxygène et le dioxyde de carbone à travers le corps.

Voici (à droite) le schéma d'une molécule d'hémoglobine. Il n'est pas à retenir. Les sous-unités en forme de gros serpents sont de longues chaînes d'acides aminés. Chacune est liée à un groupement **hème**, représenté par un rectangle et détaillé au dessus. Au centre de l'hème, il y a un atome de fer. C'est sur cet atome que peuvent se fixer les molécules d' $O_2$  et de  $CO_2$ , représentées ici par de petites boules rouges.



Nous allons maintenant nous concentrer sur le **plasma sanguin**. Lorsqu'on vous fait une prise de sang, c'est lui qui est étudié sous toutes les coutures pour tout savoir sur son contenu.

## B - La concentration molaire

Voici un court extrait du compte-rendu d'une analyse de sang :

Compte rendu d'analyses			
Biochimie			
Valeurs de référence			
<b>Biochimie du sang</b>			
✓ Glycémie à jeun	0,93 g/l 5,16 mmol/l	0,74 à 1,06 4,11 à 5,88	
Tach. Métabolique			
✓ Créatininé	8,4 mg/l 74,3 $\mu$ mol/l	7 à 12 61,90 à 106,2	
Tach. Jeûné/Chimique			
Clairance Cockcroft H	81 ml/min	50 à 90	
✓ Hémoglobine A1C	5,1 %	4,0 à 6,0	

La **glycémie** est la concentration du glucose dans le **plasma sanguin**. Deux valeurs sont indiquées ici : 0,93 g/l et 5,16 mmol/l.



Les laboratoires d'analyses médicales ne respectent pas toujours toutes les conventions d'écriture de la Chimie. Quand vous lisez **0,93 g/l**, traduisez  **$0,93 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$** . Et quand vous lisez **5,16 mmol/l**, traduisez  **$5,16 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$** .

**$0,93 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$** , vous savez ce que c'est. C'est la **concentration massique** du glucose, donnée par la formule :

$$Cm_{solute} = \frac{m_{solute}}{V_{solution}}$$

Autrement dit, dans un litre de plasma sanguin de cette personne, il y a 0,93 g de glucose.

Juste en dessous, on trouve une autre valeur, également appelée glycémie :  **$5,16 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$** . C'est la **concentration molaire** du glucose : dans un litre du plasma sanguin de cette personne, il y a donc 5,16 mmol de glucose. D'après ces informations, calculez la masse molaire moléculaire du glucose.

**Secret (cliquez pour afficher)**

1 L de plasma sanguin contient 0,93 g, soit 5,16 mmol de glucose. 5,16 mmol de glucose pèsent donc 0,93 g. Donc

$$M_{\text{glucose}} = \frac{m}{n} = \frac{0,93}{5,16 \cdot 10^{-3}} = 180 = 1,8 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Vérifions-le avec la formule brute :  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Vous vous souvenez certainement des masses molaires atomiques :

- $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_H = 1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Et donc :  $M_{\text{glucose}} = 6 \cdot 12,0 + 12 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16,0 = 180 = 1,8 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Bingo ! 😊

Revenons à la **concentration molaire**. C'est donc la quantité de matière d'un soluté présente dans un litre de solution. Son symbole est **C** (voilà pourquoi on devait préciser Cm pour la concentration massique) et son unité est la **mole par litre** ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ).

$$C_{\text{solute}} = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}}$$

Dans certains exercices, vous aurez bien sûr besoin de retourner cette formule, afin de calculer **n** à partir de **C** et de **V** ou **V** à partir de **C** et de **n**. Pensez à la méthode du triangle ou, mieux, énoncez clairement dans votre tête les opérations mathématiques que vous réalisez. Par exemple : "Je multiplie les deux membres de l'équation par **V**, ce qui me donne..." ou "Je divise les deux membres de l'équation par **C**, ce qui me donne...".

On applique tout de suite avec un petit exercice :

*On plonge un comprimé effervescent de volume négligeable dans un verre contenant 30 cL d'eau "plate" (sans bulles). Très vite, l'eau se remplit de bulles de **dioxyde de carbone**. On estime que la concentration molaire du **CO<sub>2</sub>** dans le mélange est alors de **2,0 mmol · L<sup>-1</sup>**. Combien y a-t-il de molécules de **CO<sub>2</sub>** dans le verre ?.*

Indices :

#### Secret (cliquez pour afficher)

Le nombre de molécules de **CO<sub>2</sub>** est lié à sa quantité de matière **n**. Il faut donc se servir du **nombre d'Avogadro**.

Le volume du comprimé étant négligeable, le volume de la solution est égal au volume d'eau.

Attention aux conversions d'unités.

Conversions :

#### Secret (cliquez pour afficher)

Commençons par convertir les données de l'énoncé dans l'unité nécessaire pour pouvoir appliquer les formules. Le volume doit être en litres et la concentration molaire en **mol · L<sup>-1</sup>**.

C'est donnée en millimoles par litre dans l'énoncé donc il faut la multiplier par **10<sup>-3</sup>**.

$$C_{\text{CO}_2} = 2,0 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le volume d'eau, lui, est donné en centilitres. Il faut le convertir en litres.

$$V_{\text{eau}} = 30 \text{ cL} = 30 \cdot 10^{-2} \text{ L}$$

Calcul littéral :

**Secret (cliquez pour afficher)**

$$N_{molecules} = n_{CO_2} \cdot N_{Avogadro}$$

$$C_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{V_{solution}} = \frac{n_{CO_2}}{V_{eau}} \text{ donc } n_{CO_2} = C_{CO_2} \cdot V_{eau}$$

Donc

$$N_{molecules} = C_{CO_2} \cdot V_{eau} \cdot N_{Avogadro}$$

Le tour est joué.  Le reste n'est plus qu'une petite application numérique toute bêbête :

**Secret (cliquez pour afficher)**

$$N_{molecules} = 2,0 \cdot 10^{-3} \cdot 30 \cdot 10^{-2} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,6 \cdot 10^{20} \text{ molécules de dioxyde de carbone.}$$

On n'oublie pas l'unité et on utilise le bon nombre de chiffres significatifs (ici 2).



Pourquoi avoir pris  $6,02 \cdot 10^{23}$  pour le nombre d'Avogadro et pas  $6,022 \cdot 10^{23}$  ?

En regardant les autres données de l'exercice, on comprend qu'il n'y aura que 2 chiffres significatifs dans le résultat final. Par conséquent, inutile d'en écrire 4 pour le nombre d'Avogadro. On aurait même pu se contenter de  $6,0 \cdot 10^{23}$ . Le résultat aurait été exactement le même :  $3,6 \cdot 10^{20}$  molécules.



Hé oui, ça se complique. On arrive en fin de Seconde et, bientôt, ce sera la Première S ! Mais si vous continuez à appliquer rigoureusement les méthodes que je vous ai apprises, vous y arriverez. 

## C - Le pH du sang

Voilà encore un sujet qui a disparu du programme de Seconde. Il va quand même nous servir pour travailler la concentration molaire. Et, de toute manière, vous le retrouverez en Première et Terminale S.

Sur le compte-rendu d'une analyse de sang, on lit aussi la valeur de son **pH**. Le **pH** est une grandeur physique sans unité qui indique à quel point un milieu est **acide** ou **basique**. En général, on parle du pH d'une solution aqueuse, et sa valeur est alors comprise entre 0 et 14.



pH s'écrit avec un **p** minuscule et un **H** majuscule. Respectez toujours cette notation.

- Si  $\text{pH} < 7$ , le milieu est **acide**. Plus le pH est petit, plus il est acide.
- Si  $\text{pH} = 7$ , le milieu est **neutre**. Il n'est ni acide ni basique.
- Si  $\text{pH} > 7$ , le milieu est **basique**. Plus le pH est grand, plus il est basique.



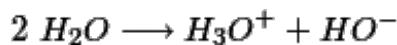
Je vois ce que c'est qu'un goût acide. Mais un goût basique, c'est quoi ?

Vous ne connaissez pas le goût basique ? C'est normal !  Les espèces chimiques basiques ne sont pas comestibles, sauf, parfois, quand leur pH reste voisin de 7 (donc inférieur à 8). On dit qu'un milieu est **acide** quand sa concentration molaire en ions  $H_3O^+$  est supérieure à  $10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . Inversement, un milieu est dit **basique** quand sa concentration molaire en ions  $HO^-$  est supérieure à  $10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

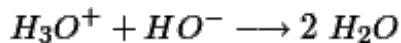


Pourquoi ces ions là et pourquoi  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ?

À cause d'une réaction spontanée qui se produit à tout moment dans l'eau :



C'est ce qu'on appelle **l'autoprotolyse de l'eau**. *auto* parce que l'eau réagit spontanément avec elle-même. Pourtant, l'eau ne disparaît pas car la réaction inverse se produit en permanence, elle aussi :



Je précise que seule une petite minorité des molécules d'eau participe à ces réactions. Elles se produisent au hasard mais, comme il y a des milliards de milliards de molécules d'eau dans la moindre solution aqueuse, **la loi des grands nombres** fonctionne à la perfection et, à tout moment, la règle suivante est respectée :

$$C_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot C_{\text{HO}^-} = 10^{-14} (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2$$

Le **pH**, c'est l'opposé de la puissance de 10 de la concentration molaire en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Ce sera plus clair avec des exemples :

- Si  $\text{pH} = 1$ , alors  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $C_{\text{HO}^-} = 10^{-13} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Si  $\text{pH} = 2$ , alors  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $C_{\text{HO}^-} = 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Si  $\text{pH} = 7$ , alors  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $C_{\text{HO}^-} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Si  $\text{pH} = 12$ , alors  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $C_{\text{HO}^-} = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Si  $\text{pH} = 14$ , alors  $C_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $C_{\text{HO}^-} = 10^{-0} = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



Quand on parle de la concentration molaire d'un ion dans une solution aqueuse, on peut aussi utiliser la notation avec les crochets :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_{\text{H}_3\text{O}^+}$ .

En résumé :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$  et  $[\text{HO}^-] = 10^{(\text{pH}-14)}$ .

Techniquement, on mesure le pH à l'aide d'un **pH-mètre**, qu'il faut d'abord étalonner. On peut aussi tremper dans le milieu étudié un morceau de **papier pH**, un papier légèrement cartonné et enduit de plusieurs réactifs colorés, qui prend une couleur correspondant au pH du milieu.



À gauche, un rouleau de papier pH avec son code de couleurs.  
À droite, un pH-mètre mesure le pH de la solution bleue.

Le **sang** est un liquide très légèrement basique, dont le pH ne s'éloigne normalement jamais bien loin de la valeur **7,4**.



Une seconde. Je croyais que le pH était une puissance de 10. Comment peut-il ne pas être un nombre entier ?

Une concentration molaire peut avoir n'importe quelle valeur. On ne tombe pas toujours pile sur une puissance de 10 entière. Prenez votre calculette et cherchez les valeurs de  $[H_3O^+]$  et  $[HO^-]$  pour  $pH = 7,4$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$[H_3O^+] = 10^{-7,4} = 4,0 \cdot 10^{-8} \text{ mol} \cdot L^{-1} \text{ et } [HO^-] = 10^{(7,4-14)} = 2,5 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

## D - Lors d'une dilution...

Lors d'une analyse de sang, ce sont des dizaines d'espèces chimiques dont on cherche la concentration, et donc des dizaines de tests qu'il faut réaliser. Or, on ne peut pas prendre au patient plus de quelques centilitres. Il faut donc **diluer** le sang prélevé, afin de disposer d'un volume important, qui pourra subir de nombreux tests.

Vous savez déjà réaliser une dilution. Si vous avez oublié, retournez tout de suite lire la [fin du premier chapitre](#). Mais ce qu'il ne faut pas oublier, c'est que la concentration molaire n'est pas la même dans la solution fille (celle qui est diluée) et dans la solution mère (celle qu'on avait au départ).

Supposons qu'on dilue 10 fois un échantillon de sang : on en verse 50 mL dans une fiole jaugée de 500 mL et on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On prend ensuite un peu de la **solution fille** et on mesure sa **glycémie** : sa concentration molaire en glucose. Résultat :  $4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . Or, la valeur normale pour une glycémie à jeun est comprise entre 3,5 et 6,1 millimoles par litre.

Cela veut-il dire que notre patient souffre d'un diabète particulièrement mauvais qui a provoqué chez lui une hypoglycémie ?

Douuucement ! Calmons-nous et reprenons nos calculs.  $C_{\text{glucose/fille}} = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

Dans la fiole jaugée de 500 mL, la quantité de matière du glucose était donc :

$$n_{\text{glucose/fille}} = C_{\text{glucose/fille}} \cdot V_{\text{fille}} = 4,5 \cdot 10^{-4} \cdot 500 \cdot 10^{-3} = 2250 \cdot 10^{-7} = 2,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Or, qu'avons-nous mis dans cette fiole ? 50 mL de sang, qui représentent ici la **solution mère**, et beaucoup d'eau distillée, dans laquelle il n'y avait pas du tout de glucose.

Tout le glucose retrouvé dans la solution fille provenait de la solution mère. Donc :

$$n_{\text{glucose/mere}} = n_{\text{glucose/fille}}$$

Voici la relation fondamentale qu'il faut absolument retenir. Il est évident qu'elle est reste valable pour toutes les espèces chimiques, pas seulement pour le glucose.

$$n_{\text{glucose/mere}} = n_{\text{glucose/fille}}$$

Et par conséquent :

$$C_{\text{glucose/mere}} \cdot V_{\text{mere}} = C_{\text{glucose/fille}} \cdot V_{\text{fille}}$$

Cette relation ne doit pas trop vous surprendre. Elle ressemble beaucoup au **Cm1 · V1 = Cm2 · V2** du premier chapitre. Chaque fois qu'il sera question de dilution, vous aurez besoin de cette formule.



Et notre patient, alors, il va bien ou pas ?

Finissez le calcul vous-mêmes pour le savoir, il faut déterminer la concentration molaire du glucose dans la solution mère, c'est à dire dans l'échantillon de sang.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$C_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \cdot \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{mère}}} = 4,5 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{500 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 4,5 \cdot 10^{-4} \cdot 10 = 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 4,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

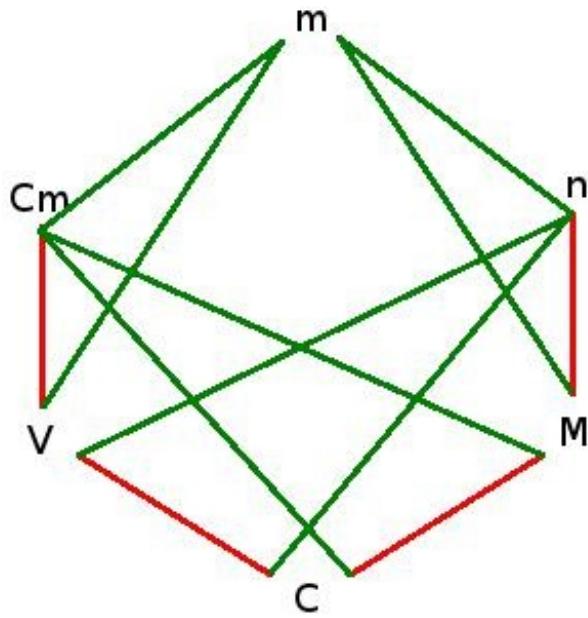
La glycémie de ce patient est donc tout à fait normale. 😊

## E - Hexagone mnémotechnique

Il y a beaucoup de grandeurs physiques dans ce chapitre, et chacune est reliée aux autres par plusieurs formules. Si vous avez plutôt une mémoire visuelle, le schéma suivant pourra vous aider à retenir 12 de ces formules, à condition de bien comprendre comment il fonctionne.

6 grandeurs y sont répertoriées :

- **m** : la masse, en grammes (**g**)
- **n** : la quantité de matière, en moles (**mol**)
- **M** : La masse molaire, en grammes par mole (**g · mol<sup>-1</sup>**)
- **C** : La concentration molaire, en moles par litre (**mol · L<sup>-1</sup>**)
- **V** : le volume, en litres (**L**)
- **Cm** : la concentration massique, en grammes par litre (**g · L<sup>-1</sup>**)



— : numérateur

— : dénominateur

Pour chacune des 6 grandeurs, il y a 2 formules permettant de la calculer, ce qui fait 12 formules au total, réparties en 4 triangles.

Prenons la **concentration molaire**, par exemple. Le triangle en bas à gauche relie **C** à **n** (par un trait vert) et à **V** (par un trait rouge). **n** est donc au numérateur et **V** au dénominateur. C'est la formule :

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

Le triangle en bas à droite montre qu'il existe une deuxième formule pour calculer **C**. Il relie **C** à **Cm** (par un trait vert) et à **M** (par un trait rouge). Donc :

$$C = \frac{Cm}{M}$$

Autre exemple : la **quantité de matière**. Le triangle en haut à droite lie **n** à **m** (en vert) et à **M** (en rouge). Donc :

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

Un autre triangle relie **n** à **V** et à **C**. Cette fois, les deux traits sont verts : **V** et **C** sont tous les deux au numérateur. Ce n'est donc pas une division mais une multiplication :

$$n = V \cdot C$$



Pour utiliser l'hexagone correctement, il faut s'entraîner. Sinon, vous risquez plutôt de vous embrouiller. Et cela ne vous dispense pas d'apprendre toutes ces formules. C'est juste une astuce pour ne pas les oublier.

Vous connaissez maintenant tous les secrets de l'analyse de sang. Bon, après, ce n'est pas pour autant que ça vous fera moins mal la prochaine fois... 

## L'imagerie médicale

La Chimie n'est pas seule à prendre soin de votre santé. La Physique aussi est là pour vous. 😊 Dans les hôpitaux, on se sert beaucoup des **phénomènes périodiques**, pour visualiser des informations sur l'intérieur de votre corps.

### A - Électrocardiogramme et signaux périodiques

Nous avons beaucoup parlé du sang dans le chapitre précédent. Mais pour parcourir notre corps, le sang a naturellement besoin du **coeur**, un organe composé de deux ventricules et de deux oreillettes qui se contractent à tour de rôle pour faire circuler plasma et globules à travers nos veines et nos artères.

Ces **battements de cœur** sont un **phénomène périodique** : ils se répètent, identiques à eux-mêmes, à intervalles de temps réguliers. On appelle **période** le temps qui s'écoule entre deux répétitions du phénomène (ici, entre deux battements de cœur). Voici quelques autres exemples de **phénomènes périodiques**, et la **période** de chacun :

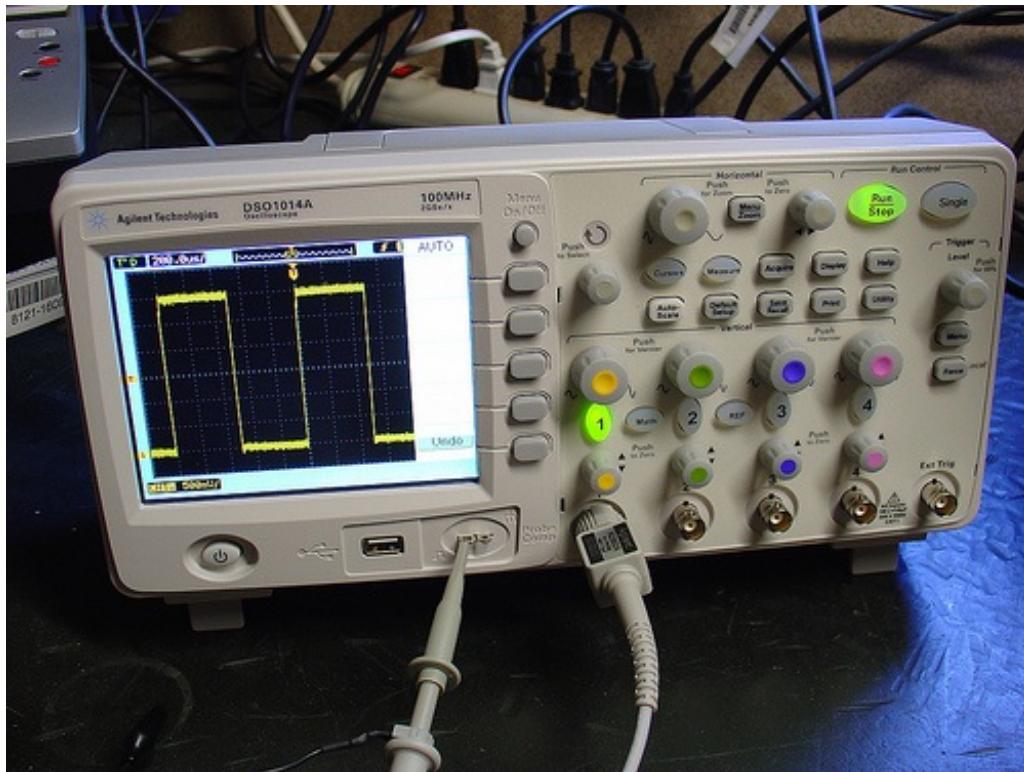
- Les phases de la Lune : 1 mois.
- La parution d'un journal hebdomadaire : 1 semaine.
- Noël : 1 an.
- Le mouvement de la grande aiguille d'une horloge : 1 heure.



La période des battements de cœur est d'environ **1 s**. Mais elle varie d'un individu à l'autre. Et lors d'un effort physique ou d'une émotion forte, ils deviennent de plus en plus fréquents : leur **fréquence** augmente.

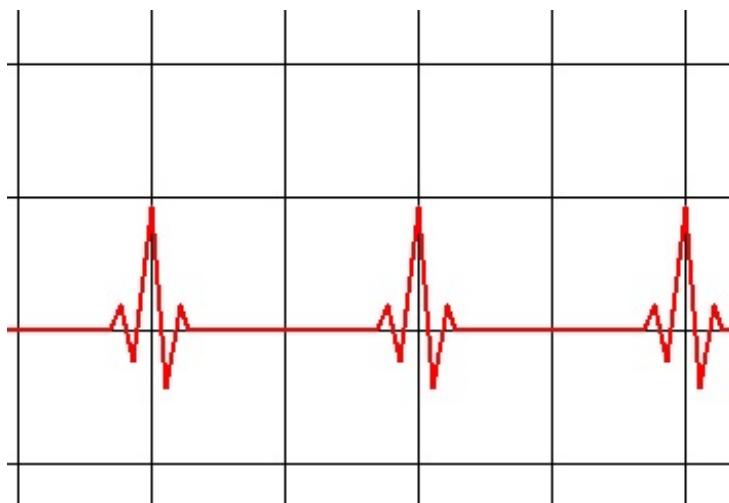
La **fréquence** est le nombre de périodes par seconde. C'est une grandeur physique de symbole **f** dont l'unité est le **Hertz (Hz)**. Typiquement, la fréquence des contractions cardiaques est donc de l'ordre de **1 Hz**.

On peut surveiller les battements de cœur d'un patient en visualisant un **électrocardiogramme** sur un **oscilloscope** : un appareil qui montre la courbe d'évolution d'une tension électrique au cours du temps. En effet, il arrive souvent qu'une **tension électrique** ne soit pas constante.



Sur cette image, par exemple, la tension est parfois positive et parfois négative : c'est une **tension alternative**. Par ailleurs, vous remarquez qu'un motif se répète, identique à lui-même, à intervalles de temps réguliers. C'est donc une **tension périodique**. Mais celle que vous voyez ici n'a évidemment rien à voir avec des battements de cœur.

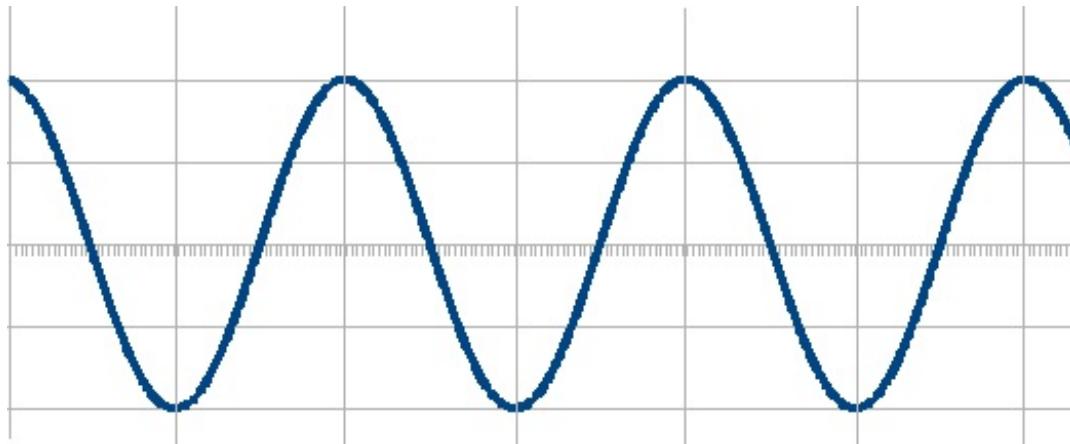
Pour visualiser un **électrocardiogramme**, il faut poser sur le cœur des **capteurs** (ou **électrodes**) qui vont produire une tension électrique variable en fonction des battements. Cette tension est transmise, via des fils électriques, à un oscilloscope, qui affichera quelque chose comme ça :



Là encore, on observe la répétition d'un motif élémentaire tous les deux carreaux. La tension est **périodique**. Et c'est bien normal puisqu'elle représente un phénomène périodique : les battements de coeur.

Pour mesurer sa période, il faut connaître les réglages de l'oscilloscope. On appelle **base de temps** l'échelle horizontale, c'est-à-dire la durée correspondant à un carreau sur l'écran. Supposons que la base de temps soit d'une demi-seconde par carreau. Il y a deux carreaux entre deux répétitions du motif élémentaire donc la période  $T = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ s}$ . Ces battements de coeur sont donc normaux.

Il existe aussi une échelle verticale, appelée **sensibilité**, qui détermine combien il y a de **volts** par carreau. Dans le cas du cœur, elle n'est pas très importante, mais voyons tout de suite un autre exemple : la tension entre les bornes d'une prise de courant classique :



Cette fois, la **base de temps** est de **10 ms**. Trouvez la période et la fréquence de cette tension.

**Secret (cliquez pour afficher)**

Il y a deux carreaux entre deux répétitions du motif élémentaire.

$$\text{Donc } T = 2 \cdot 10 \text{ ms} = 20 \text{ ms} = 20 \cdot 10^{-3} \text{ s}$$

$$\text{Et } f = \frac{1}{T} = \frac{1}{20 \cdot 10^{-3}} = 50 \text{ Hz}$$

La **sensibilité verticale**, quant à elle, est ici de 160 V par carreau. La tension est **alternative** et elle oscille entre une tension maximale  $U_{\max}$  et une tension minimale  $U_{\min}$ . On suppose que le 0 a préalablement été réglé au centre. Donc  $U_{\min} = -U_{\max}$ . Calculez ces deux tensions.

**Secret (cliquez pour afficher)**

Il y a quatre carreaux entre la valeur maximale et la valeur minimale. La différence de tension entre  $U_{\max}$  et  $U_{\min}$  est donc :

$$U_{CC} = 4 \cdot 160 = 640 \text{ V.}$$

$U_{CC}$  signifie **tension crête à crête**. C'est la différence entre le maximum et le minimum.

$U_{max} - U_{min} = 640 \text{ V}$  or  $U_{min} = -U_{max}$  donc :

$U_{max} = 320V$  et  $U_{min} = -320V$ .



320 V ? J'ai toujours entendu dire que la tension du secteur, c'était 220 V. C'est pas ça ?

La tension du secteur n'est pas continue. Elle ne reste pas en permanence à 320 V. On considère que, globalement, elle fournit autant d'énergie qu'une tension continue dont la valeur constante serait comprise entre 220 V et 230 V. C'est ce qu'on appelle la **tension efficace**. Mais là, je m'éloigne un peu de l'imagerie médicale et du programme de Seconde...

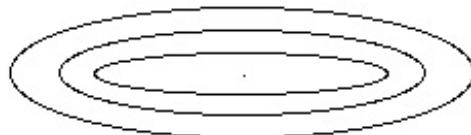


Pour vous entraîner à régler un oscilloscope et à mesurer une période ou une tension maximale, essayez cette simulation. N'oubliez pas de positionner le zéro au centre avant d'interpréter chaque courbe.

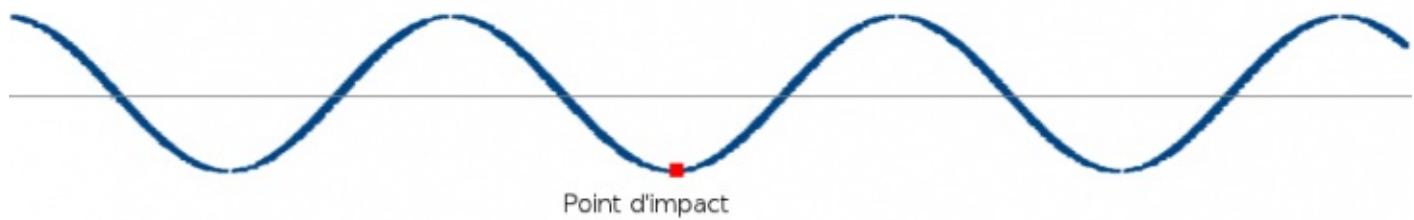
## B - Ondes sonores et échographie

### Notion d'onde

Imaginez un lac paisible 😊 ... dans lequel un malotru lance soudain un gros caillou ! 😱 Aussitôt, la surface de l'eau s'agit autour du point d'impact. De petites vaguelettes se forment et dessinent des cercles concentriques, qui se répandent la surface du lac. Vu de dessus, ça donne :

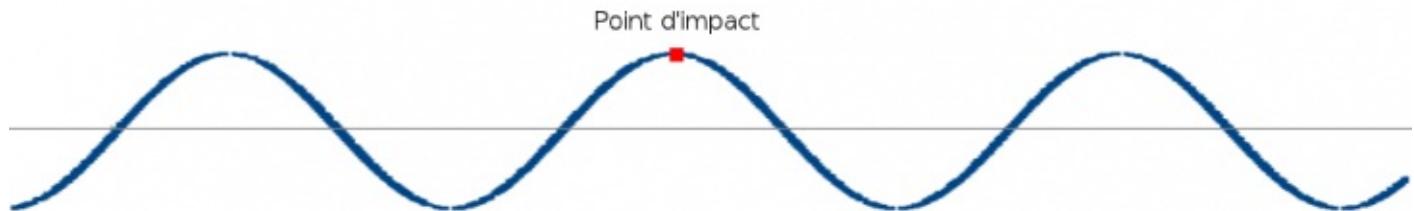


Et si on regarde en coupe la surface de l'eau, on retrouve une figure connue :



*La ligne grise horizontale représente le niveau habituel du lac*

Oui, c'est bien la même forme que pour la tension du secteur. On appelle cette forme une **sinusoïde**, car c'est celle de la courbe de la fonction mathématique  $y = \sin x$ . Chaque point de la surface de l'eau se déplace verticalement, certains vers le haut et d'autres vers le bas. Puis ils reviennent à leur position initiale avant de repartir dans l'autre sens. Si on regarde la même coupe quelques dixièmes de seconde plus tard, on verra :



Chaque point fait donc un va-et-vient entre une position haute et une position basse. Ce va-et-vient, vous l'aurez compris, est un phénomène périodique. Chaque point de la surface met exactement le même temps pour faire l'aller-retour entre sa position haute

et sa position basse. Ce temps est donc la **période T** de nos oscillations.

Il est intéressant de remarquer que l'eau se déplace verticalement et pas horizontalement. Mais le phénomène, lui, se propage bien horizontalement. Au tout début, il est limité au seul point d'impact. Puis, de plus en plus de vaguelettes se forment tout autour. Ce n'est donc pas de la matière qui se propage horizontalement mais une information abstraite : une **onde**. C'est un peu comme si chaque molécule d'eau disait à sa voisine : 😊 "Hé, tu sais quoi ? Quelqu'un a lancé un caillou dans le lac. Gigotons verticalement en signe de protestation." Et la nouvelle se répand de proche en proche, comme un bouche à oreille, jusqu'à ce que l'énergie du choc se dissipe.

Par ailleurs, il y a plusieurs éléments constants dans ces oscillations. On a déjà parlé de la **période T**, qui est la même en chaque point du lac. Ce n'est pas tout : la distance entre les crêtes de deux vagues voisines est toujours et partout la même. On appelle cette distance une **longueur d'onde** et on la note  $\lambda$ .



Comment ? 😊 Mais la **longueur d'onde**, c'est pas plutôt un truc pour définir une couleur ?

J'admet qu'il est difficile, pour l'instant, de voir le lien entre les deux. Mais il s'agit bien de la même **longueur d'onde**. On verra plus tard comment cette notion d'onde s'applique à la lumière.

Autre point commun avec la lumière : la vitesse à laquelle une onde se propage est appellée **célérité** et notée  $c$ .

Et là où ça devient vraiment fascinant, c'est qu'il existe une relation entre la période  $T$ , la longueur d'onde  $\lambda$  et la célérité  $c$  :

$$\lambda = c \cdot T$$

### Les ondes sonores

Il existe toutes sortes d'**ondes**. Une onde sonore, par exemple, est une vibration de l'air, de l'eau, ou de n'importe quel milieu matériel dans lequel il lui plaît de se propager. En gros, chaque molécule oscille périodiquement autour d'une position d'équilibre et transmet à ses voisines, de proche en proche, l'idée de se dandiner de la même manière.

La **longueur d'onde**, dans ce cas, est la distance séparant deux molécules qui sont à la même distance de leurs positions d'équilibre respectives. La **période** est naturellement le temps que met chaque molécule pour faire un aller-retour. Et la **célérité**, c'est donc la vitesse à laquelle l'onde se propage.



Ce n'est pas un hasard si **Alfred Cornu** s'est servi en 1847 de la **Tour de Monthéry** pour mesurer la vitesse de la lumière. C'est en effet du sommet de cette tour que **François Arago** avait fait tirer des coups de canon en 1822 pour mesurer la vitesse de propagation des ondes sonores.

Cette vitesse (la vitesse du son, donc) dépend du milieu traversé. Dans l'air, elle est de  $340 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ , c'est à dire environ  $1200 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$ . C'est le fameux **Mach 1**, le "Mur du son", que franchissent les **avions supersoniques**.



Mais dans l'eau, les ondes sonores se propagent bien plus vite :  $c_{\text{eau}} = 1480 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ . Et dans un solide comme l'acier, on approche de  $6000 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ . En fait, c'est logique : plus le milieu traversé est **dense**, plus il est facile de trouver des molécules pour transmettre le mot d'ordre d'agitation.



Une onde sonore ne peut pas se propager dans le vide. En effet, elle n'existe que s'il y a des molécules qui s'agitent.

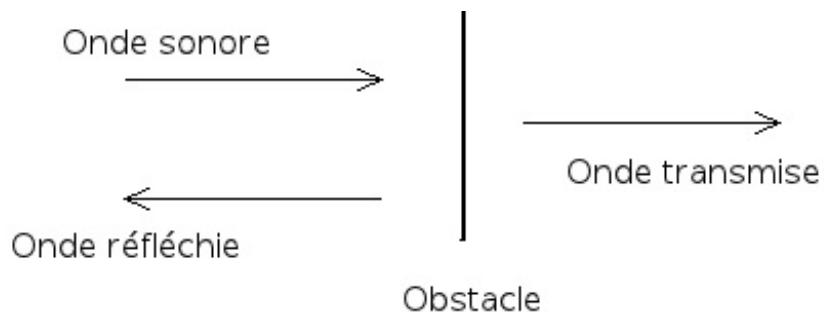
Toutes les **ondes sonores** ne sont pas forcément perceptibles par une oreille humaine. Tout dépend de leur période, et donc de leur **fréquence**.

- Si  $f < 30 \text{ Hz}$  : L'oreille ne remarque rien. C'est un **infrason**.
- Si  $30 \text{ Hz} < f < 30 \text{ kHz}$  : L'onde est, normalement, détectable. C'est un **son**.
- Si  $f > 30 \text{ kHz}$  : Là encore, l'oreille humaine est hors-jeu (pas celle de certains animaux, par contre). C'est un **ultrason**.

Et ce sont justement les **ultrasons** que les médecins utilisent pour la technique de l'**échographie**.

### L'échographie

Quand une onde sonore arrive sur un obstacle, une partie est transmise et le reste est réfléchi. C'est l'**écho**.



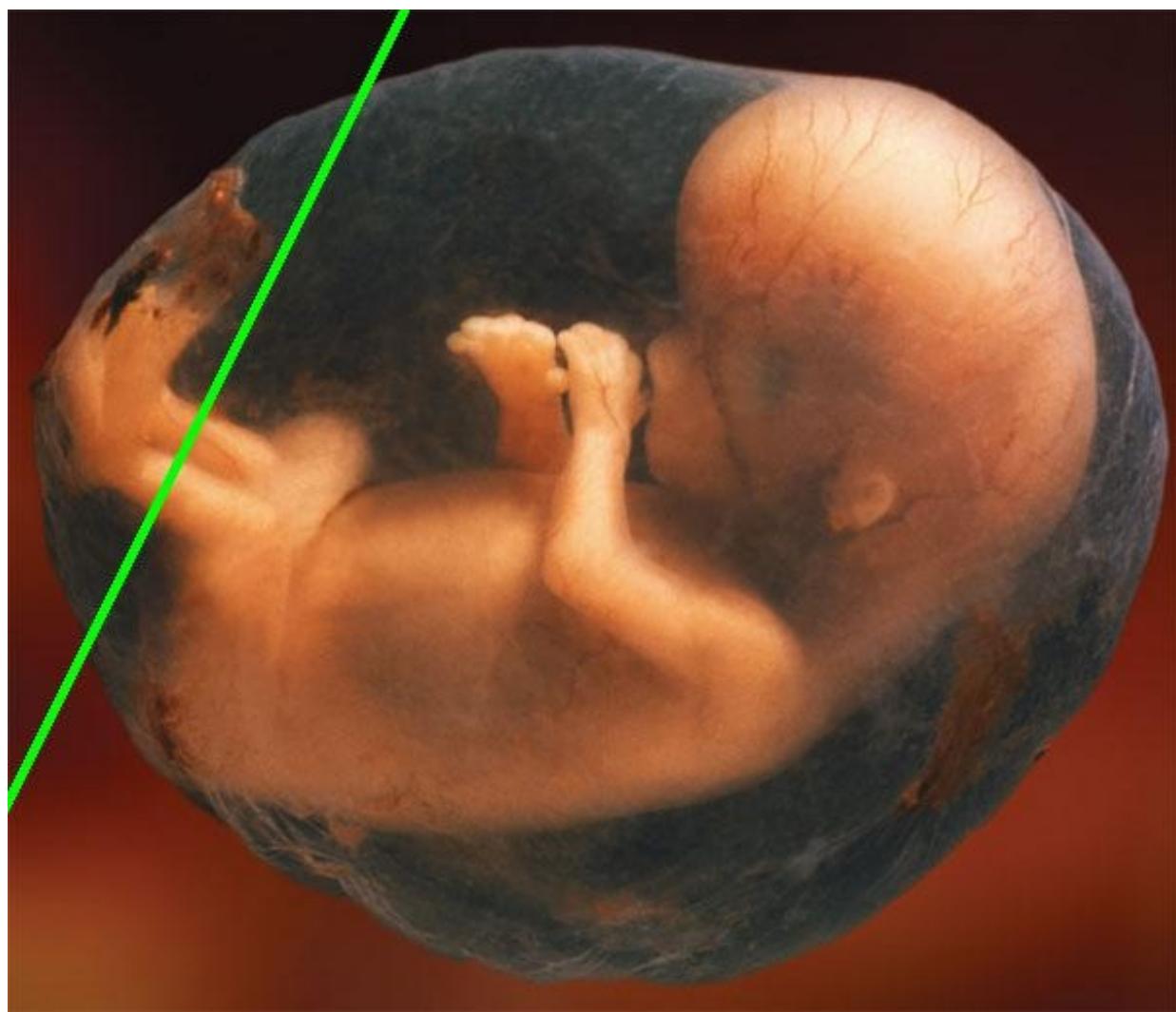
Naturellement, les ondes réfléchie et transmise sont moins intenses que celle qu'on a envoyée au départ. La proportion de l'une et de l'autre dépend de la fréquence du signal et de la nature de l'obstacle. En mesurant l'amplitude de l'onde réfléchie, on peut donc en savoir plus sur l'obstacle. Mais c'est surtout intéressant s'il y a un deuxième obstacle derrière le premier, un obstacle qu'on ne peut pas voir directement. L'onde transmise par le premier obstacle est partiellement réfléchie par le second et nous rapporte donc des informations sur ce dernier.

C'est ce qui se passe lors d'une **échographie**. Cette technique d'imagerie médicale consiste à envoyer un faisceau d'ultrasons dans le corps d'un patient (ou, plus souvent, d'une patiente 😊) et à mesurer l'amplitude des ondes réfléchies par les différents tissus que les ultrasons ont traversés. En effet, les tissus les plus denses (comme les os) réfléchissent beaucoup les ultrasons alors que d'autres (les liquides) ne les réfléchissent pratiquement pas.

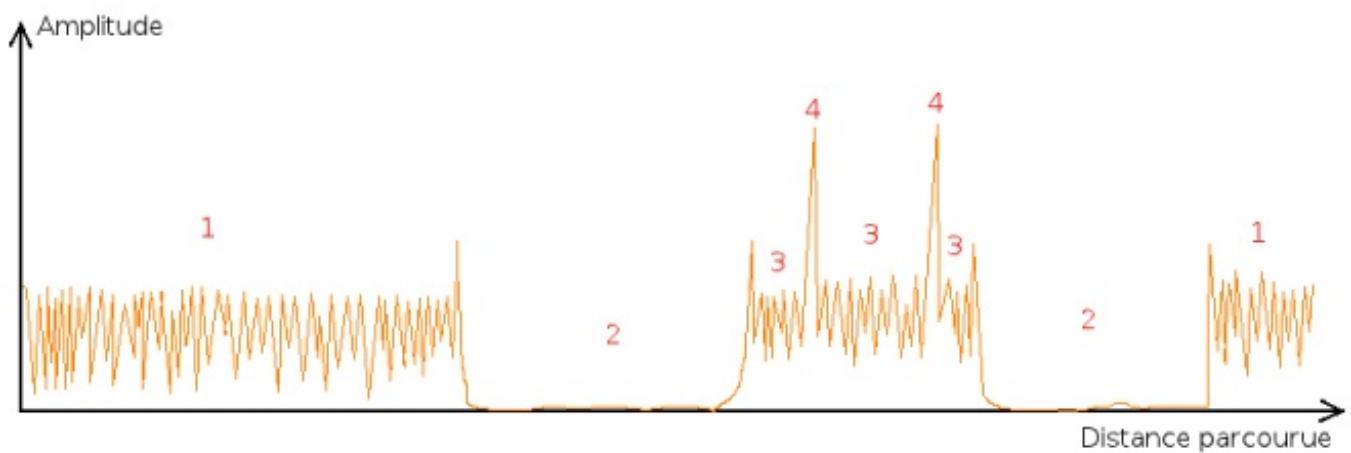


L'échographie peut servir à visualiser divers organes. Elle ne concerne pas uniquement la surveillance des grossesses. Mais c'est naturellement ce cas qui est le plus fréquent.

Voici un foetus dans le ventre de sa mère. On envoie un faisceau d'ultrasons représenté ici en vert. Chacun des tissus traversés va en renvoyer une partie.



La sonde qui émet les ultrasons est également munie d'un capteur qui mesure l'amplitude des ondes réfléchies en fonction de la distance qu'elles ont parcourue.

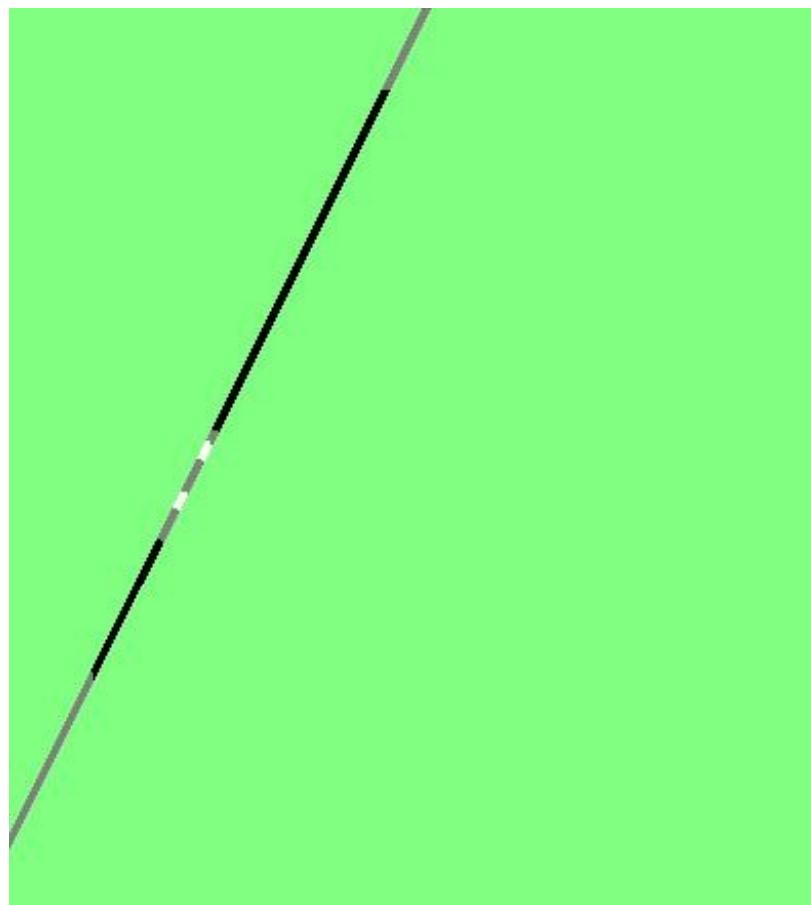


La courbe obtenue permet de distinguer différentes zones :

- **1** : La chair de la mère. C'est un milieu très hétérogène. Les ultrasons sont donc renvoyés en petite quantité tout au long de leur progression.
- **2** : Le liquide amniotique. Milieu homogène peu dense. Aucune réflexion. Par contre, on remarque des pics de réflexion à chaque changement de milieu.
- **3** : La chair du foetus. Même principe que pour celle de sa mère.
- **4** : Les os du foetus (un dans chaque jambe). Réflexion importante.

Muni de ces informations, un programme informatique trace l'image des différents tissus traversés par le faisceau d'ultrasons. Là

où l'onde réfléchie est intense, il affiche du blanc, là où elle est négligeable, il affiche du noir et là où elle est modérée, il utilise des niveaux de gris :

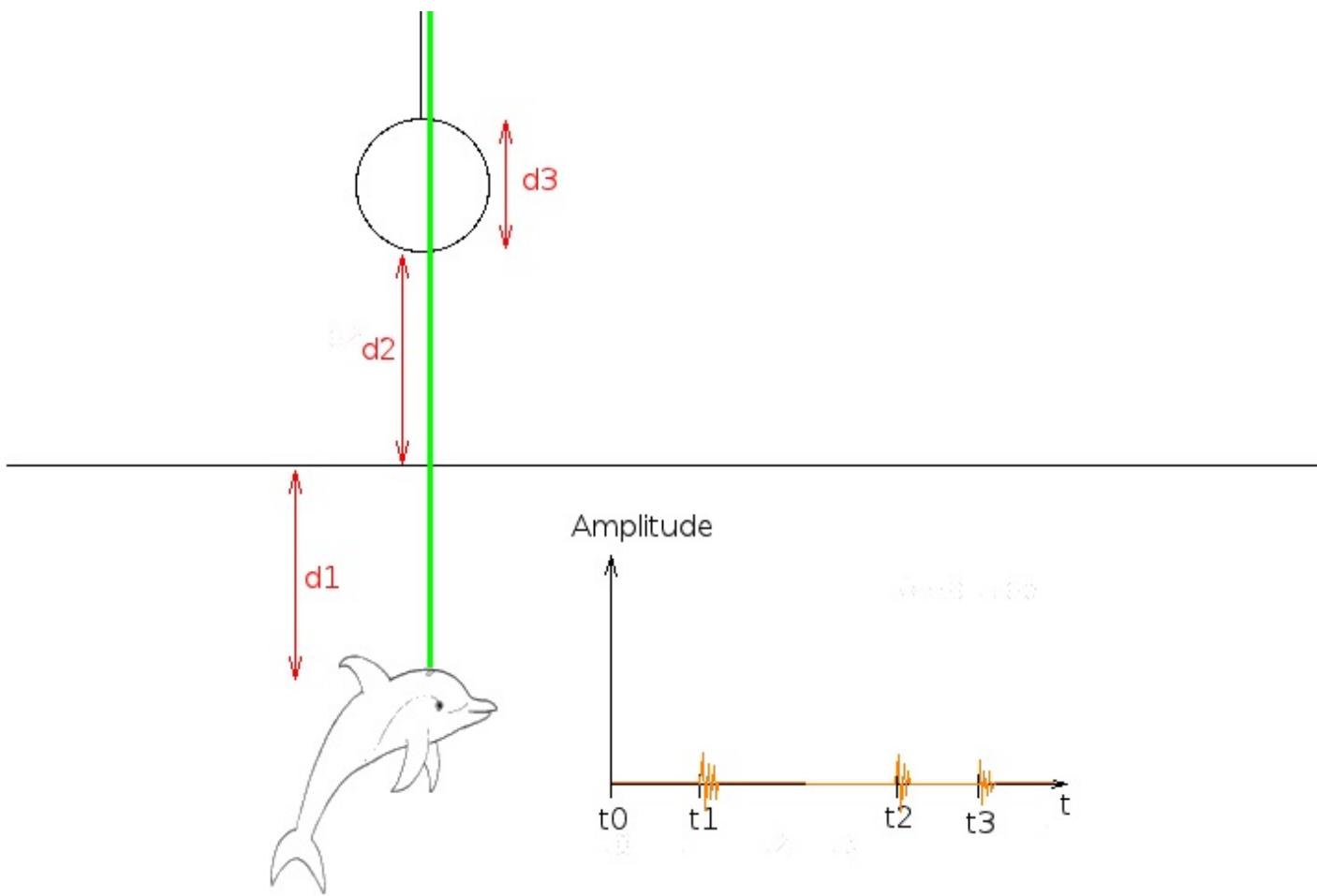


Pour l'instant, nous n'avons envoyé les ultrasons que dans une seule direction donc une seule ligne apparaît sur l'image. Il faut ensuite modifier l'orientation du faisceau et balayer toutes les autres directions. Cela se fait automatiquement et on construit peu à peu l'image en niveaux de gris du foetus dans son liquide amniotique.



### **Le sonar**

Le **sonar** des dauphins et des chauve-souris est une autre manière d'exploiter l'écho des ultrasons. Imaginons un dauphin dans un bassin qui, lors d'un spectacle, doit frapper avec le bout de son rostre un ballon suspendu au bout d'une corde. Il émet une salve d'ultrasons (représentés en vert) à l'instant **t0**.



À chaque changement de milieu, une partie des ultrasons est réfléchie. Cela se produit donc trois fois :

- À la surface de l'eau.
- À l'entrée du ballon.
- À la sortie du ballon.

Chaque salve réfléchie revient vers le dauphin, qui peut mesurer le temps écoulé entre **t<sub>0</sub>** et le moment où les ultrasons lui reviennent. Une première salve a mis le temps **t<sub>1</sub>** pour faire l'aller-retour entre le dauphin et la surface de l'eau. Prenons **t<sub>1</sub> = 4,0 ms**. Le dauphin connaît bien la célérité des ultrasons dans l'eau (**1480 m · s<sup>-1</sup>**). Il peut donc déterminer la distance **d<sub>1</sub>** qui le sépare de la surface :

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$d_1 = \frac{c_{eau} \cdot t_1}{2} = \frac{1480 \cdot 4,0 \cdot 10^{-3}}{2} = 3,0 \text{ m}$$

Le dauphin est donc à **3,0 m** de la surface.

Il ne faut pas oublier de diviser la distance par **2** car les ultrasons ont fait l'aller-retour entre le dauphin et la surface de l'eau. Par contre, ce **2** est infiniment précis : il y a très exactement **1** aller et **1** retour. Il ne réduit donc ni la précision de la mesure de **d<sub>1</sub>** ni le nombre de chiffres significatifs à utiliser pour écrire le résultat.

Voyons maintenant la deuxième salve réfléchie. Elle rejoint le dauphin à l'instant **t<sub>2</sub>**. Le temps qu'elle a mis pour faire l'aller-retour entre la surface du bassin et le bas du ballon est donc (**t<sub>2</sub> - t<sub>1</sub>**). Et comme le dauphin connaît aussi la célérité des ultrasons dans l'air (**340 m · s<sup>-1</sup>**), il peut localiser le ballon. Calculez **d<sub>2</sub>**, à présent. Nous allons voir si vous êtes aussi futés qu'un dauphin.

😊 Disons, par exemple... **t<sub>2</sub> = 18,0 ms**.

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$d2 = \frac{c_{air} \cdot (t2 - t1)}{2} = \frac{340 \cdot (18,0 - 4,0) \cdot 10^{-3}}{2} = \frac{340 \cdot (14,0) \cdot 10^{-3}}{2} = 2,38 \text{ m}$$

Le ballon est suspendu à **2,38 m** au dessus de l'eau. Cette fois-ci, on a droit à 3 chiffres significatifs.

Le dauphin sait maintenant où se trouve le ballon à frapper. Il peut prendre son élan et sauter. Remarquez, par contre, qu'il ne connaît pas la célérité des ondes sonores dans le ballon. L'information **t3** ne lui permet donc pas de calculer le diamètre **d3** du ballon.

## C - Ondes électromagnétiques : radiographie, fibroscopie

### Ondes électromagnétiques

Venons-en, maintenant, à la lumière. Vous commencez peut-être à comprendre que la lumière, elle aussi, est une onde : une **onde électromagnétique**.

Les **ondes électromagnétiques** ne sont pas comme les autres. Par exemple, elles n'ont pas besoin d'un milieu matériel pour se propager. Le vide leur convient très bien. C'est même là, vous le savez, qu'elles vont le plus vite.



Mais alors, que font elles vibrer ?

Sur leur passage, les ondes électromagnétiques vont varier les propriétés des champs électriques et magnétiques. Je ne vais pas pouvoir vous l'expliquer en détail vu que vous ne savez pas encore ce que sont ces champs. Mais sachez que ces variations sont, elles aussi, périodiques. La **longueur d'onde  $\lambda$**  est alors la distance entre deux points de l'espace qui sont dans le même état électromagnétique. Elle est directement liée à la période, à la célérité et à la fréquence de l'onde par les relations habituelles :

$$\lambda = c \cdot T \text{ et } f = \frac{1}{T}$$

Selon la valeur de  $\lambda$ , l'onde ne va pas être perçue de la même manière par l'oeil humain : à chaque valeur correspond une couleur. Et vous savez que, si  $\lambda$  n'est pas comprise entre 400 nm et 800 nm, l'oeil ne verra rien.

### Radiographie

Ce qui ne veut pas dire que ces ondes-là ne servent à rien. Par exemple, entre 5 pm et 10 nm, on trouve les **rayons X**, qui ont l'avantage de ne pas être arrêtés par la peau. Ils ont été découverts en 1869 par **Johann Wilhelm Hittorf**, mais c'est **Wilhelm Röntgen** qui leur a trouvé une formidable application en 1895 : une photographie originale de la main de sa femme 😊 :



C'était donc la naissance de la **radiographie**. Les rayons X traversent facilement la peau mais sont réfléchis par les os et certains tissus denses. Et par les bijoux, 😊 également, comme le montre l'image ci-dessus.

La **radiographie** est donc idéale pour observer les os, par exemple pour débusquer une fracture.



L'énergie d'une onde électromagnétique est proportionnelle à sa fréquence. Et comme la longueur d'onde des rayons X



est minuscule, leur fréquence est énorme.

Il faut donc éviter de trop s'exposer aux rayons X. En subissant une radiographie de temps en temps, vous ne risquez rien. Mais vous avez peut-être remarqué que le praticien ne reste jamais à côté de vous quand les rayons X sont libérés. S'il devait encaisser une dose avec chaque patient, et donc plusieurs fois par jour, il aurait vite des problèmes. 😊

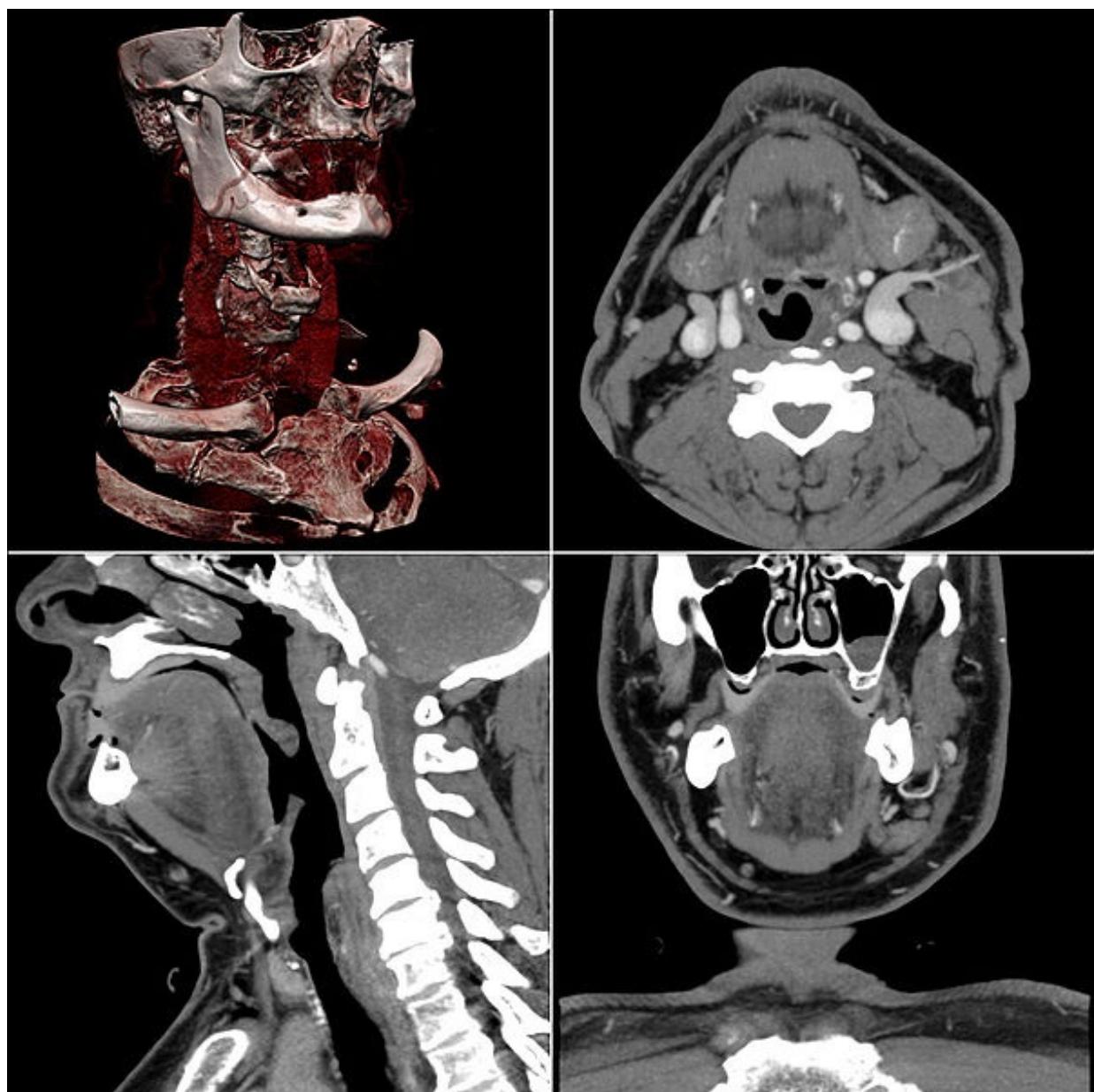
### Tomodensitométrie (scanner)

On peut tirer encore plus d'informations des rayons X avec la technique de **tomodensitométrie**.



Ce grand anneau circulaire est parsemé, sur toute sa circonférence, d'émetteurs/capteurs de rayons X. Le patient est allongé sur une planche (en bas à droite de l'image), qui va lentement glisser à travers l'anneau. Chaque émetteur envoie un faisceau de rayons X, dont une partie traverse le patient et une autre est réfléchie. Bien sûr, la proportion **onde réfléchie/onde transmise** dépend de la densité des tissus traversés. Les capteurs mesurent à la fois l'intensité de l'onde réfléchie (qui revient à l'émetteur) et celle de l'onde transmise (qui arrive à l'autre extrémité de l'anneau). En comparant ces deux intensités, on détermine précisément la densité (et donc la nature) des tissus organiques traversés.

Comme la planche où se trouve le patient avance, on obtient plusieurs images en coupe du patient, comme les deux ci-dessous à droite :



À partir de là, un traitement informatique des données permet d'obtenir une image en 3 dimensions du patient (à gauche).

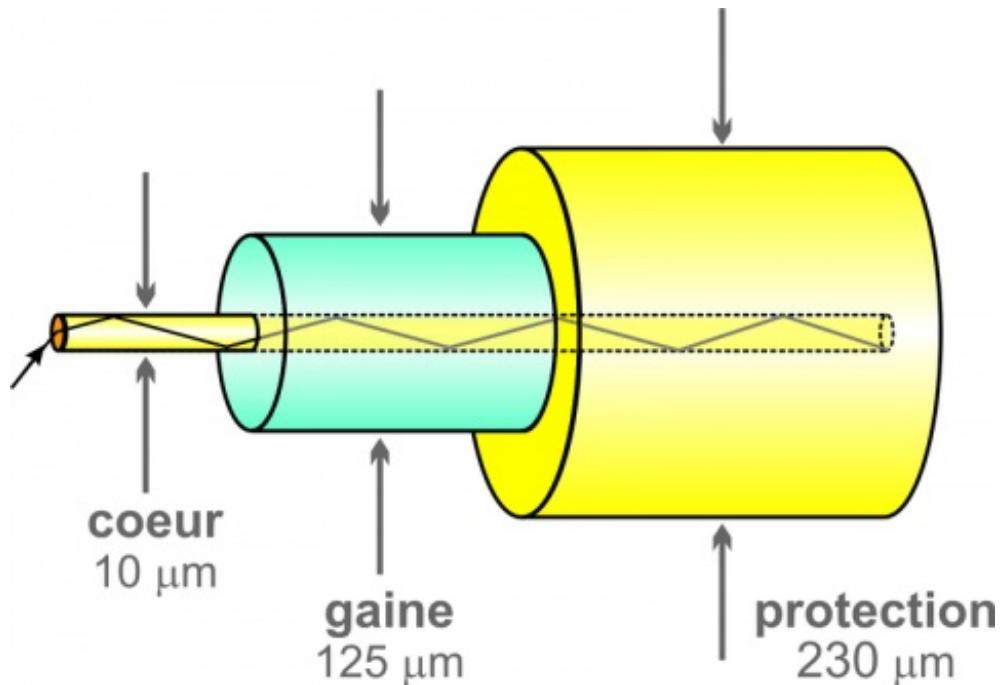
### Fibroscopie

La dernière technique que nous allons voir consiste à faire entrer dans le corps du patient un **endoscope flexible**, ou **fibroscope**, qui va conduire la lumière et permettre à un chirurgien, par exemple, de voir ce qui passe à l'intérieur pendant qu'il opère.



Mais il est tout entortillé, ce **fibroscopé**. Comment peut-il conduire la lumière ? Elle ne se propage pas en ligne droite ?

Si, bien sûr. Sauf, vous le savez, quand elle rencontre un **dioptre**. Or, le tuyau du fibroscopé est une fibre optique, composée de deux matériaux transparents différents (deux variétés de plastiques), entourés d'une protection opaque :



La lumière se propage dans le cœur de la fibre optique et rencontre parfois le **dioptre cœur/gaine**. Là, elle peut donner naissance à un **faisceau réfléchi** et un **faisceau réfracté**, en fonction des **lois de Descartes**. Vous vous souvenez de la troisième ?

**Secret** (cliquez pour afficher)

$$n_{\text{coeur}} \cdot \sin i = n_{\text{gaine}} \cdot \sin r$$

i est l'angle d'incidence et r est l'angle de réfraction.

$$\text{Donc } \sin r = \frac{n_{\text{coeur}}}{n_{\text{gaine}}} \cdot \sin i$$

Or, la fonction mathématique **sinus** a une particularité : ses valeurs ne peuvent être comprises qu'entre 1 et -1. Les plastiques composant la fibre optique sont choisis de telle sorte que  $n_{\text{coeur}} > n_{\text{gaine}}$ . Donc, si l'angle i est assez grand, on se retrouve avec :

$$\frac{n_{coeur}}{n_{gaine}} \cdot \sin i > 1$$

Donc  $\sin r$  ne peut pas exister ! 😊

Donc il n'y a pas de faisceau réfracté : toute la lumière est réfléchie. Elle reste dans le cœur de la fibre et continue à y avancer en zig-zags, comme on le voit sur l'image ci-dessus.

Double avantage : on peut envoyer de la lumière depuis l'extérieur pour éclairer l'intérieur du corps et, dans l'autre sens, recevoir à l'extérieur la lumière diffusée par les organes (autrement dit, voir les organes).

Les **ondes** sont un sujet complexe, que nous n'avons fait qu'effleurer. Mais ça suffira pour l'instant.

Il existe d'autres techniques d'imagerie médicale, comme l'**IRM** (Imagerie par Résonance Magnétique) ou la **TEP** (Tomographie par Émission de Positrons).

Eh bien, voilà. Vous y êtes arrivés ! 😊 Vous connaissez maintenant les bases de la Physique-Chimie, et vous allez pouvoir développer les sujets qui vous intéressent grâce aux futurs tutoriels qui peupleront bientôt cette catégorie Physique-Chimie. N'hésitez pas à en écrire vous-mêmes si vous vous y connaissez.

L'univers merveilleux des Sciences s'ouvre à vous. Bonne découverte ! 😊