

Consignes de sécurité

Vous serez probablement, dans votre vie professionnelle, amenés à manipuler des produits chimiques. Quelques mises au points ne sont donc pas inutiles.

1. Manipuler en sécurité

Porter une blouse en coton est un minimum, pour protéger ses vêtements bien sûr (pensez à l'eau de javel sur le beau Jean tout neuf...) mais surtout pour éviter les risques de projection sur la peau (beaucoup de produits chimiques sont corrosifs, voir très corrosifs).

Les gants sont souvent conseillés. Attention aux brûlures !!!

Les lunettes sont indispensables pour manipuler certains produits chimiques.

Vous devez bien comprendre que **certains produits sont vraiment dangereux**. Et si l'étiquette du produit vous demande de porter des lunettes, il faut le faire !!!

Soyez ordonnés !

Votre plan de travail doit être propre. Car si un produit n'est pas dangereux, utilisé SEUL. Il peut le devenir au contact de l'eau (par exemple) ou d'un autre produit, ou au contact d'une flamme, s'il est inflammable.

Et bien sûr, si vous ne connaissez pas un produit, évitez absolument de le goûter, de le sentir, ou même de le toucher !!!

2. Les pictogrammes

Une fois que vous avez enfilé votre blouse et vos gants. Ne croyez pas que vous en avez fini avec la sécurité. Surtout dans un laboratoire de chimie, où vous risquez de rencontrer des produits vraiment très dangereux, mais même dans la vie courante, chez vous, dans votre salle de bain par exemple, si vous y rangez vos produits ménagers.

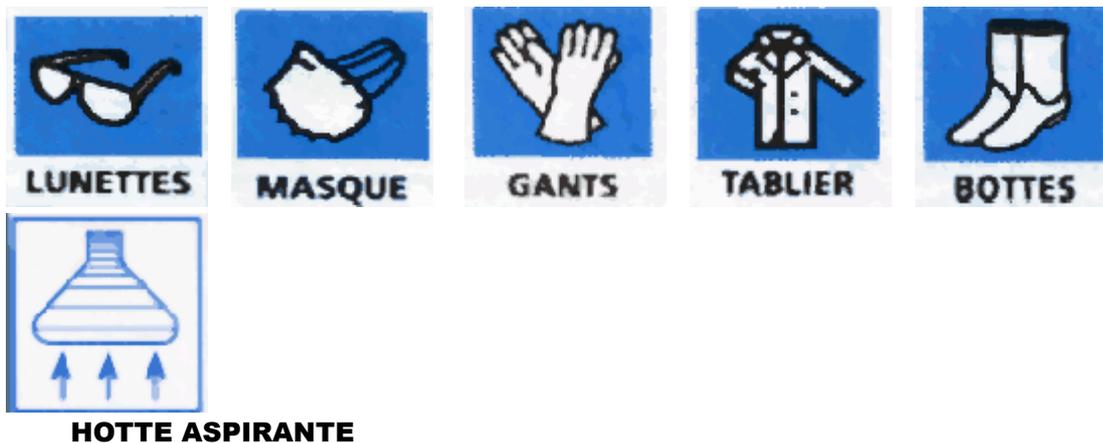
Vous devez impérativement prendre le temps de lire les étiquettes ! Tous les produits chimiques en ont. Et si vous tombez sur une bouteille sans étiquette = DANGER. Ne l'ouvrez surtout pas. Surtout au laboratoire, en chimie.

Ces étiquettes sont là pour vous protéger, et elles fonctionnent d'abord par pictogrammes, pour que tout le monde comprenne, même des enfants ne sachant pas lire : ce sont **les pictogrammes de risque**.

<p>C</p>  <p>CORROSIF</p>	<p>T</p>  <p>TOXIQUE</p>	<p>F</p>  <p>FACILEMENT</p>	<p>Xn</p>  <p>NOCIF</p>	<p>E</p>  <p>EXPLOSIF</p>
--	---	--	--	--

		INFLAMMABLE		
<p>Xi</p>  <p>IRRITANT</p>	<p>N</p>  <p>DANGEREUX POUR L'ENVIRONNEMENT</p>	<p>T+</p>  <p>TRES TOXIQUE</p>	<p>F+</p>  <p>ETREMENT INFLAMMABLE</p>	<p>O</p>  <p>COMBURANT</p>

Vous pouvez trouver aussi d'autres pictogrammes, dits **pictogrammes d'obligation**, que sont aussi faciles à comprendre.



3. Les étiquettes

Les pictogrammes sont là pour vous alerter. Mais prenez le temps de lire toute l'étiquette. Elles se ressemblent toutes plus ou moins et vous n'aurez pas de difficulté à les déchiffrer, comme ci-dessous.

acide chlorhydrique



C: Corrosif

Concentration
solution 37 %

Date d'étiquetage
septembre 2002

Phrases de risques

R34 Provoque des brûlures
R37 Irritant pour les voies respiratoires

Conseils de prudence

S36/37 En cas de contact avec les yeux, laver
immédiatement et abondamment avec de l'eau et
consulter un spécialiste
S45 En cas d'accident ou de malaise, consulter
immédiatement un médecin (si possible lui montrer
l'étiquette)

Le pictogramme se voit bien sûr en premier. Il est fait pour ça. Mais il ne vous dispense pas de lire la suite :

- Le nom du produit, avec parfois sa formule chimique, est écrit en gros.
- Les phrases de risque : elles sont repérées par un numéro commençant par un R. Pour mieux les repérer (c'est un code qui aide le fabricant à rien oublier).
Exemple : R34 Provoque des brûlures.
- Les conseils de prudence : ils sont repérés par un numéro commençant par un S (exemple : S45).

Voilà, c'est tout pour ce premier chapitre. Et soyez prudents !

Les atomes

Toute matière est faite d'atomes. Aussi bien cette feuille de papier, que le crayon que vous tenez peut-être en main. Mais aussi notre propre corps, qui est fait essentiellement d'atomes de carbone, d'hydrogène et d'oxygène (ainsi que bien d'autres). Mais aussi les aliments que nous connaissons (pensez au fer, dans les épinards – il paraît que c'est une légende !) ainsi que l'eau que nous buvons, et l'air qui nous entoure. Tout est donc fait d'atomes : une raison suffisante pour voir un peu à quoi ils ressemblent.

1. Les atomes

Nous connaissons, à ce jour, une centaine d'atomes. Et vous connaissez certainement les plus courants, par nom tout au moins, car ils sont cités dans les produits alimentaires. Quelques exemples.

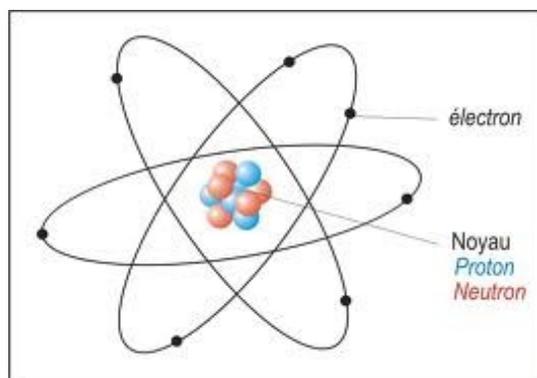
Nom	carbone	hydrogène	oxygène	azote	calcium	fer	magnésium	sodium	chlore
Symbole	C	H	O	N	Ca	Fe	Mg	Na	Cl

On les désigne, pour aller plus vite, par des **symboles**, en général la première lettre (ou les deux premières lettres) de leur nom (comme C pour désigner le carbone, O pour l'oxygène) même si le symbole est parfois la première lettre du nom ... en latin (comme N pour nitrogenium, azote en latin). Il faut connaître les symboles de atomes les plus courants. Donc les apprendre.

2. Les constituants des atomes

Mais question : à quoi peut donc bien ressembler un atome ?

En fait, c'est difficile à dire !!! Car ils sont extrêmement petits (la plupart des atomes sont un MILLION de fois plus petits qu'un millimètre). Et on les imagine à l'aide d'un modèle, qui permet de se les représenter de façon simplifiée (ce qui est suffisant pour faire de la chimie) : c'est le modèle planétaire, figuré ci-dessous.



Dans le modèle, l'atome est représenté en deux parties :

- Au centre **le noyau**. Massif, il est composé de deux types de particules : **des protons et des neutrons**.
- Autour du noyau, des **électrons**. Les électrons ne sont pas fixes. Ils décrivent des orbitales autour du noyau.

On peut ainsi se représenter un atome, en imaginant des planètes (les électrons) tournant autour du Soleil (le noyau). Mais il faut comprendre encore d'autres choses.

Masse

Par rapport au noyau, les électrons ont une masse négligeable (plusieurs milliers de fois plus faible). La masse d'un atome est donc concentrée dans son noyau.

La masse d'un neutron n'est pas très différente de la masse d'un proton. On peut donc avoir une bonne idée de la masse d'un atome en comptant le nombre de protons et de neutrons : ce nombre est appelée **nombre de masse**, on le note généralement **A**.

Exemples : Le noyau de l'atome de carbone (C) possède 6 protons et 6 électrons : $A = 6 + 6 = 12$. L'atome d'hydrogène (H) ne possède qu'un proton (et zéro neutron), son nombre de masse est $A = 1$. C'est un élément léger. Le plomb a un nombre de masse $A = 208$. C'est un élément lourd.

Charge électrique

Le proton et l'électron sont chargés électriquement. Et leurs charges respectives sont égales et opposées : positive pour le proton et négative pour l'électron. On note cette charge e : donc $+e$ pour le proton et $-e$ pour l'électron. Le neutron, comme son nom l'indique, est électriquement neutre.

Particule	Charge électrique
proton	$+e$
électron	$-e$
neutron	0

Conséquence importante : les atomes sont électriquement neutres, c'est à dire qu'ils ne possèdent aucune charge électrique. Ils doivent donc avoir autant d'électrons que de protons.

$$\text{Nombre de protons} = \text{Nombre d'électrons}$$

Le nombre de protons d'un atome est appelé le **numéro atomique**. On le note **Z**.

Représentation

Pour désigner précisément un atome, on se sert d'un formalisme qui est compris par les chimistes du monde entier et qui s'écrit :



Où **X** est le symbole de l'élément, **Z** son numéro atomique et **A** son numéro de masse. Exemples :

Atome	Représentation
Carbone	${}^{12}_6C$
Azote	${}^{14}_7N$
Oxygène	${}^{16}_8O$

Classification périodique

On doit à un savant russe, le célèbre tableau de Mendeleïv, qui sert à classer les atomes en lignes et en colonnes. Dans une ligne, les atomes se suivent par numéro atomique croissant. Dans une colonne, les atomes ont des propriétés chimiques comparables, on dit qu'ils forment une famille : dans la dernière colonne, par exemple, les atomes sont tous des gaz qui ne donnent pratiquement aucune réaction chimique : c'est la famille des gaz nobles.

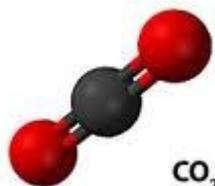
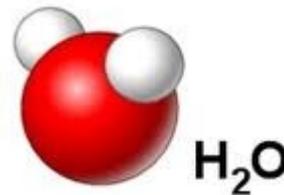
1_1H	Classification périodique (simplifiée) de Mendeleïv						4_2He
7_3Li	9_4Be	${}^{11}_5B$	${}^{12}_6C$	${}^{14}_7N$	${}^{16}_8O$	${}^{19}_9F$	${}^{20}_{10}Ne$
${}^{23}_{11}Na$	${}^{24}_{12}Mg$	${}^{27}_{13}Al$	${}^{28}_{14}Si$	${}^{31}_{15}P$	${}^{32}_{16}S$	${}^{35}_{17}Cl$	${}^{40}_{18}Ar$

Les molécules

La plupart des atomes, tels que nous les trouvons dans la nature, ne peuvent pas rester seuls, isolés : ils doivent se combiner à d'autres atomes et former des assemblages que l'on appelle des molécules.

1. Exemples de molécules

La molécule la plus connue est certainement la molécule d'eau, que l'on note H_2O car elle est le résultat de la combinaison de 3 atomes : un atome d'oxygène (O) et deux atomes d'hydrogène (H).



Le **dioxyde de carbone** (ce qu'on appelle communément le gaz carbonique) possède aussi sa molécule, que l'on note CO_2 , c'est la combinaison d'un carbone et de deux oxygène, comme on le devine avec la formule.

La **molécule de saccharose** (le sucre) est un autre exemple de molécule que l'on trouve dans la nature, un peu plus grosse et complexe que les précédentes (ci-contre).



2. Pourquoi les atomes se combinent-ils pour former des molécules ?

Nous n'allons pas répondre à cette vaste question ! Cela nous obligerait à sortir du cadre de ce cours. Et de beaucoup. Mais nous donnerons quelques idées générales qui aident à comprendre :

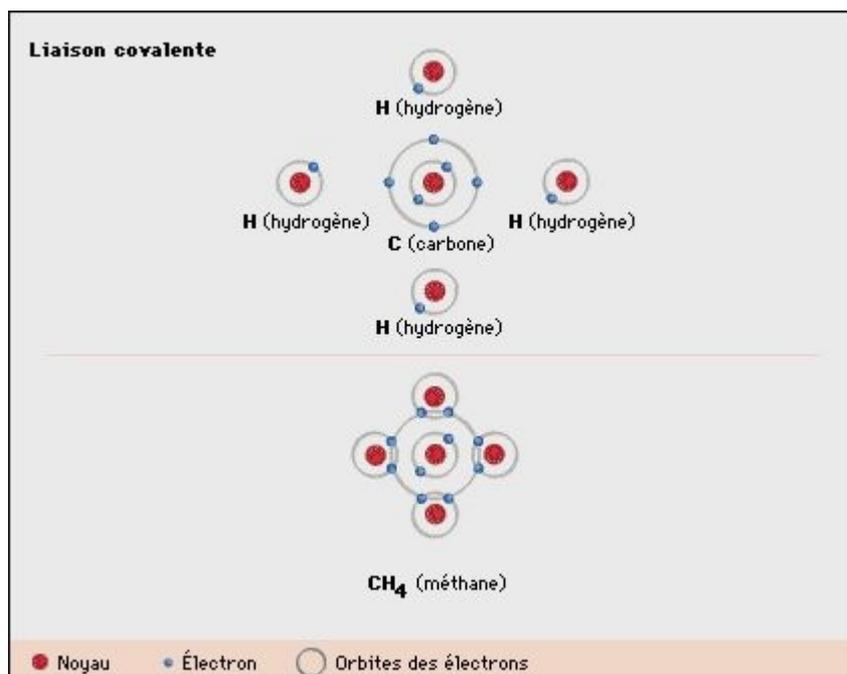
- ✓ Ce sont les électrons qui sont responsables des liaisons entre les atomes, et de l'existence des molécules. Les électrons sont effectivement à la périphérie de l'atome (ils tournent autour du noyau, souvenez-vous) et sont donc très sensibles à son voisinage, c'est à dire à la présence des autres atomes qui sont à proximité.
- ✓ Les électrons cherchent toujours à se mettre en couple pour minimiser leur énergie. C'est une des grandes lois de la nature. Et cette loi permet de comprendre beaucoup de choses.

Voyons par exemple l'atome d'hydrogène. C'est le plus petit et le plus simple des atomes. Puisqu'il ne possède qu'un seul électron, qui va donc chercher à se mettre en couple. Mais comment ? De la façon la plus simple possible : en se rapprochant de l'électron d'un autre atome, et en formant une liaison. Les atomes deviennent presque inséparables : ils forment une molécule. La figure suivante montre le principe général avec la molécule H_2 , résultat d'un mariage réussi entre deux atomes d'hydrogène.



Et on observe la même chose avec beaucoup d'autres atomes. Comme le carbone par exemple, un atome qui possède 6 électrons, dont 4 sont célibataires.

Observons, ci-dessous, comment le carbone marie ses 4 électrons, en s'associant à 4 atomes d'hydrogène, pour former une molécule que l'on appelle que l'on bien sûr nommer CH_4 , c'est la molécule de méthane.



3. Comment compter les atomes et les molécules ?

Il n'est bien sûr absolument pas question de compter les atomes, ni même les molécules. Ils ont une taille ridiculement faible (inférieure au milliardième de millimètre pour les atomes, et ce n'est guère plus gros avec les molécules). Mais les chimistes sont astucieux ! Et ils utilisent une méthode beaucoup plus simple, bien connue dans vos métiers : la pesée, avec une balance, tout simplement.

Qui voudrait compter, d'ailleurs, des grains de farine ? Personne bien sûr. La farine se vend, dans le commerce de détail, par paquets de 1 kg. Et les chimistes vont utiliser, avec les atomes, une méthode un peu identique, qui consiste à manipuler les atomes par paquets.

Et ce paquet d'atomes est défini comme le nombre d'atomes qu'il y a dans 12 g de carbone.

Ce nombre est énorme (il est égal à 602 mille milliards de milliards) Mais il a l'avantage de représenter une quantité de matière facile à manipuler. Il suffit de peser. Et le compte est bon !

Ce paquet d'atomes est appelé **une mole** (on utilise aussi le **symbole mol**). C'est donc un nombre, un nombre d'atomes, ou de molécules, un nombre qui représente une certaine quantité de matière, un paquet de matière. Mais si une mole de carbone pèse 12g. Combien pèse une mole d'hydrogène (on devine que c'est plus léger, car l'atome d'hydrogène est plus petit) ? Et une mole de fer (plus lourd) ? Et une mole d'or (encore plus lourd) ?

Le nombre est donc toujours le même : 602 mille milliards de milliards d'atomes ! Mais combien pèse le paquet. On se sert en fait de tables qui donnent, pour chaque élément, ce qu'on appelle sa masse molaire, la masse d'une mole. Par exemple, pour l'oxygène c'est 16 g. Donc 16 g pour une mole. Et on écrit :

$$M(O) = 16 \text{ g/mol}$$

Remarque : La masse molaire d'un atome est, approximativement, égale, en gramme, à son numéro de masse. Comme on peut le remarquer dans le tableau ci-dessous.

Atome	Numéro de masse	Masse molaire (g/mol)
hydrogène	1	1
bore	11	10,8
fer	56	55,8
argent	107	107,9

Mais qu'en est-t-il des molécules ? On parle dans ce cas de **masse molaire moléculaire**. Et ce n'est pas beaucoup plus compliqué. Les molécules sont constituées d'atomes. Pour trouver la masse molaire d'une molécule il suffit donc d'additionner la masse molaire de chacun des atomes qui forment cette molécule. Mais un exemple permettra de bien comprendre :

On sait que la masse molaire de l'hydrogène est $M(H) = 1 \text{ g/mol}$. Et pour l'oxygène : $M(O) = 16 \text{ g/mol}$. La masse molaire de H_2O est donc :

$$M(H_2O) = 2 M(H) + M(O) = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Les composés organiques

On appelle composé organique tout ce qui provient des « organismes », à savoir tout ce qui est produit par le vivant. Et vous ne devriez pas avoir de mal, dans vos métiers de la restauration, à trouver quelques exemples de ces corps organiques : les plantes, la viande, le lait, le sucre, etc...

Mais cette définition est un peu simpliste, car beaucoup de composés organiques sont aujourd'hui fabriqués artificiellement : les chimistes fabriquent de la vie... et personne de s'en rend compte, il suffit de penser aux nombreux colorants alimentaires, ou à l'aspartame par exemple, qui remplace le sucre.

Sans oublier aussi les produits dérivés du pétrole, si nombreux et importants dans notre vie quotidienne (combustible, plastiques, textile, engrais,). Car le pétrole est bien un composé organique, qui provient de la décomposition des végétaux.

Mais ces composés, si nombreux et si variés, ont quelque chose en commun. Et ce quelque chose, c'est la carbone, un élément incontournable dans toutes les molécules du vivant, dans le pétrole et ses nombreux dérivés, et dans le laboratoire, où sont fabriqués les produits artificiels.

Le carbone donc. Mais aussi l'hydrogène, l'oxygène et l'azote, les principaux constituants des composés organiques.

1. Comment identifier la présence d'hydrogène et de carbone ?

Le carbone et l'hydrogène sont un peu la signature des composés organiques. Et il existe un test simple, pour vérifier la présence de ces deux éléments : c'est **la combustion**. Prenons par exemple une bougie, qui contient essentiellement de l'acide stéarique, un composé organique, et réalisons ce test de la combustion – le test de la bougie.

Il suffit d'allumer la bougie (mais nous aurions pu tout aussi bien prendre un coton imbibé d'alcool) et d'approcher un verre en le tournant vers la flamme. Qu'observons-nous ? Tout simplement de la vapeur d'eau, qui se condense sur les parois du verre. Et la vapeur d'eau, c'est de l'eau ... donc des molécules H_2O , et donc de l'hydrogène, qui provient très probablement de la bougie.

Pour le carbone on utilise un autre test, appelé le **test à l'eau de chaux**.

Il suffit de verser cette eau de chaux, qui est normalement transparente, dans le verre où brûlait notre bougie. Et là miracle ! L'eau de chaux se trouble. Ce qui lui arrive quand elle est en présence de ce qu'on appelle communément le « gaz carbonique », ou plus précisément le dioxyde de carbone, de formule bien connue CO_2 . Ce qui signe la présence de carbone dans la bougie.

On retiendra que :

- Les composés organiques sont combustibles.
- Quand ils brûlent dans l'air (en présence d'oxygène), ils dégagent de la vapeur d'eau (H_2O) et du dioxyde de carbone (CO_2).

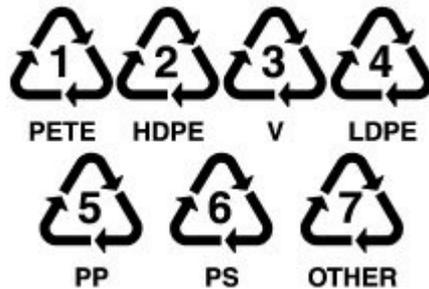
A noter aussi que les composés organiques peuvent aussi se consumer dans un milieu pauvre en oxygène. Se dégagent alors du carbone (sous forme de suie) ainsi qu'un gaz très dangereux qui s'appelle le monoxyde de carbone : c'est la combustion incomplète qui existe dans les chaudières mal réglées.

2. Les matières plastiques

Les plastiques sont des dérivés du pétrole et sont donc des matériaux organiques, obtenus de façon synthétique au laboratoire (c'est une invention des chimistes).

Ils sont omniprésents dans notre quotidien, comme dans l'agro-alimentaire (les emballages) et il n'est donc pas inutile de s'y attarder.

Vous connaissez certainement ces petits logos, qui sont utilisés pour le tri et le recyclage des matières plastiques.



1. PETE ou PET : [polyéthylène téréphtalate](#) : utilisé habituellement pour les bouteilles d'eau minérale, de sodas et de jus de fruits, les emballages, les [blisters](#), les rembourrages.
2. HDPE ou PEHD : [polyéthylène haute densité](#) : certaines bouteilles, flacons, et plus généralement emballages semi-rigides.
3. V ou PVC : [polychlorure de vinyle](#) : utilisé pour les canalisations, tubes, [meubles](#) de jardin, revêtements de sol, profilés pour fenêtre, volets, bouteilles de détergents, toiles cirées.
4. LDPE ou PEBD : [polyéthylène basse densité](#) : bâches, [sacs poubelle](#), sachets, films, récipients souples.
5. PP : [polypropylène](#) : utilisé dans l'industrie [automobile](#) (équipements, [pare-chocs](#)), jouets, et dans l'industrie alimentaire (emballages).
6. PS : [polystyrène](#) : plaques d'[isolation thermique](#) pour le [bâtiment](#), barquettes alimentaires (polystyrène expansé), couverts et gobelets jetables, boîtiers de CD, emballages (mousses et films), jouets, [ustensiles de cuisine](#), stylos, etc.
7. OTHER ou O : tout plastique autre que ceux nommés de 1 à 6.

Solutions ioniques

Nous connaissons les atomes et les molécules. Mais pas encore les ions !

De quoi s'agit ? De molécules, et d'atomes. Tout simplement. Mais en solution, dans l'eau, en bouteille, dans l'eau minérale (par exemple). Et d'ailleurs vous connaissez probablement certains de ces ions. Si vous avez pris la peine de lire une étiquette. Comme celle-ci.

Analyse (mg/l)			
Calcium (Ca ²⁺)	68	Hydrogencarbonates (HCO ₃ ⁻)	219
Sodium (Na ⁺)	21	Sulfates (SO ₄ ²⁻)	39
Magnésium (Mg ²⁺)	11	Chlorures (Cl ⁻)	28
Potassium (K ⁺)	2	Nitrates (NO ₃ ⁻)	<1
Extrait sec à 180° : 300 mg/l - pH : 7,3			

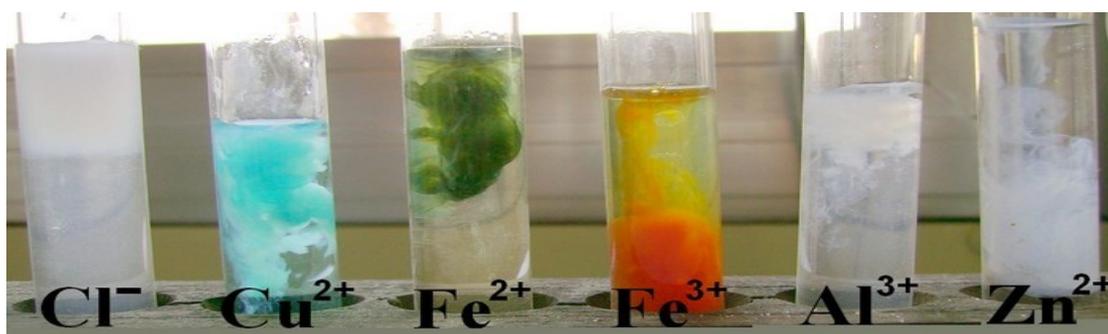
Les ions sont en fait des atomes, ou des groupes d'atomes (des molécules donc) qui ont perdu, ou gagné, un ou plusieurs électrons. Ce sont donc des atomes (ou des molécules) qui sont porteurs d'une charge électrique. On distingue donc deux types d'ions :

- **Les ions positifs sont appelés cations.** Ils ont perdu un ou plusieurs électrons. Exemple : l'ion sodium (Na^+) qui est un atome de sodium ayant perdu un électron, ou l'ion calcium (Ca^{2+}) qui correspond à un atome de calcium (Ca) qui a perdu 2 électrons.
- **Les ions négatifs sont appelés anions.** Ils ont gagné un ou plusieurs électrons (généralement en le « volant » à un autre atome). Exemple : l'anion chlorure Cl^- qui a gagné un électron, comme le nitrate NO_3^- , ou l'ion sulfate SO_4^{2-} , qui a gagné 2 électrons.

1. Comment identifier les ions en solution ?

Pour reconnaître les ions chlorure (Cl^-), on se sert de **nitrate d'argent**. Il suffit d'en ajouter quelques gouttes dans la solution que l'on souhaite étudier. Il se forme alors un précipité blanc (qui noircit à la lumière).

On utilise aussi de **la soude** pour repérer certains ions métalliques. Le test est sympa car c'est assez coloré.



Réactif : la soude				
Ions caractérisés	Ion cuivre Cu^{2+}	Ion zinc Zn^{2+}	Ion fer II Fe^{2+}	Ion fer III Fe^{3+}
Couleur du précipité	bleu	blanc	vert	rouille

Solutions et concentrations

Nous savons maintenant beaucoup de choses en chimie. Mais il ne suffit pas de décrire les atomes, et de connaître la couleur des ions. Encore faut-il s'en servir dans la vie courante, et préparer les bonnes solutions, en mettant les bonnes proportions, comme pour une recette de cuisine.

Prenons un exemple.

L'eau de mer contient environ 3,5 g de sel pour 100 mL d'eau. Quelle est la concentration en sel ? C'est très simple, il suffit de diviser la masse du soluté (ce que l'on veut dissoudre dans l'eau, donc le sel) par le volume de la solution (en litre). Et on obtient la **concentration massique**, qui s'exprime en **gramme par litre (g/L)** :

$$C_m = \frac{m}{V} \text{ , où } m \text{ est la masse du soluté (en gramme) et } V \text{ le volume de solution (litre).}$$

Maintenant plus compliqué. Quelle est la concentration en sel de l'eau de mer exprimée en mole par litre ? Il faut calculer la masse molaire du sel. Ce quoi le sel ? C'est $NaCl$, un atome de sodium (Na) et un atome de chlore (Cl) :

$$M(NaCl) = M(Na) + M(Cl) = 23 \text{ g/mol} + 35,5 \text{ g/mol} = 58,5 \text{ g/mol}$$

Mais dans un litre d'eau de mer. Combien de moles avons-nous ? Il suffit de compléter le tableau de proportionnalité suivant, sachant que nous avons 35 g de sel dans 1 litre d'eau de mer.

Nombre de moles de NaCl	1	n = ?
Masse de NaCl (g)	58,5	35

Ce qui donne, pour 35 grammes de sel par litre d'eau, $n = 0,6$ mol.

On parle alors de **concentration molaire** d'une solution, soit du nombre de moles de soluté contenues dans un litre de solution, donc **en mole par litre (mol/L)** :

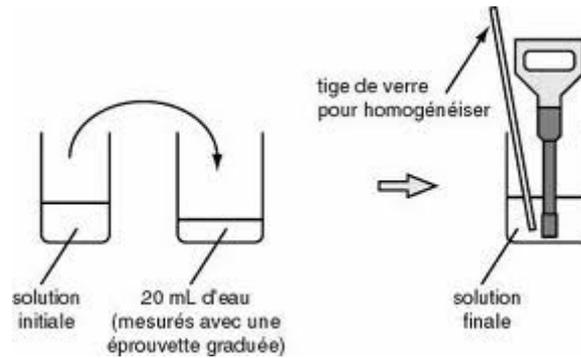
$$C = \frac{n}{V} \text{ , où } n \text{ est le nombre de moles de soluté (mol) et } V \text{ le volume de la solution.}$$

- Avec un **pH-mètre**, un instrument muni d'une électrode et d'un afficheur numérique. C'est la méthode la plus précise.



2. Comment varie le pH lors d'une dilution ?

On est souvent amené à diluer une solution, parce qu'elle est trop concentrée par exemple. Dans les faits, il suffit d'ajouter de l'eau. Comme quand votre sirop est trop sucré : vous ajoutez de l'eau. Ou quand vous mettez de l'eau dans votre vin, pour diminuer le degré d'alcool !



Le principe est figuré ci-dessus. La solution à diluer est la solution initiale, trop acide ou trop basique donc. On prélève un peu de cette solution et l'on dilue dans de l'eau. On obtient une solution « finale », diluée, dont on mesure le pH. La valeur mesurée doit se rapprocher de la valeur de l'eau (logique, on a ajouté de l'eau !). Et le pH doit se rapprocher de 7.

