

# 1 Constitution de la matière

## 1.1 La matière à l'échelle macroscopique

### 1.1.1 Corps purs et mélanges

Un corps simple est une espèce chimique constituée par la combinaison d'un seul élément chimique.

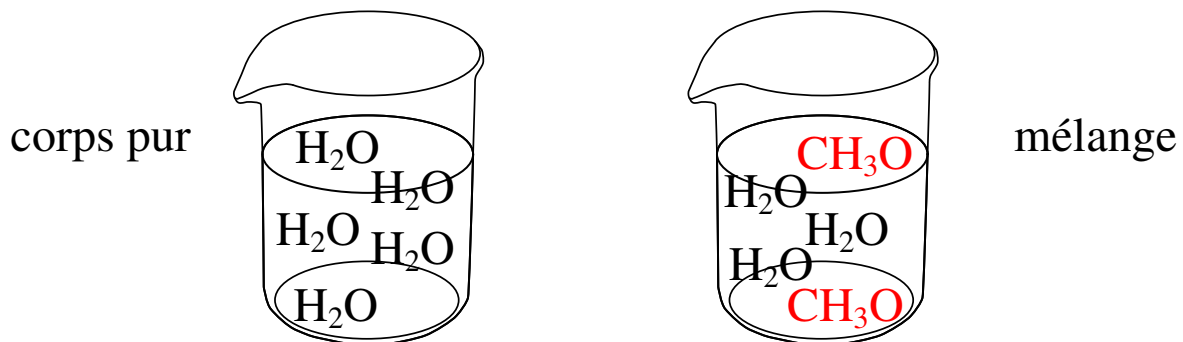
Exemples      $O_2$     $O_3$     $S_8$    ...

Un corps composé est une espèce chimique constituée par la combinaison de plusieurs éléments chimiques.

Exemples      $H_2O$       $CH_3O$      ...

Un **corps pur** est une substance constituée d'un seul corps simple ou d'un seul corps composé (corps pur  $\neq$  mélange).

Exemple     L'eau distillée n'est constituée que de molécules d'eau.



### 1.1.2 Mélanges homogène et hétérogène

Dans un mélange hétérogène ( $\neq$  homogène) on peut distinguer les différents constituants à l'œil nu après agitation.

Exemples     l'eau de mer est un mélange homogène d'eau et de sel.  
l'eau et l'huile forment un mélange hétérogène.

### 1.1.3 Pourcentages massique et volumique

Le **pourcentage massique** exprime la proportion (en masse) de chaque constituant d'un mélange :

$$p_m = \frac{\text{masse d'un constituant du mélange}}{\text{masse totale du mélange}} * 100$$

Exemple il y a environ 35 g de sel par kg d'eau de mer

$$p_m (\text{sel}) = \frac{35}{1000} * 100 = 3,5 \%$$

Le **pourcentage volumique** exprime la proportion (en volume) de chaque constituant d'un mélange :

$$p_v = \frac{\text{volume d'un constituant du mélange}}{\text{volume total du mélange}} * 100$$

Exemple l'air n'est pas un corps pur mais un mélange :  
 $p_v (\text{N}_2) = 78\%$  de diazote,  $p_v (\text{O}_2) = 21 \%$  de dioxygène et 1 % de divers autres gaz.

Remarque la masse volumique  $\rho$  (prononcer rhô) est souvent mise en relation avec les pourcentages massique et volumique :  $\rho = m / V$

### 1.1.4 Identification d'espèces chimiques

Une espèce chimique possède des propriétés physiques qui lui sont propres et qui permettent de l'identifier.

On mesure notamment ses températures de changement d'état «  $\theta_{\text{fusion}}$  et  $\theta_{\text{ébullition}}$  » et sa masse volumique «  $\rho$  » (prononcer rhô).

Les températures de changement d'état d'un corps pur restent constantes pendant toute la durée du changement d'état mais elles varient pour un mélange.

#### Exemples

$$\theta_{\text{ébullition}} (\text{eau pure}) = 100^\circ\text{C}$$

$$\theta_{\text{ébullition}} (\text{alcool}) = 79^\circ\text{C}$$

$$\rho (\text{eau pure}) = 1\,000 \text{ kg.m}^{-3}$$

$$\rho (\text{alcool}) = 789 \text{ kg.m}^{-3}$$

L'ajout d'un constituant à un corps pur modifie ses propriétés physiques.

### Exemples

La masse volumique  $\rho$  d'un mélange d'eau et de sel dépend du pourcentage massique en sel :

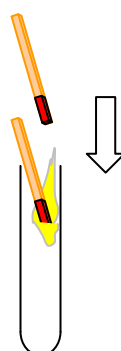
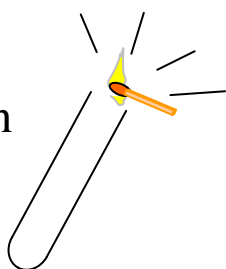
	eau pure	mélanges		
pm en sel (sans unité)	0,0	5,0	10	15
$\rho$ du mélange (en g.L <sup>-1</sup> )	1 000	1 034	1071	1108

La température de fusion d'un mélange d'eau et de sel dépend du pourcentage massique en sel :

	eau pure	mélanges		
pm en sel (sans unité)	0,0	3,4	10	23
$\theta_{\text{fusion}}$ (en °C)	0,0	-1,9	-7	-21

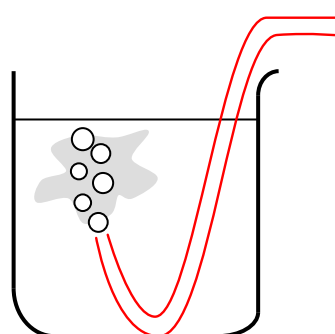
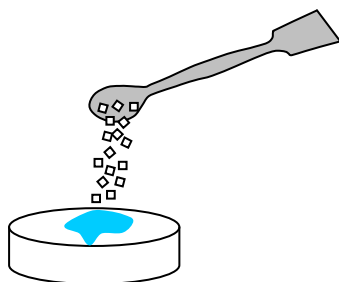
Une espèce chimique possède également des propriétés chimiques qui lui sont propres et qui permettent de l'identifier par des tests chimiques.

une petite détonation  
montre la présence  
de dihydrogène H<sub>2</sub>



une buchette  
incandescente qui  
s'enflamme montre  
la présence de  
dioxygène O<sub>2</sub>

des cristaux  
blanc de sulfate  
de cuivre  
CuSO<sub>4</sub> anhydre  
qui deviennent  
bleus montre la  
présence d'eau



un gaz qui  
trouble l'eau  
de chaux  
montre la  
présence de  
dioxyde de  
carbone CO<sub>2</sub>

### 1.1.5 Les solutions aqueuses

On obtient une solution en dissolvant un soluté (constituant minoritaire) dans un solvant (constituant majoritaire). Une solution est aqueuse si le solvant est de l'eau ; elle peut contenir des ions ou des molécules.

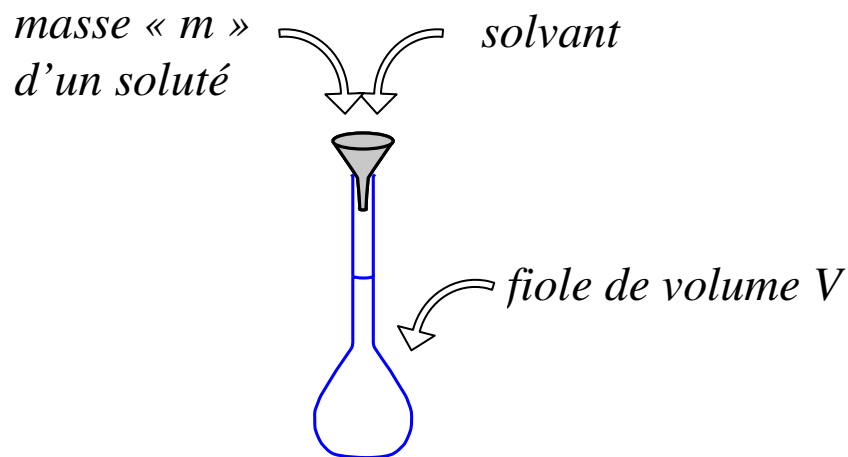
### 1.1.6 Concentration en masse

La concentration en masse «  $c_m$  » d'un soluté exprime la masse de cette espèce contenue dans un litre de solvant.

Exemple l'eau de mer a une concentration en masse en sel (chlorure de sodium) égale à  $35 \text{ g.L}^{-1}$

Il existe une concentration maximale au-delà de laquelle il n'est plus possible de dissoudre du soluté dans la solution : la solution est alors dite saturée.

### 1.1.7 Préparation d'une solution par dissolution



Concentration en masse en soluté de la solution préparée :

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

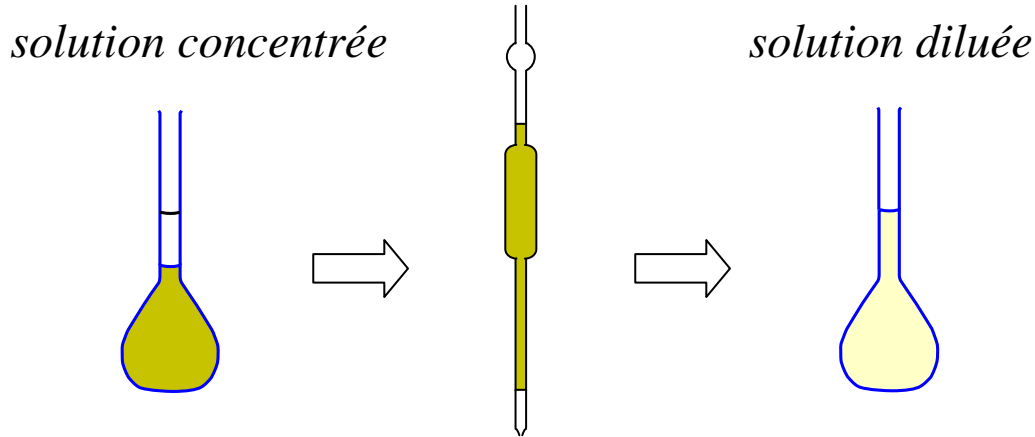
$c_m$  : concentration en masse ; en g/L (ou  $\text{g.L}^{-1}$ )

$m$  : masse de soluté ; en g

$V$  : volume de la solution ; en L

### 1.1.8 Préparation d'une solution par dilution

Diluer une solution c'est ajouter du solvant pour constituer une nouvelle solution moins concentrée.



masse de soluté prélevée dans la solution concentrée = masse de soluté contenue dans la solution diluée

$$m = m$$

$$c_{m,C} * V_C = c_{m,D} * V_D$$

$$c_{m,D} = \frac{c_{m,C} * V_C}{V_D}$$

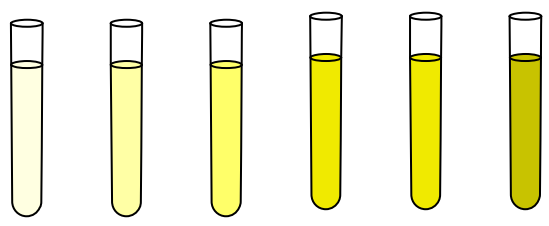
- $c_{m,D}$  : concentration en masse de la solution diluée ; en  $g.L^{-1}$
- $c_{m,C}$  : concentration en masse de la solution concentrée ; en  $g.L^{-1}$
- $V_D$  : volume de la solution diluée ; en L
- $V_C$  : volume de la solution concentrée ; en L

### 1.1.9 Dosage par étalonnage

La couleur d'une solution est liée à la concentration en masse du soluté coloré.

L'échelle de teinte est constituée de solutions du même soluté (solutions étalons). La concentration en masse de chaque solution étalon est connue.

échelle de teinte



La concentration en masse d'une solution inconnue peut être déterminée par comparaison avec les solutions étalons.

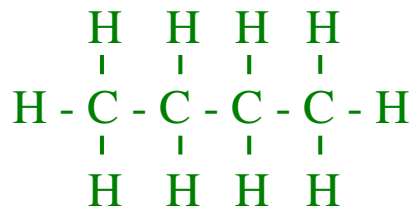
## 1.2 La matière à l'échelle microscopique

### 1.2.1 Atomes, molécules et ions

La matière est constituée d'atomes, de molécules ou d'ions que l'on nomme des particules.

Une **molécule** est un assemblage d'atomes liés entre eux par des liaisons.

Exemple la molécule de butane



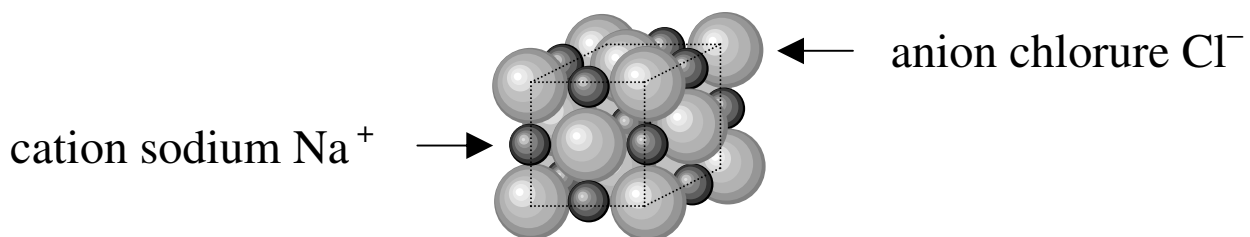
Un **ion** est une espèce chimique qui possède une charge électrique. L'ion qui possède une charge positive est nommé cation (anion si charge négative).

Exemples            ion sulfate       $\text{SO}_4^{2-}$       (un anion)  
                          ions sodium      $\text{Na}^+$         (un cation)

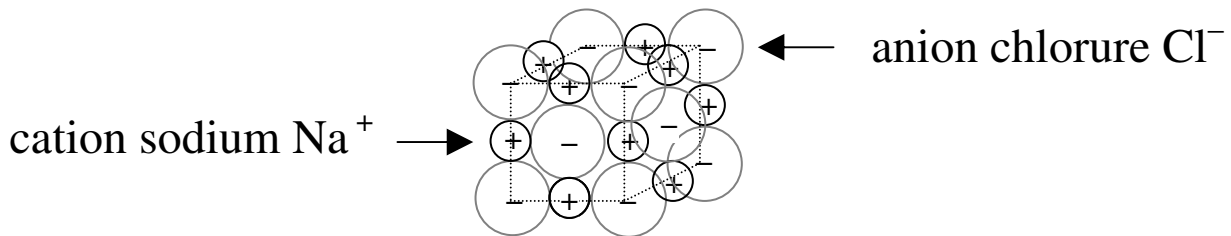
### 1.2.2 Espèce ionique

Une espèce ionique est un solide constitué d'anions et de cations.

Exemple le chlorure de sodium



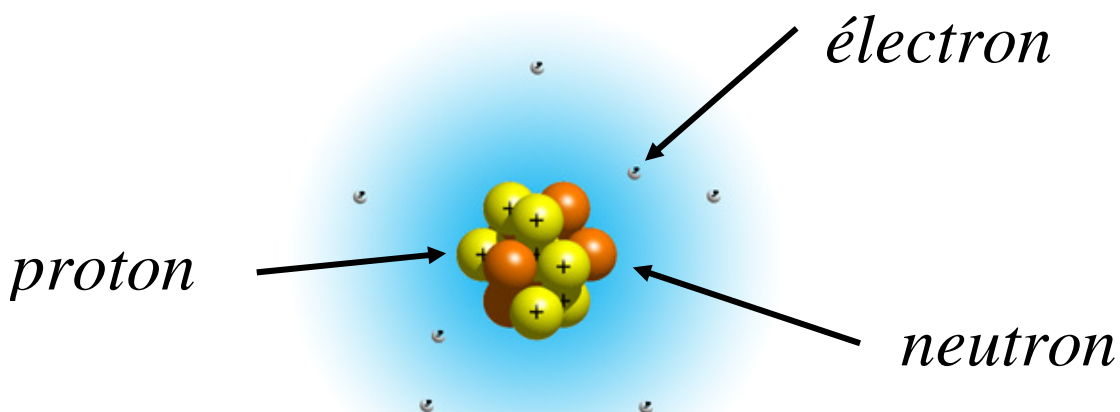
Une espèce ionique est neutre. Les charges négatives apportées par les anions compensent les charges positives apportées par les cations.



Quand on écrit la formule d'une espèce ionique, on ne mentionne pas la charge de chaque ion. Le nombre associé à chaque ion dans la formule assure la neutralité électrique.

<u>Exemples</u>	NaCl	espèce ionique formée d'ions	Na <sup>+</sup> et Cl <sup>-</sup>
	CaF <sub>2</sub>	.....	Ca <sup>2+</sup> et F <sup>-</sup>
	Na <sub>2</sub> O	.....	Na <sup>+</sup> et O <sup>2-</sup>

### 1.2.3 L'atome et son noyau



L'atome est constitué de deux parties distinctes :

- le noyau qui est au centre
- le nuage électronique autour du noyau

Le noyau est 100 000 fois plus petit que l'atome :

$$\frac{\text{diamètre de l'atome}}{\text{diamètre du noyau}} \approx \frac{1.10^{-10}}{1.10^{-15}} = 1.10^5$$



Presque toute la masse de l'atome est concentrée dans son noyau :

$$\frac{\text{masse du noyau d'hydrogène}}{\text{masse de l'atome d'hydrogène}} \approx \frac{1,672649 \cdot 10^{-27}}{1,673558 \cdot 10^{-27}} = 0,9994 \text{ (99,94 \%)}$$

### 1.2.4 Le noyau de l'atome

Le noyau est constitué de protons et de neutrons.

#### Exemple

Le noyau de l'atome de carbone 14 possède  $Z = 6$  protons et  $N = 8$  neutrons. On l'écrit :



14 est le nombre de masse (6 protons + 8 neutrons) noté  $A$

6 est le numéro atomique noté  $Z$

### 1.2.5 L'élément chimique

L'élément chimique est défini par le nombre de protons du noyau (ou n° atomique ou  $Z$ ).

#### Exemples

L'atome de cuivre qui possède un noyau avec 29 protons, des neutrons et 29 électrons est noté Cu

L'ion cuivre II qui possède un noyau avec 29 protons, des neutrons et 27 électrons est noté  $\text{Cu}^{2+}$

Le noyau de l'atome de cuivre qui possède 29 protons est noté  ${}^{63}_{29}\text{Cu}$

### 1.2.6 Masse et charge des constituants de l'atome

<i>Nom</i>	<i>charge</i>	<i>masse</i>
électron	$- e = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
proton	$+ e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
neutron	0	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

« e » est la charge électrique élémentaire (la plus petite qui puisse exister).

### 1.2.7 Electroneutralité de l'atome

L'électron a une charge électrique négative ( $= - e$ ). Le proton a une charge électrique positive ( $= + e$ ).

Il y a le même nombre d'électrons et de protons dans un atome. Un atome est donc électriquement neutre.

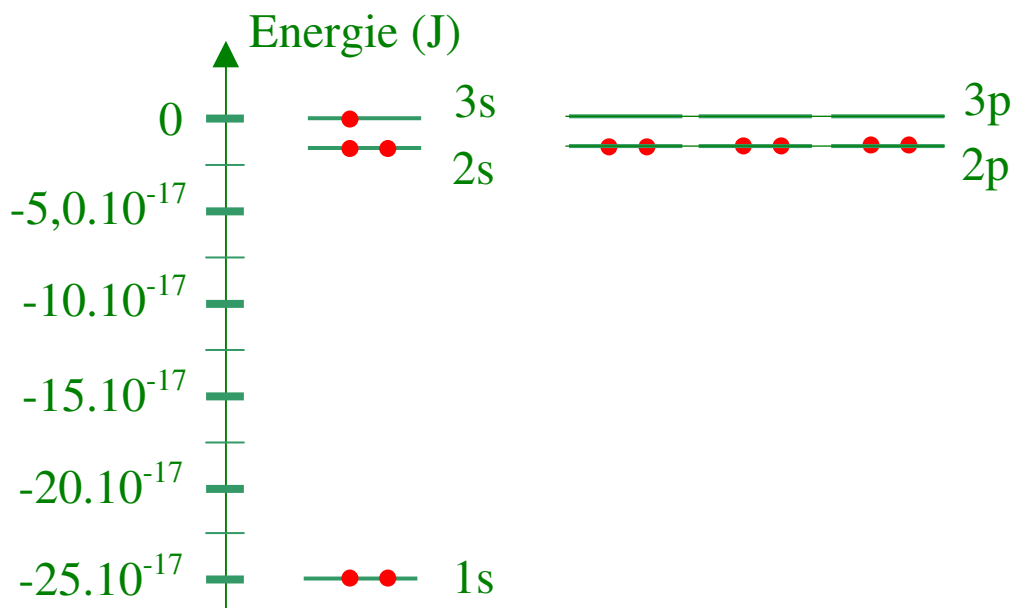
#### Exemple

L'atome de carbone 14 ( $Z = 6$ ) possède 6 protons et 6 électrons.

### 1.2.8 Répartition des électrons dans le nuage électronique

Au sein du nuage électronique de l'atome, les électrons sont répartis en couches d'énergie.

Exemple l'atome de sodium Na possède 11 électrons



La répartition des électrons dans chaque couche obéit à des règles :

- le nombre d'électrons est limité à 2 dans une sous-couche s et à 6 dans une sous-couche p
- les couches se remplissent d'électrons dans l'ordre 1s 2s 2p 3s 3p

#### Exemples

1 <b>H</b> $1s^1$							2 <b>He</b> $1s^2$
3 <b>Li</b> $1s^2$ $2s^1$	4 <b>Be</b> $1s^2$ $2s^2$	5 <b>B</b> $1s^2$ $2s^2 2p^1$	6 <b>C</b> $1s^2$ $2s^2 2p^2$	7 <b>N</b> $1s^2$ $2s^2 2p^3$	8 <b>O</b> $1s^2$ $2s^2 2p^4$	9 <b>F</b> $1s^2$ $2s^2 2p^5$	10 <b>Ne</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$
11 <b>Na</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^1$	12 <b>Mg</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2$	13 <b>Al</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^1$	14 <b>Si</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^2$	15 <b>P</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^3$	16 <b>S</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^4$	17 <b>Cl</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$	18 <b>Ar</b> $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^6$

Les électrons de valence sont les électrons situés sur la dernière couche qui possède des électrons.

Exemple la couche  $n = 3$  contient les 3 électrons de valence de l'atome d'aluminium

Le tableau ci-dessus est appelé classification périodique des éléments. Dans ce tableau les éléments sont classés par numéro atomique  $Z$  croissant.

### 1.2.9 Familles chimiques

L'expérience montre qu'il existe des atomes chimiquement semblables. Ils forment donc une famille chimique.

Exemple le lithium (Li), le sodium (Na) et le potassium (K) sont des métaux mous qui réagissent violemment avec l'eau. Ils appartiennent à la famille des métaux alcalins.

Les atomes chimiquement semblables ont le même nombre d'électrons de valence.

Exemples structure électronique du lithium :  $1s^2 2s^1$

..... sodium :  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1$   
..... potassium :  $1s^2 2s^1 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Dans le tableau de classification périodique, les atomes chimiquement semblables sont une même colonne.

Exemple Li, Na et K appartiennent à la famille des métaux alcalins et ils sont placés dans la même colonne (la plus à gauche du tableau).

### 1.2.10 Les gaz nobles

Les atomes de la famille des gaz nobles ont une grande stabilité chimique : ils ne peuvent pas former des molécules ou se transformer en ions.

Exemples l'hélium (He), le néon (Ne) et l'argon (Ar) appartiennent à la famille des gaz nobles.

La couche de valence des gaz nobles est saturée d'électrons.

Exemples structure électronique de l'hélium :  $1s^2$   
..... du néon :  $1s^2 2s^2 2p^6$   
..... de l'argon :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

### 1.2.11 La réactivité chimique

On constate que la grande stabilité chimique des gaz nobles est liée à la saturation en électrons de leur couche de valence.

Ce sont donc les électrons de la couche de valence d'un atome qui définissent sa réactivité chimique (les électrons de cœur n'y participent pas).

**Lors de leur transformations, les atomes cherchent à saturer leur couche de valence** en formant des ions ou des molécules.

### 1.2.12 Formation des ions monoatomiques

Pour saturer sa couche de valence, un atome peut gagner ou perdre un ou plusieurs électrons et devenir un ion.

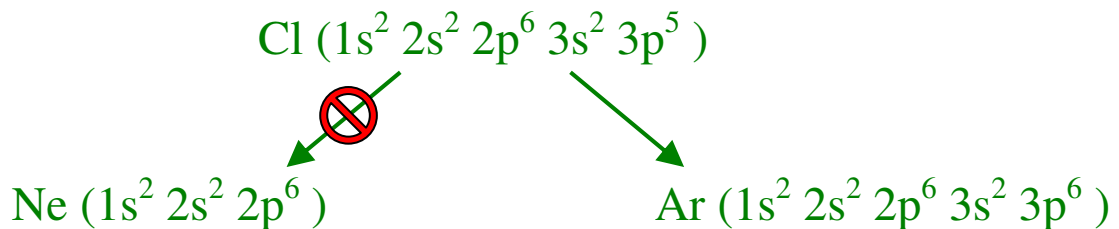
#### Exemples

L'atome de sodium Na ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ) va perdre un électron pour former le cation  $\text{Na}^+$  ( $1s^2 2s^2 2p^6$ )

L'atome de chlore Cl ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ) va gagner un électron pour former l'anion  $\text{Cl}^-$  ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ).

L'ion obtenu a la structure électronique du gaz noble le plus proche.

#### Exemple



Les ions monoatomiques suivants sont très courants et doivent être connus :

- |                                    |                                  |
|------------------------------------|----------------------------------|
| $\text{H}^+$ : le cation hydrogène | $\text{Na}^+$ : le cation sodium |
| $\text{K}^+$ : ..... potassium     | $\text{Ca}^{2+}$ : ..... calcium |
| $\text{Mg}^{2+}$ : ..... magnésium |                                  |
| $\text{Cl}^-$ : l'anion chlorure   | $\text{F}^-$ : l'anion fluorure  |

### 1.2.13 Formation des molécules

Pour saturer leur couche de valence, des atomes peuvent mettre en commun un ou plusieurs électrons et devenir une molécule.

Un électron d'un premier atome est mis en commun avec un électron d'un deuxième atome. L'ensemble de ces deux électrons forment une liaison de covalence. On représente ce doublet liant d'électrons par un trait joignant les deux atomes.

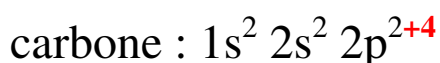
#### Exemple



Les électrons qui ne sont pas engagés dans un doublet liants forment des doublets non liants. On représente un doublet non liant d'électrons par un trait autour de l'atome auquel il appartient.



L'état de stabilité de la molécule est obtenu quand tous ses atomes ont leur couche de valence saturée.



On nomme **schéma de Lewis** la représentation en doublets liants et non liants d'un atome, d'un ion ou d'une molécule.

### 1.2.14 Nombre de particules dans un échantillon de matière

On peut déterminer la masse d'une espèce chimique à partir de sa formule brute et de la masse des atomes qui la composent.

Exemple    masse d'une molécule d'eau de formule brute  $\text{H}_2\text{O}$  :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 * m(\text{H}) + m(\text{O})$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 * 1,67 \cdot 10^{-27} + 2,66 \cdot 10^{-26} = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Le nombre de particules contenues dans des quantités modestes de matière est extrêmement grand.

Exemple      nombre de molécules d'eau dans 1,00 kg d'eau :  
 $N(\text{H}_2\text{O}) = 1,00 / 2,99 \cdot 10^{-26} = 3,34 \cdot 10^{25}$   
 1,00 kg d'eau contient 33400000000000000000000000000  
 molécules d'eau.

Par commodité, on convient qu'une quantité de matière contenant  $6 \cdot 10^{23}$  particules représente une mole de particules.

Exemple      1 L d'eau contient 56 moles de molécules d'eau

$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  est appelée la constante d'Avogadro. Elle exprime le nombre de particules par mol.

### **1.2.15 Masse molaire**

La masse molaire d'un corps pur (corps pur  $\neq$  mélange) est la masse d'une mol. de particules de ce corps.  $[M] = \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exemple       $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masse molaire d'une espèce chimique est égale à la somme des masses molaires des éléments chimiques qui la constituent.

Exemple       $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 * M(\text{H}) + M(\text{O})$   
 $= 2 * 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

### **1.2.16 Relation entre masse et quantité de matière**

Le fer a une masse molaire égale à  $55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . C'est à dire qu'1 mol. d'atomes de fer a une masse égale à 55,8 g.

55,8 g de fer      →    1 mol. d'atomes de fer  
 « m (Fe) » g de fer → « n (Fe) » mol. d'atomes de fer }  
 (Note: The right curly brace indicates a relationship between the mass and the number of moles for iron.)

$$55,8 * n (\text{Fe}) = 1 * m (\text{Fe}) \quad \Rightarrow$$

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot \frac{55,8 \text{ g}}{1 \text{ mol.}}$$

**M (Fe)**

On en déduit :  $\boxed{m = n * M}$

(formule utilisable pour les solides, les liquides et les gaz)



## 1.3 Modélisation des transformations de la matière

### 1.3.1 Distinguer les transformations physique, chimique et nucléaire

Une transformation implique la formation ou la rupture d'au moins une liaison. Les différentes liaisons n'ont pas la même solidité :

liaison physique < liaison chimique < liaison nucléaire



La liaison nucléaire ne concerne que le noyau de l'atome.

Une liaison chimique s'établit entre les atomes d'une molécule ou les ions d'une espèce ionique.

Une liaison physique s'établit entre les molécules ou les espèces ioniques.

### 1.3.2 La transformation physique

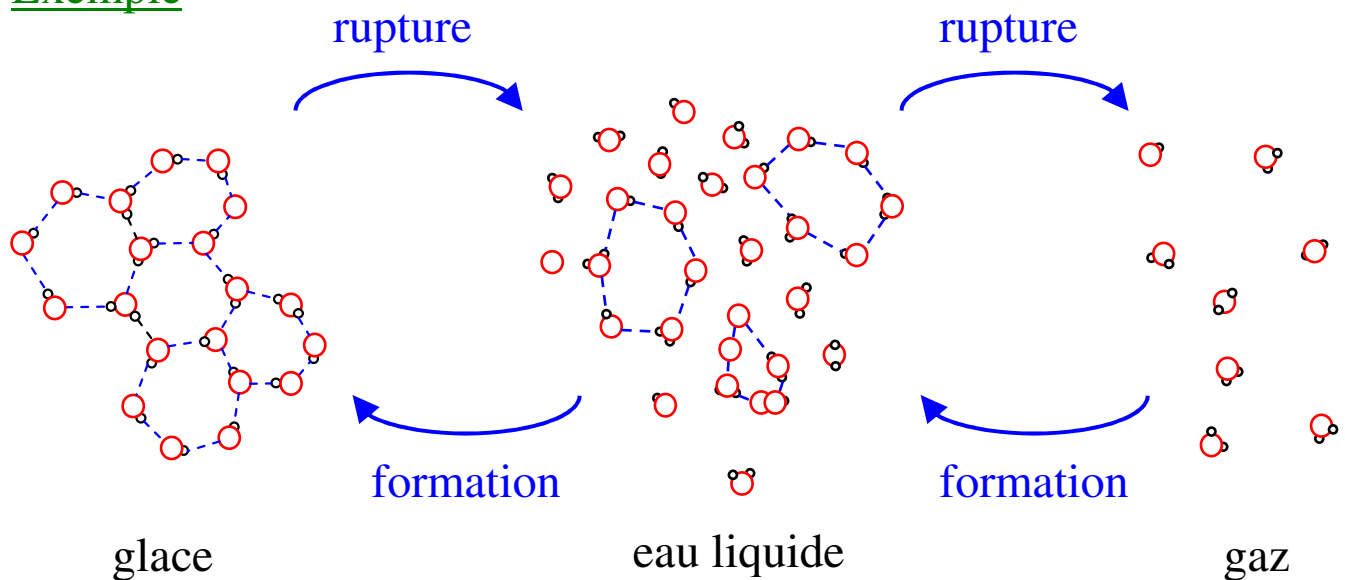
Un changement d'état est une transformation physique courante.

Exemples      un glaçon d'eau qui fond et devient liquide  
eau (s) → eau (l)

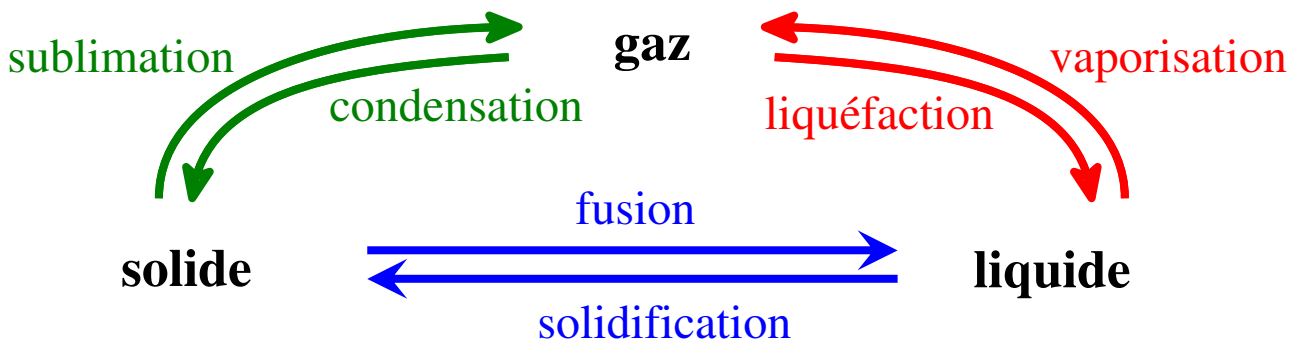
l'eau liquide dans une casserole qui devient vapeur  
eau (l) → eau (g)

Lors d'un changement d'état, il y a formation ou rupture de liaisons physiques (éventuellement chimiques si le changement d'état concerne un solide ionique ou un métal).

## Exemple



Il y a 6 changements d'état :



### 1.3.3 Energie de changement d'état

La rupture d'une liaison nécessite un apport d'énergie à l'espèce qui change d'état. Cette transformation est **endothermique**.

La formation d'une liaison libère de l'énergie par l'espèce qui change d'état. Cette transformation est **exothermique**.

L'énergie massique de changement d'état notée « L » ( $L_f$  pour la fusion ;  $L_v$  pour la vaporisation) représente l'énergie à fournir à 1 kg de corps pur pour le faire changer d'état.

Exemples  $L_v$  (eau à 100 °C) =  $2,26 \cdot 10^6 \text{ J.kg}^{-1}$

$L_f$  (eau à 0 °C) =  $3,34 \cdot 10^5 \text{ J.kg}^{-1}$

$L$  (liquéfaction) =  $-L_v$

Le transfert thermique lors du changement d'état d'une masse « m » de corps pur est donné par la relation :

$$Q = m * L$$

Q : transfert thermique ; en J

m : masse ; en kg

L : énergie massique de changement d'état : en  $\text{J.kg}^{-1}$

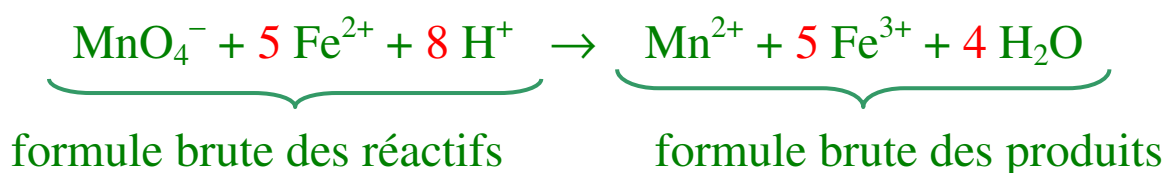
### 1.3.4 La réaction chimique

La transformation chimique est un processus microscopique complexe qui se fait souvent en plusieurs étapes à l'occasion de chocs entre espèces.

On modélise une transformation chimique par une réaction chimique qui est un bilan macroscopique des espèces chimiques présentes au début et à la fin de la transformation.

La réaction chimique est résumée par son équation de réaction :

#### Exemple



Les nombres 1, 5, 8, 1, 5 et 4 sont les coefficients stœchiométriques de la réaction.

Remarque le coefficient stœchiométrique  $\nu = 1$  est implicite. Il existe mais ne figure pas dans l'équation-bilan.

Les réactions chimiques suivantes sont très courantes et doivent être

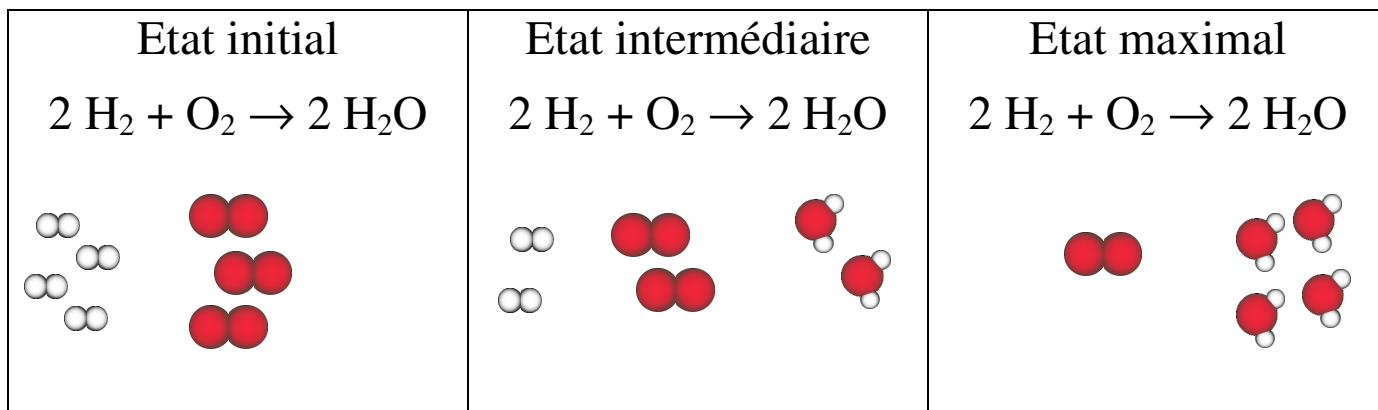
connues :

- combustion du carbone :  $C + O_2 \rightarrow CO_2$
- combustion du méthane :  $CH_4 + 2 O_2 \rightarrow CO_2 + 2 H_2O$
- corrosion du fer par un acide :  $2 H^+ + Fe \rightarrow Fe^{2+} + H_2$
- action d'un acide sur le calcaire :  
$$2 H^+ + CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$$
- action de l'acide chlorhydrique ( $H^+ + Cl^-$ ) sur l'hydroxyde de sodium en solution ( $Na^+ + OH^-$ ) :  
$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

Remarque les ions sodium  $Na^+$  et chlorure  $Cl^-$  sont présents en même quantité dans les réactifs et les produits. On dit que ce sont des espèces spectatrices.

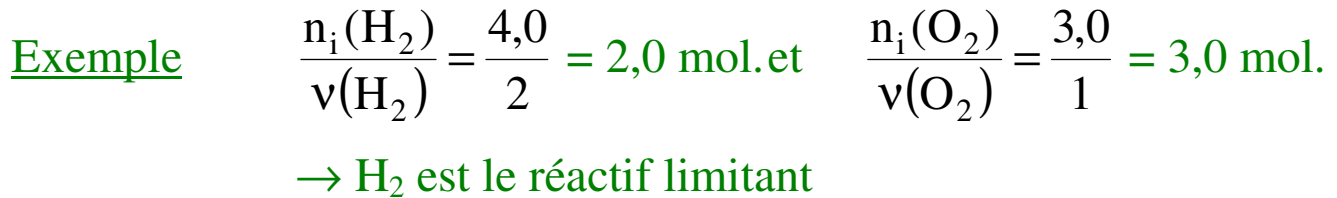
### 1.3.5 Evolution de la transformation chimique

Exemple d'évolution de la composition d'un système au cours d'une transformation chimique :



L'avancement maximal de la transformation est atteint quand un réactif (ici le dihydrogène  $H_2$ ) a été totalement consommé. Ce réactif est appelé le réactif limitant.

Le réactif limitant est déterminé par : 
$$\min \left( \frac{n_i(\text{réactif})}{v(\text{réactif})} \right)$$



### 1.3.6 Energie de liaison

Un système chimique est stable lorsqu'il est à son niveau d'énergie le plus bas.

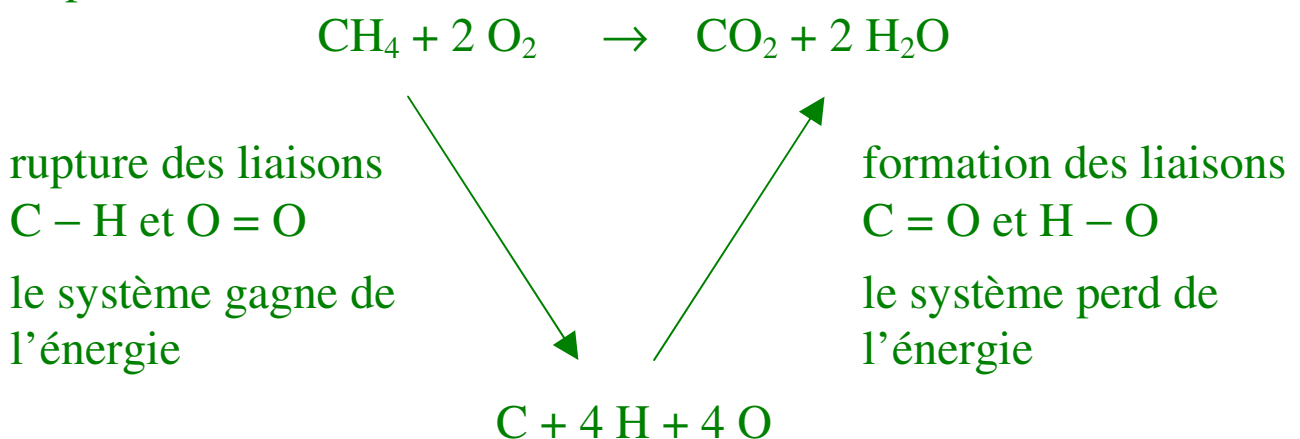
La formation d'une liaison chimique **libère** une énergie notée  $D_{X-Y}$ . Une molécule, par exemple, est plus stable que l'ensemble des atomes isolés qui la constituent.

Si on veut rompre cette liaison, il faudra **apporter** à l'espèce chimique une quantité d'énergie équivalente ( $D_{X-Y}$ ).

### 1.3.7 Transformations endothermiques et exothermiques

L'énergie transférée au cours d'une transformation est le bilan de la rupture (gain d'énergie) et de la formation (perte d'énergie) des liaisons chimiques.

#### Exemple



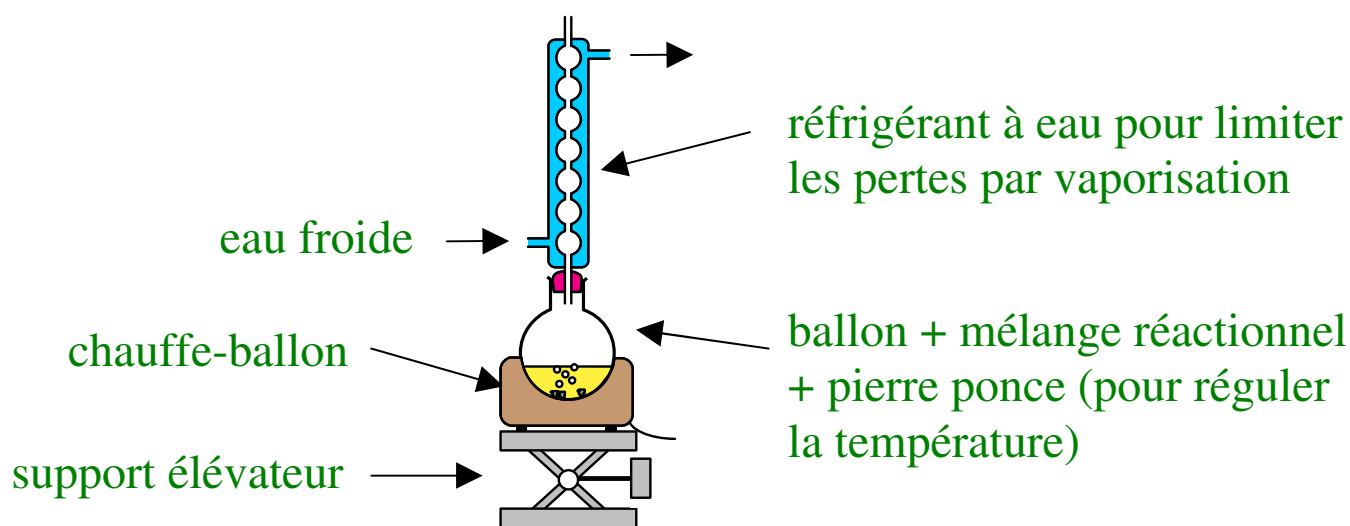
Si le bilan d'énergie est positif, la réaction est dite **endothermique**. Le système gagne de l'énergie par transfert de chaleur du milieu extérieur vers le système.

Si le bilan d'énergie est négatif, la réaction est dite **exothermique**. Le système perd de l'énergie par transfert de chaleur du système vers le milieu extérieur.

### 1.3.8 Synthèse d'une espèce chimique

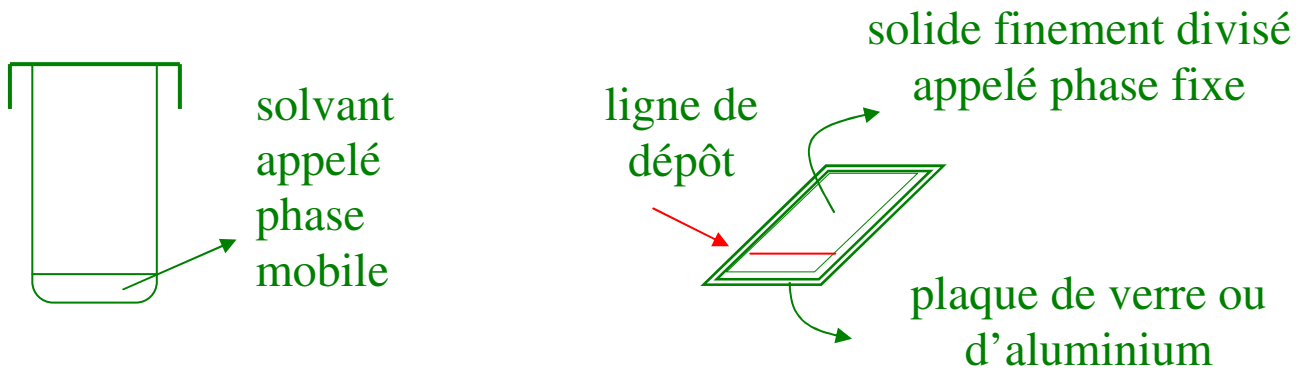
De nombreuses espèces chimiques sont présentes dans la nature. Ces espèces peuvent être synthétisées par l'Homme pour éviter, par exemple, la surexploitation de la nature ou pour produire moins cher.

La synthèse chimique est un enchaînement de transformations mises en œuvre volontairement par le chimiste qui peut utiliser, par exemple, un montage à reflux :

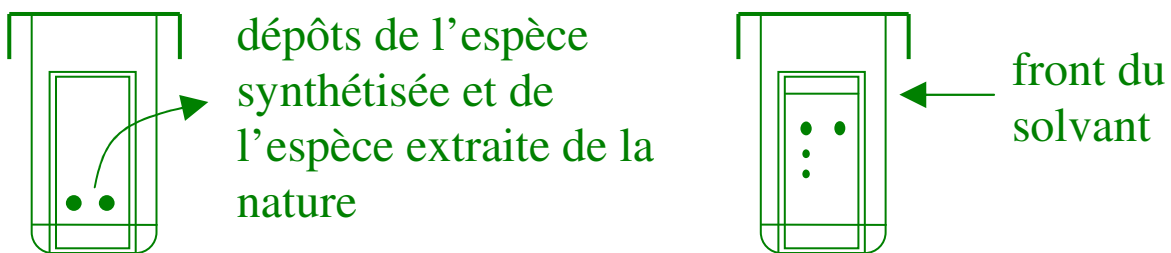


Après extraction de l'espèce synthétisée du mélange réactionnel, on peut la comparer à une espèce extraite de la nature à l'aide, par exemple, d'une chromatographie sur couche mince :

Les espèces chimiques sont déposées en petites quantités sur la ligne de dépôt. Le solvant migre, par capillarité, dans la phase fixe. Au cours de sa migration, il entraîne les espèces chimiques qui sont plus ou moins retenues par la phase fixe.

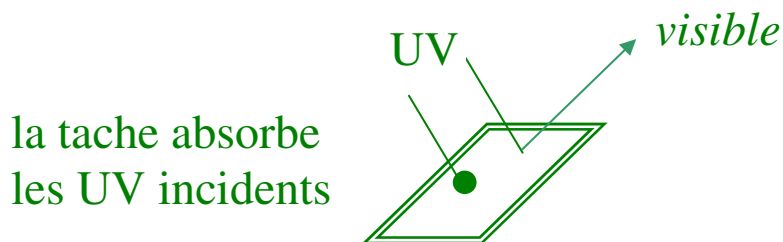


Des espèces chimiques identiques migrent à des hauteurs identiques sur une même plaque.



Dans le cas d'espèces chimiques incolores, il est nécessaire de les révéler.

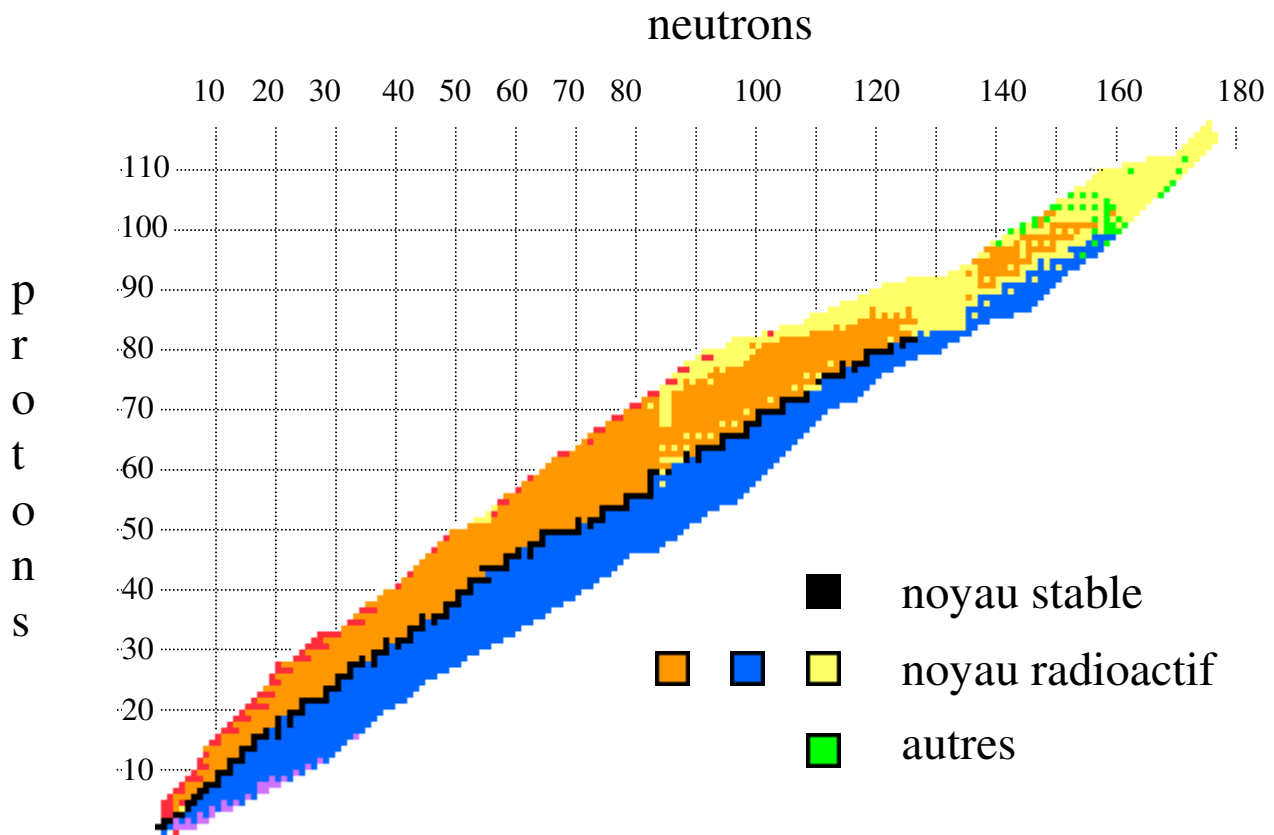
La phase fixe est imprégnée d'une substance fluorescente. Si les espèces étudiées absorbent les UV, un éclairage à la lampe UV laisse apparaître des taches sombres :



On peut utiliser des révélateurs chimiques (vapeurs de diiode, ions permanganate, ...) qui réagissent avec les espèces et font apparaître des taches colorées.

### 1.3.9 La transformation nucléaire

Le diagramme (N, Z) recense tous les noyaux possibles :



Sur une ligne horizontale le nombre de protons est constant : ce sont tous des noyaux du même élément chimique mais leur nombre de neutrons est différent.

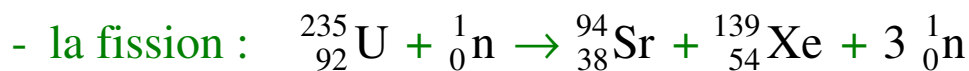
Les **isotopes** sont des espèces qui ont le même nombre de protons et un nombre de neutrons différents.

Exemples  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  et  ${}^3_1\text{H}$  sont les 3 isotopes du noyau d'hydrogène

Une transformation nucléaire peut être modélisée par une réaction qui est un bilan macroscopique des noyaux présents au début et à la fin de la transformation.

Exemples équation de réactions nucléaires





Dans une transformation nucléaire les éléments chimiques ne sont pas conservés.

Exemple dans l'équation de réaction nucléaire de fission ci-dessus, l'élément chimique uranium (symbole U) est présent dans les réactifs mais pas dans les produits.

Les transformations nucléaires libèrent une très grande quantité de chaleur.

Exemple l'énergie libérée par la fission d'un gramme d'uranium est équivalente à l'énergie libérée par la combustion d'une tonne de charbon.

Une centrale électrique thermique produit de l'électricité à partir de la fission des noyaux d'uranium 235.

Au cœur du Soleil, chaque seconde, environ des millions de tonnes d'hydrogène fusionnent pour produire environ de l'hélium (He ).