

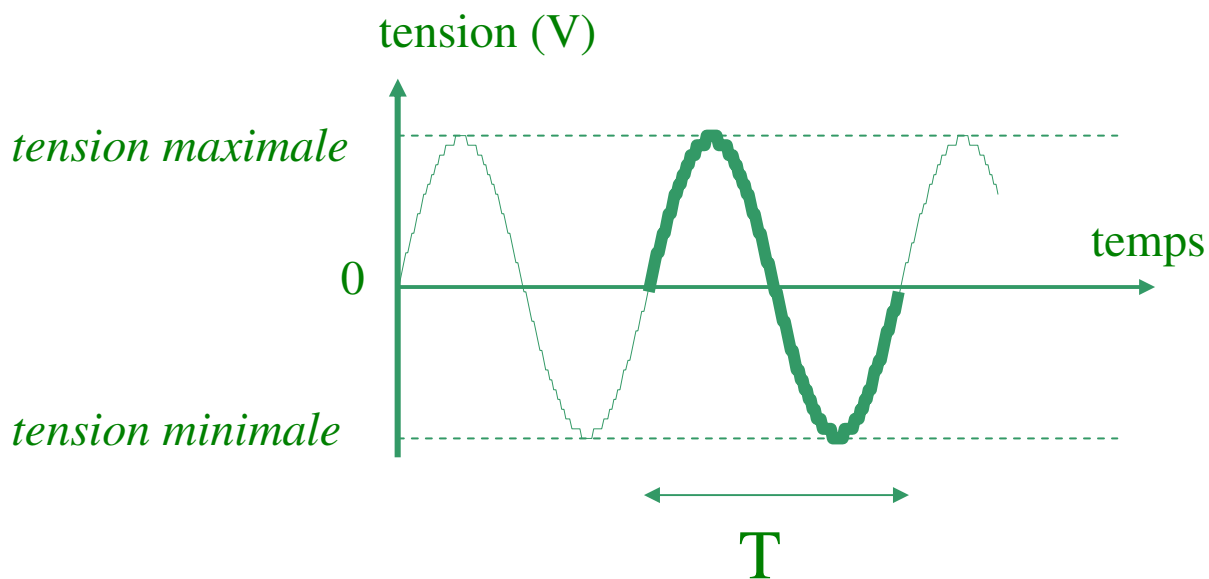
## 2 La santé

### 2.1 Le diagnostic médical

#### 2.1.1 Signaux périodiques

Un signal est périodique s'il se répète au bout d'un intervalle de temps nommé période (notée T).

##### Exemple



Un cycle est la partie d'un phénomène périodique qui s'effectue durant une période T. C'est aussi le plus petit motif qui se répète dans une représentation temporelle.

La fréquence est le nombre de cycles effectués en une seconde.

$$\left. \begin{array}{l} f \text{ cycles} \rightarrow 1 \text{ s} \\ 1 \text{ cycle} \rightarrow T \text{ s} \end{array} \right\} f * T = 1 * 1 \Rightarrow f = \frac{1}{T}$$

#### 2.1.2 Les ondes

Lors d'une « ola » dans un stade, les spectateurs se mettent debout, lèvent les bras puis reprennent leur position assise initiale.

Ainsi, un événement se transmet de proche en proche, à travers toute la foule, telle une onde.

Une onde est la propagation d'une perturbation produisant sur son passage des effets réversibles. Elle transporte de l'énergie sans transporter de matière.

Les perturbations capables de se propager sont très nombreuses.

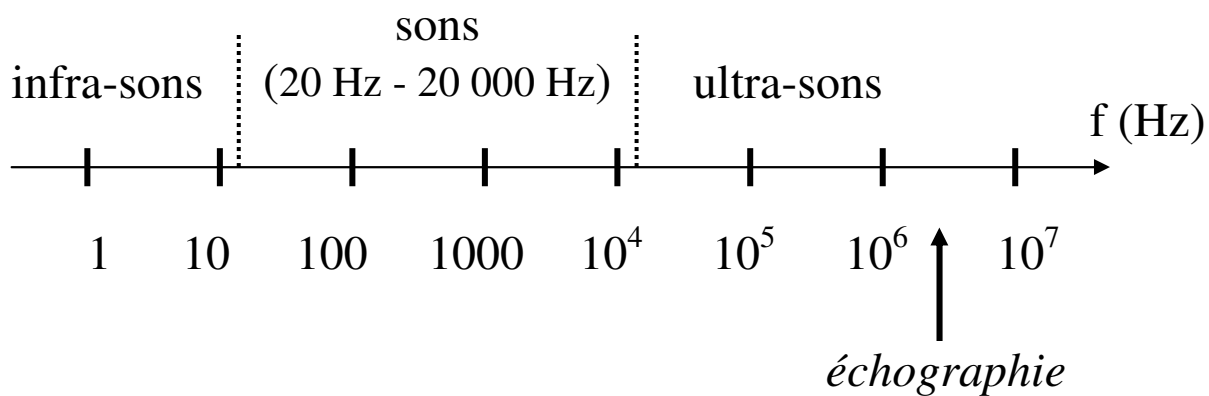
### Exemples

Une surface qui vibre dans l'air déplace une couche d'air qui transmet son mouvement à la couche adjacente et ainsi de suite ... C'est une onde sonore.

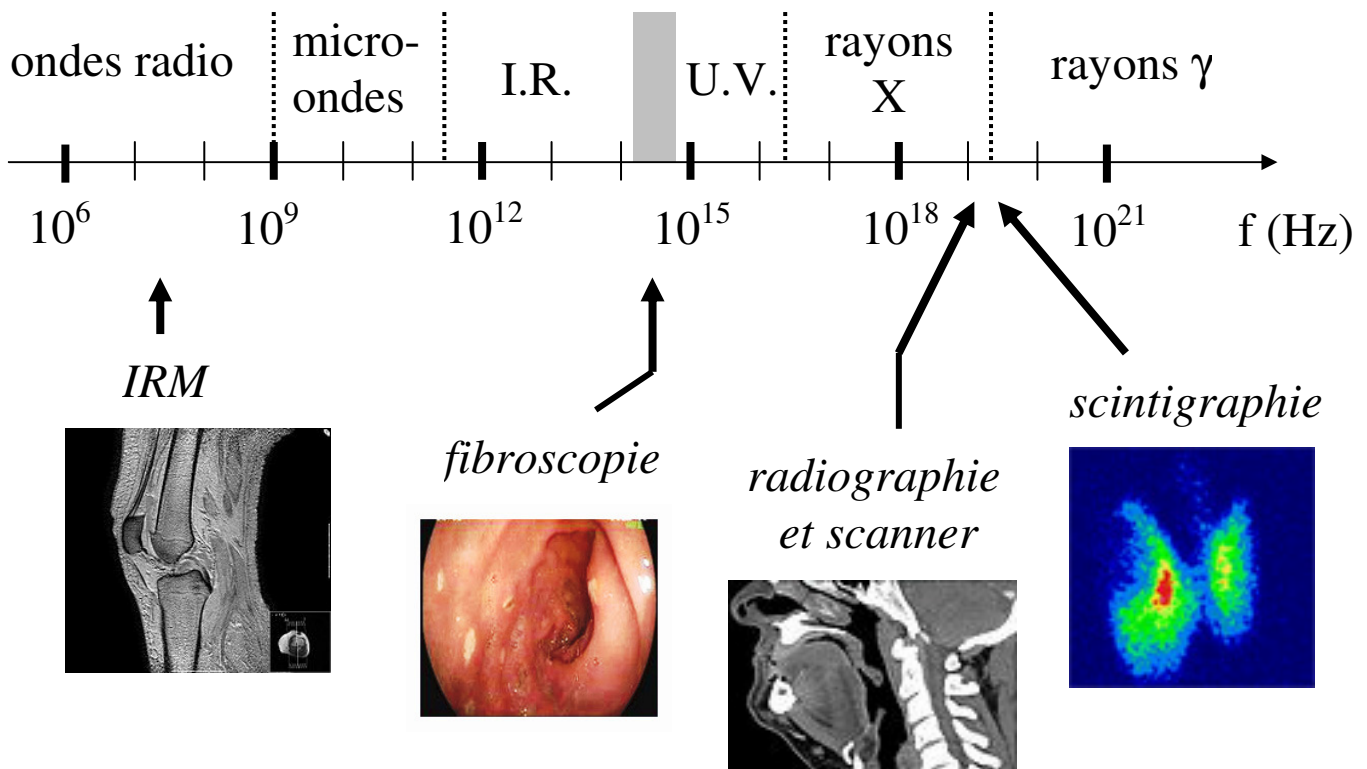
Une perturbation électrique ou magnétique peut se propager sans support matériel. C'est une onde électromagnétique.

### A Domaines de fréquences

#### **Ondes sonores**



# Ondes électromagnétiques



tube radiogène au tungstène (émission générale) 50 keV ( $1,2 \cdot 10^{19}$  Hz)  
scintigraphie au technétium 99m raie unique à 140 keV ( $3,4 \cdot 10^{19}$  Hz)  
résonance du proton à 42 MHz dans un champ de 1,0 T et 63 MHz dans un champ de 1,5 T.

## B Propagation dans l'air

La valeur approchée de la vitesse du son dans l'air est :

$$v = 340 \text{ m.s}^{-1}.$$

La lumière se propage rectilignement dans le vide (ou dans l'air) à la vitesse (ou célérité) :

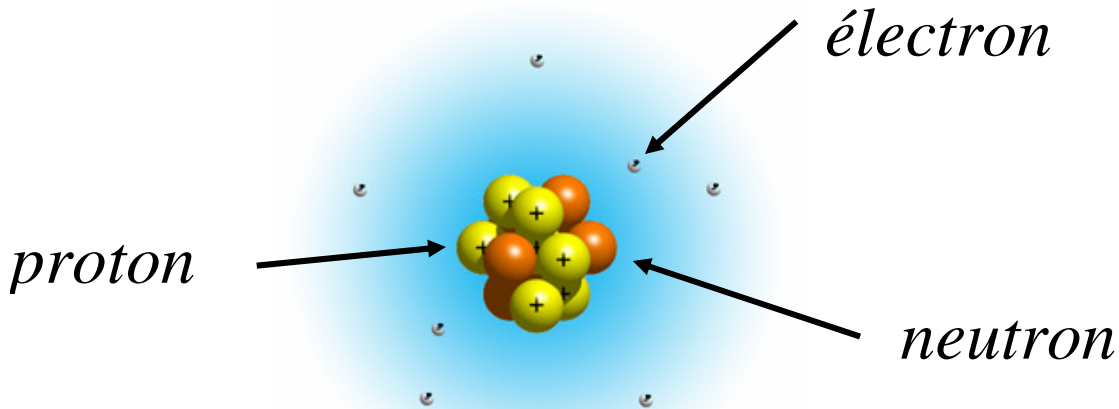
$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$$

### 2.1.3 Réfraction et réflexion totale

### 2.1.4 Espèces chimiques, corps purs et mélanges

Extraire et exploiter des informations concernant la nature des espèces chimiques citées dans des contextes variés.

## 2.1.5 Un modèle de l'atome



L'atome est constitué de deux parties distinctes :

- le nuage électronique est une zone où évoluent les électrons.
- le noyau est une zone centrale de dimension très faible où se répartissent les neutrons et les protons.

### A Le noyau

Les neutrons et les protons appartiennent à la famille des nucléons.

#### Exemple

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

Donc ce noyau est formé de  $A = Z + N = 6 + 8 = 14$  nucléons.

nombre de nucléons  $A = 14$  →  $^{14}$   
 nombre de protons  $Z = 6$  →  $^6\text{C}$

### B Masses, charges et dimensions des constituants de l'atome

<i>Nom</i>	<i>charge</i>	<i>masse</i>	<i>dimension</i>
électron	- e	$9.10^{-31}$ kg	$5,6.10^{-15}$ m
proton	+ e	$1,673.10^{-27}$ kg	$2,4.10^{-15}$ m
neutron	0	$1,675.10^{-27}$ kg	$2,4.10^{-15}$ m

« e » représente la charge élémentaire (la plus petite qui puisse exister).  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  Coulomb de symbole C.

Masse de l'atome  $\cong$  masse des électrons + masse noyau.

$\frac{\text{masse d'un nucléon}}{\text{masse d'un électron}} \cong 1800$

99,97 % de la masse d'un atome est dans son noyau.

$\frac{\text{diamètre de l'atome}}{\text{diamètre du noyau}} \cong 100\,000$

Le noyau est 100 000 plus petit que l'atome.

### Anecdote

Le noyau est donc fait d'une matière très dense. Le contenu d'une cuillère à café pèserait environ cent millions de tonnes.

### C Electroneutralité de l'atome.

L'électron a une charge électrique négative. Le proton a une charge électrique positive (de même valeur absolue que celle de l'électron).

Il y a exactement 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.

## **2.1.6 Eléments chimiques**

*Mettre en oeuvre un protocole pour identifier des ions.*

*Pratiquer une démarche expérimentale pour vérifier la conservation des éléments au cours d'une réaction chimique.*

## A Les isotopes

Ce sont des espèces qui ont le même nombre de protons et un nombre de neutrons différents.

### Exemples

${}_{29}^{63}\text{Cu}$  noyau de l'atome de cuivre qui possède 29 protons et 34 neutrons

${}_{29}^{65}\text{Cu}$  noyau isotope du précédent qui possède 29 protons et 36 neutrons

## B Les ions monoatomiques

Un ion monoatomique est issu d'un atome qui a perdu ou gagné un (ou plusieurs) électron(s)

### Exemple

$\text{Cu}^{2+}$  est un ion monoatomique issu d'un atome de cuivre qui a perdu 2 électrons.

## C Caractérisation de l'élément chimique

L'élément chimique désigne ce qui est commun entre un atome, ses ions monoatomiques et ses isotopes. Cet élément commun est le nombre de protons du noyau (ou n° atomique ou Z)

Exemples      Cu       $\text{Cu}^{2+}$        ${}_{29}^{63}\text{Cu}$        ${}_{29}^{65}\text{Cu}$

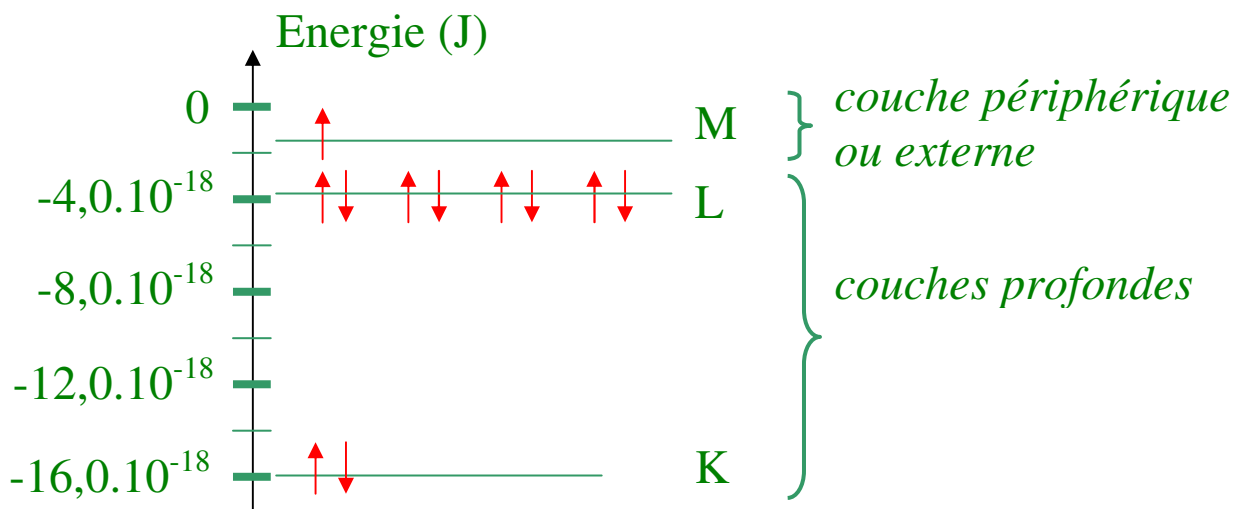
### Remarque

La réaction chimique ne fait intervenir que les électrons. Ainsi au cours d'une telle réaction, l'élément chimique est conservé.

## D Répartition des électrons dans le nuage électronique

Au sein du nuage électronique, les électrons sont répartis en couches. Les électrons d'une même couche ont même niveau d'énergie

Exemple      l'atome de sodium Na possède 11 électrons



Chaque couche d'énergie est désignée par une lettre majuscule : K, L, M, ...

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

- Le nombre d'électrons dans une couche est limité :

n (entier)	couche	nb max d'e- ( $= 2.n^2$ )
1	K	2
2	L	8
3	M	18

- Les couches se remplissent d'électrons dans l'ordre K, L, M, ...

### Exemples structure électronique de l'atome ...

- ... d'azote qui possède 7 électrons :  $K^2 L^5$
- ... de chlore qui possède 17 électrons :  $K^2 L^8 M^7$
- ... d'hydrogène qui possède 1 électron :  $K^1$

### E Les règles du « duet » et de l'octet

Au cours de leurs transformations, les atomes tendent à remplir leur couche électronique externe avec 2 ou 8 électrons.

## F Application à la formation des ions monoatomiques

Les règles du « duet » et de l'octet s'applique à la formation des ions monoatomiques. Les atomes peuvent gagner ou perdre un ou des électrons et parvenir ainsi à posséder 2 ou 8 électrons sur leur couche électronique externe.

### Exemples

- L'atome de sodium Na ( $K^2 L^8 M^1$ ) va perdre un électron pour former le cation  $Na^+$  ( $K^2 L^8$ ).
- L'atome de chlore Cl ( $K^2 L^8 M^7$ ) va gagner un électron pour former l'anion  $Cl^-$  ( $K^2 L^8 M^8$ ).

## 2.1.7 Formules et modèles moléculaires

*Utiliser des modèles moléculaires et des logiciels de représentation.*

### A Les molécules

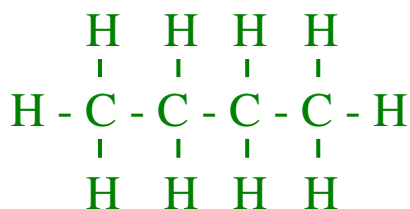
Les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux par des liaisons.

### B Formules développée et semi-développée

Dans la formule développée tous les atomes sont écrits et chaque liaison est représentée par un segment.

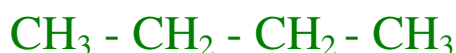
#### Exemple

butane de formule brute  $C_4H_{10}$



La formule semi-développée est une forme condensée de la formule développée pour laquelle on ne représente plus les liaisons avec l'atome d'hydrogène.

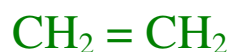
#### Exemple





Il existe des molécules qui possèdent des liaisons double ou des liaisons triple.

Exemples

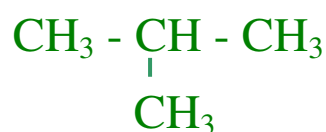


### C Isomérisation

Des molécules peuvent avoir la même formule brute mais des formules semi-développées différentes. On dit que se sont des isomères.

Exemples

le butane et le méthylpropane sont des isomères



### D La classification périodique des éléments

**Démarche de Mendeleïev (1869)** (voir poly)

#### **Les critères actuels de la classification simplifiée**

*Localiser, dans la classification périodique, les familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles.*

- sur une ligne : Z croissant
- sur une colonne : mêmes propriétés chimiques (même nombre d'électrons de la couche externe)

*Groupe des métaux alcalins*



*Groupe des halogènes*



*Groupe des gaz nobles*



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



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

$M(\text{Fe})$

On en déduit  $\boxed{m = n * M}$

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

### 2.1.11 Les solutions

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.

### 2.1.12 Concentration massique et molaire d'une solution

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

Unité  $[c_m] = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

Exemple L'eau de mer a une concentration massique en chlorure de sodium égale à environ  $35 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\left. \begin{array}{l} 35 \text{ g de soluté} \quad \rightarrow \quad 1 \text{ L de solvant} \\ \text{« m » g de soluté} \quad \rightarrow \quad \text{« V » L de solvant} \end{array} \right\} \frac{m}{V} = \frac{35 \text{ g}}{1 \text{ L}}$$

$c_m(\text{NaCl})$

On en déduit  $\boxed{c_m = \frac{m}{V}}$

La concentration molaire «  $c$  » d'un soluté exprime le nombre de mol. de particules de cette espèce contenues dans un litre de solvant.

Unité  $[c] = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

## Exemple

L'eau de mer a une concentration molaire en chlorure de sodium égale à environ  $0,60 \text{ mol.L}^{-1}$

$$\left. \begin{array}{l} 0,60 \text{ mol. de soluté} \rightarrow 1 \text{ L de solvant} \\ \ll n \gg \text{ mol. de soluté} \rightarrow \ll V \gg \text{ L de solvant} \end{array} \right\} \frac{n}{V} = \frac{0,60 \text{ mol.}}{1 \text{ L}}$$

$c \text{ (NaCl)}$

On en déduit  $\boxed{c = \frac{n}{V}}$

(formule utilisable pour les solutions uniquement)

## **2.2 Les médicaments**

un médicament générique et un médicament « princeps » contiennent un même principe actif mais se différencient par leur formulation.

### **2.2.1 Principe actif et excipient dans un médicament**

Le principe actif d'un médicament prévient ou guérit une maladie.

L'excipient désigne toute substance autre que le principe actif.

### **2.2.2 Formulation d'un médicament**

*Pratiquer une démarche expérimentale pour montrer qu'une espèce active interagit avec le milieu dans lequel elle se trouve (nature du solvant, pH).*

Le médicament est un mélange de principes actifs et d'excipients. Le choix des excipients et leur quantité est appelé la formulation du médicament.

Les excipients sont ajoutés pour de multiples raisons :

- améliorer le goût et la couleur
- prolonger la conservation
- augmenter ou ralentir la vitesse de libération des principes actifs dans l'organisme
- faciliter la prise du médicament par le malade
- ...

### 2.2.3 Espèces chimiques naturelles et synthétiques

De nombreuses espèces chimiques sont présentes dans la nature. L'homme au cours de son histoire a cherché à les exploiter.

#### Exemples

- le saccharose de la canne à sucre
- l'aspirine extrait de l'écorce d'un arbre nommé saule
- la vanille présente dans la gousse d'une orchidée

La chimie de synthèse a amené l'homme à ne pas se limiter aux ressources naturelles pour ...

- ... éviter la surexploitation de la nature.

#### Exemple

Au XIXe siècle l'aspirine était extrait de l'écorce de saule. Un saule contient environ 2,5 kg d'aspirine mais 4563 kg sont consommés chaque heure dans le monde

- ... produire des espèces chimiques originales, qu'on ne trouve pas dans la nature.

#### Exemple

Le saccharose provoque des caries. Il est intéressant de le remplacer dans les chewing-gums par le xylitol, édulcorant synthétique au pouvoir sucrant équivalent et qui combat les caries.

- ... produire moins cher.

#### Exemple

« L'absolue de vanille naturelle » coûte plus de 2500 € le litre (08/2010). La vanilline de synthèse coûte 200 fois moins cher.

### 2.2.4 Groupes caractéristiques

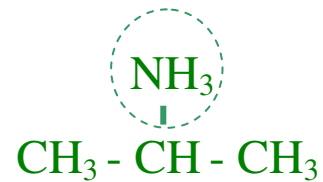
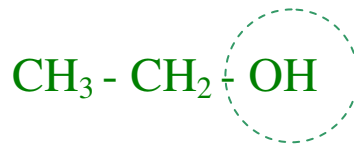
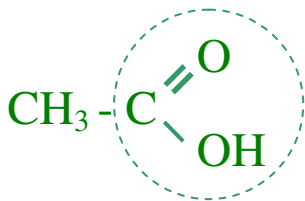
Repérer la présence d'un groupe caractéristique dans une formule développée.

Les liaisons C–C et C–H présentent une très grande stabilité chimique. Cette absence de réactivité explique que les réactions

chimiques observées font intervenir des groupes caractéristiques qui sont constitués d'autres atomes et qui donnent des propriétés particulières aux molécules.

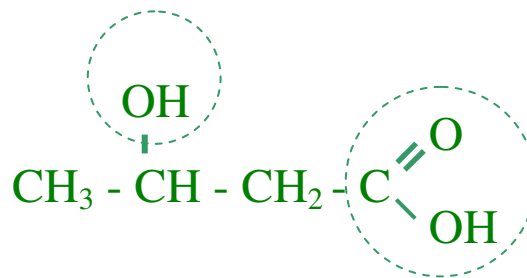
Un groupe caractéristique dans une molécule est un ensemble d'atomes liés entre eux et qui n'est pas formé uniquement de carbone, d'hydrogène et de liaisons simples.

### Exemples



Certaines molécules contiennent plusieurs groupes caractéristiques.

### Exemple

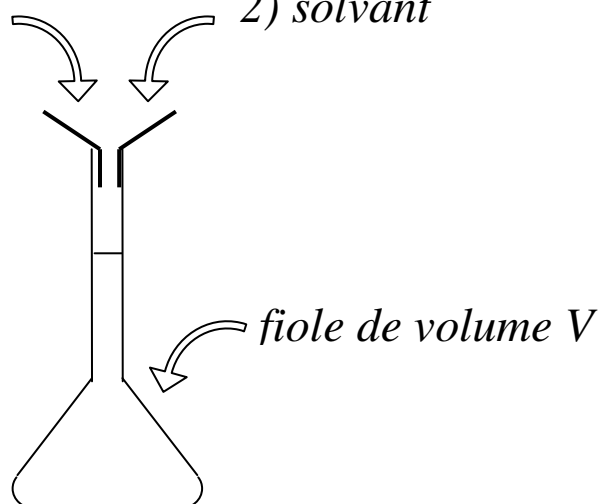


## 2.2.5 dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique

### A Préparation d'une solution par dissolution

1) *masse « m » d'un soluté de masse molaire « M »*

2) *solvant*



Concentration massique en soluté de la solution préparée :

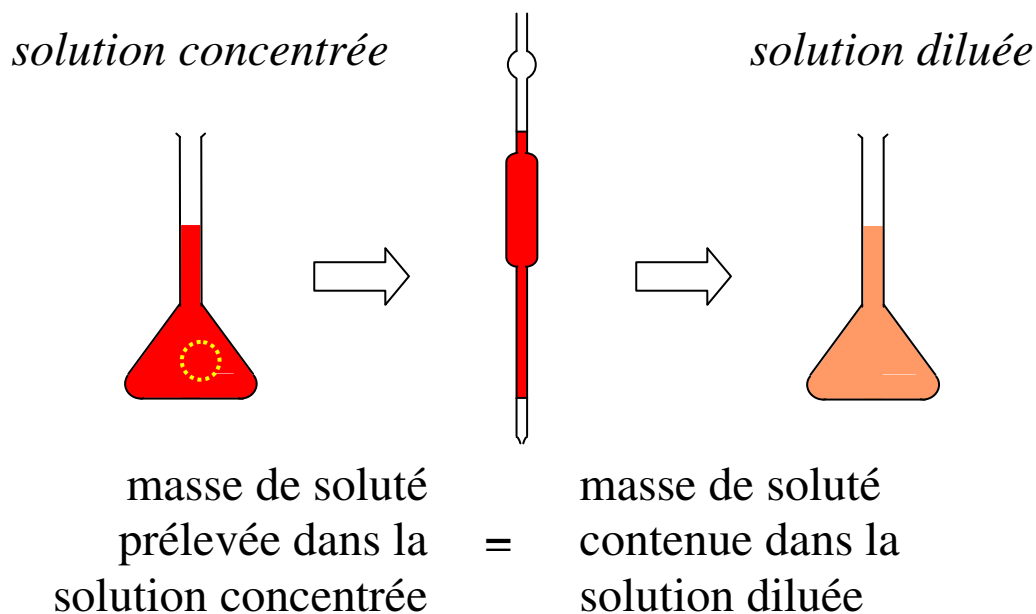
$$c_m = \frac{m}{V}$$

Concentration molaire en soluté de la solution préparée :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M.V}$$

## B Préparation d'une solution par dilution

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



$$m = m$$

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

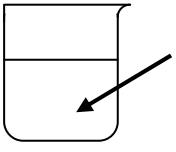
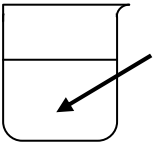
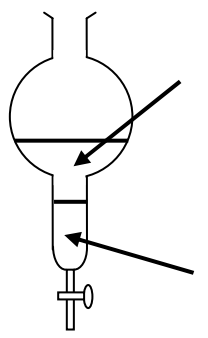
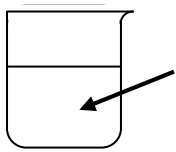
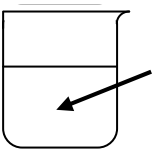
## 2.2.6 Extraction, séparation et identification d'espèces chimiques

### A Aspect historique

### B Techniques expérimentales

#### L'extraction par solvant

##### a) Principe

	1 <sup>ère</sup> phase liquide ou solide	2 <sup>ème</sup> phase liquide
<b>Avant</b>	 <i>espèce n°1</i> <i>espèce n°2</i> <i>espèce n°3</i> ...	 <i>solvant</i>
<b>Mélange</b>	 <i>ampoule à décanter</i> <i>phase de plus faible densité</i> <i>phase de plus forte densité</i>	
<b>Après</b>	 <i>espèce n°1</i> <i>espèce n°3</i> ...	 <i>solvant + espèce n°2</i>

L'espèce chimique n° 2 est plus soluble dans le solvant que dans la première phase. Les deux phases ne sont pas miscibles.

### b) Choix pour mener une extraction par solvant

miscibilité : les deux phases ne sont pas miscibles

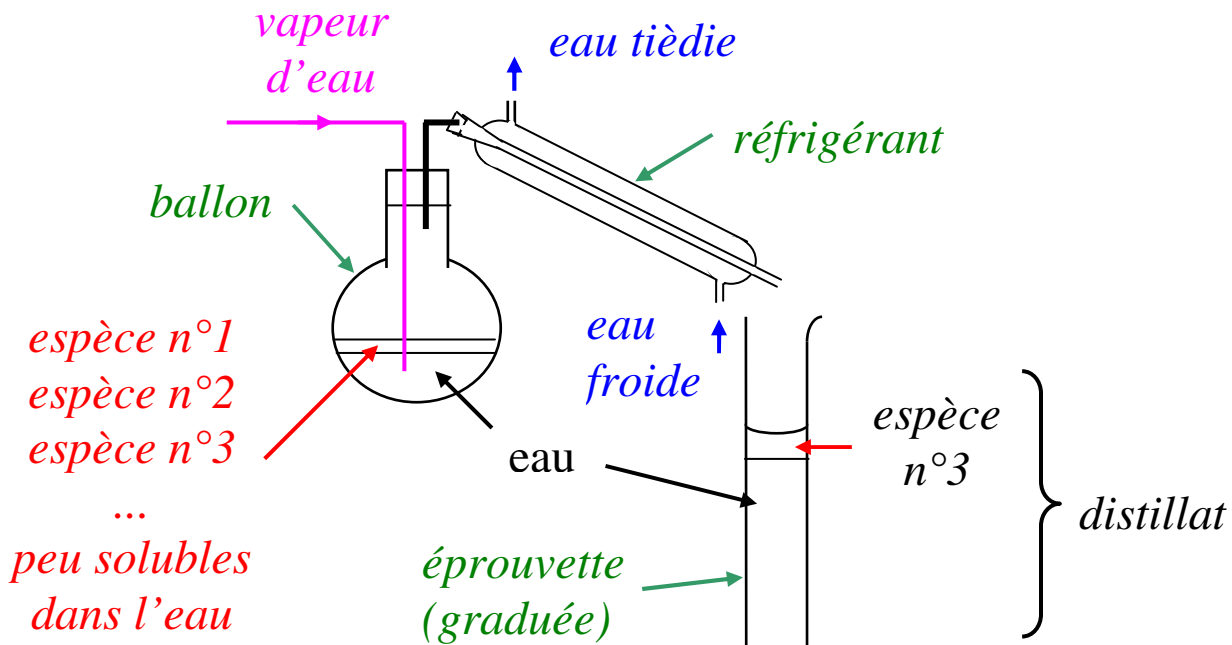
solubilité : l'espèce chimique à extraire est plus soluble dans le solvant que dans la première phase

état physique : le solvant est liquide à la température d'extraction (utiliser les températures de fusion  $\theta_f$  et d'ébullition  $\theta_{eb}$ )



dangerosité : choisir le solvant qui présente le moins de danger (toxique, inflammable, corrosif...)

## L'entraînement à la vapeur



On génère souvent directement la vapeur par chauffage de l'eau du ballon. L'opération est alors appelée hydrodistillation.

## C Caractéristiques physiques d'une espèce chimique

Interpréter les informations provenant d'étiquettes et de divers documents.

Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité, de sa masse volumique.

Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.

Si l'extraction permet d'isoler une seule espèce chimique, on utilise ses propriétés physiques pour l'identifier ou pour vérifier sa pureté :

- Aspect : couleur, présence de cristaux, ...
- Température de fusion «  $\theta_f$  » (solide  $\rightarrow$  liquide)  
Température d'ébullition «  $\theta_{eb}$  » (liquide  $\rightarrow$  gaz)  
[  $\theta$  ] = °C
- Solubilité « s » dans un solvant

C'est la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant.

$$[s] = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Masse volumique «  $\rho$  »  $\rho = \frac{m}{V}$

$$[\rho] = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Densité «  $d$  »

$$d = \frac{\text{masse (volume } V \text{ de l'espèce)}}{\text{masse (du même volume } V \text{ d'eau)}} = \frac{\rho (\text{espèce})}{\rho (\text{eau})}$$

$$[d] = \text{sans unité}$$

Toute espèce chimique possède des propriétés physiques dont les valeurs lui sont propres. Ce sont ses caractéristiques physiques.

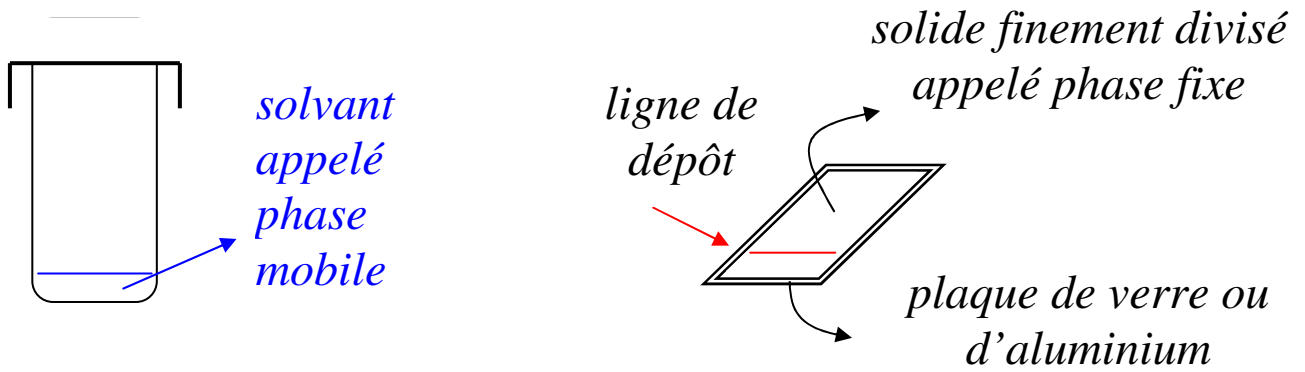
Après mesure des caractéristiques physiques d'une espèce chimique, on peut les comparer aux données fournies par des tables de référence (Handbook) pour identifier cette espèce.

## D Chromatographie sur couche mince

*Réaliser et interpréter une chromatographie sur couche mince (mélanges colorés et incolores).*

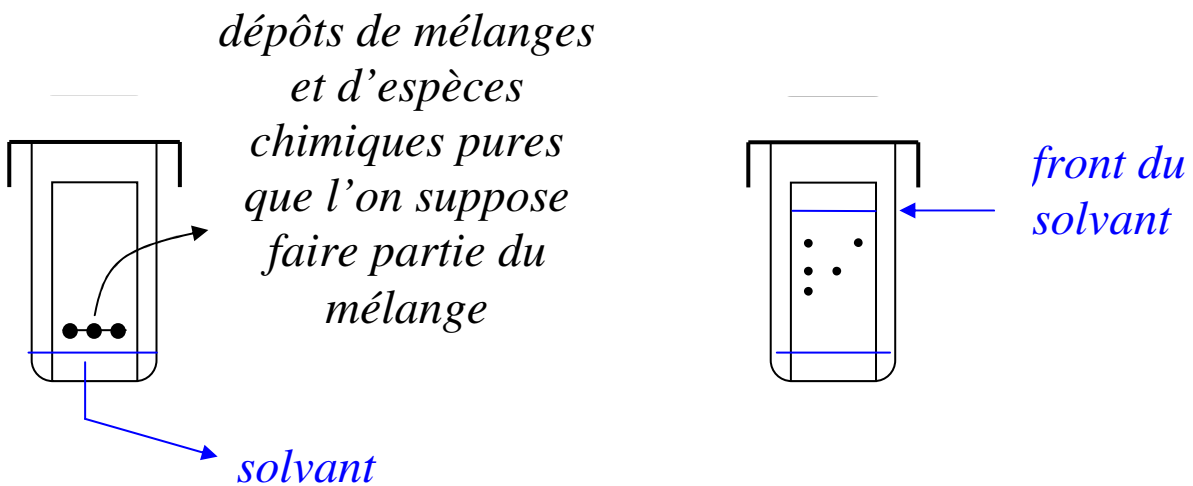
### **Principe de la séparation**

On dépose des espèces chimiques 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.



## Identification par comparaison

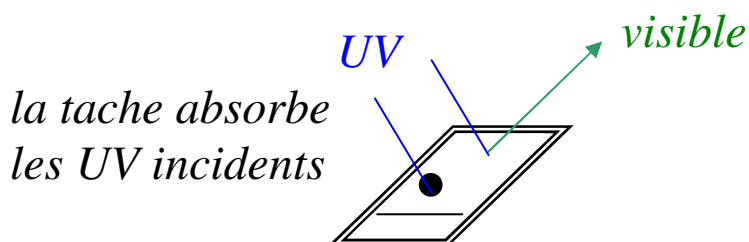
Les espèces chimiques identiques migrent à des hauteurs identiques sur une même plaque.



## L'étape de révélation

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.

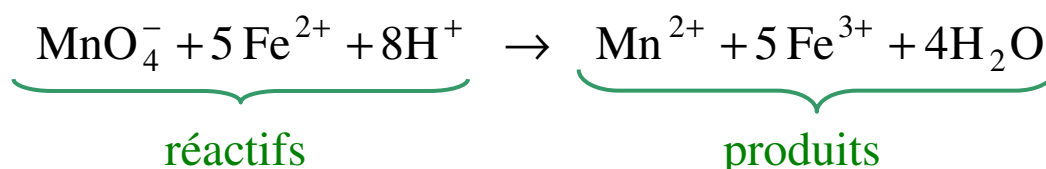
## 2.2.7 Synthèse d'une espèce chimique

*Mettre en oeuvre un protocole expérimental pour réaliser la synthèse d'une molécule et son identification.*

## 2.2.8 Système chimique

### A Equation de la réaction chimique

#### Exemple



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

Remarque le coefficient stoechiométrique « 1 » est implicite. Il existe mais ne figure pas dans l'équation-bilan.

La flèche indique le sens d'évolution de la transformation.

La conservation des éléments et des charges au cours de la transformation se traduit par l'ajustement des coefficients stoechiométriques dans l'équation.

### B Réaction chimique

Les quantités de réactifs diminuent au cours de la transformation et les quantités de produits augmentent.

L'état final est atteint quand l'un au moins des réactifs a été entièrement consommé : c'est le réactif limitant.