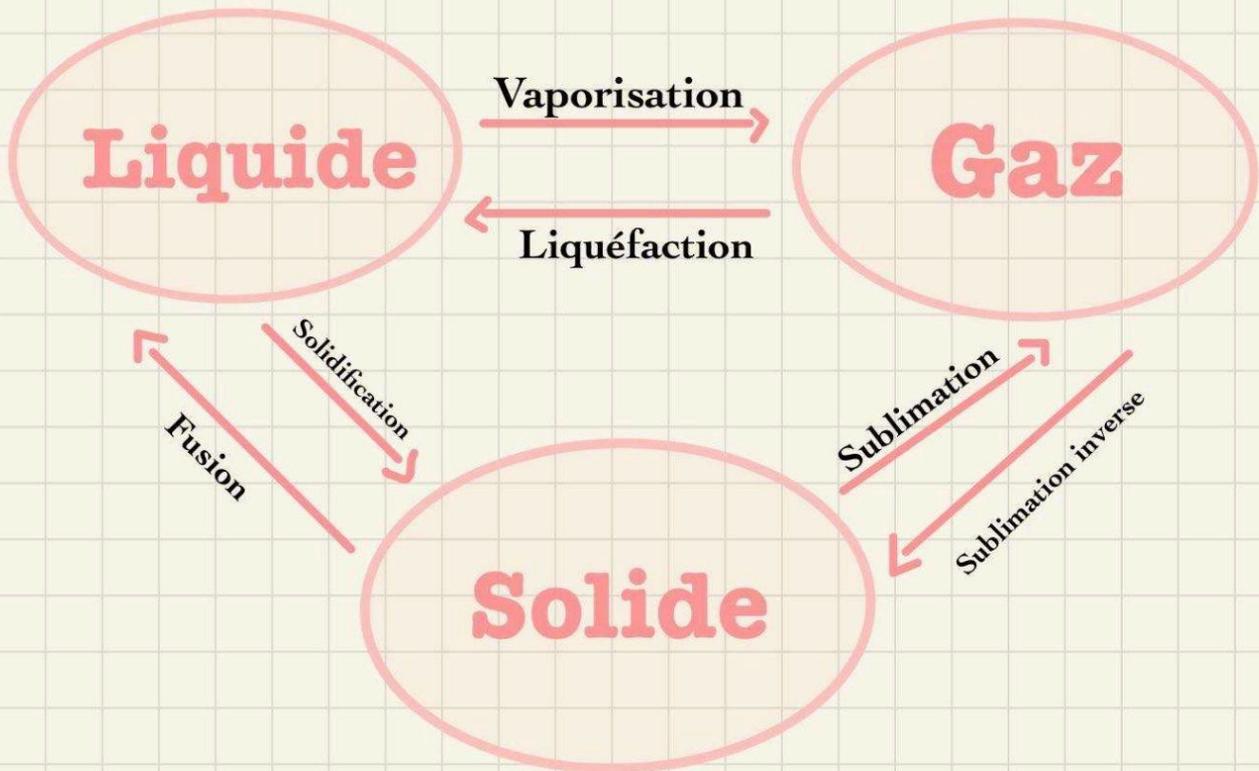


## **Sommaire - Chimie (même ordre que champ)**

- Les états et les changements d'états
- Savoir représenter les différents états au niveau moléculaire et connaître les caractéristiques des différents états
- Savoir ce que représentent les points d'ébullitions les points de fusion etc graphique donnée en classe)
- Les corps purs (simples, composés) et les mélanges (homogènes hétérogènes)
- Méthodes de séparation des mélanges hétérogènes et homogènes (il faut aussi connaître le nom du matériel utilisé et savoir expliquer ces méthodes)
- Savoir classier les différents objets selon leur grandeur
- L'atome (protons, électrons, neutrons, nombre de masse A, charge électrique, élément chimique, unité de masse atomique u, masse atomique moyenne d'un élément, masse atomique d'un isotope, un isotope, abondance, etc.)
- Structure électronique (avec la forme activée)
- La règle de l'octet, ions, cation, anion, électronégativité, savoir former les ions stables
- Connaître les définitions (ions, cations, anions, électronégativité des métaux, électronégativité des non-métaux)
- Les liaisons chimiques (liaisons ioniques/covalences polaires/covalences pures/ions obtenus dans l'eau)

# Les états et les changements d'états

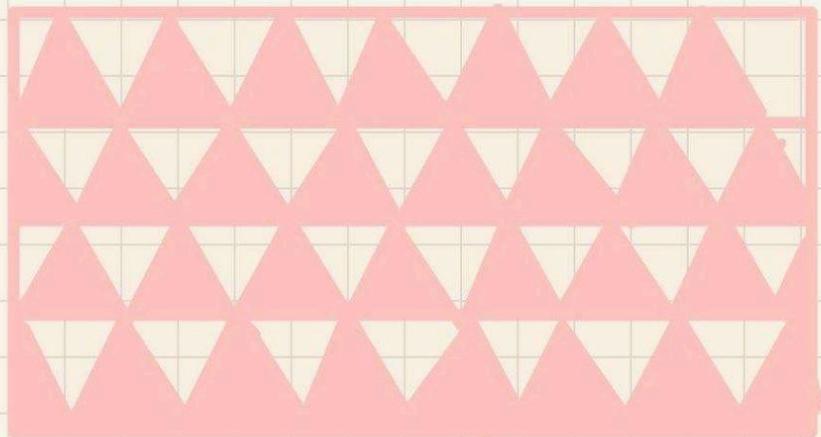
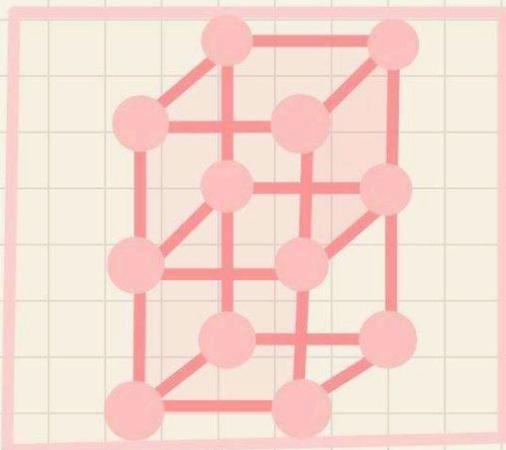
1



## Représentation des trois états

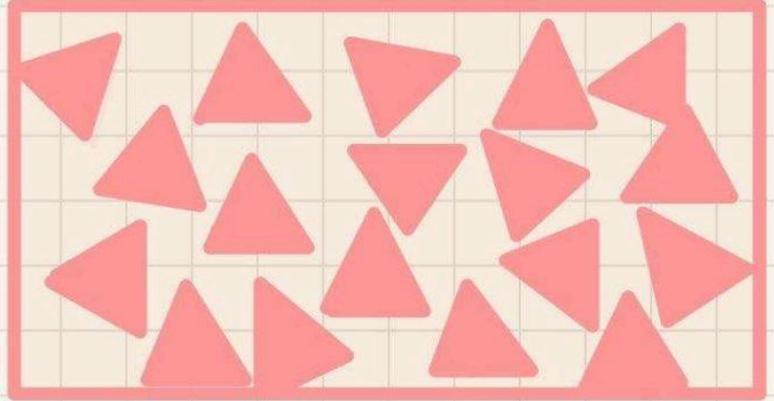
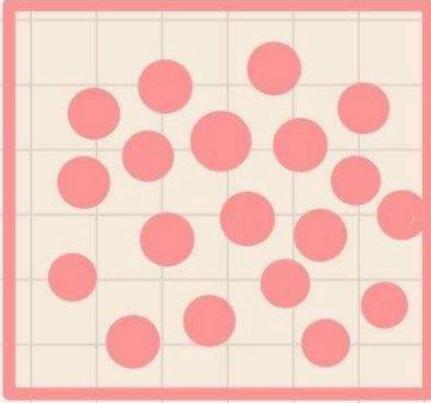
### Solide:

particules fortement liées par des liaisons chimiques, manière ordonnées et ne se déplacent pas, possède une forme propre et est non compressible

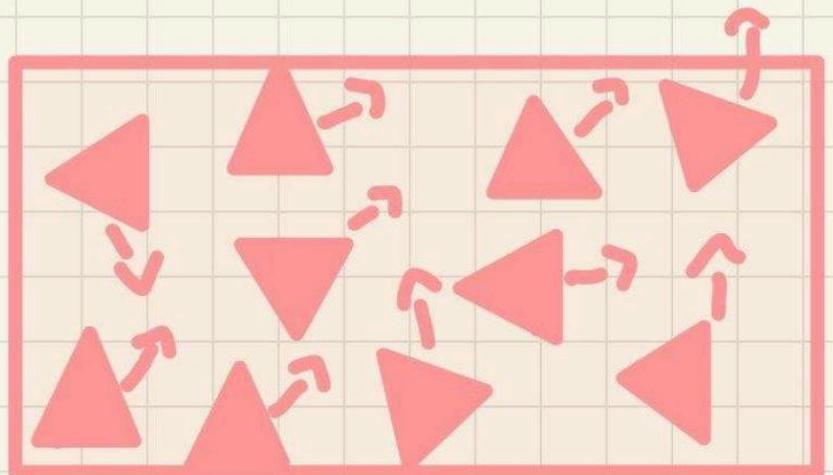
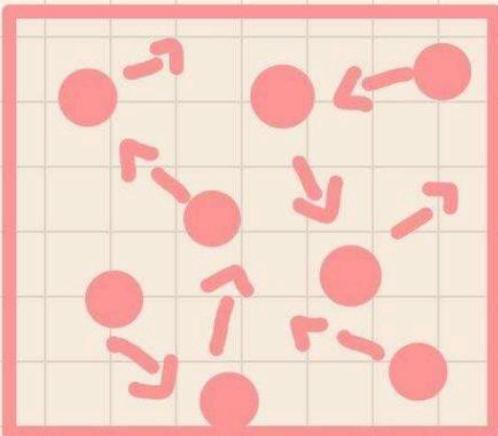


**Liquide:**

particules faiblement liées, manières désordonnées, en mouvement, possède pas de forme propre prend la place du récipient et est compressible

**Gazeux:**

Particules très faiblement liées, dispersées et désordonnées, sont en mouvement, pas de forme propre, elle occupe le volume disponible et est compressible



# représentation les points d'ébullitions

0 degrés = température de fusion ( S → L ) si on chauffe

Si refroidi = c'est solidification

100 degrés = température de vaporisation ( L → G ) si on chauffe

Si refroidi = liquéfaction

## Exemple de graphique



**L'eau liquide à solide**

**L'eau reste liquide tant que la temp est supérieure à 0, à 0 la glace commence à se former c'est la solidification**

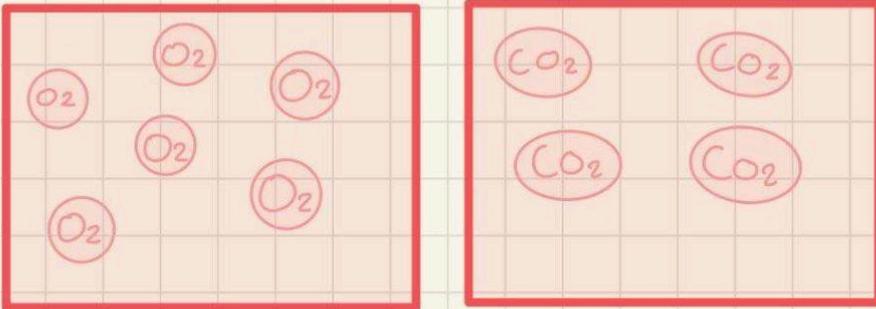
## Les corps purs (simples, composés):

### Corps pur:

corps composé d'une seule substance. C'est donc un corps dont la composition chimique est bien définie et variable. Il existe 2 types de corps pur

### Corps pur simple:

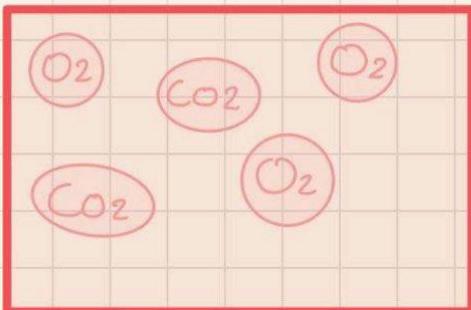
C'est un corps pur dont les molécules sont composées d'atomes identique **ex: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>** ( 1 seul élément)



### Corps pur composé:

C'est un corps pur dont les molécules sont composés d'atomes différents

**Ex: CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NaCl** ( plusieurs éléments )



## les mélanges (homogènes hétérogènes)

### Mélange hétérogène:

On dit hétérogène lorsque l'on distingue au moins deux constituants à œil nu ou à l'aide d'un microscope ou si on ne voit pas à travers ( la boue est hétérogène)

**Ex: l'huile et l'eau ne se mélangent pas, c'est donc un mélange hétérogène**

### Mélange homogène:

On dit homogène lorsque l'on peut pas distinguer les constituants d'un mélange même avec un microscope puissant ou si on voit à travers

**Ex: l'eau et l'éthanol se mélangent totalement**

Une substance qui est dissoute s'appelle **le soluté** et celle qui dissout **le solvant**. On obtient une solution qui est un mélange homogène

**! un mélange gazeux est toujours homogène**

### Un alliage homogène:

c'est des métaux qui sont miscibles entre eux on l'obtient en chauffant les différents métaux pour qu'ils puissent se mélanger parfaitement. ( bronze, laiton, fonte acier )

**Miscible** => mélange constitué de deux liquides

**Soluble** => mélange composé d'un solide avec un liquide ou un liquide et un gaz

## Méthodes de séparation des mélanges hétérogènes et homogènes

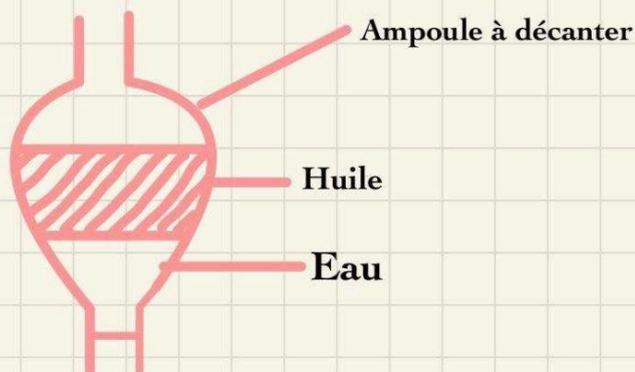
### 1) Décantation ( mélange solide- liquide ou liquide-liquide )

Permet de séparer le liquide du solide décantant ( laisser reposer ) le mélange. Permet également de séparer deux liquides non miscibles entre eux. Les matières les plus denses se déposent au fond du récipient

#### a) Exemple: eau avec de l'argile ( S-L )



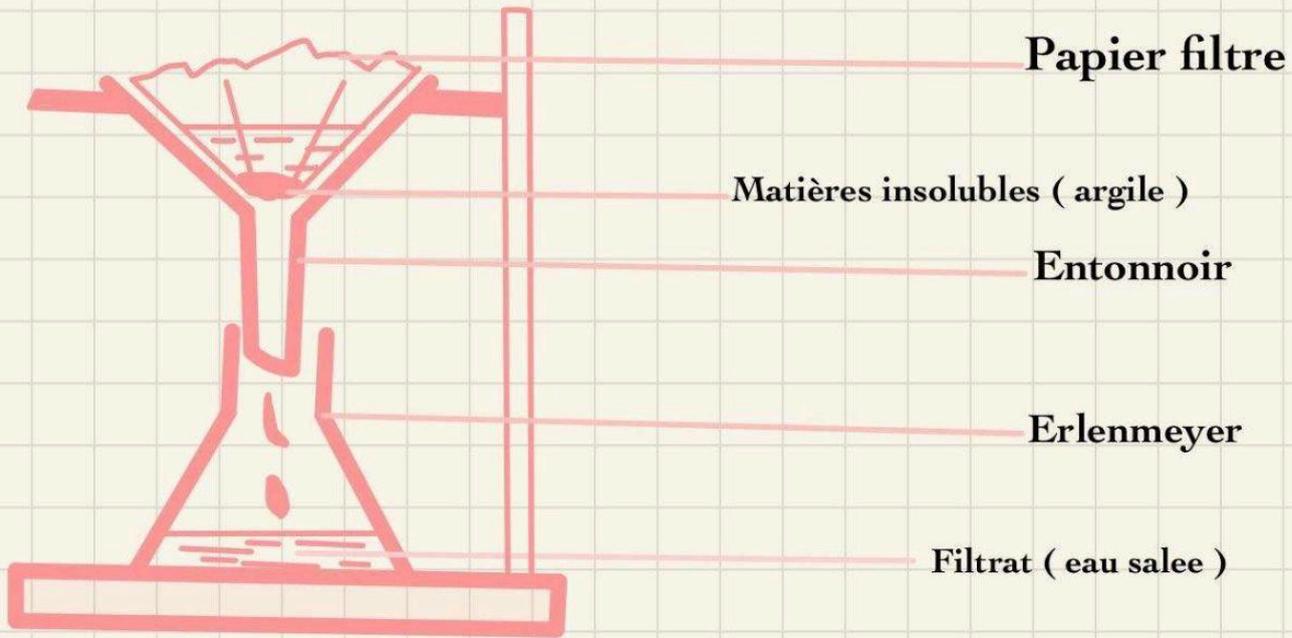
#### b) exemple: huile avec de l'eau ( L-L )



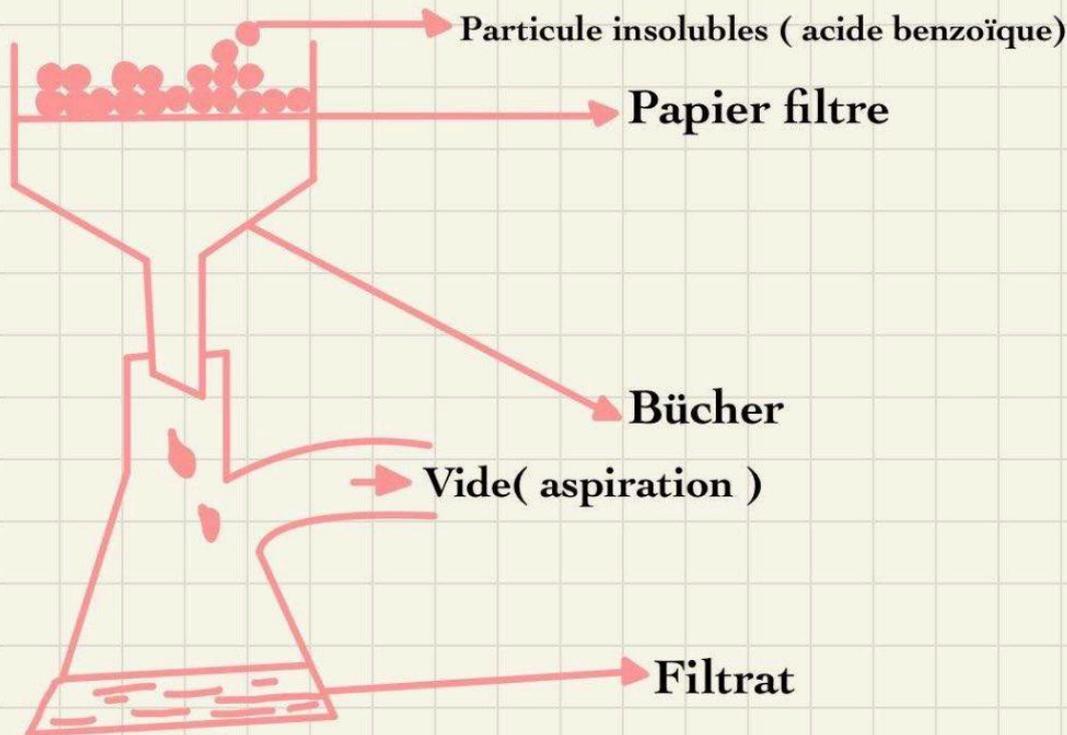
## 2) filtration ( mélange solide - liquide )

Cette technique utilise les différences de solubilité ( capacité de dissoudre dans un liquide ) les matériaux solubles se dissolvent dans le liquide et traversent le filtre, les matériaux insolubles ne se dissolvent pas et sont retenus par le filtre

### Exemple: argile et eau salée

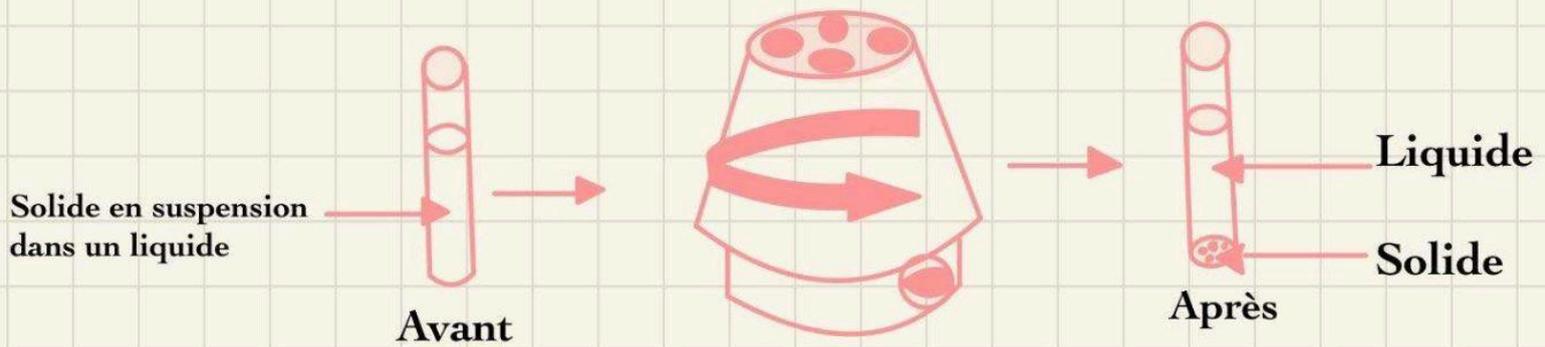


### Autre exemple: acide benzoïque dans l'eau :



### 3) la centrifugation ( mélange solide- liquide )

Si la décantation et la filtration sont difficile à réaliser, la technique plus simple pour séparer un solide- liquide est la centrifugation. Il consiste à faire tourner le mélange à grande vitesse dans un appareil appeler le centrifugeuse. La phase solide est projetée au fond du récipient. Cette méthode est possible même avec des solides fins et légers, pour autant qu'il soient plus denses que la phase liquide



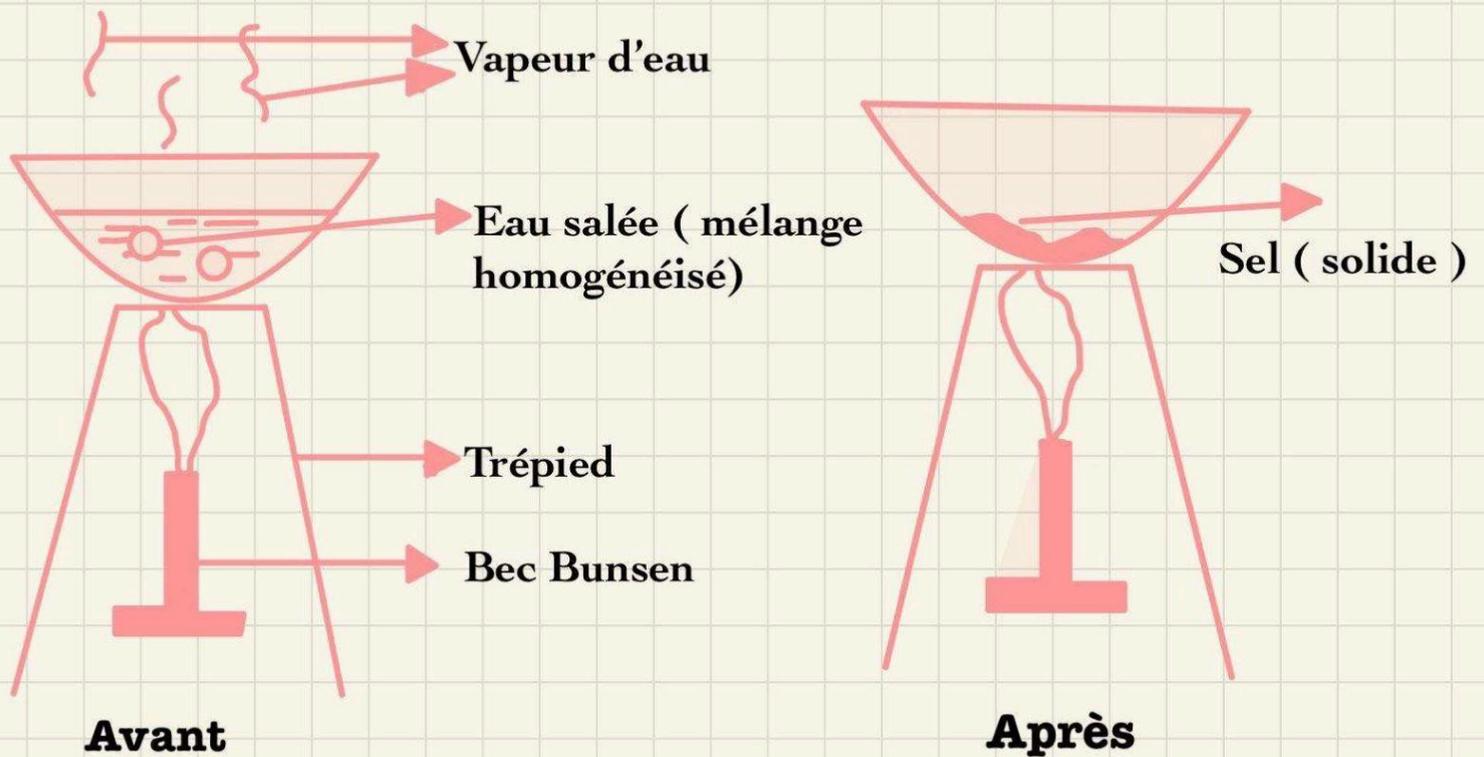
#### 4) l'évaporation et la vaporisation ( solide dissous dans un liquide )

9

Si le corp solide est en solution dans un liquide volatil, l'eau, l'alcool par ex, on laisse le liquide s'évaporer, on peut ainsi recueillir le corp solide, résidu de l'évaporation total du liquide

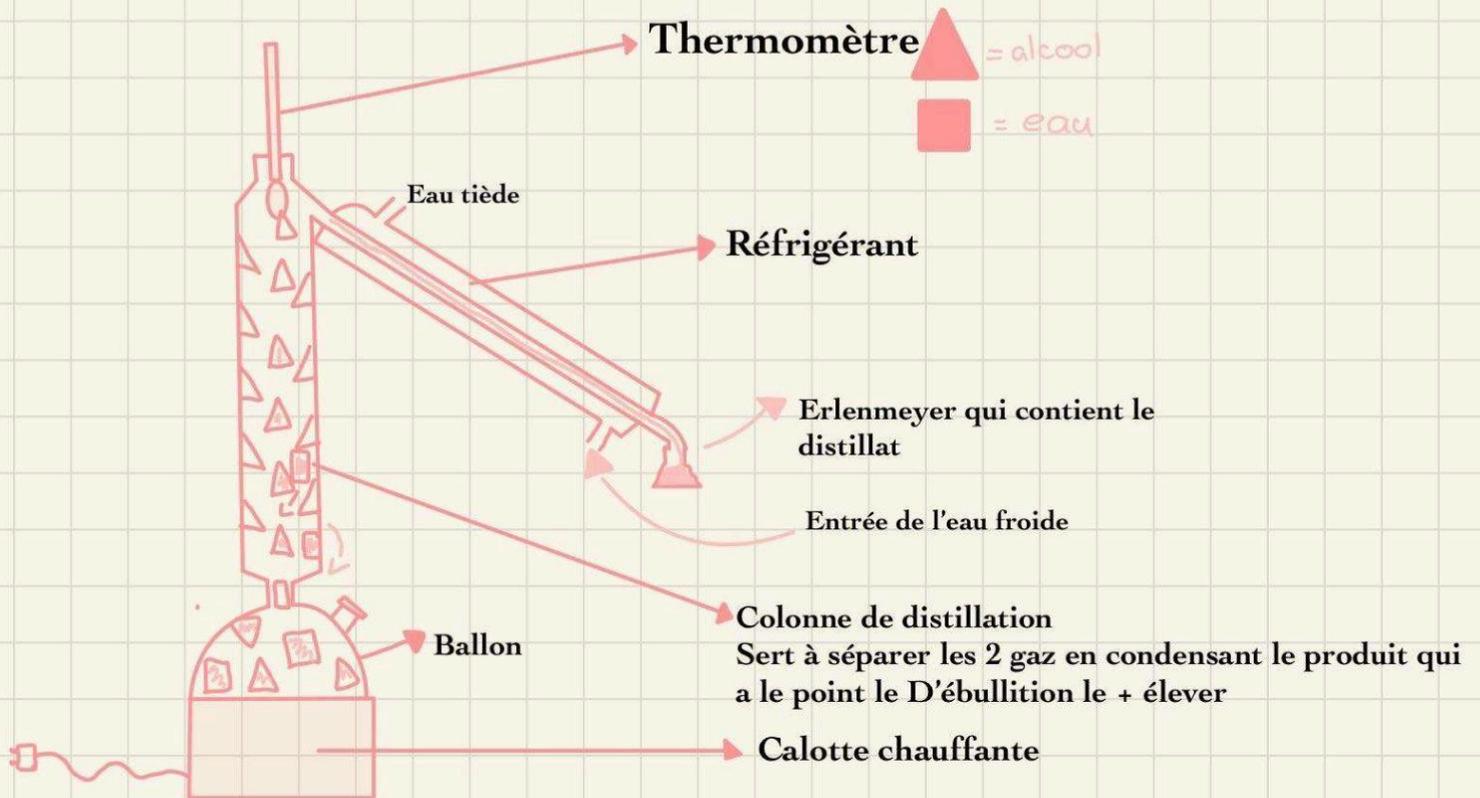
L'évaporation se produit très lentement, on peut provoquer la vaporisation du liquide en chauffant la solution, le L passe à l'état de vapeur lors de l'ébullition ( c'est la vaporisation)

**Exemple: on chauffe l'eau salée, l'eau se vaporise , il reste le résidu solide :**



## 5) Distillation ( mélange L-L ou Solide dissous dans un liquide )

Permet de séparer 2 liquides miscibles ( ou un solide dissous dans un liquide ) en utilisant la différence de température d'ébullition des différents liquides. C'est une ébullition suivie d'une condensation



## 6) chromatographie ( solide dissous dans un liquide )

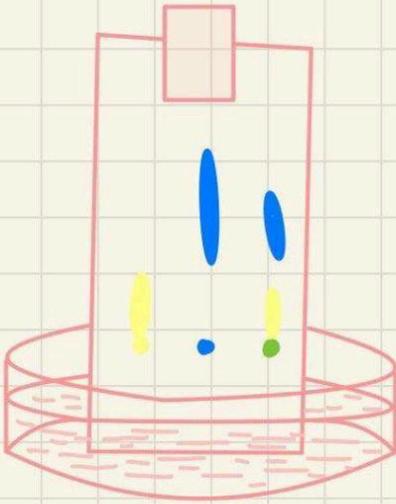
Cette technique est fondée sur les différence d'aptitude des corps à se fixer sur une surface 11

### Exemple d'expérience:

On dépose trois gouttes de colorants jaune, bleu et vert sur une feuille de papier spécial pour chromatographie à environ 5cm du bas

On met de l'eau dans un récipient en verre et on maintient verticalement par un support de manière que le bas du papier touche l'eau sans que les taches de couleurs ne trempent dans l'eau

Cette méthode de séparation est appelée chromatographie sur papier et sert à analyser la composition chimique d'un produit donné



- Jaune
- Bleu
- Vert

Les taches de couleur se déplacent vers le haut. Pour le colorant vert, on observe en bas une tache de couleur jaune et en haut une tache de couleur bleue.

Pour le colorant bleu ou le colorant jaune, on ne voit qu'une seule tache.

Le papier absorbe l'eau qui entraîne les pigments vers le haut : les vitesses de migration sont différentes pour chaque pigment.

Plus les particules de pigments ont de l'affinité pour le solvant (l'éluant), plus elles se déplacent vite.

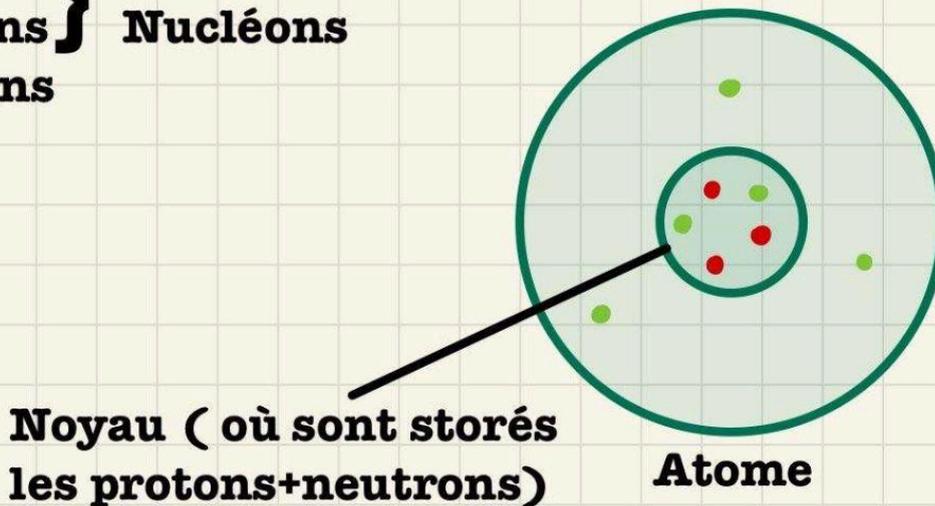
## Tableaux de classement différents objets selon leur grandeur:

**Puce > paramécie > cellule > bactéries > virus > macromolécules > molécules > atomes**

### L'atome:

Tous les corps sont formés de particules très petites appelées atomes. Ceux-ci sont formés de:

- protons
  - neutrons
  - électrons
- } Nucléons



### La charge électrique:

- le proton => positive +
- l'électron => négative -
- Le neutron ne porte pas de charge électrique

L'atome étant électriquement neutre, le nombre de protons est égal au nombre d'électrons. **+ = -**

L'unité de masse atomique = u ;  $1u = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$

( $1u = 1,661 \times 10^{-27} \text{ Kg}$ )

Les atomes sont caractérisés par:

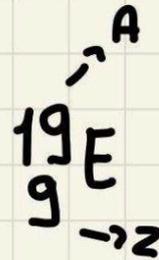
13

- le numéro atomique  $Z$  qui est égal au nombre de protons
- Le nombre de masse  $A$  qui est égal à la somme des particules du noyau ( nb de protons + nb de neutrons )

Ce nombre de masse  $A$  correspond à la masse atomique d'un atome /isotope arrondie à l'unité

Symbolisation:  ${}^Z_A E$  ou  ${}^A_Z E \Rightarrow$  le plus petit des deux est toujours le  $z$  ( $A > Z$ )

Exemple:  $Z = 9 \Rightarrow$  protons = 9  
 $A = 19$  Neutrons = 10 ( 19-9 )  
Électrons = 9

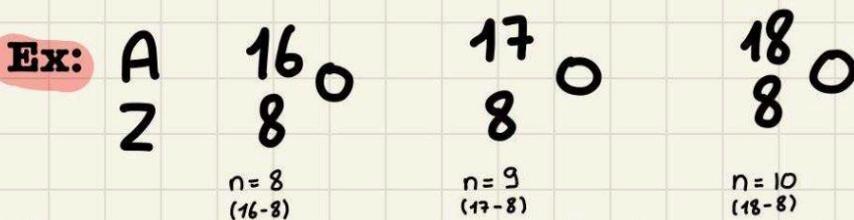


Element chimique:

Ensemble de toutes les particules ( atomes/ ions ) ayant le même nombre de protons dans leur noyau.

Les isotopes:

Ensemble d'atomes possédant tous le même nombre de protons, mais différents par leur nombre de neutrons



Il existe dans la nature plusieurs isotopes de l'oxygène

La masse atomique d'un isotope:

La masse atomique d'un isotope d'un élément correspond à la masse d'un atome de cet isotope

Ex:  $\begin{array}{c} 16 \\ 8 \end{array} \circ$  Masse atomique = 15,9949 = 16 ; nb masse  $A = 16$

### La masse atomique moyenne:

Elle correspond à la moyenne de tout les masses atomiques des différents isotopes constituant un élément en tenant compte de l'abondance de chaque isotopes.

Elle figure dans la table périodique des éléments :

**Ex:**

$\begin{matrix} 16 \\ 8 \end{matrix} \text{O}$ 99,76% masse = 15,9949 u	$\begin{matrix} 17 \\ 8 \end{matrix} \text{O}$ 0,04% masse = 16,9991 u	$\begin{matrix} 18 \\ 8 \end{matrix} \text{O}$ 0,2% masse = 17,9992 u
---	--	---

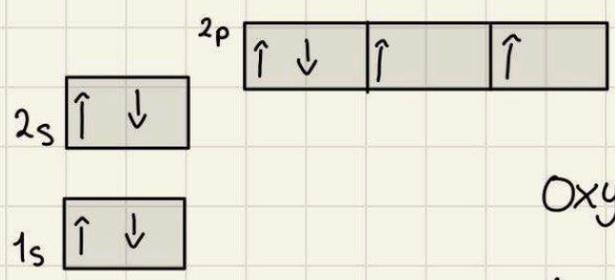
masse atomique moyenne :  $\frac{99,76}{100} \cdot 15,9949 + \frac{0,04}{100} \cdot 16,9991 + \frac{0,2}{100} \cdot 17,9992 u$   
 $= 15,9993$

$1 \text{ uma} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$   
 $15,9993 \text{ uma} = x \text{ g}; x = 2,657 \cdot 10^{-23} \text{ g}$

### Structure électronique:

Répartition des électrons autour du noyau

Ex: oxygène

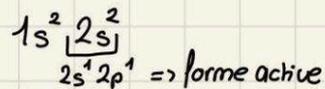


Oxygène  $8e^-$  total  $1s^2 2s^2 2p^4$   
 $6 e^-$  externes répartis en 2 paires 2 célibataires

## Forme activée:

**Ex:**

Be  $\Rightarrow$  4 électrons



## Règle de l'octet:

Les gaz rare  $\Rightarrow$  stable, 8 électrons externes ( sauf hélium  $\Rightarrow$  2 )

Les autres atomes du tableau cherchent à acquérir une structure électronique semblable à celle d'un gaz rare. Soit en gagnant un ou plusieurs électrons pour compléter leur dernière couche ou le contraire en perdant le ou les électrons de leur dernière couche incomplète

**Ion**  $\Rightarrow$  c'est un atome ayant gagné ou perdu plusieurs électrons pour devenir stable

Un anion est un ion de charge négative

Un cation est un ion de charge positive

## L'électronégativité:

C'est une mesure de la force avec laquelle un atome attire vers lui les électrons d'une liaison chimique. Plus l'électronégativité d'un atome est élevée plus il aura tendance à attirer le ou les électron(s) vers lui. Plus l'électronégativité d'un atome est faible, plus il aura tendance à donner son ou ses électron(s).

## Les gaz rares $\Rightarrow$

- élément de la colonne VIII A
- Stables
- Ne se lient jamais du fait de leur couche externe complète ( 2 elec. pour He et 8 pour les autres )

## Les métaux:

- peu d'électrons externes
- Tendance à perdre des électrons
- Electronegativite ↓

## Les non métaux:

- beaucoup d'électrons externes
- Tendance à gagner des électrons
- Electronegativite ↑

## Exemple:

Potassium métal  $E \downarrow$  ion stable  $K^+$  ion cation

Chlore non-métal  $E \uparrow$  ion stable  $Cl^-$  ion anion

Phosphore non-métal  $E \uparrow$  ion stable  $P^{3-}$  ion anion

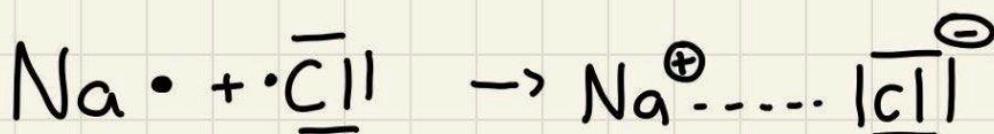
Aluminium métal  $E \downarrow$  ion stable  $Al^{3+}$  ion cation

## Different mode de liaisons:

### 1) liaison ionique $\Rightarrow$ supérieure à 1,7

Ex: NaCl

$$\begin{array}{l} Na = 0,9 \\ Cl = 3,1 \end{array} \Rightarrow 3,1 - 0,9 = 2,2 > 1,7$$



dans l'eau  $\rightarrow Na^+ + Cl^-$

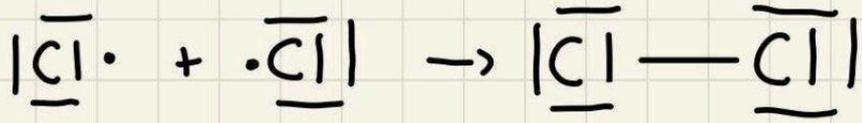
# Covalence normale:

$\Delta E < 1,7 \Rightarrow$  covalence normale 17

- $\Delta E = 0$  covalence normale pure
- $\Delta E < 1,7 \neq 0$  covalence normale polaire

Ex:  $\text{Cl}_2 \rightarrow \Delta E = 0 \Rightarrow$  covalence pure

$\rightarrow$  eau = pas d'ions



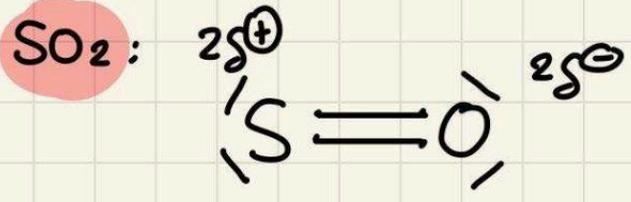
Ex:  $\text{H}_2 \rightarrow 0,5 < 1,7 \Rightarrow$  covalence polaire



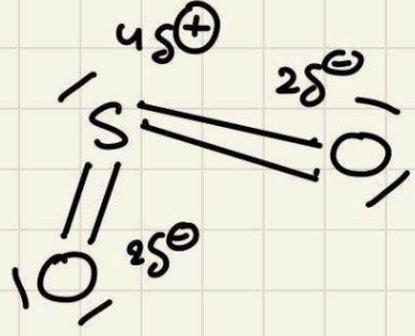
# Covalence normale polaire: cas particuliers

Exemple: le  $\text{SO}_2$  et le  $\text{SO}_3$

$\text{O} = 3,4 \quad \text{S} = 2,7$



on peut encore utiliser une paire



plus petit E  $\rightarrow \text{S}^+$

