

Organisation et transformation de la matière

→ Décrire la constitution et les états de la matière

Mélange homogène : mélange où on ne distingue pas séparément les différents constituants, les molécules sont différentes mais les unes dans les autres. (sol – liq : soluble, liq – liq : miscibles)



Mélange hétérogène : mélange où on distingue séparément les différents constituants, les molécules sont différentes et restent séparés. (sol – liq : insoluble, liq – liq : non miscibles)



Corps pur : si ce n'est pas un mélange, les molécules sont toutes identiques.



L'air est un mélange constitué essentiellement de 80 % de diazote (N_2) et de 20 % de dioxygène (O_2)

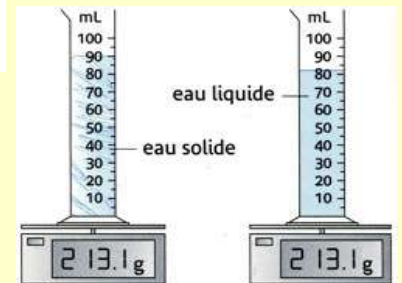
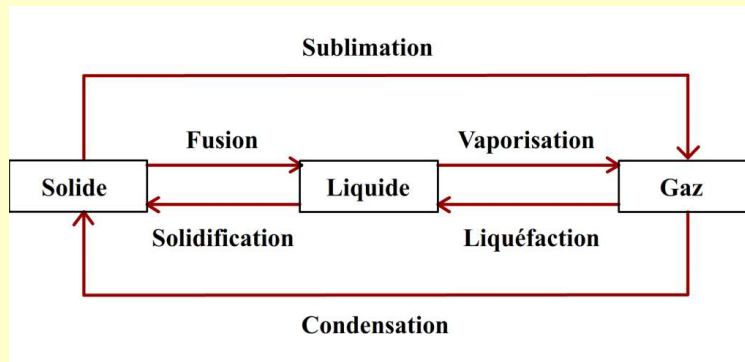
Solide : forme propre, les molécules sont compactes et ordonnées

Liquide : prend la forme du récipient, incompressible, les molécules sont compactes et désordonnées.

Gaz : occupe tout l'espace, compressible, les molécules sont dispersées et désordonnées.

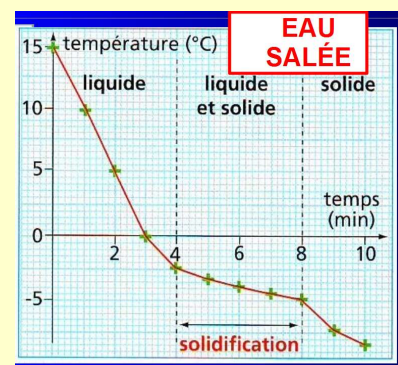
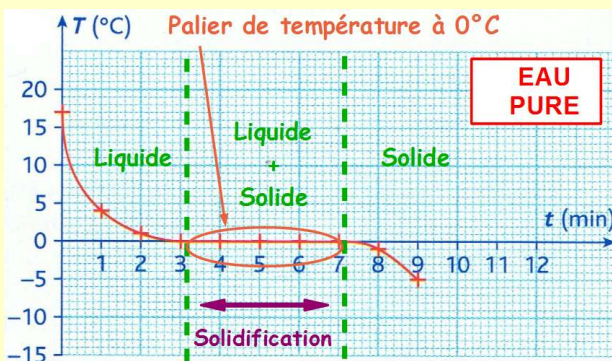
Changements

d'état :



Masse, volume : pendant un changement d'état, la **masse** ne change pas mais le **volume** change.

Température :



Corps purs : changements d'état à température constante, palier sur le graphique

Mélanges : changements d'état à température variable, pas de palier sur le graphique

Pour l'eau, solidification et fusion à 0°C ,
liquéfaction et vaporisation à 100°C

La température correspond à l'agitation thermique des molécules. Plus on chauffe, plus les molécules vont se désordonner puis se disperser. Plus on refroidit, plus elles vont se « ranger ».

Solubilité : notée **s**, masse maximale (gramme) de soluté (ex : sel) que l'on peut dissoudre dans 1 litre un de solvant (ex : eau). Elle s'exprime en g/L et dépend de la température.

ex : solubilité du sel dans l'eau à 20°C $s = 360 \text{ g/L}$

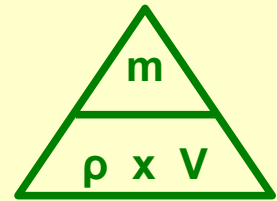
Masse volumique : notée **ρ** (lettre grecque rô), masse d'une unité de volume (1mL, 1L, 1m³,...) d'un solide, liquide ou gaz.

Relation mathématique pour la masse volumique :

$$\rho = m / V$$

avec ρ en g/mL kg/L kg/m³, m en g kg et V en L L m³

On peut aussi écrire $m = \rho \times V$ et $V = m / \rho$



→ Décrire et expliquer des transformations chimiques

Test de reconnaissance de l'eau (H₂O) : le sulfate de cuivre anhydre (blanc) devient bleu en présence d'eau ou présence de buée.

Test de reconnaissance du dioxyde de carbone (CO₂) : l'eau de chaux se trouble en présence de dioxyde de carbone

Test de reconnaissance des ions métalliques : ajout de **soude** ou de **nitrate d'argent** (les résultats des tests sont donnés, ils ne sont pas à connaître)

Test de reconnaissance de l'ion hydrogène H⁺ : **pH acide (<7)**, pH estimé avec du **papier pH** ou mesuré avec un **pH-mètre**

Test de reconnaissance de l'ion hydroxyde HO⁻ : **pH basique (>7)**, pH estimé avec du **papier pH** ou mesuré avec un **pH-mètre**

Atomes et molécules à connaître :

azote



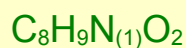
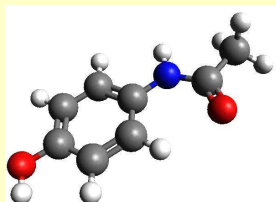
N

Atomes				
Nom	Hydrogène	Oxygène	Carbone	
Modèle				
Symbole	H	O	C	

Molécules				
Nom	Eau	Dioxygène	Dioxyde de carbone	Méthane
Modèle				
Formule	H ₂ O	O ₂	CO ₂	CH ₄

Donner une formule de molécules : il suffit de compter les nombres a, b, c et d et d'écrire **C_aH_bN_cO_d**

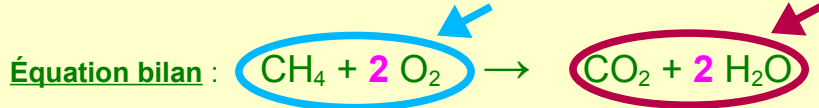
Exemple :



ne pas écrire les 1

Combustion: lorsqu'on brûle = transformation chimique avec le dioxygène qui dégage beaucoup d'énergie.

Transformation chimique = disparition de **réactifs** et apparition de **produits**



Une équation bilan est dite équilibrée quand le nombre total d'atomes de réactifs est égale au nombre total d'atomes de produits pour chaque sorte d'atome. Exemple pour l'équation au-dessus : 1 atome C, 4 atomes H et 4 atomes O de chaque coté de la flèche de réaction.

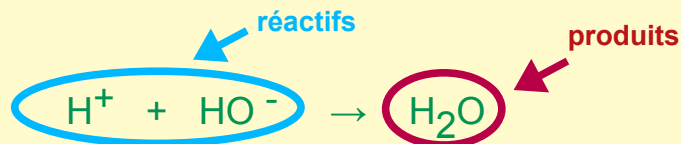
pH (sans unité) estimé avec du **papier pH** ou mesuré avec un **pH-mètre**

Acide : $\text{pH} < 7$, excès d'ions hydrogène H^+

Basique : $\text{pH} > 7$, excès d'ions hydroxyde HO^-

Neutre : $\text{pH} = 7$, autant de H^+ que de HO^-

Les ions hydrogènes H^+ des acides réagissent avec les ions HO^- des bases pour former de l'eau. L'équation de réaction est :

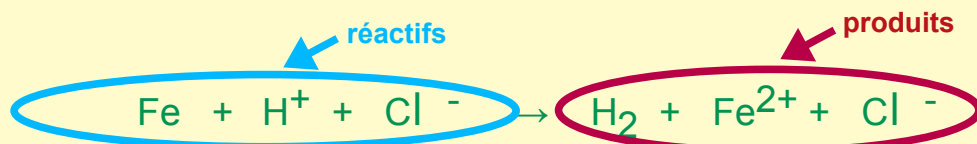


Cette réaction dégage de l'énergie thermique

Les ions hydrogènes H^+ des acides réagissent avec les métaux comme le fer Fe.

Réaction entre le fer et l'acide chlorhydrique :

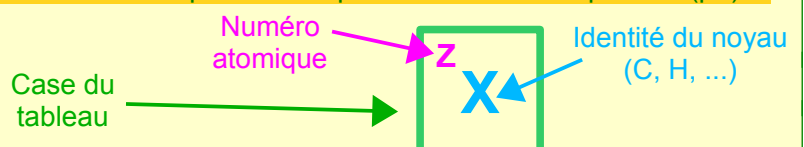
fer + acide chlorhydrique \rightarrow dihydrogène + chlorure de fer II



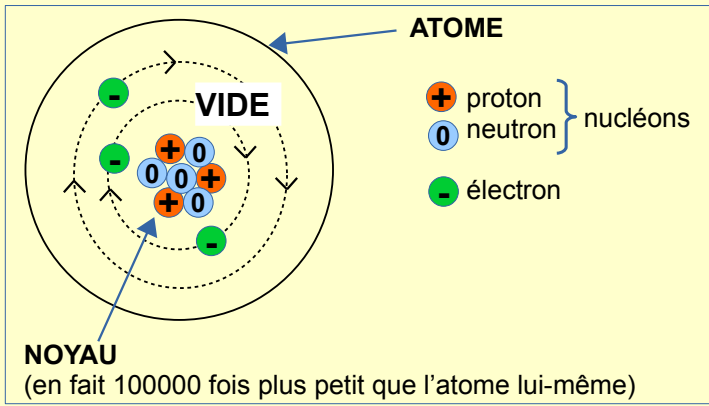
Les ions qui ne participent pas (ex : Cl^-) à une réaction chimique sont appelés **ions spectateurs**

→ Décrire l'organisation de la matière dans l'Univers

Classification périodique : tableau où sont classés les noyaux (atomes ou ions) par ordre de numéro atomique Z croissant ($Z = 1, 2, 3, \dots, 118$). Le numéro atomique Z correspond au nombre de protons (p^+) et donne l'identité du noyau (atome ou ion)



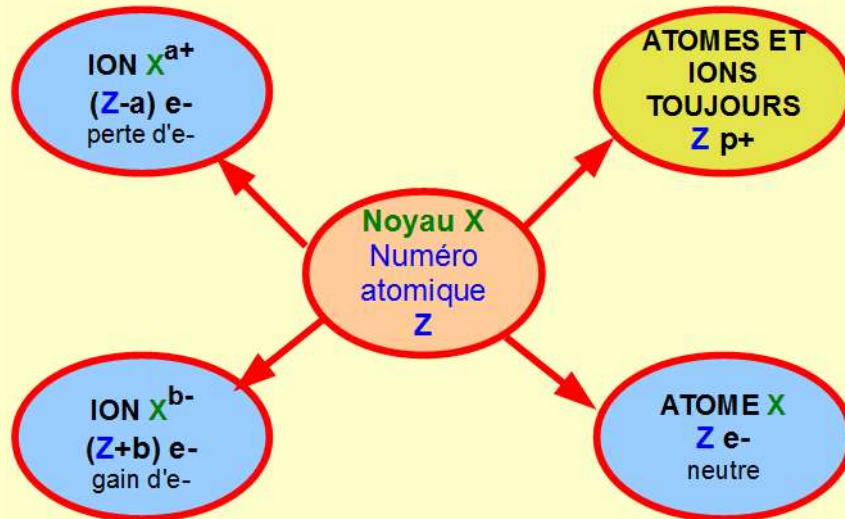
Atomes et ions :



proton (p⁺) et neutron (n)

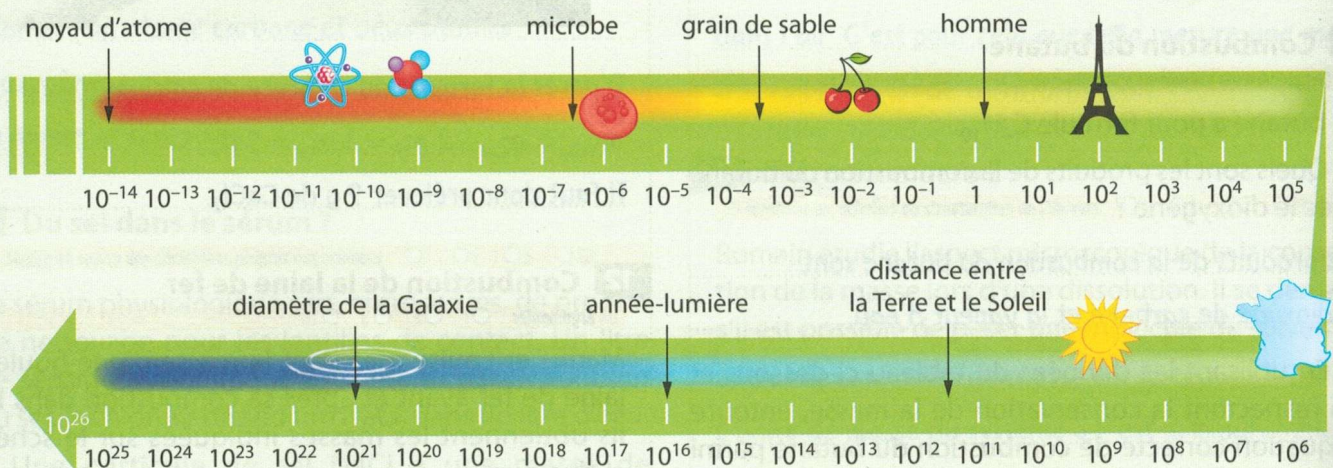
électron (e⁻)

Z, numéro atomique est un nombre (Z = 1, 2, 3, ..., 118) propre à chaque noyau



Exemples : atomes Li Z = 3 3 p⁺ dans le noyau et 3 e⁻

ion Li⁺ Z=3, c'est aussi un noyau de lithium donc 3 p⁺ et (3 - 1) = 2 e⁻ (a=1 pour ion X^{a+})



• Les puissances de 10 permettent de simplifier l'écriture des grands et des petits nombres.

Exemple : $10 \times 10 \times 10 = 1\,000$ devient 10^3 et se lit « 10 à la puissance 3 ».

Règles de calculs des puissances de 10 : $10^{a+b} = 10^a \times 10^b$; $10^{(a-b)} = \frac{10^a}{10^b}$.

Un ordre de grandeur est la puissance de 10 la plus proche d'un nombre.

Exemples : $2 \times 10^3 \rightarrow 10^3$; $8 \times 10^4 \rightarrow 10^5$; $5 \times 10^4 \rightarrow 10^5$.