



THEME n°1 Constitution de la matière



L'essentiel à retenir : chapitre 1 La matière qui nous entoure

I. Définitions

1. Espèces chimiques

Une **espèce chimique** est un constituant de la matière (atomes, ions ou molécules)

Ex : L'eau distillée ne contient que des molécules d'eau, donc une seule espèce chimique

2. Corps pur et mélange

Un corps pur contient une seule espèce chimique, un mélange contient plusieurs espèces chimiques.

3. Mélanges homogènes et hétérogènes

Un **mélange est homogène** lorsque l'œil ne distingue pas les différentes espèces chimiques qui le constituent.

Ex 1 : L'eau de mer contient de l'eau et du sel que l'on ne distingue pas à l'œil nu.

Un **mélange est hétérogène** lorsque l'œil peut distinguer au moins deux de ses constituants.

Ex 2: L'eau pétillante contient du gaz formant des bulles visibles, c'est un mélange hétérogène.

Ex 3 : L'air est un mélange homogène de plusieurs gaz. Un litre d'air contient 0,78 L de diazote, 0,21 L de dioxygène et 0,01 L d'autres gaz.

4. Compositions massique et volumique

IL faut distinguer la composition massique et volumique d'une espèce A dans un mélange.

Composition massique (%)	Composition volumique (%)
Masse de l'espèce A en gramme → $\frac{m_A}{m} \times 100$	Volume de l'espèce A en litre → $\frac{V_A}{V} \times 100$
Masse du mélange en gramme →	Volume du mélange en litre →

II. Identification d'espèces

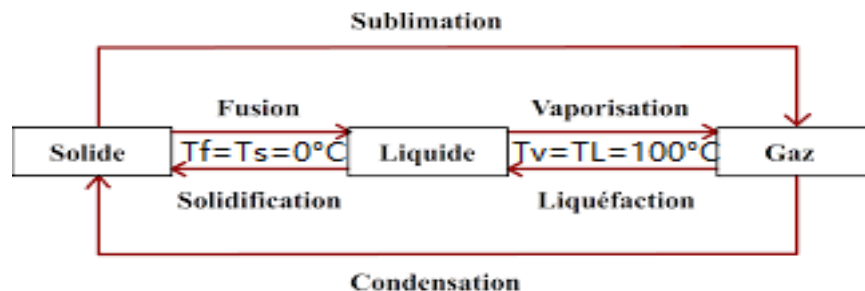
Pour identifier une espèce inconnue, le chimiste compare ses caractéristiques à celles d'espèces connues, répertoriées dans des tables.

1. Températures de changement d'état

Un changement d'état est la **transformation physique** (mêmes espèces avant et après) qui correspond au passage d'un état (solide, liquide ou gazeux) à un autre.

Sous une pression donnée, le changement d'état d'une espèce chimique (corps pur) s'effectue à température constante qui est **caractéristique de cette espèce** et permet de l'identifier.

Exemple : Pour l'eau à pression normale



2. Masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est :

masse volumique (en $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$) $\rightarrow \rho = \frac{m}{V}$

← masse d'un échantillon (en kg)

← volume de l'échantillon (en m^3)

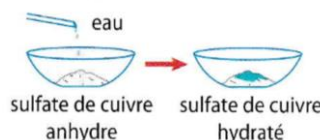
Elle est souvent exprimée avec d'autres unités : $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$; $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$; ...

Ex : La masse volumique de l'eau liquide est $1,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et celle de l'air est environ $1,2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. Tests chimiques

Test d'identification de l'eau

En sa présence, le sulfate de cuivre anhydre devient bleu.



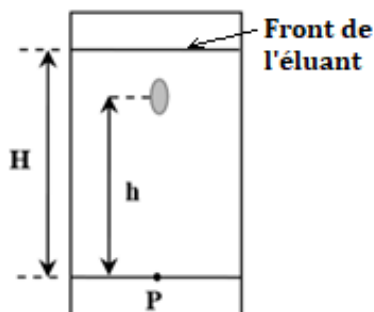
Tests d'identification des ions : voir fiche méthode et vidéo

Tests d'identification des gaz : voir fiche méthode et vidéo

Chromatographie sur couche mince

Lors d'une chromatographie sur couche mince, les constituants d'un mélange cheminent sur un support solide, appelé **phase fixe**. Ils sont entraînés par une **phase mobile** liquide appelée éluant : c'est l'**élution**.

La figure obtenue s'appelle le chromatogramme et permet la séparation et l'identification des espèces présentes dans le mélange. Deux taches ayant le même rapport frontal R_f correspondent à la même espèce.



$R_f = \frac{h}{H}$	h , en cm , la hauteur atteinte par chaque tache en prenant le milieu de la tache H , en cm , la hauteur parcourue par l'éluant.
---------------------	---

III. Solutions aqueuses

Une solution est un mélange homogène formé par la dissolution totale d'au moins une espèce chimique appelée soluté dans une autre espèce appelée solvant.

On parle de solution aqueuse si le solvant est l'eau.

1. Concentration en masse d'une solution

La concentration en masse de soluté d'une solution indique la masse de soluté contenue dans un litre de solution.

concentration en masse de soluté (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) $\rightarrow c_m = \frac{m}{V}$

← masse de soluté (en g)

← volume de solution (en L)

Remarque : la concentration maximale que la solution peut atteindre avant d'être saturée s'appelle la solubilité s (ou $C_{m \max}$) :

solubilité (en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$) $\rightarrow s = \frac{m_{\max}}{V}$

masse de soluté max (en g)

volume de solution (en L)

2. Préparation d'une solution par dissolution (voir TP et vidéo sur le site)

Pour préparer une **solution par dissolution**, il faut mesurer précisément la masse m de soluté nécessaire à l'aide d'une balance. La solution est préparée dans une fiole jaugée dont le volume V est celui de la solution souhaitée de concentration c_m .

3. Préparation d'une solution par dilution (voir TP et vidéo sur le site)

Diluer une solution, c'est diminuer sa concentration en ajoutant du solvant. En pratique, on prélève un volume V_0 de solution mère de concentration en masse c_{m0} avec une pipette jaugée. On y ajoute du solvant dans une fiole jaugée pour obtenir un volume V_1 de solution fille de concentration en masse c_{m1} .

La masse de soluté est conservée au cours d'une dilution $m_0 = m_1$, cette relation exprimée en fonction des concentrations et volumes donne :

$$c_{m0} \times V_0 = c_{m1} \times V_1$$

Diluer F fois une solution, c'est diviser la valeur de sa concentration par F ou multiplier la valeur de son volume par F .

F est appelé le **facteur de dilution** :

$$F = \frac{V_1}{V_0} = \frac{c_{m0}}{c_{m1}}$$

4. Dosage par étalonnage (voir TP)

Doser par étalonnage une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer sa concentration en masse, en mesurant une autre grandeur. Puis en utilisant une courbe d'étalonnage liant la grandeur mesurée à la concentration de l'espèce chimique.

Exemple : courbe d'étalonnage d'une solution sucrée liant sa concentration à sa masse volumique. La masse volumique est mesurée puis la concentration est déduite grâce à la courbe.

