

Chapitre I

La matière

Le chimiste s'intéresse aux propriétés de la matière. L'étude de la matière s'appuie sur des principes fondamentaux de la physique pour caractériser sa structure puis sur ceux de la chimie pour étudier ses transformations.

Objectifs	Mots-clés
1. Classification simple de la matière	
1.1 Mélanges	↘ Mélange homogène ; mélange hétérogène ; phases.
1.2 Corps purs	↘ Analyse chimique immédiate ; constantes physiques ; analyse élémentaire.
2. Etats physiques de la matière	
2.1 Etats fondamentaux	↘ Etat solide ; état liquide ; état gazeux.
2.2 Changements d'état physique	↘ Paramètres physiques ; diagramme d'état d'un corps pur.
3. Principes fondamentaux	
3.1 Unité de quantité de matière	↘ Mole ; nombre d'Avogadro.
3.2 Lois de conservation	↘ Eléments chimiques ; masse ; charge électrique.
3.3 Le modèle du gaz parfait	↘ Variables d'état d'un gaz ; température absolue ; gaz parfaits ; gaz réels.
3.4 Les interactions fondamentales	↘ Interaction gravitationnelle ; interaction électromagnétique ; interaction forte ; interaction faible.

1. Classification simple de la matière

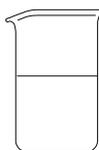
1.1 Mélanges

La matière est tout ce qui nous entoure et elle se présente généralement sous forme de mélanges. Comme illustré ci-dessous, l'eau liquide et un sirop aromatisé forment un mélange homogène (a) qui se caractérise par une seule phase dont les propriétés sont identiques en tout point de l'espace du volume. L'eau et l'huile contenues dans un même récipient se répartissent dans deux régions homogènes appelées phases (b). Ces deux liquides forment ainsi un mélange hétérogène, ce qui permet de dire qu'ils ne sont pas miscibles. Cela s'explique au niveau microscopique par les interactions qu'exercent les liquides entre eux (A.III-3.2).

■ ■ ■ Caractérisation des mélanges

Mélange homogène

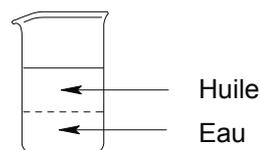
Une phase



(a)
Eau pure-sirop

Mélange hétérogène

Deux phases



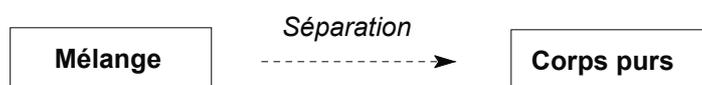
(b)
Huile-eau pure

Cependant, le caractère homogène ou hétérogène d'un mélange dépend de l'échelle d'observation. Par exemple, une médaille de bronze présente à l'échelle macroscopique un aspect homogène mais il s'agit en fait d'un alliage de cuivre et d'étain qui sera alors caractérisé, à l'échelle microscopique, comme un mélange hétérogène.

1.2 Corps purs

La séparation des mélanges par différentes techniques est une opération appelée analyse chimique immédiate. L'opération se poursuit jusqu'à l'obtention de corps purs qui présentent chacun un caractère homogène.

■ ■ ■ Analyse chimique immédiate



En chimie, la pureté d'un échantillon de matière est constatée par la mesure de ses constantes physiques comme la température de fusion, la température d'ébullition, la masse volumique... (A.I-2.1). La comparaison des valeurs expérimentales avec les valeurs consignées dans des tables permet de confirmer ou non la présence d'un corps pur (B.XII-3.1).

■ ■ ■ Constantes physiques d'un corps pur – exemple de l'eau

Corps pur	↔	Constantes physiques
Eau		Température de fusion : 0°C Température d'ébullition : 100°C Masse volumique : 1000 kg.m ⁻³ ...

L'analyse élémentaire du corps pur permet ensuite d'établir sa constitution en éléments chimiques (A.II-1.4) et la composition centésimale massique pour chaque élément identifié (A.III-1.1). Les résultats de cette analyse peuvent caractériser un corps pur élémentaire constitué par un seul élément chimique, un corps pur simple associant des éléments chimiques identiques ou un corps pur composé qui combine des éléments chimiques différents.

■ ■ ■ Analyse élémentaire – exemple du glucose

Corps pur	----->		Analyse élémentaire	
	Elément chimique		Composition massique	
Glucose	Carbone		40,0%	
	Hydrogène		6,71%	
	Oxygène		53,3%	

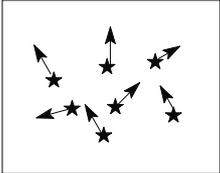
2. Etats physiques de la matière

2.1 Etats fondamentaux

La matière se présente sous différents « aspects » observables à notre échelle qui correspondent aux états physiques de la matière. L'exemple simple de l'eau suffit à décrire les trois états fondamentaux de la matière. Le terme solide, liquide ou gaz caractérise chacun de ces états.

L'état solide désigne un état ordonné et condensé de la matière et le solide se caractérise par une forme propre. L'état liquide est un état désordonné mais encore condensé et un liquide est déformable puisqu'il s'écoule sans résistance pour prendre la forme de son récipient. L'état gazeux est caractérisé par un état désordonné et dispersé de la matière. Un gaz est dit expansible car il occupe tout l'espace qui lui est offert mais il peut être comprimé.

■ ■ ■ Les trois états fondamentaux de la matière

Représentations schématiques			
Etat physique	Solide (s) Etat ordonné et condensé	Liquide (l) Etat désordonné et condensé	Gaz (g) Etat désordonné et dispersé
Propriétés caractéristiques	Forme propre	Déformable	Expansible Compressible

Un corps peut être caractérisé par sa masse volumique ρ qui est définie comme la masse de ce corps par unité de volume. Les données ci-dessous pour quelques corps purs illustrent une tendance générale de la masse volumique qui décroît en passant d'un état ordonné à un état désordonné. En comparant la masse volumique de deux liquides non miscibles et placés par exemple dans une ampoule à décanter (B.XII-2.1), on peut prévoir la flottabilité d'un des liquides sur l'autre.

Masse volumique ρ d'un corps	
$\rho = \frac{m}{V}$ <p style="margin: 0;">ρ en kg.m^{-3}</p>	<p>m (en kg) : masse du corps</p> <p>V (en m^3) : volume occupé par le corps</p>

ρ (kg.m^{-3}) à 20°C

Fer (solide)	7860
Or (solide)	19300
Eau (liquide)	1000
Air (gaz)	1,204

La masse volumique d'un corps est rapportée à celle d'un corps de référence pour obtenir sa densité (sans dimension). Le corps de référence est l'eau pour les solides et les liquides. L'air est prise comme référence pour calculer la densité des gaz ($\rho_{\text{air}} = 1,204$ à 20°C).

Densité d_X d'un corps X liquide ou solide :

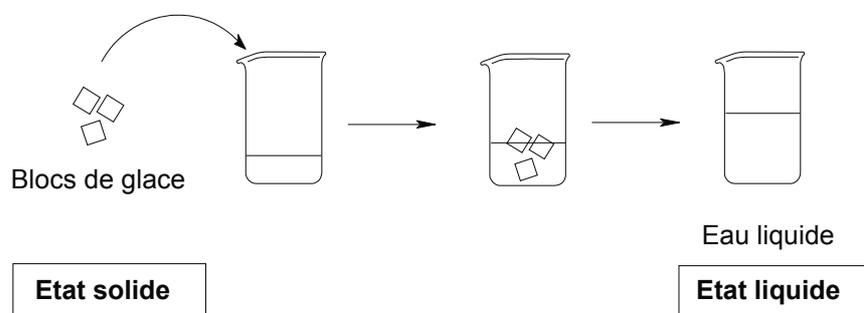
$$d_X = \frac{\rho_X}{\rho_{\text{eau}}}$$

ρ_X (en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$) : masse volumique de X
 ρ_{eau} (en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$) = 1000 (à 20°C)

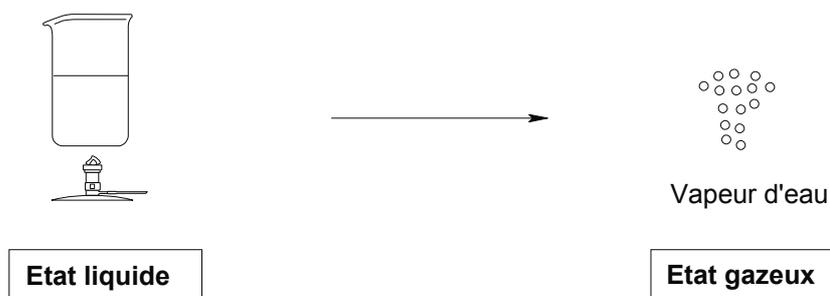
2.2 Changements d'état physique

Les expériences simples schématisées ci-dessous illustrent les changements d'état physique d'un corps pur comme l'eau, avec la fusion de blocs de glace au contact de l'eau liquide à température ambiante (expérience 1) ou l'évaporation de l'eau liquide par chauffage (expérience 2). Ces changements d'état ne font intervenir qu'une variation de la température du corps grâce à un apport de chaleur.

Expérience 1. Blocs de glace mis au contact de l'eau à température ambiante

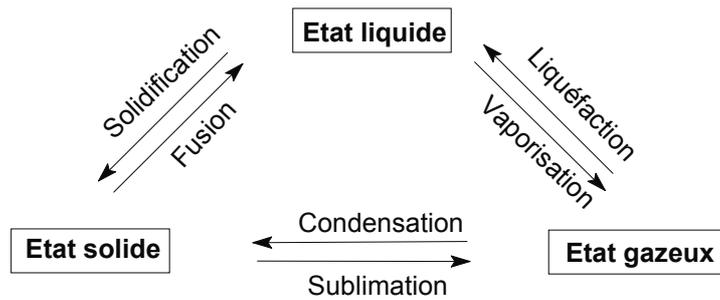


Expérience 2. Chauffage de l'eau liquide



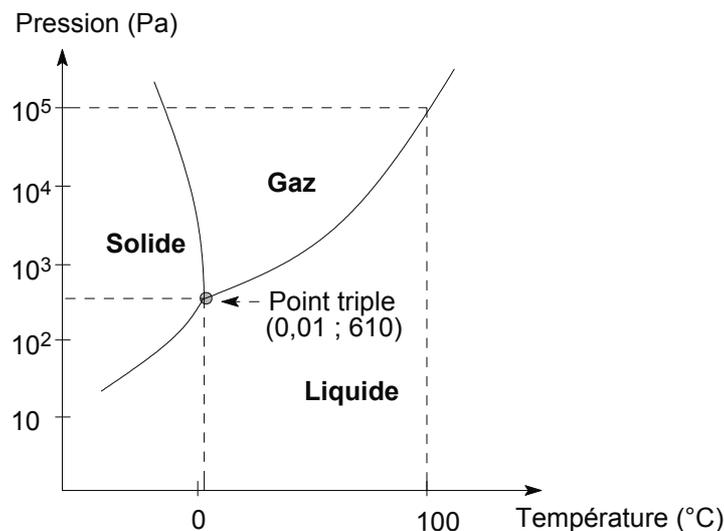
Il est également possible de faire passer un corps d'un état physique à un autre par la variation de la pression, par exemple en l'augmentant pour liquéfier un gaz à température constante (liquéfaction par compression). En résumé, un changement d'état correspond au passage réversible entre deux états physiques par la variation de la température et/ou de la pression.

■ ■ ■ Changements d'état physique



Le diagramme d'état d'un corps pur délimite les domaines de ses différents états physiques en fonction de la température et de la pression. Un corps n'existe que dans un seul état à l'exception du point triple (coexistence de trois états) et des valeurs de température et de pression qui correspondent à une transition de phase (coexistence de deux états, par exemple solide \rightleftharpoons liquide lors de la fonte des blocs de glace ou liquide \rightleftharpoons gaz au cours de l'évaporation d'un liquide). Les températures de changement d'état, température de fusion (T_{fus}) pour les solides et température d'ébullition (T_{eb}) pour les liquides, sont des constantes physiques caractéristiques d'un corps pur.

■ ■ ■ Diagramme d'état d'un corps pur – exemple de l'eau



3. Principes fondamentaux

3.1 Unité de quantité de matière

Le chimiste étudie la matière au laboratoire sur de très petites quantités (de quelques milligrammes à quelques grammes). L'interprétation plus commode des réactions chimiques fait intervenir une unité de quantité de matière appelée mole (symbole de l'unité : mol). Par définition, une mole correspond à un nombre N_A d'entités chimiques (atomes, ions ou molécules) où N_A est le nombre d'Avogadro.

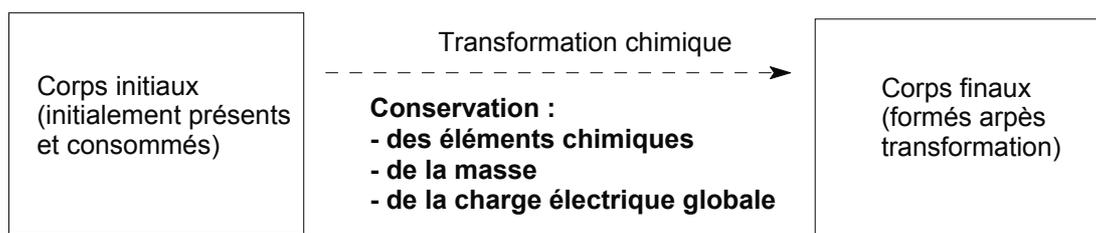
■ ■ ■ La mole

$$1 \text{ mole} = N_A \text{ (nombre d'Avogadro)} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ entités}$$

3.2 Lois de conservation

La transformation chimique de la matière obéit à des lois de conservation. Par exemple, la combustion du méthane en présence de dioxygène produit du gaz carbonique et de l'eau. Sans qu'il soit nécessaire d'écrire des formules chimiques, on peut montrer que tous les éléments chimiques sont conservés («*rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme*», Lavoisier, 1772). De même, la masse totale des corps consommés (méthane et dioxygène) est identique à la masse totale des corps formés (gaz carbonique et eau) et la charge électrique globale du système est invariante.

■ ■ ■ Bilan d'une transformation chimique



3.3 Le modèle du gaz parfait

Le gaz parfait est un modèle théorique qui permet de décrire le comportement des gaz réels. Dans ce modèle, les particules du gaz parfait sont assimilées à des points matériels (volume propre négligé devant le volume total occupé par le gaz) et la pression p ne résulte que des chocs produits par les particules mobiles contre les parois de l'enceinte de volume V (les interactions entre les particules sont négligées).

Le déplacement très rapide des particules de gaz qui s'entrechoquent caractérise l'agitation moléculaire. Cette agitation est mesurée par la température qui est une grandeur permettant de caractériser l'état thermique du gaz. En l'absence de toute agitation, la pression est nulle et la température définie à 0° sur l'échelle de Kelvin (K) est appelée température absolue T (toujours positive). La relation simple ci-dessous permet de convertir la température exprimée sur l'échelle de Celsius (°C) en degré Kelvin (K).

■ ■ ■ La température absolue

$$\begin{array}{l} \text{Température absolue } T \\ \text{en Kelvin (K)} \end{array} = \begin{array}{l} \text{Température } t \\ \text{en degré Celsius (°C)} \end{array} + 273,15$$

La pression p, le volume V, la température absolue T et la quantité de matière n sont les variables d'état d'un gaz. Par définition, un gaz parfait est un gaz dont les variables p, V et T sont liées par une relation dite équation d'état des gaz parfaits. Les gaz réels présentent des interactions entre les particules mais aux faibles pressions, on constate expérimentalement qu'ils vérifient assez sensiblement l'équation d'état des gaz parfaits.

■ ■ ■ Equation d'état des gaz parfaits

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

p (en Pa) : pression exercée par le gaz
 V (en m³) : volume occupé par le gaz
 n (en mol) : quantité de matière du gaz
 R (en J.mol⁻¹.K⁻¹) = 8,314 (constante des gaz parfaits)
 T (en K) : température absolue

Pour un gaz réel, on définit le volume molaire (V_M) comme le volume occupé par une mole (n = 1) de ce gaz. Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) définies par une température absolue de 273,15 K (0°C) et à la pression de 101,3 kPa, le volume molaire est identique pour tous les gaz réels.

■ ■ ■ Volume molaire des gaz réels

$$V_M = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \text{ à } 273,15 \text{ K et à } 101,3 \text{ kPa (CNTP)}$$