



Les différents états de la matière

I – Introduction

Etats et changements d'état

II – L'état gazeux

Caractéristiques macroscopiques

Equation d'état d'un gaz parfait

Description microscopique

Mélanges de gaz

Modèles des gaz « réels »

III – L'état liquide

Caractéristiques macroscopiques

IV – L'état solide

Solides amorphes et cristallins

Introduction

Les trois états principaux de la matière sont

L'ÉTAT GAZEUX

non condensé, désordonné

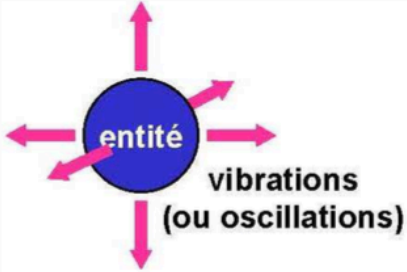
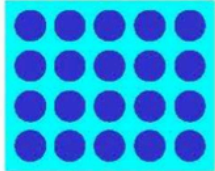
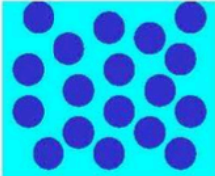
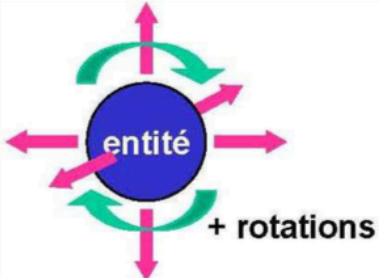
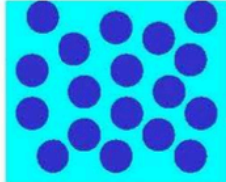
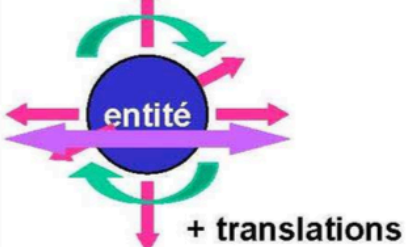
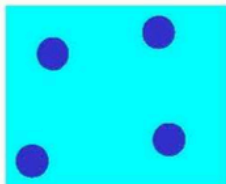
L'ÉTAT LIQUIDE

condensé, désordonné

L'ÉTAT SOLIDE

condensé, désordonné → solides amorphes

condensé, ordonné → solides cristallins

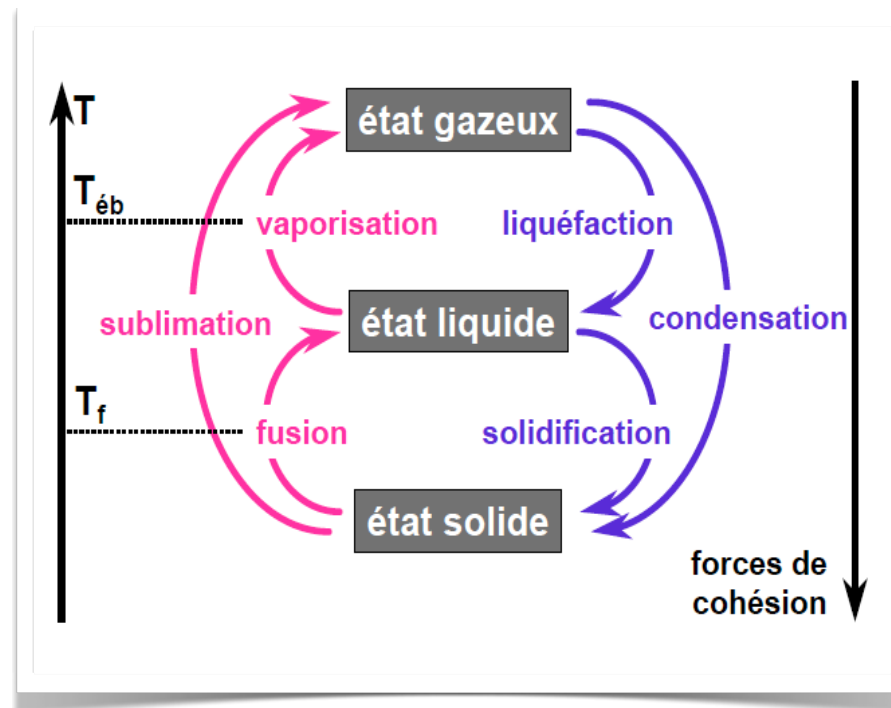
	degrés de liberté	état condensé	état ordonné	volume propre	forme propre	propriété
solide		oui	oui : cristallin 	oui	oui	rigide
			non : amorphe 			
liquide		oui	non 	oui	non	visqueux
gaz		non	non 	non	non	expansible compressible

forces de cohésion entre entités

Introduction

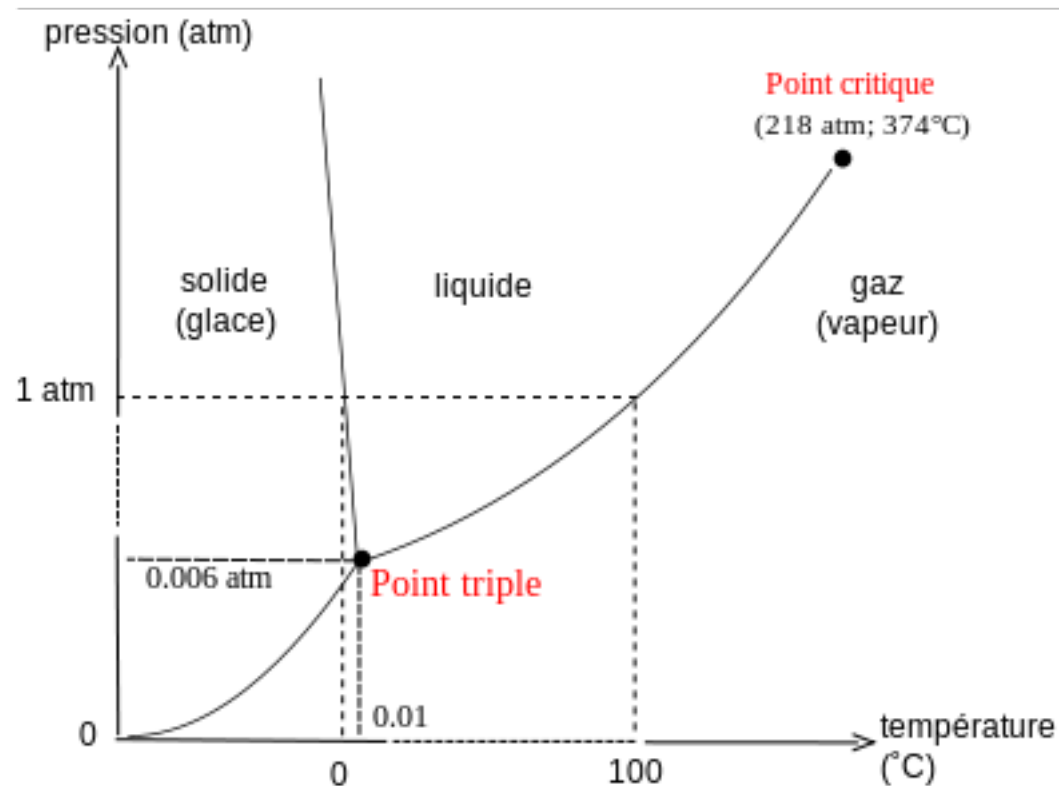
Changements d'état

Un changement d'état est une **transition de phase** lors du passage d'un état de la matière à un autre.



Introduction

Exemple : Le diagramme de phase de l'eau



L'état gazeux

L'état gazeux se caractérise par son aspect **non condensé**. Il a pour cette raison des propriétés particulières, qui sont liées pour une part importante à l'espacement entre les molécules ou atomes qui le constituent.

Ces propriétés étant relativement simples, elles ont permis aux premiers chimistes de l'époque moderne (Proust, Dalton, Gay-Lussac, Avogadro...) de découvrir des notions fondamentales sur la stoechiométrie, les molécules et les atomes...

L'état gazeux

Quelques propriétés macroscopiques

Masse volumique faible

air ambient : masse volumique $\approx 12,7 \text{ kg.m}^{-3}$.

eau liquide : masse volumique $\approx 1000 \text{ kg.m}^{-3}$

Compressibilité élevée

La compressibilité est la variation relative de volume sous l'effet d'une pression appliquée. Elle est très grande pour les gaz, et faible pour les liquides et les solides.

Viscosité faible

La viscosité est la résistance à l'écoulement uniforme et sans turbulence se produisant dans la masse d'une matière. La viscosité se mesure en Pa.s.

Pour un gaz, elle est nettement plus faible que pour un liquide :

air ambient : 10^{-6} à 10^{-5} Pa.s

eau liquide : 10^{-3} Pa.s .

L'état gazeux

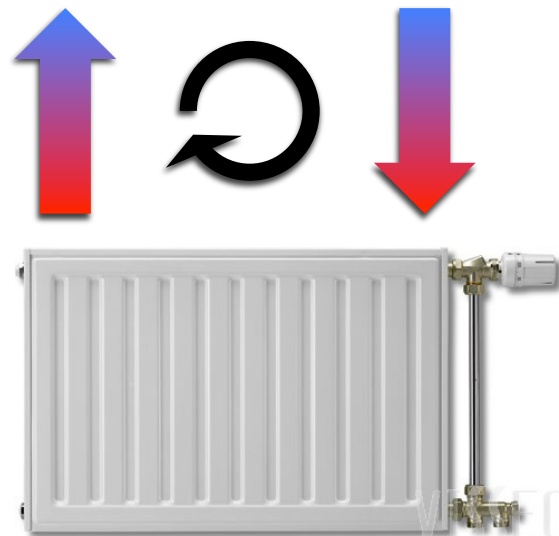
Quelques propriétés macroscopiques

Dilatation thermique

Lorsqu'on chauffe un gaz, celui-ci a tendance à se dilater (son volume augmente).

Dans ce cas, sa densité (masse volumique) diminue : il devient donc plus léger. Ainsi, l'air a tendance à s'élever au-dessus d'un appareil de chauffage.

$T \nearrow$ $V \nearrow$ $\rho \searrow$
Le gaz devient plus léger



$T \searrow$ $V \searrow$ $\rho \nearrow$
Le gaz devient plus lourd

**Phénomène de
convection naturelle**

L'état gazeux

Variables macroscopiques

*Les 3 caractéristiques fondamentales d'un gaz, appelées **variables d'état**, sont :*

Pression (P) , Température (T) , Volume (V)

Dimensions et unités d'une pression

La pression est une force rapportée à la surface sur laquelle elle s'applique :

$$P = F/S \rightarrow [P] = [N]/[L]^2 = [M][L][t]^{-2}/[L]^2 = [M][t]^{-2}/[L]$$

Dans le système international, la pression s'exprime en Pascal (Pa): **1 Pa = 1 N/m²**

Autres unités usuelles :

Bar :	1 bar = 100 000 Pa
Atmosphère :	1 atm = 101 325 Pa
Millimètres de Mercure :	1 mmHg = 133,3 Pa

L'état gazeux

Variables macroscopiques

*Les 3 caractéristiques fondamentales d'un gaz, appelées **variables d'état**, sont :*

Pression (P) , Température (T) , Volume (V)

Unités d'une température

L'unité de température dans le système international est le Kelvin (K).

Autres unités usuelles :

Celsius : $1\text{ }^{\circ}\text{C} = 1\text{ K} - 273,15$

Fahrenheit : *Cette échelle attribue une plage de 180 °F entre la température de solidification de l'eau et sa température d'ébullition. On la déduit de l'échelle Celsius par une fonction affine. Elle fixe le point de solidification de l'eau à 32 °F et le point d'ébullition à 212°F.*

L'état gazeux

Variables macroscopiques

*Les 3 caractéristiques fondamentales d'un gaz, appelées **variables d'état**, sont :*

Pression (P) , Température (T) , Volume (V)

Unités d'un volume

L'unité de volume dans le système international est le mètre cube (m^3). $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$.

Conditions normales de température et de pression (CNTP)

La température est fixée à une valeur dite température normale de 0°C

La pression est fixée à une valeur dite pression normale de 1 atm

Conditions standards de température et de pression

La température est fixée à une valeur dite température normale de 25°C

La pression est fixée à une valeur dite pression normale de 1 atm

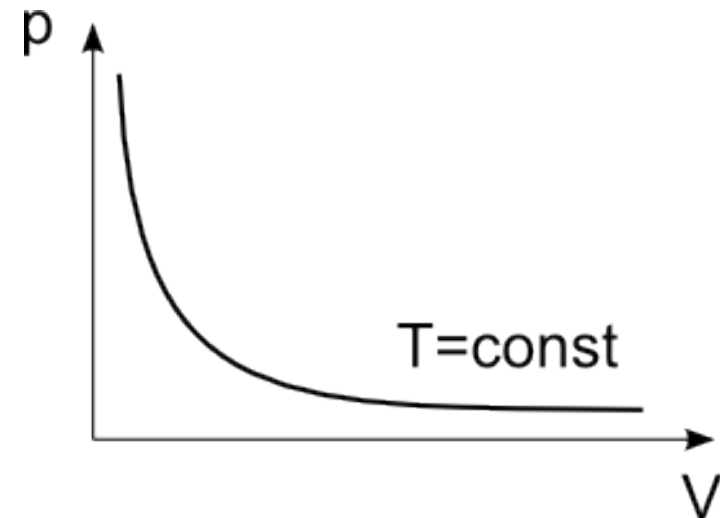
L'état gazeux

Transformation ISOTHERME

La température T est fixe

Si $T = \text{cste} \rightarrow PV = \text{cste}$

Loi de **Boyle-Mariotte** (1660)



À démontrer : le produit PV a la dimension d'une énergie

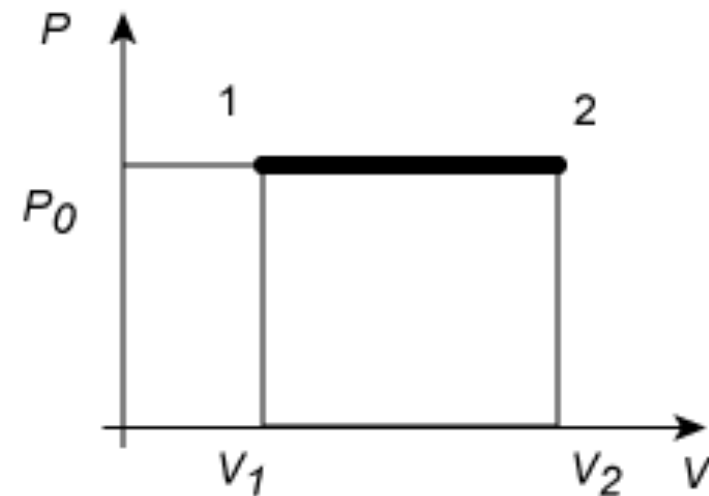
L'état gazeux

Transformation ISOBARE

La pression P est fixe

Si $P = \text{cste} \rightarrow V/T = \text{cste}$

Loi de **Gay-Lussac / Charles**



Attention : ceci n'est vérifié que lorsque la température T est prise par rapport à un zéro absolu, et donc exprimée en Kelvin.

C'est justement en faisant ces expériences sur les gaz que l'on a pu définir cette notion de température absolue

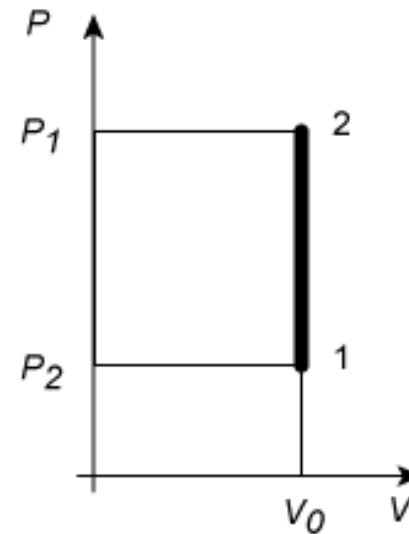
L'état gazeux

Transformation ISOCHORE

Le volume V est fixe

Si $V = \text{cste} \rightarrow P/T = \text{cste}$

Résumé



Nom de la transformation	Variable fixée	Loi de ...	Expression
ISOTHERME	$T = \text{cte}$	Boyle-Mariotte	$P.V = c^{\text{te}}$
ISOBARE	$P = \text{cte}$	Gay-Lussac/Charles	$\frac{V}{T} = c^{\text{te}}$
ISOCHORE	$V = \text{cte}$	(pas de nom)	$\frac{P}{T} = c^{\text{te}}$

L'état gazeux

Equation d'état d'un gaz "parfait"

On peut résumer les trois lois en une seule :

$$PV/T = cste$$

La constante ne dépend que du nombre de molécules de gaz (et non pas de leur masse). *C'est suite à cette découverte que l'on a introduit la notion de mole :*

1 mole = 6,022 1023 molécules = N_A , nombre d'Avogadro

$$PV = nRT \quad \text{Loi d'Avogadro-Ampère}$$

*La constante R est appelée constante universelle des gaz parfaits. Elle s'exprime en J/mole/K. **$R = 8,314$ J/mole/K***

L'état gazeux

Autres variables macroscopiques

Concentration $C = n/V = P/RT$

Masse volumique $\rho = m/V = nM/V = PM/RT$

Densité $d = \rho_{\text{gaz}} / \rho_{\text{air}}$

La masse molaire moyenne de l'air est $\langle M \rangle = 29 \text{ g.mol}^{-1}$, d'où :

$$d = M_{\text{gaz}} / 29$$

Volume molaire $V_m = V/n = RT/P$

L'état gazeux

Description microscopique des gaz

Un gaz est constitué de molécules (ou d'atomes isolés) séparées les unes des autres par des distances bien supérieures à leurs propres dimensions.

Le volume des seules molécules est faible devant le volume total.

Exemple : O_2 CNTP : le volume des molécules présentes dans **1000 litres** représente environ **2,5 litres**.

Les molécules de gaz sont animées d'un **mouvement d'agitation** très rapide et complètement désordonné. Elles se heurtent entre elles et leurs mouvements semblent aléatoires.

L'état gazeux

Agitation thermique et pression

La **pression** exercée par un gaz sur une paroi provient de la somme des chocs de chaque molécule sur cette paroi. Lorsqu'on réduit le volume d'un gaz, alors la fréquence des collisions est plus forte, donc la pression augmente.

- Plus il y a de molécules par unité de volume, plus il y a de chocs : la pression **P** est proportionnelle à la concentration **C**
- Plus l'énergie du gaz est importante, plus la pression augmente : il y a proportionnalité entre **P** et E_c et donc entre **P** et **T**.

$$P = k C T$$

D'après la loi des gaz parfaits, $k = R$, d'où $P = R C T$

L'état gazeux

Agitation thermique et température

Si une molécule de masse m se déplace à une vitesse v , l'énergie cinétique totale d'une mole vaut :

$$\langle E_c \rangle = N_A \times \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle$$

La température d'un gaz est directement liée à l'énergie cinétique des molécules :

$$\langle E_c \rangle = N_A \times \frac{3}{2} k_B T$$

k_B est la constante de Boltzmann $k_B = 1,3806488 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

$$N_A \times k_B = R \rightarrow \langle E_c \rangle = \frac{3}{2} R T$$

L'état gazeux

Mélange de gaz parfaits

Le fait que les gaz soient si peu denses leur permet de se mélanger entre eux en toutes proportions.

Pour décrire les mélanges, on utilise la notion de *fraction molaire* :

$$x_G = n_G/n_{tot} = C_G/C_{tot}$$

*Une fraction molaire n'a pas d'unités. On peut l'exprimer en %.
La somme des fractions molaires est égale à 1 (ou 100%).*

L'état gazeux

Exemple : composition de l'air à 20°C

Air sec

Constituant	% molaire
N ₂	78,08 %
O ₂	20,93 %
H ₂ O	0,0 %
CO ₂	0,03 %
Argon	0,93 %
Autres	0,03 %

Air humide

Constituant	% molaire
N ₂	76,34 %
O ₂	20,46 %
H ₂ O	2,23 %
CO ₂	< 0,03 %
Argon	0,91 %
Autres	< 0,03 %

L'état gazeux

Loi de Dalton

Les propriétés des gaz parfaits ne sont pas liées à la forme et la taille des molécules. En particulier, la pression totale d'un gaz est liée uniquement à la quantité totale de molécules :

$$P_{tot} = C_{tot}RT = C_1RT + C_2RT + C_3RT \dots$$

$$P_1 = C_1RT = \text{pression partielle du gaz 1}$$

La pression partielle P_1 est la pression qu'exercerait l'espèce 1 si elle occupait seule le volume total. La pression totale est la somme des pressions partielles des constituants du mélange.

$$P_{tot} = \sum_i P_i \quad \text{avec} \quad P_i = x_i P_{tot}$$

Densité d'un mélange

La masse molaire moyenne d'un mélange dépend des fractions molaires et de la masse molaire de constituant :

$$\langle M \rangle = \sum_i x_i M_i$$

Masse molaire moyenne de l'air sec $\langle M \rangle = 29 \text{ g.mol}^{-1}$

(A retrouver à partir des tableaux de composition de l'air).

$$\rho_{\text{mélange}} = n \langle M \rangle / V = P \langle M \rangle / RT$$

L'état gazeux

Gaz réels

Le modèle du gaz parfait c'est une bonne approximation lorsque la ***pression est faible***, et que la ***température loin de la température d'ébullition***.

En 1873, le chimiste allemand ***Van der Waals*** propose deux corrections à la loi des gaz parfaits :

1. ***Le volume occupé par les molécules de gaz n'est pas totalement négligeable devant le volume total***, surtout à forte pression ou faible température. Cette correction consiste donc à retirer au volume V de la loi des Gaz Parfaits un volume non disponible V_b , appelé ***covolume***, qui est lié au volume des molécules elles-mêmes :

$$V_{\text{réel}} = V - nV_b$$

L'état gazeux

Gaz réels

2. *Il existe des interactions entre les molécules de gaz*, qui deviennent de plus en plus importantes lorsque la pression augmente. L'effet des attractions mutuelles entre molécules est de réduire les degrés de liberté de déplacement d'une molécule au voisinage d'une autre, ce qui amène à une compression supplémentaire. Cette compression supplémentaire est proportionnelle au carré de la concentration **C** du gaz.

$$P_{\text{réel}} = P + \alpha C^2$$

Gaz parfait : $PV = nRT$ → Gaz réels : $P_{\text{réel}} V_{\text{réel}} = nRT$

$(P + \alpha C^2)(V - nV_b) = nRT$ Equation d'état de Van der Waals

L'état liquide

Quelques propriétés macroscopiques

Densité

$$d = \rho_{liq} / \rho_{eau}$$

Faible compressibilité

Viscosité variable

Données en Pa.s à 20°C :

eau : $1,002 \times 10^{-3}$

éthanol : $1,20 \times 10^{-3}$

acétone : $0,326 \times 10^{-3}$

huile d'olive : de 0,081 à 0,1

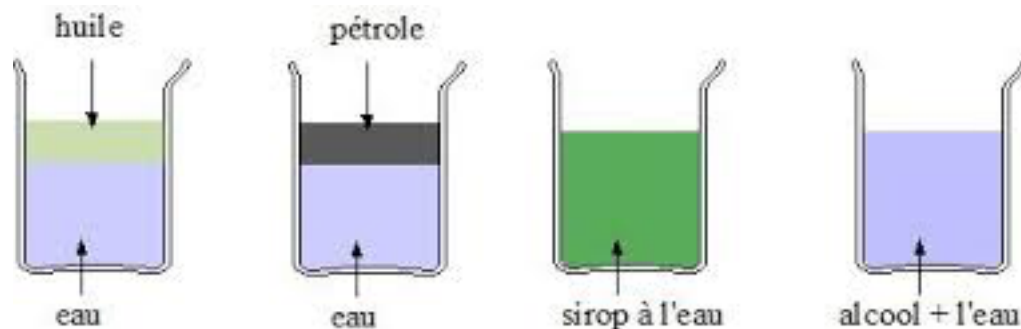
miel : 10^1

bitume : 10^8

L'état liquide

Mélange de liquides

Au contraire des gaz, deux liquides ne sont pas toujours miscibles entre eux.



La miscibilité de 2 composés A et B résulte de l'existence de forces d'attraction entre les molécules A et B.

Miscibilité : forces d'attraction importantes entre molécules A et B

Non miscibilité : forces d'attraction A-A et B-B plus favorables que A-B.

L'état liquide

Mélange de liquides

Un liquide (**solvant**) peut également servir à solubiliser une quantité plus ou moins élevée d'un composé (**soluté**), que celui-ci soit initialement sous forme solide, liquide ou gazeuse. On obtient alors une **solution**.

En fonction de la nature des interactions secondaires que les molécules de solvant sont capables de développer avec les solutés, on distingue les solvants **apolaires**, **polaires** et **protiques**.

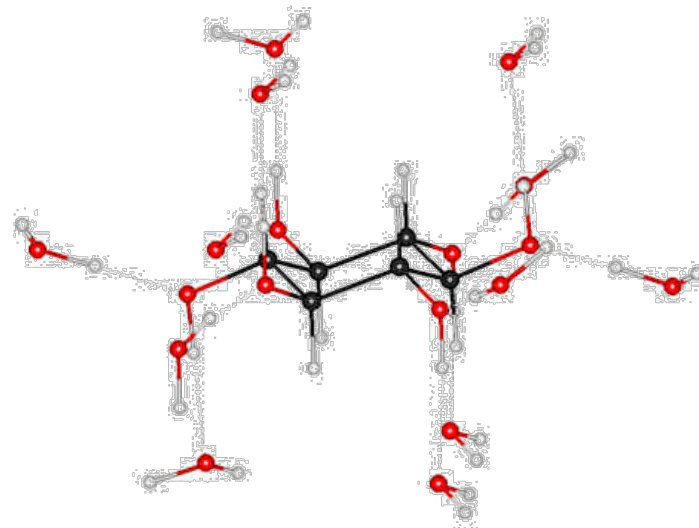
En général, la **solubilité augmente avec la température**, car l'agitation thermique accroît la mobilité des molécules et perturbe l'établissement des liaisons intermoléculaires

L'état liquide

Solvatation

✓ Les solvants **protiques** (eau, méthanol, éthanol...) sont des molécules polaires susceptibles de former des liaisons hydrogènes : ils permettent en particulier la solubilisation des composés ioniques.

Exemple : solvatation d'un sucre par des molécules d'eau

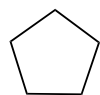


L'état liquide

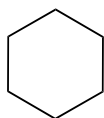
Solvatation

✓ Les solvants **aprotiques** ne permettent pas d'établir des liaisons H. On distingue :

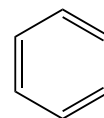
- Les **solvants apolaires** (moment dipolaire négligeable)
→ *solubilisation des composés apolaires*



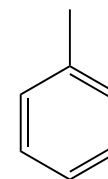
cyclopentane



cyclohexane

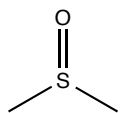


benzène

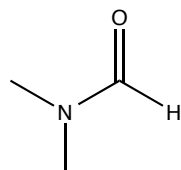


toluène

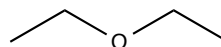
- Les **solvants polaires** (moment dipolaire élevé)
→ *solubilisation des composés apolaires*



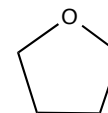
DMSO



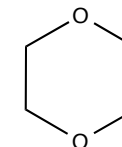
DMF



Ether



THF



Dioxane

L'état liquide

Additivité des volumes

Lors d'un mélange, *la masse totale se conserve* (on ne change pas le nombre de molécules), *mais pas le volume total*.

Exemple : mélange éthanol + eau

$$100 \text{ ml [éthanol]} + 100 \text{ ml [eau]} < 200 \text{ ml [mélange]}$$

L'état solide

L'état solide : état condensé, qui peut être ordonné (solide **crystallin**) ou désordonné (solide **amorphe**). Un solide possède non seulement un **volume propre**, mais aussi une **forme propre**.

L'une des caractéristiques essentielles des solides est la **rigidité** : ils sont difficilement déformables, car les forces d'attraction entre atomes ou molécules qui les constituent sont très importantes.



Solides amorphes et cristallins

Solides amorphes peuvent être obtenus par :

→ **Refroidissement brutal d'un liquide**

les molécules n'ont pas le temps de prendre leur position d'équilibre et ne respectent aucun ordre à moyenne et grande distance

→ **Solidification de liquides visqueux**

déplacement des molécules lent par rapport à la vitesse de refroidissement

Exemples de solides amorphes

Les matières plastiques

Le verre (obtenu par solidification de la silice fondue)

Solides amorphes et cristallins

Solides amorphes

- **Masse volumique plus faible** que les cristaux
- **Propriétés isotropes**
invariance des propriétés en fonction de la direction
- **Pas de fusion franche**
ramollissement progressif sous l'augmentation de la température

Solides cristallins

- **Empilement régulier** d'atomes ou de molécules. **Structures périodiques**
- **Propriétés isotropes ou anisotropes**
- **Point de fusion bien défini**

2014 : Année internationale de la cristallographie



L'année 2014 est celle du centenaire de la découverte de la cristallographie aux rayons X et de ses applications par Max von Laue, (Nobel de physique 1914), et par William Henry Bragg et William Lawrence Bragg (père et fils, Nobel de physique 1915).

L'Année internationale de la cristallographie 2014 souligne l'importance et le rôle de cette discipline dans l'achèvement des programmes de développement pour l'après-2015, concernant les questions de sécurité alimentaire, d'accès à l'eau potable et aux soins de santé, ainsi que les problématiques d'énergie renouvelable et d'assainissement environnemental. Elle commémore également le cinquantième anniversaire du prix Nobel de chimie reçu par en 1964 Dorothy Hodgkin pour son travail sur la vitamine B12 et la pénicilline, et le 400^e anniversaire de l'observation de la formation de cristaux de glace par Kepler, qui ouvrit la voie à des études plus étendues sur la symétrie dans la matière.

Source : www.unesco.org