

LA MATIÈRE ÉTATS ET CHANGEMENTS D'ÉTAT

I- ATOMES ET MOLÉCULES.

La **matière** correspond à une substance contenant des atomes et possédant une masse. Elle est constituée d'atomes, de molécules et d'ions.

Une **molécule** est constituée d'un ensemble d'atomes (nombre limité) → électriquement neutre.

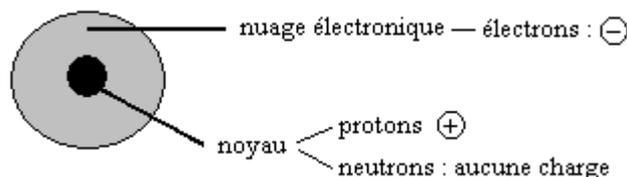
- **corps simple** = molécule avec un seul type d'atome (H_2 = dihydrogène)
- **corps composé** = molécule avec plusieurs types d'atome (H_2O = eau)
- **corps pur** = corps composé d'un seul type de molécule (eau distillée)
- **mélange** = corps contenant plusieurs types de molécules (bronze = cuivre + étain = Cu + Sn)

Un **atome** peut être considéré comme une **petite sphère** d'un milliardième de millimètre de diamètre. Les atomes sont liés entre eux par des liaisons dites covalentes.

Le **noyau** (99,5% de la masse de l'atome) est constitué de particules porteuses de charges + (protons) et de particules neutres (neutrons).

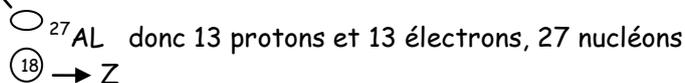
Le nuage électronique est constitué de porteurs de charges - (électrons).

Un atome possède autant de protons que d'électrons → charge nulle.



Le nombre de nucléon noté A et nombre de protons (numéro atomique) noté Z.

Ex : atome d'aluminium



Ion → atome qui perd ou gagne 1, 2, ou 3 électrons pendant une transformation chimique.

Anion → atome qui a gagné ou perdu 1 ou plusieurs électrons (charge -) ex : ion chlore : Cl^-

Cation → atome qui a perdu un ou plusieurs protons (charge +) ex : ion sodium : Na^+

⇒ La neutralité électrique globale de la matière impose que les charges positives des cations compensent exactement la charge négative des anions.

II- LES ÉTATS DE LA MATIÈRE : L'EAU.

On distingue trois états « habituels » : **solide**, **liquide**, **gazeux**.

Solide	Liquide	Gaz
<p>Un solide (la glace) a une forme propre qui ne dépend pas de celle du récipient qui le contient.</p> <p>Il n'épouse pas la forme du contenant.</p> <p>À température constante → volume conservé → incompressible.</p> <p><u>Masse conservée.</u></p>	<p>Un liquide (l'eau) n'a pas de forme propre.</p> <p>Il épouse la forme du récipient.</p> <p>La surface libre d'un liquide est toujours horizontale.</p> <p>À température constante → volume conservé → pratiquement pas compressible.</p> <p><u>Masse conservée.</u></p>	<p>Un gaz (vapeur d'eau) n'a pas de forme propre.</p> <p>Il prend la forme du récipient qui le contient et occupe tout l'espace disponible.</p> <p>Change de forme, de volume → compressible (on peut faire varier la quantité de gaz dans un même volume).</p> <p><u>Masse conservée.</u></p>
<p>Température la plus basse de l'univers.</p> <p>Les particules occupent des places ordonnées dans une structure compacte et régulière.</p>	<p>Molécules (atomes ou ions) glissent les unes sur les autres → se déplacent de façon aléatoire.</p> <p>Liquide dense, peu compressible et fluide.</p>	<p>Particules libres et très mobiles → se cognent contre les parois.</p>

Masse = quantité de matière (en kg)

Volume = place qu'il occupe (en m³)

Masse volumique = $\mu = m/V$ (kg/m³) → caractéristique de la substance qui constitue l'objet.

Exemple : μ de l'eau = 1 g/cm³

μ de l'huile = 0,8 g/cm³

Densité d'un corps (d) = rapport de sa masse volumique sur celle de l'eau.

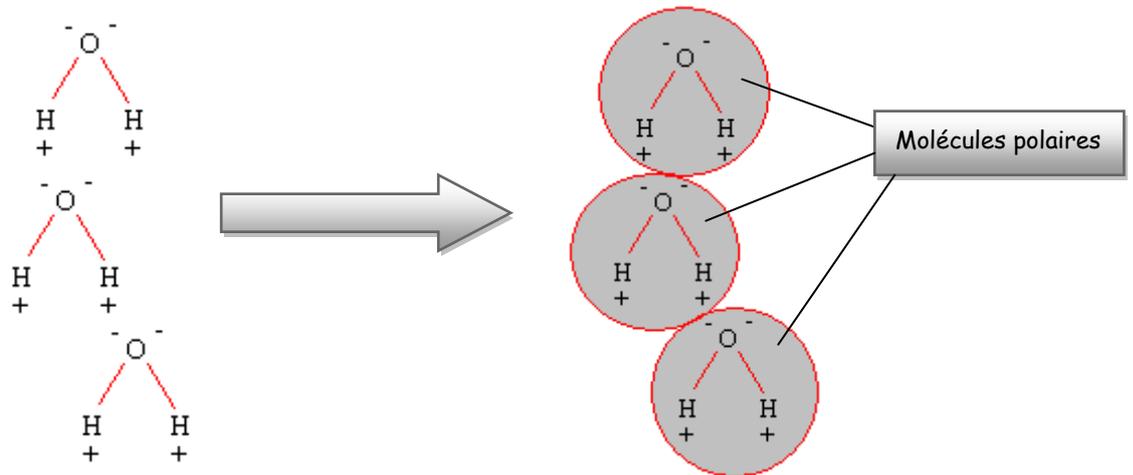
$$d = \mu \text{ de la substance} / \mu \text{ de l'eau}$$



Si $d > 1$ la substance **coule** (ex : aluminium $d = 2,7$)

Si $d < 1$ la substance **flotte** (ex : huile $d = 0,8$)

Les différents états de l'eau dépendent de la façon dont les molécules d'eau s'agencent les unes par rapport aux autres → liaisons entre les molécules dues à la polarité = liaisons hydrogènes de **molécules polaires** (charges + et - non réparties uniformément : hydrogène = charge positive ; oxygène = charge négative → les charges contraires s'attirent).



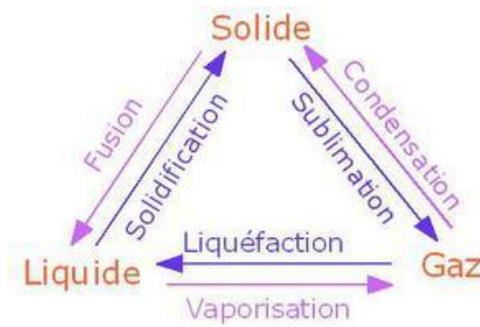
Ex : l'eau.

- ⇒ Si l'on refroidit l'eau liquide, l'agitation thermique des molécules d'eau diminue progressivement et les liaisons hydrogène, qui pouvaient se tordre dans le liquide, se raidissent peu à peu pour devenir pratiquement rectilignes (droites).
Les molécules d'eau forment alors une structure rigide très organisée : la glace.

III- LES CHANGEMENTS D'ÉTAT.

Les changements d'états sont de **transitions entre deux états physiques de la matière**.
En fonction des conditions extérieures (T° et pression), une même substance peut se présenter sous forme solide, liquide ou gazeuse.

- Liquide → Gaz = **vaporisation**.
- Gaz → Liquide = **liquéfaction**.
- Gaz → Solide = **condensation**.
- Liquide → Solide = **solidification**.
- Solide → Liquide = **fusion**.
- Solide → Gaz = **sublimation**.

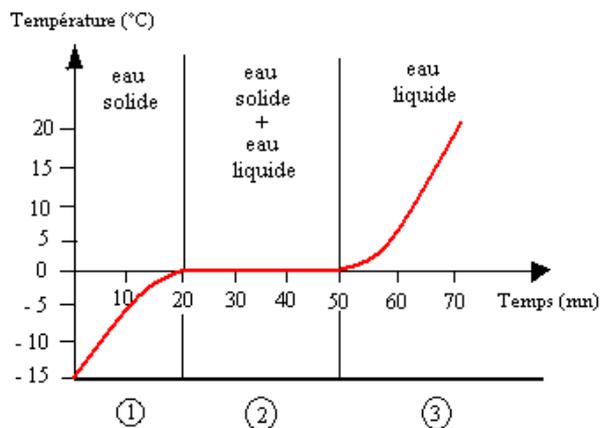
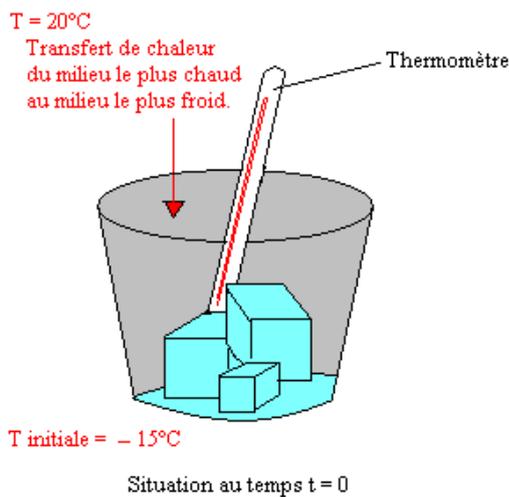


Au cours des changements d'états de l'eau pure (constituée uniquement de molécules d'eau), la température, la quantité de matière et la masse restent constantes. Seul le volume diminue ou augmente.

1- La fusion de la glace.

- 3 phases.
- Palier de fusion à 0°C → début du changement.
- La T° augmente (elle s'élève quand l'eau est à l'état liquide).

Expérience :



- 1 - La glace a une T° de -15°C au départ et la pièce environnante de 20°C . Il y a transfert d'énergie de l'air vers la glace → la T° de la glace s'élève jusqu'à 0°C .
- 2- De $(t)20\text{mn}$ à $(t)50\text{mn}$ → glace et eau liquide à 0°C . Toujours transfert d'énergie de l'air (20°C) vers la glace + l'eau. La fusion de l'eau consomme de l'énergie.
- 3- Toute l'eau est devenue liquide. Elle va finalement atteindre 20°C .

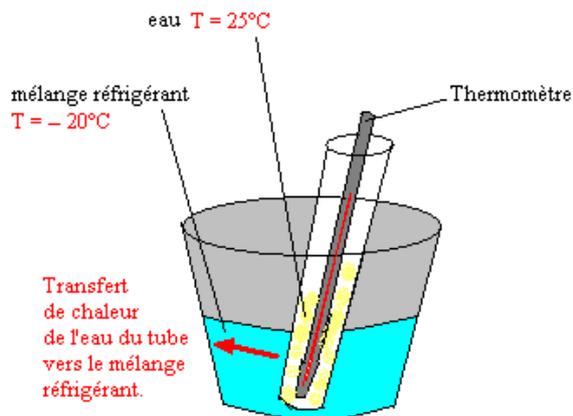
Le volume de l'eau liquide est inférieur à celui d'une même masse de glace. La masse de la glace est inférieure à la masse de l'eau liquide (à volume égal). C'est pourquoi les glaçons flottent dans l'eau.

2- La solidification de l'eau liquide.

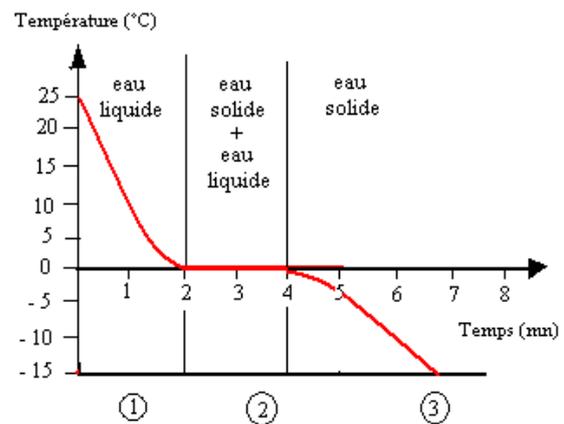
- La T° de changement ne dépend pas de la pression atmosphérique.
- Conservation de la masse.
- Volume de la glace > volume de l'eau liquide.
- Masse volumique (μ) de la glace (kg/m^3) < μ de l'eau.

Expérience :

- L'utilisation du mélange réfrigérant (glace pilée + sel) permet d'obtenir un environnement dont la T° est très inférieure à 0°C .
Mélanger sel et glace pilée consomme de l'énergie qui est prise dans le milieu environnant (c'est-à-dire à la glace pilée). Celle-ci cède l'énergie nécessaire et se refroidit.



Situation au temps $t = 0$



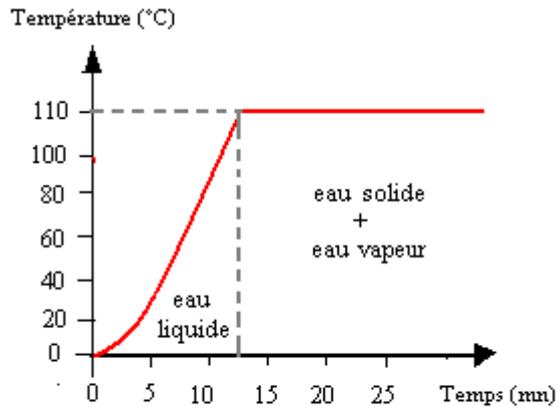
- 1- L'échange d'énergie entre l'eau et le mélange réfrigérant provoque l'abaissement de la T° de l'eau liquide jusqu'à 0°C .
- 2- À partir de 0°C , l'eau liquide commence à se transformer en glace. La solidification libère de l'énergie qui est transférée au mélange réfrigérant ce qui permet de maintenir la T° de l'ensemble glace + eau à 0°C .
- 3- Lorsque toute l'eau est devenue **solide**, l'échange d'énergie conduit à un nouvel abaissement de la T° .

3- La vaporisation.

- ⇒ **Ébullition** → 100°C (pour l'eau pure et à pression atmosphérique normale : 1 bar ou 1 013 hPa).
- **Influence de la pression extérieure** → si elle baisse la T° d'ébullition s'abaisse et inversement.
- La T° du liquide garde une valeur constante.
- ⇒ **Évaporation** → à toutes températures (seulement à la surface du liquide).
- Transformation lente de l'eau en vapeur d'eau au contact de l'air.
- Dans l'atmosphère la vitesse d'évaporation dépend de : la T° , la surface d'évaporation, de l'agitation de l'air, de la pression atmosphérique et du degré d'hygrométrie (teneur en humidité de l'air).

La vaporisation = passage de certaines molécules de la surface de l'eau à l'air ambiant.

Expérience 1 : ébullition

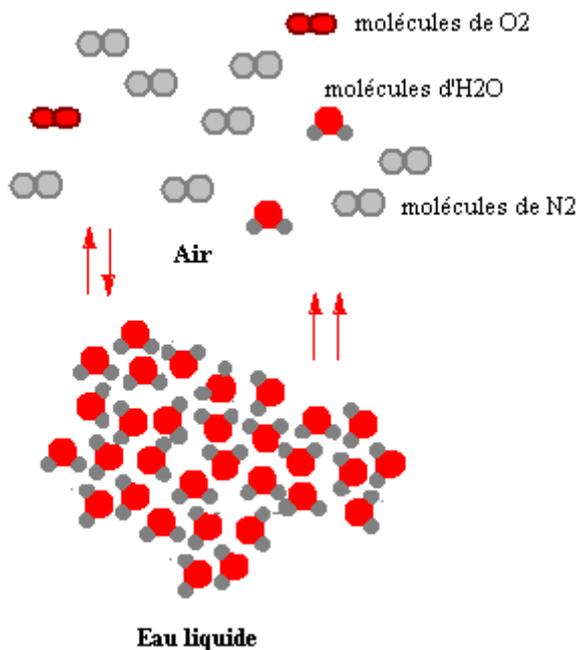


L'ébullition

L'ébullition est un cas particulier de vaporisation.

Elle correspond au passage rapide de l'état liquide à l'état gazeux sous l'effet d'une chaleur importante.

Expérience 2: évaporation



L'air n'est pas saturé en vapeur d'eau. Les molécules qui passent dans l'air à température ambiante (évaporation) prennent à l'eau l'énergie nécessaire à leur passage dans l'air. L'eau se refroidit alors.

L'évaporation consiste en une autre modalité de vaporisation. Elle s'effectue de façon plus lente et en dessous de 100°C pour l'eau. Les molécules d'eau liquide qui s'agitent le plus passent dans la phase gazeuse et l'enrichissent.

4- La liquéfaction.

- Liquéfaction à **100°C** (comme pour l'ébullition).
- **La condensation ne peut se produire à T° ambiante.**
- **Vapeur d'eau de l'air sur points froids = buée.**
- **Conservation de la masse.**
- **μ de la vapeur d'eau < μ de l'eau.**

NB : Rôle de la chaleur → l'énergie se mesure en **joule (J)** ou en **calorie (cal)** → **énergie nécessaire pour faire monter d'un degré Celsius la T° d'un gramme d'eau.**
Pendant le changement d'état la T° d'un corps pure reste constante.
Apport de chaleur nécessaire à un changement d'état → **chaleur latente.**

IV- L'AIR ET L'ATMOSPHÈRE.

L'atmosphère → enveloppe gazeuse de la Terre → **78% de diazote (N₂) ; 21% de dioxygène (O₂) ; 1% d'autres gaz.**

L'air atmosphérique exerce une pression sur les objets qui y sont immergés.
Les constituants de l'air atmosphérique peuvent être classés en deux catégories :

- **Azote et gaz rares** → concentration constante.
- **O₂, CO₂, vapeur d'eau** → la teneur varie dans l'atmosphère.

Structure verticale → résulte de l'existence de la **force de gravité** où la pression diminue quand l'altitude augment.

Distribution verticale de la T° → résulte de différentes sources de chaleur entre le sol et les hautes altitudes.

- par **convection** depuis la surface de la Terre.
- Par **rayonnement** depuis le soleil.
- Par **transformations chimiques de l'O₂** en haute altitude sous l'influence des radiations solaires et menant à la constitution de la couche d'ozone O₃

L'atmosphère est divisée en sphères :

- **La troposphère** → **15°C (de 0 à 10 km)** ; contient **50% du poids de l'atmosphère et 90% de vapeur d'eau.** Les $\frac{3}{4}$ de l'air atmosphérique y sont concentrés.
- **La stratosphère** → **- 56°C (de 0 à 50 km)** ; la T° s'élève rapidement avec l'altitude ; courants atmosphériques très violents.
- **La mésosphère** → **de 50 à 55 km** ; la T° diminue.
- **La thermosphère** puis **la ionosphère** → **de 55 à 500 km** ; la T° croît rapidement (\approx 1 800 à 2 000°C à 250 km) ; pression très faible.

Pression atmosphérique normale → 1013 hPa → varie avec l'altitude, le lieu, et l'instant.

NB : l'atmosphère joue un rôle important pour l'équilibre thermique : le jour elle réfléchit et absorbe plus de la moitié du rayonnement solaire (évite les T° trop fortes). La nuit, elle empêche la chaleur reçue de repartir vers l'espace (effet de serre).

L'air → incolore (donc invisible) → gaz (à T° ordinaire).

⇒ Deux façons complémentaires de le mettre en évidence : observations et expériences.

Mise en évidence	Observations	Expériences
Déplacement propre	Vent, courant d'air.	Ventilateur, éventail.
Mise en mouvement d'objet	Feuilles mortes, nuages, éoliennes.	Avions en papier.
Résistance dans un contenant	Ballon de foot bien gonflé.	Sac gonflé qui éclate.
Déplacement dans un liquide	Bulles des bouteilles de plongée.	Plonger un verre à l'envers dans l'eau.

Propriété physique :

- Compressible et expansible, le volume se modifie sous l'action d'une surpression ou d'une dépression.
- Le volume dépend de la pression :
Pression (P) x Volume (V) = quantité de matière (n) x une constante (R) x température (T).
 $PV = nRT$
⇒ À T° constante, P x V reste constant → si la pression augmente, le volume diminue et inversement.

Caractère matériel :

- Pesant.
- Dans des conditions normales de T° et de pression (CNTP) → 1L d'air pèse un peu plus d'1g

Propriétés physiques de la matière :

- ⇒ La conduction électrique → par les métaux.
Isolants → eau pure, plastique, verre et bois.
- ⇒ La conduction thermique → par les métaux.
Isolants → polystyrène et laine.
- ⇒ La conduction magnétique → par le fer, le cobalt, le nickel.