

Phys. Chim. Collège ▶ Etats de la matière ▶ Chap.4  
Etats et changements d'état



## 1. Etats solide, liquide et gazeux

Toutes les espèces chimiques (par exemple l'eau, le fer, le dioxygène) peuvent exister sous 3 états physiques différents : solide, liquide et gazeux. Les différentes formes que peut prendre l'eau sur Terre correspondent à ces trois états.

	Etat solide	Etat liquide	Etat gazeux
Formes	Glace, neige, grêle, givre	Mers, lacs, océans, pluie, buée, brouillard, brume, nuages*	Vapeur d'eau



*\*Très souvent, les nuages contiennent de l'eau à l'état solide.*

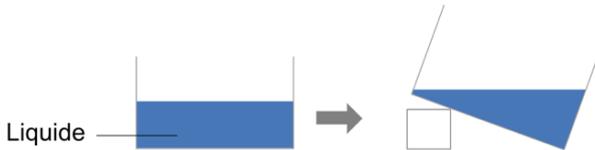
⚠ **La buée** est souvent improprement appelée « vapeur » alors que, comme toutes les autres formes visibles de l'eau en suspension dans l'air (brouillard, brume, nuages), elle est constituée de **minuscules gouttelettes**, donc d'eau à l'état **liquide**. Dans l'air, seule l'eau à l'état gazeux (vapeur d'eau) est invisible.



*Le panache qui se forme au-dessus d'une casserole dans laquelle chauffe de l'eau est donc de la buée.*

**L'état solide** possède une **forme propre**.

Cela signifie que sa forme ne va pas changer selon le récipient qui le contient, à l'inverse du liquide qui prend la forme du récipient et dont la **surface libre** au repos est plane et horizontale :



**L'état gazeux** n'a **pas de forme propre** et n'a **pas de volume propre** car contrairement aux solides et aux liquides, il occupe tout le volume offert.

On peut donc diminuer ou augmenter le volume d'un gaz : c'est pour cette raison qu'on dit que les gaz sont « **compressibles** » et « **expansibles** », à l'inverse des solides et des liquides.

	Etat solide	Etat liquide	Etat gazeux
Forme propre	OUI	Non	Non
Volume propre	OUI	OUI	Non



Souvent, on utilise le terme « gaz » de manière **abusive**, pour décrire un liquide.

*Par exemple, il est abusif de dire qu'un briquet contient du « gaz » car lorsqu'il est neuf il contient une majorité de liquide dont le nom est « butane » et qui a été liquéfié par compression. Au dessus du butane à l'état liquide se trouve du butane à l'état gazeux, qui sort lorsqu'on appuie sur le bouton du briquet.*



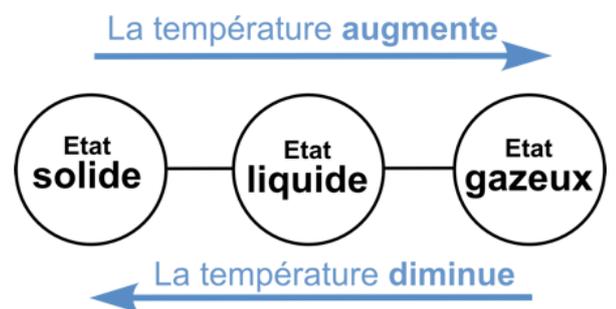
## 2. Changements d'état

L'état dans lequel se trouve une espèce chimique dépend de sa **température**.

On peut donc changer l'état d'une espèce chimique en modifiant sa température.

*Par exemple, à 20°C, le fer existe à l'état solide : il faudra donc augmenter sa température pour qu'il passe à l'état liquide, et l'augmenter encore pour qu'il passe à l'état gazeux.*

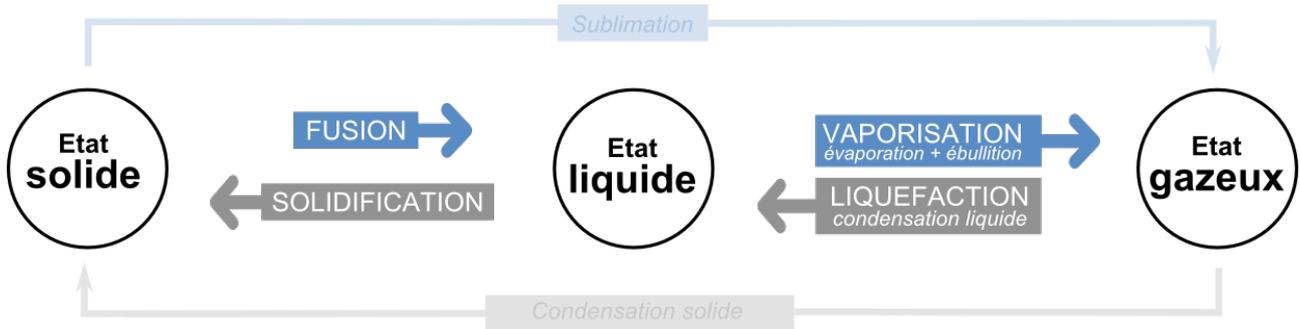
*A l'inverse, le dioxygène existe à l'état gazeux à 20°C : il faudra donc diminuer sa température pour qu'il passe à l'état liquide, et la diminuer encore pour qu'il passe à l'état solide. L'état d'une espèce chimique dépend également de la pression : par exemple, à 20°C le dioxygène peut exister à l'état liquide s'il a été comprimé dans une bouteille par exemple (photo ci-contre).*



L'unité de mesure de la température est le **degré Celsius**, qui a pour symbole « °C ».

*Il existe d'autres unités de mesure de la température. Celle du Système International (unité SI) est le Kelvin, dont le symbole est « K ».  
Pour convertir des degrés Celsius en Kelvin, il suffit d'ajouter 273,15. Par exemple : 20 °C = 293,15 K*

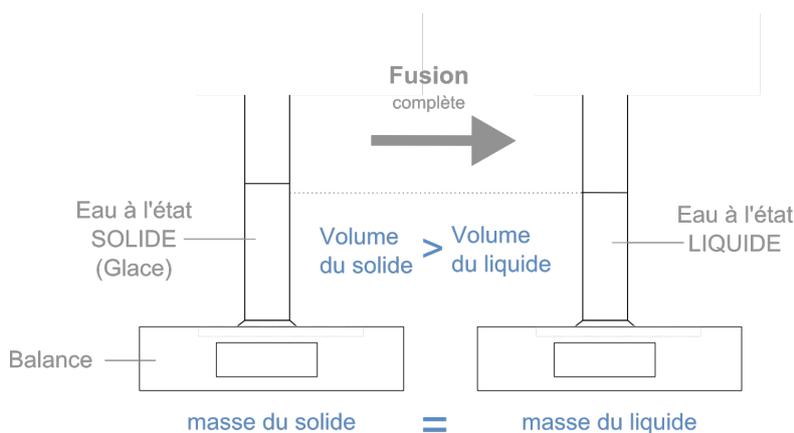
**Les changements d'état** sont des **transformations physiques** au cours desquels une substance passe d'un état à un autre.



*Par exemple lorsqu'un glaçon fond, l'eau qu'il contient passe de l'état solide à l'état liquide : le changement d'état qui a lieu est donc la fusion.*

Au cours des changements d'état, **la masse se conserve** (elle reste la même) mais le **volume change**.

*Par exemple, l'eau à l'état liquide que l'on obtient après fusion (fonte) d'un glaçon d'un kilogramme a toujours la même masse (1 kg). Mais son volume aura diminué (d'environ 10 %) :*



*L'eau fait figure d'exception car le volume de la plupart des espèces chimiques augmente au cours de la fusion (tout comme il augmente au cours de la vaporisation).*

Le terme « **vaporisation** » regroupe deux phénomènes physiques :  
**l'évaporation** qui est une transformation lente qui a lieu à la surface du liquide lorsqu'il est en contact avec l'air par exemple, et **l'ébullition** qui est une transformation rapide au cours de laquelle des bulles de gaz se forment à l'intérieur du liquide (on dit qu'il bout).



L'évaporation d'un liquide dépend des **conditions extérieures** (humidité\*, température de l'air et vent), alors que l'ébullition a toujours lieu à la même température : c'est donc toujours la température d'ébullition qui est indiquée car l'évaporation peut avoir lieu à n'importe quelle température.



*\*L'humidité représente la quantité d'eau à l'état gazeux (vapeur) présente dans l'air.*

*Par exemple l'eau peut s'évaporer à des températures très basses si elle est en contact avec un air sec et venteux : c'est le cas lorsqu'on fait sécher du linge en hiver, alors que sa température d'ébullition est égale à 100 °C quelles que soient les conditions extérieures (humidité, température de l'air, vent).*

*Mais la température d'ébullition diminue lorsque la pression diminue (en altitude par exemple).*

On peut employer l'expression « **condensation liquide** » à la place de « **liquéfaction** ». Dans le cas de l'eau (et uniquement dans ce cas), l'emploi du terme « condensation\* » seul est accepté.



*\*Le terme « condensation » employé seul est plutôt réservé au passage direct de l'état gazeux à l'état solide, que l'on appelle plutôt « condensation solide » afin d'éviter les confusions.*

*Par exemple, quand de la buée se forme sur une vitre ou dans l'air (buée, brouillard, brume, nuage), on peut dire que la vapeur d'eau a subi une condensation. Mais, pour toutes les autres espèces chimiques, on doit employer le terme liquéfaction (ou condensation liquide).*

### 3. Température et énergie

Les changements d'état s'effectuent à des températures différentes selon les espèces chimiques, mais **deux changements d'état opposés ont lieu à la même température.**

$$T_{\text{solidification}} = T_{\text{fusion}}$$

$$T_{\text{liquéfaction}} = T_{\text{ébullition}}$$

*C'est pour cette raison que, pour une espèce chimique donnée, on n'indique très souvent que la température de fusion et la température d'ébullition, puisque les températures de solidification et de liquéfaction se déduisent de ces deux valeurs.*

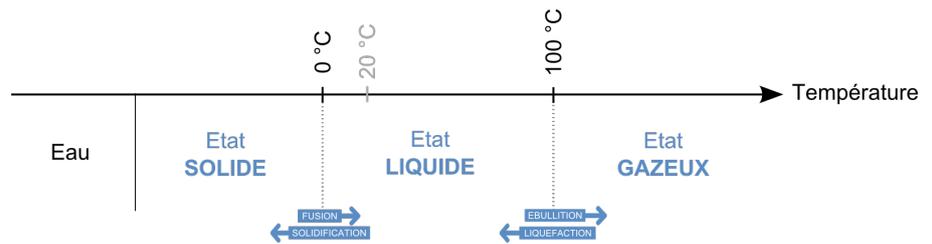
Par exemple, pour l'eau pure :

$T_{\text{fusion}} = 0\text{ °C}$  et  $T_{\text{ébullition}} = 100\text{ °C}$

On en déduit que :

$T_{\text{solidification}} = 0\text{ °C}$

$T_{\text{liquéfaction (condensation)}} = 100\text{ °C}$



Pour effectuer la fusion ou la vaporisation de la matière, il faut lui **fournir de l'énergie.**

Le plus souvent, l'énergie est fournie sous forme de chaleur (en chauffant), mais elle peut être fournie sous d'autres formes : énergie lumineuse (en éclairant par exemple) ou énergie mécanique (en agitant par exemple)



*Par exemple, pour faire fondre de la glace (fusion), on peut la chauffer, mais on peut également la laisser au Soleil, ce qui permet de lui fournir de l'énergie lumineuse.*

*L'apport d'énergie augmente l'agitation des molécules (vibration et mouvement). Lorsque celle-ci est suffisante, la fusion commence : les molécules qui étaient proches et immobiles les unes par rapport aux autres à l'état solide vont se mettre en mouvement. Si on continue à apporter de l'énergie, la vaporisation commence car les molécules vont alors s'éloigner les unes des autres.*

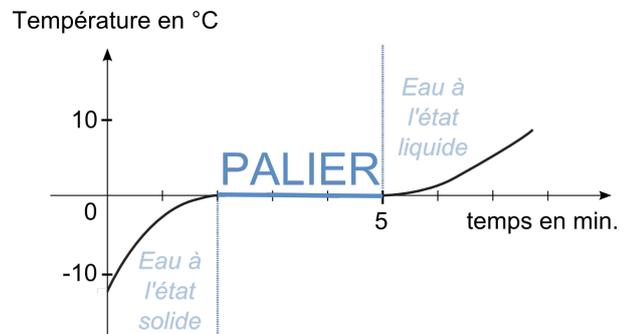
Toute l'énergie apportée (ou perdue) durant un changement d'état est uniquement utilisée pour le changement d'état, mais pas pour augmenter (ou diminuer) la température : on observe donc que **la température reste la même pendant un changement d'état**.

On dit qu'il y a un « **palier de température** » durant le changement d'état.

*Ci-contre : palier de température observé lors de la fusion de l'eau pure.*

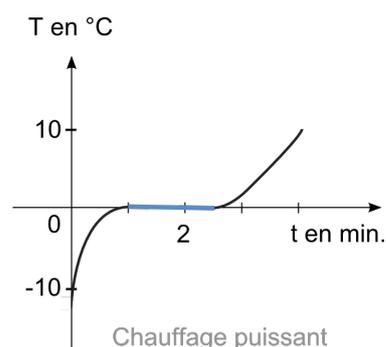
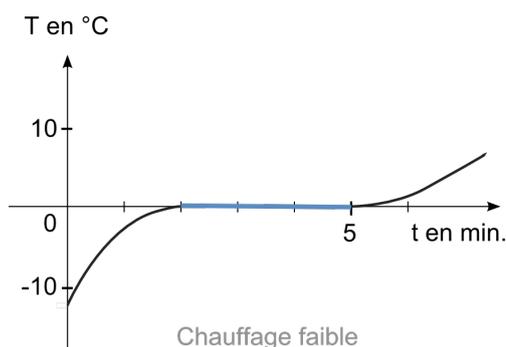
*Les premières gouttes d'eau à l'état liquide apparaissent à la 2<sup>ème</sup> minute de l'expérience. Pendant toute la durée de la fusion dure (3 minutes : de la 2<sup>ème</sup> à la 5<sup>ème</sup> minute), la température est celle de fusion de l'eau : 0 °C.*

*A la 5<sup>ème</sup> minute, les derniers cristaux de glace ont fondu. Il y a seulement de l'eau à l'état liquide dans le récipient. L'énergie apportée va alors permettre à nouveau l'augmentation de sa température.*



Plus l'échange d'énergie avec l'extérieur est rapide, plus le changement d'état sera rapide (autrement dit, le palier durera moins longtemps) mais il s'effectuera **toujours à la même température**.

*Par exemple, avec un chauffage plus puissant (graphique de droite ci-dessous), le début de la fusion sera atteint plus rapidement et le palier durera moins longtemps qu'avec un chauffage plus faible (graphique de gauche ci-dessous).*



La fusion et la vaporisation sont donc des changements d'état qui consomment de l'énergie. Lorsque cet échange d'énergie a lieu sous forme de chaleur avec de l'air plus chaud, on observera donc une baisse de température de ce dernier : on parle de « **pouvoir refroidissant** » de la fusion et de la vaporisation.

Par exemple, lorsqu'on arrose en été une terrasse à l'aide d'un brumisateur : l'eau, en s'évaporant, va refroidir l'air et donner une sensation de fraîcheur. Lorsqu'on utilise le brumisateur sur notre peau, la chaleur est alors fournie à l'eau par notre corps qui va donc se refroidir.

A l'inverse, pour effectuer la solidification et la liquéfaction (condensation liquide), la matière doit fournir de l'énergie à l'extérieur. On parle du « **pouvoir réchauffant** » de la solidification et de la liquéfaction.



Les températures des changements d'état sont celles de l'espèce chimique, et non pas celle de l'environnement.



Par exemple, les glaçons versés dans une boisson commenceront à fondre alors que la température de la boisson sera bien supérieure de  $0^{\circ}\text{C}$ .

De la même façon, l'eau d'un lac ne gèlera pas dès que la température de l'air atteindra  $0^{\circ}\text{C}$  mais dès que la température de l'eau en surface aura atteint  $0^{\circ}\text{C}$ .

Si on verse 25 grammes de glaçons à  $-18^{\circ}\text{C}$  dans un grand verre contenant 250 mL de boisson à  $20^{\circ}\text{C}$ , la température des glaçons va augmenter jusqu'à atteindre  $0^{\circ}\text{C}$ , mais la température de la boisson aura seulement diminué de  $1^{\circ}\text{C}$  (et donc atteint  $19^{\circ}\text{C}$ ). Durant toute la fusion, la température de la boisson continuera à diminuer et avoisinera les  $11^{\circ}\text{C}$  lorsque tous les glaçons auront fondu.

L'état dans lequel existe une espèce chimique dépend de la température, mais également de la **pression**.

Par exemple, à la pression normale, l'eau ne peut exister à l'état liquide qu'entre  $0$  et  $100^{\circ}\text{C}$ . Il est possible d'obtenir de l'eau liquide à des températures supérieures à  $100^{\circ}\text{C}$ , dans un autocuiseur par exemple (photo ci-dessous), en augmentant la pression.

Par conséquent, les températures des changements d'état dépendent de la pression.



Par exemple, la température d'ébullition de l'eau pure diminue avec l'altitude car la pression est plus faible : en haut du Mont-Blanc, l'eau bout à  $85^{\circ}\text{C}$ , et à  $72^{\circ}\text{C}$  en haut de l'Everest.



# 4. Modèle moléculaire de la matière

La plupart des espèces chimiques (dont l'eau) sont constituées de **molécules** : ce sont des « petits grains de matière » tous identiques les uns aux autres.

On peut représenter les molécules par des formes géométriques : c'est le « modèle moléculaire de la matière ». Cette représentation n'est pas fidèle à la réalité\*, mais elle permet de décrire et d'expliquer certaines propriétés de la matière.

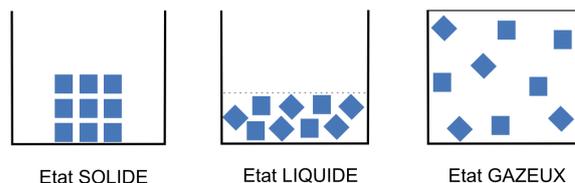
Entre les molécules, il y a de l'espace **vide** (c'est-à-dire l'absence de matière). Il n'y a surtout pas de l'air, puisqu'il est lui même constitué de molécules (principalement de diazote et de dioxygène).

*\*Par exemple la molécule d'eau est un assemblage de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.*

L'état d'une substance dépend de la disposition des molécules (c'est-à-dire si elles sont proches les unes des autres ou non) et de leur mouvement les unes par rapport aux autres :

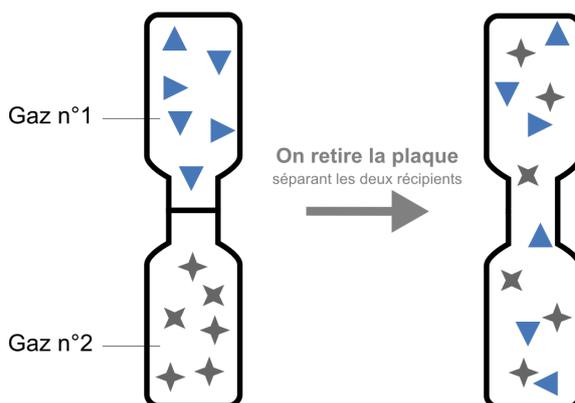
	Etat solide	Etat liquide	Etat gazeux
<b>Molécules proches</b> les unes des autres	OUI	OUI	non
<b>Molécules en mouvement</b> les unes par rapport aux autres	non	OUI	OUI
	<b>compacts</b>		<b>dispersé</b>
	<b>ordonné*</b>	<b>désordonnés</b>	

*\*Les solides dits « amorphes » ou « vitreux » sont désordonnés, mais les molécules qui les constituent sont tout de même immobiles les unes par rapport aux autres.*



C'est en raison du **mouvement** des molécules les unes par rapport aux autres que les liquides et les gaz **occupent la forme** du récipient qui les contient.

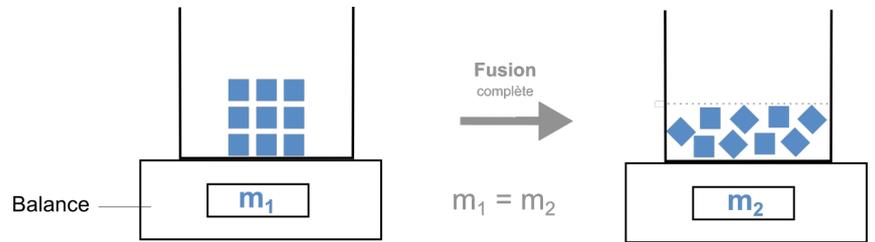
Ce mouvement des molécules peut être mis en évidence par le phénomène de **diffusion** : si on retire la plaque séparant deux gaz, ils vont se mélanger sans qu'il soit nécessaire d'agiter.



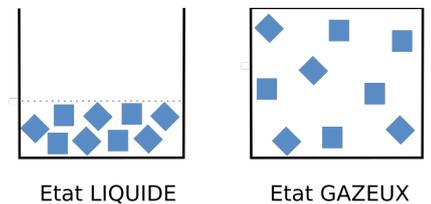
A l'inverse, la **forme propre** des solides (c'est-à-dire le fait qu'ils gardent leur forme et ne prennent pas celle du récipient) est due à l'**immobilité** des molécules.

*Cependant, même à l'état solide, les molécules **vibrent** autour de leur position d'équilibre, et la température est directement liée à leur agitation (mouvement et vibration) : plus celle-ci est faible, plus la **température** diminue, sans toutefois pouvoir descendre en-dessous d'une valeur appelée « zéro absolu » (égale à -273,15 °C) qui correspond à une agitation moléculaire nulle.*

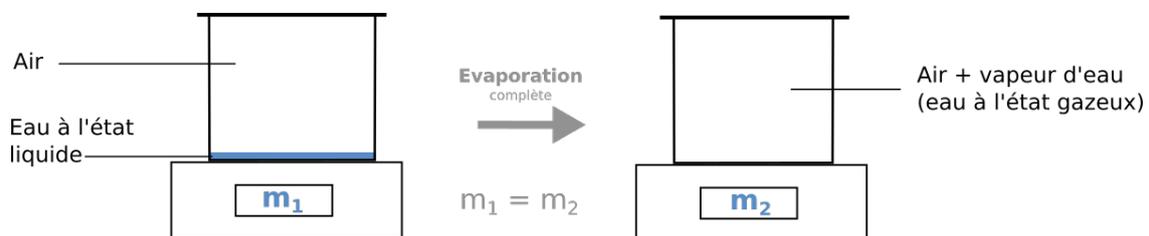
Le modèle moléculaire de la matière permet d'expliquer la **conservation de la masse** durant les changements d'états puisque le nombre de molécules reste le même.



Il permet d'également d'expliquer pourquoi les gaz occupent plus de volume que les solides et les liquides en raison de l'**espace vide entre les molécules qui n'est pas le même**.



⚠ Il y a également conservation de la masse au cours de l'**évaporation** car les molécules sont toujours présentes dans le récipient et en même nombre.



*Par exemple, si on laisse évaporer de l'eau à l'état liquide dans un récipient fermé (schéma ci-dessus), alors la masse totale ne changera pas car le nombre de molécules d'eau est le même (et leur masse continue d'être affichée par la balance).*

## 5. Taille des molécules

Les molécules ont une taille extrêmement faible, de l'ordre de **0,1 nanomètre (nm)** c'est-à-dire 0,1 milliardième de mètre = 0,1 millionième de millimètre.

⚠ Les molécules ne doivent pas être confondues avec les **cellules** qui sont les unités de base du vivant, et dont la taille est de l'ordre de 10  $\mu\text{m}$  (10 micromètres) = 10 millionièmes de mètre = 10 millièmes de millimètre.

*Les cellules sont également constituées de molécules ; leur membrane par exemple est constituée majoritairement de molécules de lipides associées en deux couches.*

Pour exprimer les petites dimensions, on peut employer la notation avec les **puissances de 10** :

Millimètre : **1 mm = 0,001 m = 1 x 10<sup>-3</sup> m = 10<sup>-3</sup> m**

Micromètre : **1 μm = 0,000 001 m = 1 x 10<sup>-6</sup> m = 10<sup>-6</sup> m**

Nanomètre : **1 nm = 0,000 000 001 m = 1 x 10<sup>-9</sup> m = 10<sup>-9</sup> m**

	<b>m</b>	dm	cm	<b>mm</b>	-	-	<b>μm</b>	-	-	<b>nm</b>	-	-
		10 <sup>-1</sup> m	10 <sup>-2</sup> m	10 <sup>-3</sup> m	10 <sup>-4</sup> m	10 <sup>-5</sup> m	10 <sup>-6</sup> m	10 <sup>-7</sup> m	10 <sup>-8</sup> m	10 <sup>-9</sup> m	10 <sup>-10</sup> m	10 <sup>-11</sup> m
	mètre			millimètre			micromètre			nanomètre		
Cellule						1	<b>0</b>					
Molécule										<b>0,</b>	1	

Les dixièmes et centièmes de millimètres, de micromètres et de nanomètres existent, mais on ne leur a pas attribué de nom.

La taille d'une molécule (0,1 nanomètre) est donc égale à 0,000 1 micromètre (μm) car 1 nanomètre étant 1 000 fois plus petit qu'un micromètre, il faut diviser par 1 000 le nombre de nanomètres lorsqu'on convertit en micromètres :

$$0,1 \text{ nm} = 0,1 \times \frac{1 \mu\text{m}}{1000} = \frac{1}{10} \times \frac{1 \mu\text{m}}{1000} = \frac{1 \mu\text{m}}{10000} = 0,000 1 \mu\text{m}$$

La taille d'une cellule (10 μm) est donc égale à 0,01 mm car 1 micromètre (μm) étant 1 000 fois plus petit qu'un millimètre (mm), il faut diviser par 1 000 le nombre de micromètres lorsqu'on convertit en millimètres :

$$10 \mu\text{m} = 10 \times \frac{1 \text{ mm}}{1000} = \frac{1 \text{ mm}}{100} = 0,01 \text{ mm}$$

**Les gaz** ne doivent pas être confondus avec **les fumées** qui sont constituées de particules fines à l'état solide en suspension dans l'air, et dont la taille moyenne est égale à 1 μm = 1 millionième de mètre = 10<sup>-6</sup> m



Les fumées (particules solides) ne doivent pas non-plus être confondues avec la **buée**, la brume ou le brouillard (photo ci-dessous) qui sont constitués de fines gouttelettes d'eau à l'état **liquide** en suspension dans l'air, et dont la taille est comprise entre **1 et 10 μm**

La **vapeur** d'eau, invisible, est de l'eau à l'état gazeux, c'est-à-dire constituée de molécules d'eau (taille de l'ordre de 0,1 nm = 10<sup>-10</sup> m) dispersées et en mouvement. Même lorsqu'il fait très beau, l'atmosphère contient de la vapeur d'eau (sauf dans des zones extrêmement arides).



**Les rapports de tailles** se calculent en effectuant des divisions en veillant à exprimer les tailles dans la même unité.

Par exemple, on peut calculer qu'une cellule (taille de l'ordre de  $10\ \mu\text{m}$ ) est 100 000 fois plus grosse qu'une molécule (taille de l'ordre de  $1\ \text{nm}$ ) en exprimant leur taille dans l'unité de mesure de la molécule (nm) :

$$\frac{\text{taille cellule}}{\text{taille molécule}} = \frac{10\ \mu\text{m}}{0,1\ \text{nm}} = \frac{10\ 000\ \text{nm}}{0,1\ \text{nm}} = 100\ 000$$

Ou calculer qu'une particule fine (taille de l'ordre de  $1\ \mu\text{m}$ ) est 10 000 fois plus grosse qu'une molécule (taille de l'ordre de  $1\ \text{nm}$ ) en exprimant leur taille dans l'unité de mesure de la particule fine ( $\mu\text{m}$ ) :

$$\frac{\text{taille particule fine}}{\text{taille molécule}} = \frac{1\ \mu\text{m}}{0,1\ \text{nm}} = \frac{1\ \mu\text{m}}{0,000\ 1\ \mu\text{m}} = 10\ 000$$

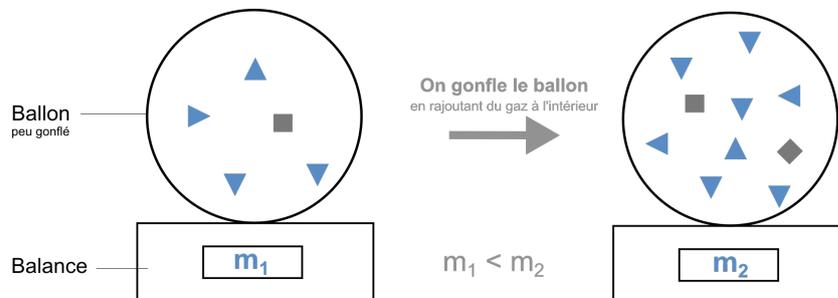
## 6. Masse et pression des gaz

**Les gaz ont une masse**, qui est celle des molécules qui les constituent. Puisque celles-ci sont dispersées, les gaz sont moins denses que les solides et les liquides.

La masse des gaz peut être mise en évidence à l'aide d'un ballon dont la masse augmente lorsqu'on le gonfle, c'est-à-dire lorsqu'on ajoute des molécules à l'intérieur du ballon.



Un récipient qui contient un gaz (ou un mélange de gaz comme l'air) ne contient pas « rien » : ce dernier terme doit être réservé au vide, c'est-à-dire à l'absence de matière, et donc à l'absence de molécules.

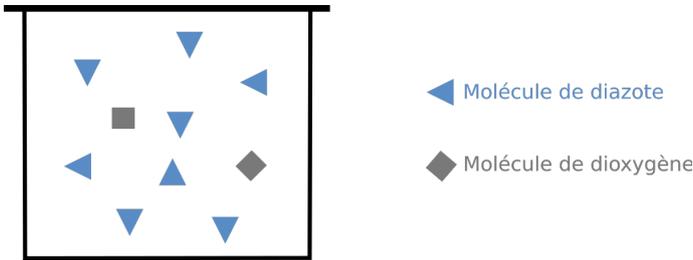


**1 litre d'air pèse environ 1,2 g**

Cette valeur dépend des conditions de température et de pression ; par exemple elle diminue si on augmente la température (c'est pour cette raison que l'air chaud s'élève dans l'air froid).

Les gaz sont moins denses que les solides et les liquides signifie que leur masse volumique (c'est-à-dire la masse d'un certain volume) est plus faible. Par exemple, la masse volumique de l'eau est égale à  $1000\ \text{g/L}$  alors que celle de l'air est égale à  $1,2\ \text{g/L}$ , donc environ 1 000 fois plus faible.

Cette masse est celle des molécules de **diazote** et de **dioxygène** qui sont les principaux constituants de l'air dans les proportions suivantes : **80 %** de diazote (c'est-à-dire 4/5) et **20 %** de dioxygène (c'est-à-dire 1/5). Lorsqu'on représente de l'air à l'intérieur d'un récipient, il faut donc représenter 4 fois plus de molécules de diazote que de dioxygène :

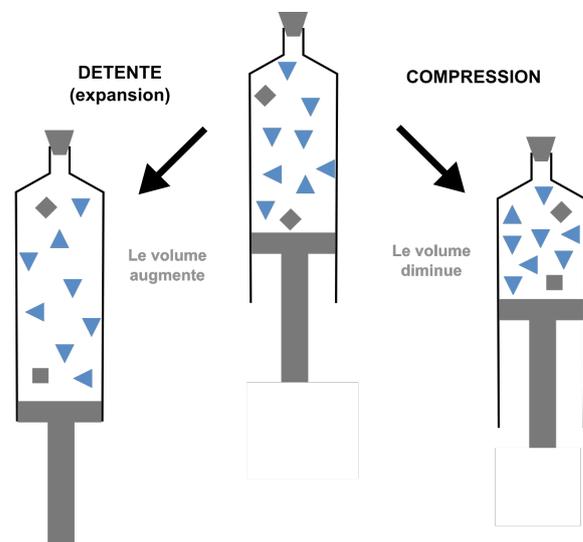


**La pression** des gaz, qui se mesure en **Pascal (Pa)** ou en **bar** (1 bar = 100 000 Pa) à l'aide d'un **manomètre** (photo ci-contre), est causée par les **chocs** des molécules en mouvement contre les parois du récipient.

*Un manomètre mesure souvent la pression en bar, alors qu'un baromètre est utilisé pour mesurer les variations de la pression atmosphérique en hectoPascal (1 hPa = 100 Pa = 0,001 bar)*

*Sur Terre, la pression atmosphérique moyenne est égale à 1013 hPa (= 101 300 Pa = 1,013 bar). Elle peut atteindre des valeurs inférieures à 900 hPa (forte dépression) et supérieures à 1050 hPa (fort anticyclone).*

On peut augmenter la pression d'un gaz en diminuant le **volume** du récipient : on dit alors que le gaz est comprimé, ou qu'il subit une **compression**. A l'inverse, le gaz subit une **détente** (ou expansion).



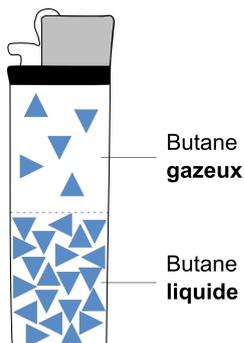
On peut également augmenter la pression d'un gaz en augmentant le **nombre de molécules**, sans changer le volume, car cela augmentera le nombre de chocs contre les parois.

*Par exemple, la pression à l'intérieur d'un ballon augmente lorsqu'on le gonfle : c'est pour cette raison qu'il rebondit mieux. A l'inverse, la pression diminue si on diminue le nombre de molécules sans changer le volume.*

Enfin, la **température** d'un gaz modifie sa pression car l'agitation des molécules augmente avec la température, ce qui augmente le nombre de chocs contre les parois.

*C'est pour cette raison qu'il est nécessaire de contrôler la pression de l'air à l'intérieur d'un pneu lorsque la température change.*

La modification de la pression peut donc également entraîner un changement d'état, sans avoir à modifier la température.



*Par exemple, le butane gazeux a été liquéfié à l'intérieur d'un briquet par augmentation de sa pression.*

*Pour augmenter la pression on rajoute des molécules de butane à l'intérieur du briquet jusqu'à ce que l'espace entre elles soit insuffisant et que le butane se liquéfie (passage à l'état liquide). Au fur et à mesure que du butane à l'état gazeux s'échappe du briquet, une partie du butane liquide se vaporise car de l'espace est disponible pour que des molécules se dispersent à nouveau.*



**Quiz et exercices corrigés** ▶ [www.pcclg.fr](http://www.pcclg.fr) (Physique-Chimie Collège.fr)

**Manuels interactifs** ▶ [Apple Books](#)



Accessible sur iPad, iPhone, iPod touch et Mac (à partir de OS X Yosemite)



Q Objectif S

**Bientôt le brevet ?** ▶ [www.pretpourlebrevet.fr](http://www.pretpourlebrevet.fr)

**Bientôt le Lycée ?** ▶ [www.pretpourla2de.fr](http://www.pretpourla2de.fr)