



Toutes les espèces chimiques peuvent exister sous 3 états physiques différents : solide, liquide et gazeux.

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 ni 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 dans un briquet qui contient en réalité du butane à l'état liquide.*

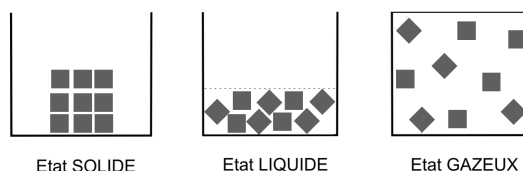


• Modélisation

La plupart des espèces chimiques sont principalement constituées de **molécules** qui sont des « petits grains de matière » tous identiques les uns aux autres que l'on peut représenter donc par des **formes géométriques**. Cette modélisation n'est pas fidèle à la réalité, mais elle permet de décrire et d'expliquer certaines propriétés de la matière :

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

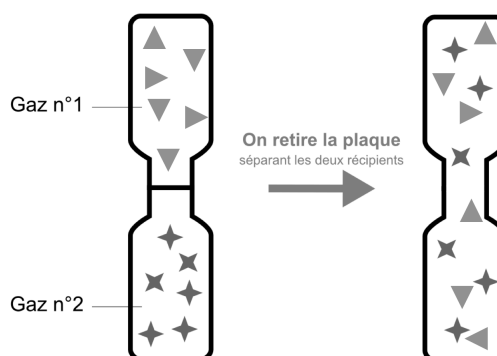
**Seulement pour les cristaux ; les solides dits « amorphes » sont désordonnés.*



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.

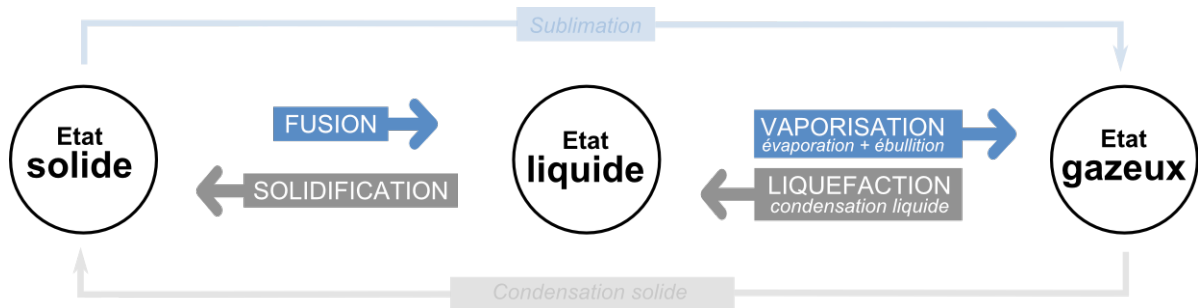
A l'inverse, la **forme propre** des solides (c'est-à-dire le fait qu'ils gardent leur forme et ne prennent pas celle du récipient) est due à l'**immobilité** des molécules.



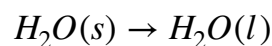
*Cependant, même à l'état solide, les molécules **vibrent** autour de leur position d'équilibre, et la température est directement liée à leur agitation (mouvement et vibration) : plus celle-ci est faible, plus la **température** diminue, sans toutefois pouvoir descendre en-dessous d'une valeur appelée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

• Changements d'état

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

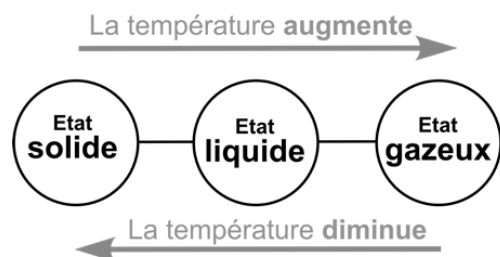


Dans le cas des changements d'états de **corps purs**, l'état physique de l'espèce chimique est indiqué entre parenthèses (« s » pour solide, « l » pour liquide et « g » pour gazeux) et le changement d'état peut être **modélisé par une équation** ; par exemple pour la fusion de l'eau :

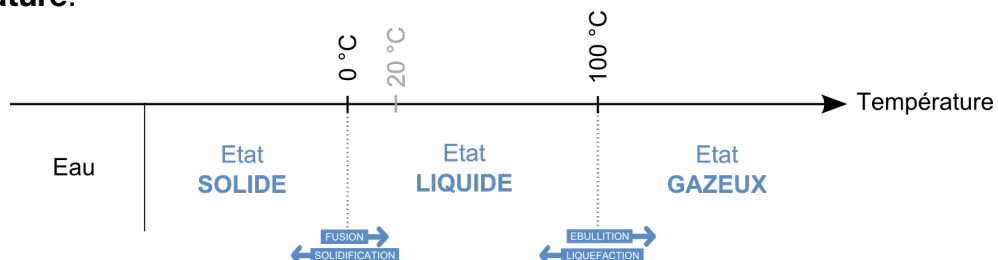


L'état dans lequel se trouve une espèce chimique dépend de sa **température**.

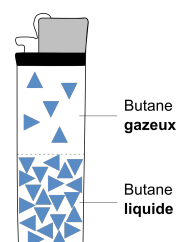
On peut donc changer l'état d'une espèce chimique en modifiant sa température.



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**.

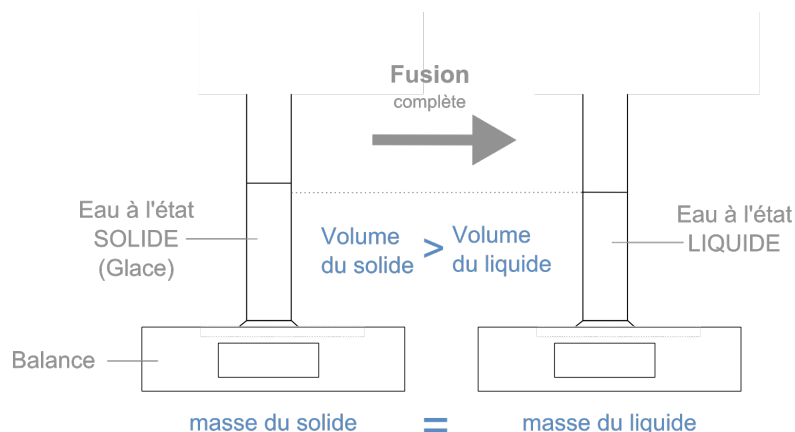


L'état d'une espèce chimique dépend également de la pression, et la modification de la pression peut donc également entraîner un changement d'état, sans avoir à modifier la température : c'est le cas du butane à l'intérieur d'un briquet.



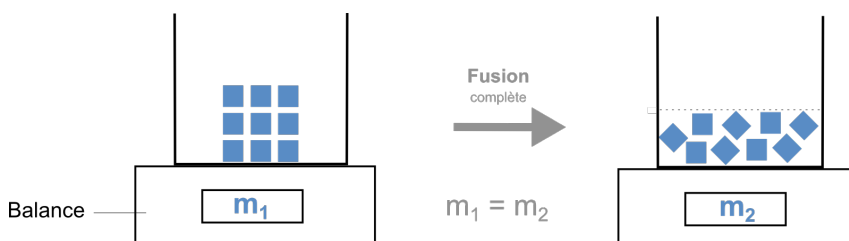
• Conservation de la masse

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

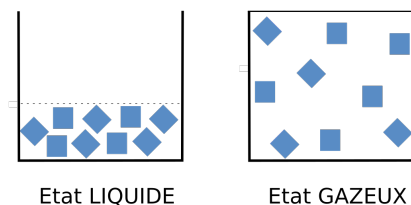


Par exemple, l'eau à l'état liquide que l'on obtient après fusion (fonte) d'un glaçon d'un kilogramme a toujours la même masse (1 kg) mais son volume aura diminué (d'environ 10 %). L'eau fait toutefois figure d'exception car le volume de la plupart des espèces chimiques augmente au cours de la fusion.

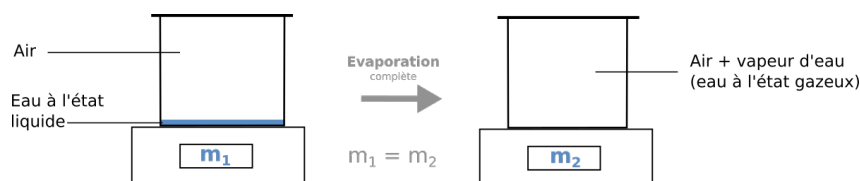
Le modèle moléculaire de la matière permet d'expliquer la **conservation de la masse** durant les changements d'états puisque le nombre de molécules reste le même.



Il permet d'égaleme nt 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 donc également conservation de la masse au cours de l'évaporation car les molécules sont toujours présentes dans le récipient et en même nombre.



• Énergie

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

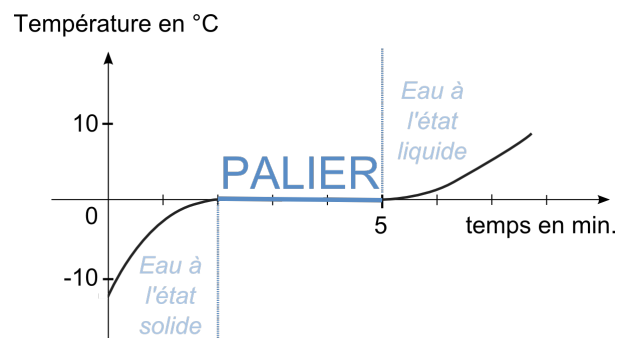
Le plus souvent, l'énergie est fournie sous forme de chaleur (en chauffant), mais elle peut être fournie sous d'autres formes : énergie lumineuse (en éclairant par exemple) ou énergie mécanique (en agitant par exemple)



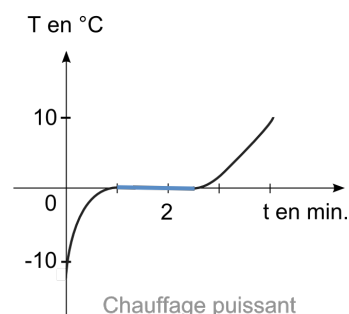
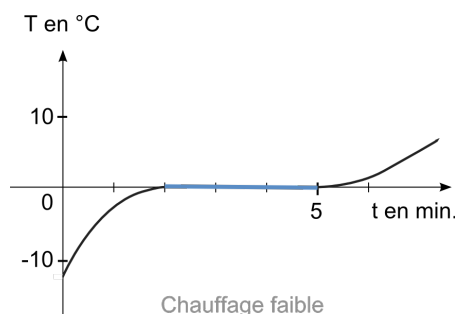
Par exemple, pour faire fondre de la glace (fusion), on peut la chauffer, mais on peut également la laisser au Soleil, ce qui permet de lui fournir de l'énergie lumineuse.

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.



*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.*

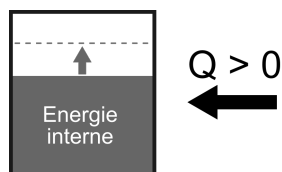


• Energie interne et chaleur

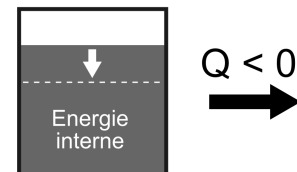
Au cours d'un changement d'état c'est l'énergie de l'espèce chimique, que l'on appelle « **énergie interne** » (et qui est liée à l'agitation des molécules), qui varie en raison d'un échange d'énergie avec l'extérieur.

Lorsque cet échange a lieu sous forme de **chaleur**, que l'on note « Q » et que l'on exprime en Joule (J), on compte l'énergie échangée **positivement ou négativement** selon le **sens de l'échange** :

Si $Q > 0$ alors l'énergie interne augmente.
L'espèce chimique **reçoit** de la chaleur de l'extérieur et on dit que la transformation est « **endothermique** » : c'est le cas de la fusion, de la vaporisation et de la sublimation.



Si $Q < 0$ alors l'énergie interne diminue.
L'espèce chimique **fournit** de la chaleur à l'extérieur et on dit que la transformation est « **exothermique** » : c'est le cas de la liquéfaction, de la solidification et de la condensation.



La valeur de Q dépend de la masse m de l'échantillon de matière et de sa **chaleur latente de changement d'état** qui est notée « L » et qui s'exprime en **Joule par kilogramme** (dont le symbole est « $J \cdot kg^{-1}$ ») :

$$Q = m \times L$$

Les chaleurs latentes de fusion, de vaporisation et de sublimation sont donc **positives**.

Les chaleurs latentes de liquéfaction, de solidification et de condensation sont donc **négatives**.

Deux changements d'état opposés ont des chaleurs latentes opposées.