

# Qu'est-ce que la matière ?

• **La masse : une propriété pour définir la matière**

En physique, on convient de dire que **toute chose qui pèse est de la matière**.

On appelle **masse** le résultat d'une pesée. La masse se mesure en grammes, kilogrammes ou tonnes.

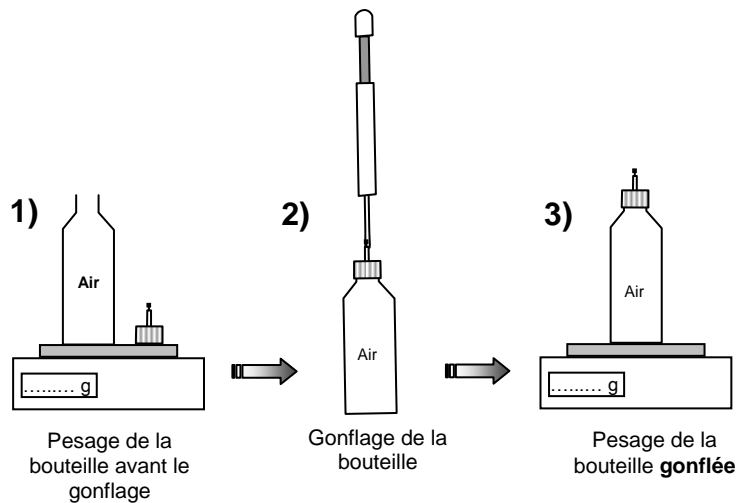
On appelle volume, l'espace occupé par la matière. Il se mesure en  $\text{cm}^3$ ,  $\text{m}^3$ , millilitres ou litres.

La masse est une grandeur pertinente qui peut être associée à une quantité de matière, (elle est, en effet, attachée aux particules élémentaires qui composent tout échantillon de matière). Contrairement au volume, elle est indépendante des transformations que subit la matière (tassement du sable, congélation de l'eau, etc.).

• **L'air est-il de la matière ?**

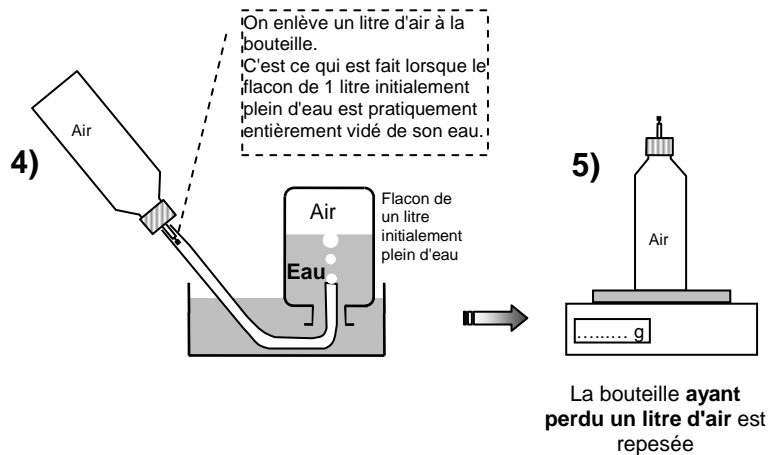
Certes, l'air est invisible, mais il pèse. Une bouteille en PET pèse plus lourd lorsqu'elle est gonflée que lorsqu'elle ne l'est pas.

**Étant pesant, l'air est de la matière.** Il en est de même pour tous les gaz.



L'expérience destinée à peser la masse d'un litre d'air pris dans la classe donne comme résultat:

**1 litre d'air pris dans la classe pèse environ 1,3 g**



• **Composition de l'air atmosphérique**

L'air atmosphérique sec est un mélange dont la composition volumique est proche de :

<b>Gaz azote</b>	78 %	≈ <b>80 %</b>
<b>Gaz oxygène</b>	21 %	≈ <b>20%</b>
Gaz argon	0,93 %	
Gaz carbonique	0,033 %	

D'autres gaz en faibles quantités : hélium, néon, krypton, hydrogène, méthane, ...

Toujours plus ou moins humide, l'air contient, en supplément, de la **vapeur d'eau** jusqu'à quelques pourcents selon les conditions climatiques et météorologiques.

- **Substance et états physiques de la matière**

On appelle **substance** (l'eau, l'air, le cuivre, le lait, le laiton, le vin, l'aspirine, etc. ) **toute matière homogène identifiée par des propriétés physiques ou chimiques** (dureté, solubilité dans l'eau, etc.).

Une substance peut, selon les cas, être rencontrée sous trois états physiques différents : l'état **solide**, l'état **liquide** et l'état **gazeux**.

## Masse volumique d'une substance

Pour différents échantillons constitués d'une même **substance**, on peut vérifier que les rapports  $m/V$  (masse sur volume) de chaque échantillon ont la même valeur. Par exemples:

$$\frac{m_1}{V_1} = \frac{m_2}{V_2} = \frac{m_3}{V_3} = 2,7 \text{ g/cm}^3 \quad \text{pour la substance aluminium}$$

$$\frac{m_4}{V_4} = \frac{m_5}{V_5} = \frac{m_6}{V_6} = 8,9 \text{ g/cm}^3 \quad \text{pour la substance cuivre}$$

Ce résultat signifie que, pour une substance donnée, chaque **unité de volume** a la même **masse** indépendamment de la taille de l'échantillon. Le rapport  $m/V$  représente donc la **masse par unité de volume** de la substance considérée. Pour cette raison, il est appelé **masse volumique** de la substance.

En outre, du fait que, pour une substance donnée, chaque unité de volume a la même masse, on en déduit qu'il y a, pour une substance donnée, **proportionnalité** entre la **masse** et le **volume**. Par exemple, un échantillon constitué de la même substance qu'un autre, mais de volume  $n$  fois plus grand aura nécessairement une masse également  $n$  fois plus grande. Pour cette raison, le quotient  $m/V$  est aussi le **coefficient de proportionnalité** entre la **masse** et le **volume** pour une substance donnée.

La **masse volumique** d'une **substance**, notée  $\rho$  (rhô), se calcule donc avec la formule:

$$\rho = m : V = \frac{\overset{\text{grammes } g}{\underbrace{m}}}{\underbrace{V}_{\text{cm}^3}}$$

où  $m$  et  $V$  représente respectivement la **masse** et le **volume** de l'échantillon.

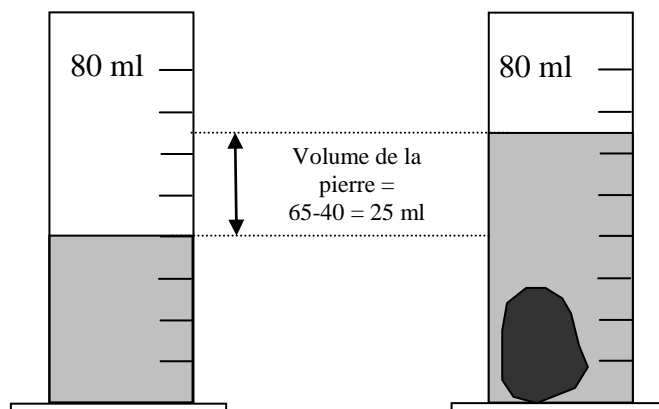
Chaque substance ayant une masse volumique qui lui est propre, **une substance peut donc être identifiée par sa masse volumique**. Les masses volumiques des substances les plus courantes sont répertoriées dans les tables.

Par abus de langage, on parle parfois de la masse volumique d'un objet, alors qu'il s'agit en fait de la masse volumique de la **substance** dont l'objet est composé. Par exemple, lorsqu'on parle de la masse volumique d'une planche, il s'agit en fait de la masse volumique du **bois** dont est constituée la planche.

S'agissant d'objets (solide, liquide ou gazeux), on dit qu'ils sont plus ou moins **lourds** et plus ou moins **volumineux** pour comparer leurs masses et leurs volumes.

S'agissant d'une substance, on dira qu'elle est plus ou moins **dense** selon que sa masse volumique est plus ou moins grande.

Remarque : la masse se mesure à l'aide d'une balance. Le volume d'un liquide ou d'un gaz se mesure à l'aide d'un récipient gradué (cylindre, bécher, seringue, etc.). Le volume d'un solide peut être mesuré par déplacement d'eau ou déterminé par la mesure des dimensions et le calcul à l'aide de la formule appropriée pour les objets géométriques.



## Modèle moléculaire

- **Toute substance est faite de molécules.**

On modélise une substance par des molécules qui sont des très petits grains de matière. L'ordre de grandeur de la taille d'une molécule est le dixième de nanomètre (le nanomètre (nm) est le milliardième de mètre, soit le millionième de millimètre); ce qui fait, par exemple, qu'une goutte d'eau contient environ cent milliards de milliards de molécules.

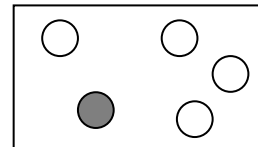
Une molécule ne se déforme pas (par exemple, elle ne s'aplatit pas) et son volume ne change pas (une molécule ne "grossit" ou ne "maigrit" pas)

Chaque molécule a une masse, et cette masse ne change pas. La masse d'un échantillon de matière est égale à la somme des masses des molécules qui constituent l'échantillon. Dans un gramme de matière il y a des milliers de milliards de milliards de molécules.

Une substance constituée d'une seule catégorie de molécules (on parle alors d'espèce chimique) est dite PURE (exemples: l'eau, le fer, le cuivre, etc.). Une substance constituée de plusieurs catégories de molécules est appelée mélange (air, vin, eau de mer, lait, etc.) Un mélange contient donc plusieurs espèces chimiques.

Dans ce modèle, le schéma formel représentant une substance est le suivant :

- Un rectangle délimite un volume microscopique de l'espace. Deux rectangles de même taille délimitent le même volume.
- A l'intérieur du rectangle sont dessinés des cercles représentant les molécules.
- Pour les mélanges, les différentes espèces sont représentées par des cercles de différentes couleurs, par exemple.

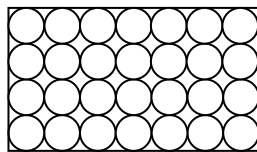


Représentation à l'échelle moléculaire d'un échantillon d'air ambiant en se limitant aux deux espèces les plus abondantes (en gris la molécule du gaz oxygène, en blanc les molécules du gaz azote)

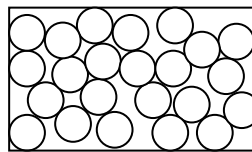
Remarque. Dans tous les cas, l'espace entre les molécules ne contient rien, c'est le vide.

- **Les molécules d'une substance sont plus ou moins rapprochées.**

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état solide ou liquide par des molécules très rapprochées les unes des autres, disposées de manière géométriquement ordonnée pour l'état solide et non ordonnée pour l'état liquide.



Substance solide



Substance liquide

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état gazeux par des molécules très espacées.

- **Les molécules d'une substance sont plus ou moins liées.**

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état solide par des molécules fortement liées les unes aux autres.

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état liquide par des molécules faiblement liées les unes aux autres.

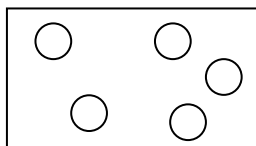
Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état gazeux par des molécules non liées les unes aux autres (libres).

- **Les molécules d'une substance sont plus ou moins agitées.**

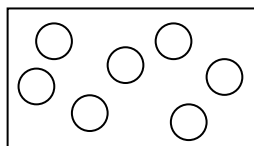
Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état solide par des molécules qui vibrent (oscillent) en tous sens autour d'une position centrale.

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état liquide par des molécules qui vibrent et se déplacent de manière désordonnée en glissant et en rebondissant les unes sur les autres.

Dans le modèle moléculaire, on représente une substance à l'état gazeux par des molécules qui se déplacent en tous sens et en rebondissant selon des mouvements désordonnés.

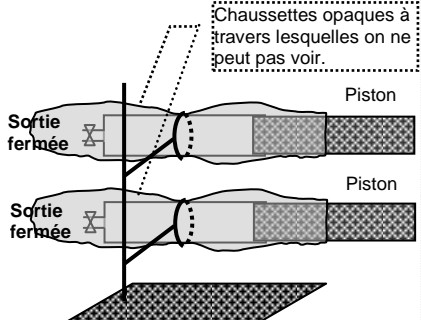
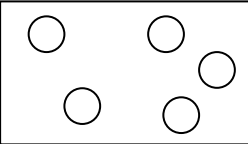
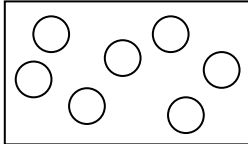
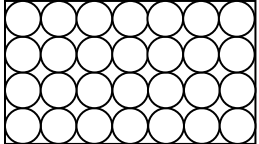
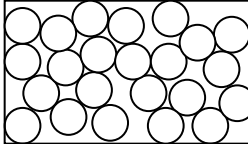


Représentation à l'échelle moléculaire d'un gaz :  
**les molécules sont espacées et "éparpillées"**



Représentation d'un même volume de ce gaz comprimé :  
**les molécules sont toujours espacées et "éparpillées" tout en étant plus proches les unes des autres.**

## Compressibilité des gaz interprétée à l'aide du modèle moléculaire

Situation		Résultats expérimentaux		Interprétation à l'aide du modèle moléculaire
<p><u>Dispositif expérimental:</u></p>  <p>Deux seringues cachées par deux chaussettes opaques. Une des deux seringues contient un liquide, l'autre un gaz.</p> <p><u>Action à produire:</u> Pousser sur le piston de chacune des seringues.</p> <p><u>Question:</u> Laquelle contient le gaz ?</p>	<p>↕</p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Observation</p> <p>↕</p>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Il est possible de diminuer le volume d'un gaz par compression. Pour cette raison, les gaz sont dits compressibles.</li> <li>L'expérience n'ayant pas permis de diminuer le volume du liquide par compression, on en déduit que les liquides, comme les solides, sont incompressibles</li> </ul>	<p>↕</p> <p style="font-size: 2em; font-weight: bold;">Interprétation</p> <p>↕</p>	<p>Dans ce modèle, une molécule <b>ne se déforme pas</b> (elle ne s'aplatit donc pas) et <b>garde le même volume</b> (elle ne « maigrit » ou ne « grossit » donc pas).</p> <p>La <b>compressibilité</b> des <b>gaz</b> s'explique en représentant les gaz par des molécules dont l'espacement rend le rapprochement possible. Lorsqu'un gaz est comprimé, les molécules se rapprochent: la <b>densité de molécules</b> augmente.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start;"> <div style="text-align: center;">  <p><i>Représentation à l'échelle moléculaire d'un gaz :</i> <b>les molécules sont espacées et "éparpillées"</b></p> </div> <div style="text-align: center;">  <p><i>Représentation d'un même volume de ce gaz comprimé :</i> <b>les molécules sont toujours espacées et "éparpillées" tout en étant plus proches les unes des autres.</b></p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin-top: 20px;"> <div style="text-align: center;">  <p><i>Substance solide</i></p> </div> <div style="text-align: center;">  <p><i>Substance liquide</i></p> </div> </div> <p style="text-align: center;"><i>Représentation à l'échelle moléculaire d'un solide et d'un liquide :</i> <b>les molécules sont très rapprochées.</b></p>

## Forme propre ou non ; volume et expansibilité

Phénomènes et propriétés de la matière		Interprétation à l'aide du modèle moléculaire
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Les <u>solides</u> ont une <b>forme propre</b>.</li>   <li>• Les <u>liquides</u> n'ont <b>pas de forme propre</b> (ils prennent la forme des récipients qui les contiennent). Leurs surfaces sont planes et horizontales. Versés sur une surface horizontale, ils s'étalent en restant groupés en flaque; ils ne s'éparpillent pas comme le feraient les billes d'un sac de billes.  Remarque. Un solide finement divisé (ex. le sel) forme un tas et non pas une flaque lorsqu'il est versé sur une surface horizontale.</li>   <li>• Les <u>gaz</u> n'ont <b>pas de forme propre</b> (ils prennent la forme des récipients qui les contiennent). Les <u>gaz</u> n'ont <b>pas non plus de volume propre</b> (ils occupent tout le volume qui leur est offert). Pour cette raison, ils sont dits <b>expansibles</b>; ce phénomène porte le nom d'<b>expansibilité</b>.</li> </ul>	<div style="display: flex; flex-direction: column; align-items: center;"> <div style="margin-bottom: 20px;">↕</div> <div style="font-size: 2em; font-weight: bold; margin-bottom: 20px;">Interprétation</div> <div>↕</div> </div>	<p>Dans ce modèle, les états physiques de la matière sont représentés par <b>des molécules plus ou moins liées</b> entre-elles :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- la forme propre des solides s'explique en représentant les <u>solides</u> par des <b>molécules fortement liées entre-elles</b> (cohésion forte) de sorte qu'elles ne peuvent pas se déplacer les unes par rapport aux autres;</li>   <li>- le fait que les liquides s'étalent tout en restant groupés en flaque s'explique en représentant les <u>liquides</u> par des <b>molécules faiblement liées entre-elles</b> (cohésion faible) de sorte qu'elles peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres.</li>   <li>- l'expansibilité des gaz s'explique en représentant les <u>gaz</u> par des molécules dont l'<b>absence de liaisons</b> (les molécules des gaz sont dites <b>libres</b>) et l'agitation rendent l'éparpillement possible.</li> </ul>



## Diffusion et dissolution

Phénomènes et propriétés de la matière		Interprétation à l'aide du modèle moléculaire
<ul style="list-style-type: none"> <li>• L'odeur d'un <u>gaz odorant libéré dans l'air</u> de la salle de classe finit par envahir tout le volume de la salle.</li> </ul>	↕	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Dans ce modèle, la <b>diffusion d'un gaz</b> dans l'air s'explique par le <b>mouvement désordonné</b> et l'<b>absence de liaisons</b> des molécules qui rendent leur éparpillement possible. Remarque. Cette interprétation explique également le fait que les gaz occupent tout le volume qui leur est offert. Ils n'ont ni volume propre ni forme propre (voir bilan « Forme propre ou non ; volume et expansibilité »).</li> </ul>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• De même, la couleur d'un liquide coloré versé dans de l'eau finit par envahir de façon homogène tout le volume de l'eau.</li> </ul> <p>Ce phénomène porte le nom de <b>diffusion</b>.</p>	Interprétation	<p>La <b>lenteur de la diffusion</b> d'un gaz dans l'air, relativement à la vitesse propre énorme des molécules du gaz (<math>\approx 500</math> mètres par seconde), s'explique en représentant le gaz par des molécules dont la progression est ralentie par les <b>obstacles</b> constitués par les molécules de l'air se trouvant sur leur chemin et contre lesquels elles rebondissent.</p> <p>Dans ce modèle, la <b>diffusion d'un liquide</b> dans l'eau s'explique en représentant les liquides par des molécules dont l'<b>agitation</b> (vibrations) et les <b>faibles liaisons</b> permettent qu'elles glissent les unes sur les autres et s'éparpillent.</p>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Un <u>morceau de sucre déposé dans de l'eau</u> finit par disparaître en donnant un goût uniformément sucré à l'eau entière, même sans agiter le liquide.</li> </ul> <p>Ce phénomène porte le nom de <b>dissolution</b>.</p>	↕	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Dans ce modèle, la <b>dissolution d'une substance solide</b> dans un liquide s'explique en représentant le liquide par des molécules qui, au cours de leur <b>agitation</b>, <b>percutent</b> celles de la substance à dissoudre, ce qui provoque la <b>libération progressive</b> de ces dernières et leur dispersion (éparpillement) dans le liquide.</li> </ul>

## Interprétation de la pression et de la température à l'aide du modèle moléculaire

### • La température d'un gaz

La température d'un gaz est une grandeur macroscopique directement associée, dans le modèle moléculaire du gaz, à « l'importance » de l'agitation moléculaire désordonnée. Chaque molécule ayant une agitation propre, la température est donc associée à la vitesse moyenne des molécules. Elle s'exprime en kelvin (K).

Une élévation de température s'interprète comme une augmentation de l'agitation moyenne des molécules. Il n'y a pas de limite supérieure à la température d'un gaz. Par contre, la limite inférieure de la température correspond, dans le modèle, à la disparition de l'agitation moléculaire. Cette température est appelée le zéro absolu ( $T = 0 \text{ K}$ ).  $0 \text{ K}$  correspond approximativement à  $-273^\circ\text{C}$ .

### • La pression d'un gaz sur une surface solide ou liquide.

La pression d'un gaz est une grandeur macroscopique associée à la poussée (par unité de surface) due aux chocs des molécules du gaz sur une surface solide ou liquide. Elle dépend de la fréquence et de la violence des chocs.

Les molécules d'un gaz exercent toujours une poussée sur une paroi. La pression d'un gaz n'est donc jamais nulle.

Les chocs des molécules d'un gaz contre une surface sont d'autant plus fréquents que la vitesse ou/et la densité des molécules sont grandes. La densité est par conséquent un des facteurs dont dépend la pression d'un gaz.

Les chocs des molécules d'un gaz contre une surface sont d'autant plus violents que la vitesse des molécules est grande. La température est par conséquent un des facteurs dont dépend la pression d'un gaz.

Une pression s'exprime en pascal (dont l'abréviation est : Pa). Dans le cas de l'air atmosphérique, la pression est exprimée en hectopascal (hPa) et sa valeur de référence est 1013 hPa.

L'hectopascal (hPa) est l'unité de pression employée en météorologie:

- le passage d'une **dépression** ( $P_{\text{atm}} < 1'013 \text{ hPa}$ ; par exemple 980 hPa), masse d'air dans laquelle la  $P_{\text{atm}}$  est inférieure aux pressions des régions voisines, est annonciateur de mauvais temps;
- l'arrivée d'un **anticyclone** ( $P_{\text{atm}} > 1'013 \text{ hPa}$ ; par exemple 1'030 hPa), masse d'air dans laquelle la  $P_{\text{atm}}$  est supérieure aux pressions des régions voisines, est annonciateur de beau temps.

La pression des gaz dans les pneus ou dans les bouteilles pouvant être très grande, une unité mieux adaptée que le pascal est utilisée, c'est le bar.

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$  (soit 1'000 hPa) ; 1 bar est donc environ égal à la pression atmosphérique normale:

**$1 \text{ bar} \approx 1'013 \text{ hPa}$**

$P_{\text{bouteille de plongée}} \approx 60 \text{ bar}$  ;  $P_{\text{pneu de voiture}} \approx 2,5 \text{ bar}$  ; etc.

Si la pression du gaz est la même des deux côtés d'une paroi, les poussées de part et d'autre de la paroi s'équilibrent.

Si la pression du gaz augmente d'un côté de la paroi, la poussée de ce côté de la paroi augmente également. Celle-ci a alors tendance à se déplacer ou à se déformer dans le sens de la plus grande poussée.

### • La température d'un solide ou d'un liquide

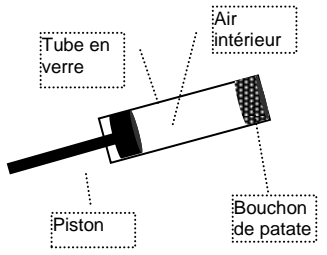
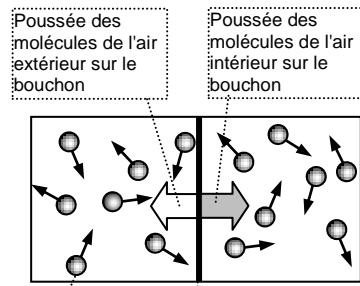
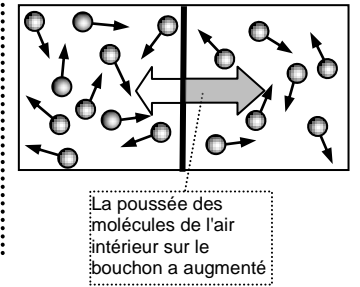
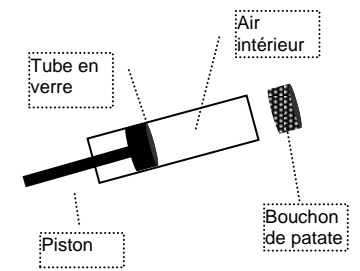
La température pour un solide (ou un liquide) est une grandeur encore associée, dans le modèle moléculaire du solide (ou du liquide), à « l'importance » de l'agitation moléculaire désordonnée.

L'expérience montre que la diffusion et la dissolution sont plus rapides dans de l'eau chaude que dans de l'eau froide. Dans le modèle moléculaire, la rapidité croissante de la dissolution dans l'eau avec la température s'explique en représentant l'eau par des molécules qui, lorsque leur agitation

augmente, **percutent** de plus en plus violemment les molécules de la substance à dissoudre, ce qui accélère la libération et la dispersion de ces dernières.

On interprète par ailleurs la **conduction thermique** par un transfert d'agitation de molécule à molécule à l'occasion de leurs chocs. Les molécules les plus agitées perdent une partie de leur agitation au bénéfice des molécules les moins agitées. Sans écart de température entre deux régions d'un échantillon de matière, il n'y donc pas de conduction thermique.

## Pression des gaz I

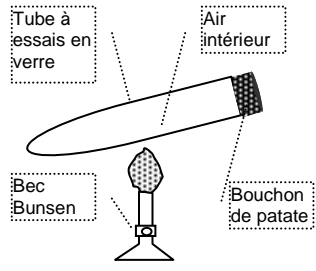
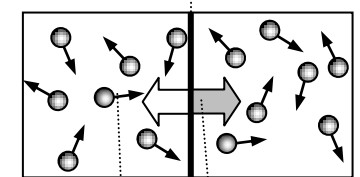
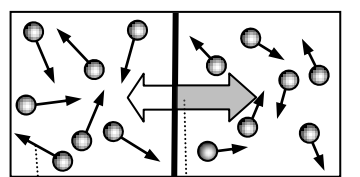
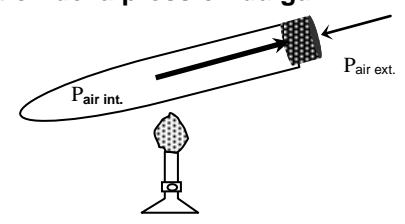
Situation	Prévision à l'aide du modèle moléculaire	Résultat expérimental
<p><u>Dispositif expérimental :</u></p>  <p><u>Action à produire:</u> Augmenter la densité de l'air intérieur en le comprimant.</p> <p><u>Question:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- prévoir ce qu'on devrait observer au niveau du bouchon de patate.</li> <li>- expliquer ce phénomène à l'aide du modèle moléculaire.</li> </ul>	<p>L'augmentation de la <b>densité</b> des molécules de gaz emprisonné dans le tube a pour effet d'augmenter la <b>fréquence</b> des chocs sur le bouchon de patate. Le résultat est une augmentation de la <b>poussée sur celui-ci</b>.</p> <p>L'augmentation de la <b>densité</b> de l'air emprisonné à l'intérieur du tube devrait donc s'accompagner d'une augmentation de sa <b>pression</b>.</p> <div style="text-align: center;"> <p><b>Faible densité de molécules dans le tube</b></p>  <p><b>Forte densité de molécules dans le tube</b></p>  </div> <p>Remarque. La raréfaction de l'air en montagne est un fait établi qui explique que la pression atmosphérique soit plus faible en montagne qu'en plaine. À l'échelle moléculaire, cette diminution de la pression atmosphérique s'explique par la diminution de la <b>densité de molécules</b>, pour une température donnée: ce qui induit la diminution de la <b>fréquence</b> des chocs sur les surfaces.</p>	<p>Le saut observé du bouchon vérifie la prévision: <b>Une augmentation de la densité d'un gaz emprisonné dans un récipient s'accompagne d'une augmentation de la pression du gaz.</b></p> 

Prévision

Vérification expérimentale



## Pression des gaz II

Situation	Prévision à l'aide du modèle moléculaire	Résultat expérimental
<p><u>Dispositif expérimental :</u></p>  <p><u>Action à produire:</u> Augmenter la température de l'air intérieur en chauffant le tube à essais.</p> <p><u>Questions:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- prévoir ce qu'on devrait observer au niveau du bouchon de patate.</li> <li>- expliquer ce phénomène à l'aide du modèle moléculaire.</li> </ul>	<p>Dans ce modèle, les <b>chocs</b> des molécules d'un gaz contre une surface solide ou liquide réalisent une <b>poussée</b>. La <b>pression</b> du gaz est la grandeur macroscopique qui rend compte de cette poussée par unité de surface.</p> <p>L'augmentation de la <b>vitesse</b> des molécules d'un gaz emprisonné dans un récipient a pour effet d'augmenter la <b>fréquence</b> et la <b>violence</b> (associée à la vitesse moyenne des molécules) des chocs. Le résultat est une augmentation de la <b>poussée</b>.</p> <p>L'augmentation de la <b>température</b> de l'air emprisonné à l'intérieur du tube devrait donc s'accompagner d'une augmentation de sa <b>pression</b>.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;"> <p>Faible agitation des molécules</p>  <p>Poussée des molécules de l'air intérieur sur le bouchon</p> <p>Vitesse moyenne des molécules du gaz</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>Forte agitation des molécules</p>  <p>La poussée des molécules de l'air intérieur sur le bouchon a augmenté</p> <p>La vitesse moyenne des molécules du gaz a augmenté</p> </div> </div>	<p>Le saut observé du bouchon vérifie la prévision: <b>Une augmentation de la température d'un gaz emprisonné dans un récipient s'accompagne d'une augmentation de la pression du gaz.</b></p>  <div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div style="width: 45%;"> <p><u>Avant le chauffage</u> de l'air intérieur :</p> <p style="text-align: center;"><math>P_{\text{air int.}} = P_{\text{air ext.}}</math></p> </div> <div style="width: 45%;"> <p><u>Pendant le chauffage</u> de l'air intérieur :</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;"> <p><math>T_{\text{air int.}}</math> <b>augmente</b></p> <p>↔</p> <p><math>P_{\text{air int.}}</math> <b>augmente</b></p> </div> <p style="text-align: center;"><math>P_{\text{air int.}} &gt; P_{\text{air ext.}}</math> (inchangée)</p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p style="text-align: center;">Le bouchon finit par sauter.</p> </div> </div>



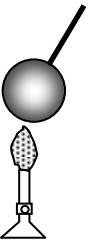
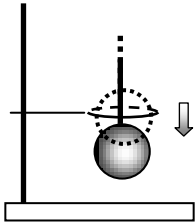
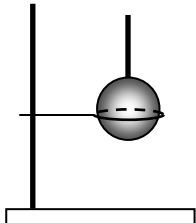
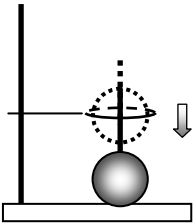
**Prévision**



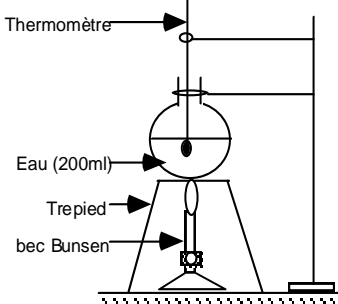
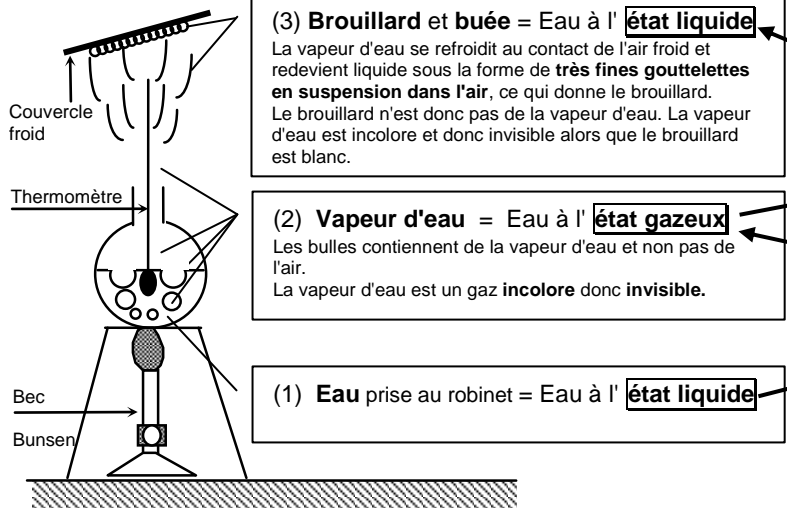
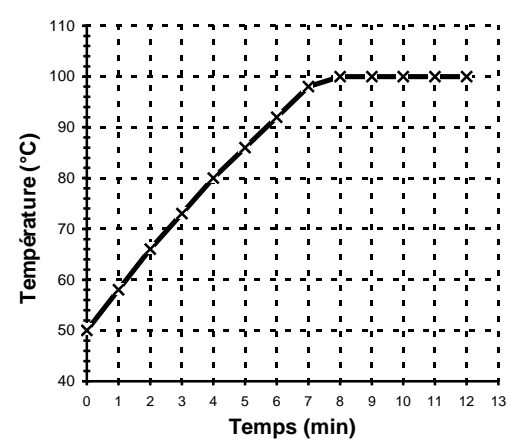
**Vérification expérimentale**



## Dilatation/contraction

Situation		Prévision à l'aide du modèle moléculaire		Résultats expérimentaux
<p><u>Dispositif expérimental:</u></p>  <p><u>Action à produire:</u> Augmenter la température d'une boule en acier en la chauffant.</p> <p><u>Questions:</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- prévoir ce qu'on devrait observer au niveau du volume de la boule;</li> <li>- expliquer ce phénomène à l'aide du modèle moléculaire.</li> </ul>	↕	<p>Dans ce modèle, l'augmentation de l'agitation des molécules se traduit, pour un solide, par l'augmentation de <b>l'amplitude</b> de leur vibration. Il devrait donc en résulter l'augmentation de <b>l'écartement moyen</b> des molécules.</p> <p>L'augmentation de la température de la boule devrait donc s'accompagner d'une augmentation du volume.</p> <p><u>Rappel:</u> Dans ce modèle, une molécule garde le même volume (par exemples, elle ne "grossit" ou ne "maigrit" pas).</p>	↕	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="text-align: center;">  <p>1- <u>Avant le chauffage</u>, la boule en acier peut passer à travers l'anneau.</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>2- <u>Juste après le chauffage</u>, la boule en acier ne passe plus à travers l'anneau.</p> </div> </div> <p>Comme prédit, l'augmentation de la <b>température</b> de la boule en acier s'accompagne d'une augmentation du <b>volume</b> de la boule. Ce phénomène porte le nom de <b>dilatation</b>.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-between; align-items: center;"> <div style="width: 45%;"> <p>Le phénomène inverse porte le nom de <b>contraction</b>.</p> </div> <div style="width: 45%; text-align: center;">  <p>3- <u>Pendant le refroidissement</u>, la boule en acier passe à nouveau à travers l'anneau.</p> </div> </div> <p><u>Remarques:</u></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1- Les liquides et les gaz, comme les solides, sont soumis aux phénomènes de dilatation et contraction (cf. fonctionnement des thermomètres à liquide).</li> <li>2- Les forces en jeu sont énormes (cf. expérience du bris du barreau en fonte).</li> </ol>
	↕		↕	

# Ébullition

Situation	Résultat expérimental	Interprétation à l'aide du modèle moléculaire
<p><u>Dispositif expérimental :</u></p>  <p>L'eau est chauffée pendant 12 min à l'aide d'un bec Bunsen réglé à sa puissance maximale. La 1<sup>ère</sup> min de chauffage fait passer la température de l'eau de 50°C à 58°C.</p> <p><u>Question:</u> Comment va évoluer la température pour les 11 minutes de chauffage suivantes ?</p>	<p><b>Observation</b></p>  <p>(3) <b>Brouillard et buée = Eau à l'état liquide</b> La vapeur d'eau se refroidit au contact de l'air froid et redevient liquide sous la forme de <b>très fines gouttelettes en suspension dans l'air</b>, ce qui donne le brouillard. Le brouillard n'est donc pas de la vapeur d'eau. La vapeur d'eau est incolore et donc invisible alors que le brouillard est blanc.</p> <p>(2) <b>Vapeur d'eau = Eau à l'état gazeux</b> Les bulles contiennent de la vapeur d'eau et non pas de l'air. La vapeur d'eau est un gaz <b>incolore</b> donc invisible.</p> <p>(1) <b>Eau prise au robinet = Eau à l'état liquide</b></p> <p><b>Interprétation</b></p> <p>Le fait que le chauffage effectué en classe n'ait pas élevé la température de l'eau à plus que environ 100°C n'est pas dû au bec Bunsen. En effet, la température de la flamme de ce dernier est très supérieure à 100°C (elle est voisine de 1000°C).</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Avant que la température de 100°C soit atteinte, l'énergie thermique fournie par le chauffage produit <b>une augmentation continue de la température de l'eau liquide</b>.</li> <li>• à 100°C, la température cesse d'augmenter, mais <b>l'ébullition</b> commence. L'<b>ébullition</b> est une <b>vaporisation</b> rapide et tumultueuse qui ne commence qu'à une température précise. <b>Les grosses bulles</b> qui accompagnent l'ébullition <b>contiennent de l'eau vaporisée</b> (vapeur d'eau) et non pas de l'air.</li> </ul>  <p>Température (°C)</p> <p>Temps (min)</p>	<p><b>Interprétation</b></p> <p>L'apport d'énergie thermique (chauffage) à une substance peut produire deux effets sur la substance:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Augmentation de sa température qui s'interprète par <b>une augmentation de l'agitation des molécules</b>;</li> <li>2. Changement de son état physique qui s'interprète par <b>un affaiblissement</b> (cas de la <b>fusion</b>) ou <b>une rupture</b> (cas de la <b>vaporisation</b>) <b>des liaisons entre les molécules</b> ("dé-lier" les molécules).</li> </ol>



## Ébullition

Situation		Résultat expérimental		Interprétation à l'aide du modèle moléculaire
<p>Différentes substances sont chauffées : eau salée, éthanol, glycérine, paradichlorobenzène, par exemple.</p> <p>De l'eau est placée sous une cloche à vide et/ou dans une cocotte-minute munie d'un thermomètre</p>	⇕	<p><b>Dans le cas d'une substance pure, c'est-à-dire une substance constituée de molécules identiques, l'ébullition se produit à température fixe appelée température d'ébullition.</b></p> <p>Lorsque la température varie au cours de l'ébullition on en déduit que la substance est un mélange.</p> <p>La température d'ébullition, dépend des facteurs suivants:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- la nature de la substance:</li> </ul> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; margin: 5px 0;"> <math>\theta_{\text{ébullition à Genève (eau)}} \approx 100^{\circ}\text{C}</math> </div> <p><math>\theta_{\text{ébullition à Genève (alcool éthylique)}} \approx 80^{\circ}\text{C}</math>; etc.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- la pression atmosphérique<sup>1</sup>. Lorsque la pression atmosphérique diminue, l'ébullition se produit à température plus basse. <math>P_{\text{Ge}} \approx 1 \text{ bar}</math>.</li> </ul> <p><math>\theta_{\text{ébullition Mont-Blanc (eau)}} \approx 85^{\circ}\text{C}</math> ..... (4807 m ; <math>P_{\text{Mont Blanc}} \approx 0,55 \text{ bar}</math>)</p> <p><math>\theta_{\text{ébullition Everest (eau)}} \approx 70^{\circ}\text{C}</math> ..... (8848 m ; <math>P_{\text{Everest}} \approx 0,3 \text{ bar}</math>)</p> <p><math>\theta_{\text{ébullition cocotte-minute (eau)}} \approx 110/120^{\circ}\text{C}</math> ..... (<math>P_{\text{Cocotte minute}} \approx 1,5 \text{ bar}</math>) etc.</p> <p>La température d'ébullition ne dépend ni de la puissance du chauffage, ni de la quantité de liquide.</p> <p><b>Une substance pure peut donc être identifiée par sa température d'ébullition à 1 bar.</b> Cette dernière est répertoriée dans les tables.</p>	⇕	<p>Observant que <b>l'arrêt de l'augmentation de la température du liquide se produit à l'instant où l'ébullition commence</b>, on en déduit que <b>l'énergie reçue par le liquide en train de bouillir est "utilisée" non pas pour augmenter l'agitation des molécules, mais exclusivement pour rompre les liens entre les molécules.</b></p> <p>Dans la même logique, l'augmentation de la puissance du chauffage d'un liquide en train de bouillir ne change pas l'agitation des molécules (la température reste la même), mais elle augmente le rythme avec lequel les molécules "se" libèrent du liquide (l'ébullition devient plus vive et le niveau du liquide restant diminue plus rapidement).</p>
	⇕		⇕	

<sup>1</sup> La raréfaction de l'air en montagne est un fait établi qui explique que la pression atmosphérique soit plus faible en montagne qu'en plaine. À l'échelle moléculaire, cette diminution de la pression atmosphérique s'explique par la diminution de la densité de molécules, pour une température donnée: ce qui induit la diminution de la fréquence des chocs sur les surfaces.

## Évaporation

Contrairement à l'ébullition qui est une vaporisation rapide et tumultueuse intervenant au sein même du liquide et ne commençant qu'à une température précise, **l'évaporation** est une vaporisation spontanée (naturelle) et lente qui se produit à la surface du liquide et à toute température.

Elle est d'autant plus rapide que :

- la surface libre du liquide est grande;
- la température du liquide est grande;
- la couche atmosphérique au-dessus du liquide est fréquemment renouvelée (éventée);
- la pression atmosphérique est faible (l'évaporation est plus rapide en montagne qu'en plaine);
- le liquide est volatil (nature du liquide);

Dans le modèle moléculaire, **l'évaporation** s'explique :

- en représentant le liquide par des molécules n'ayant pas toutes la même agitation de sorte que, parmi les plus agitées, certaines ont **une agitation suffisante pour "vaincre" les liens** aux molécules qui les entourent et donc **suffisante pour les libérer du liquide**. Cela se produit pour les molécules les moins "retenues" par les autres; elles se situent près de la surface, là où elles sont le moins entourées.
- les molécules qui quittent le liquide entrent en collision avec les autres molécules présentes dans la couche atmosphérique au-dessus du liquide (**effet couvercle**). À cause de ces collisions, certaines d'entre-elles réintègrent le liquide.
- il y a **évaporation** lorsque les molécules qui quittent le liquide le font à un rythme plus élevé que celles qui le réintègrent.

Dans le modèle moléculaire, **l'évaporation** d'un liquide est donc favorisée :

- en augmentant le rythme de sortie des molécules du liquide, ce qui peut se faire :
  - en augmentant le nombre des molécules les moins entourées, ce qui revient à augmenter la surface libre du liquide en étalant le liquide;
  - en augmentant l'agitation moyenne des molécules, ce qui revient à augmenter la température du liquide.
- en diminuant le rythme de retour des molécules dans le liquide, ce qui peut se faire :
  - en évacuant les molécules de vapeur avant qu'elles ne retournent dans le liquide, ce qui revient à renouveler la couche atmosphérique au-dessus du liquide en créant des courants d'air;
  - en diminuant l'effet couvercle occasionné par les chocs avec les molécules de l'atmosphère, ce qui revient à diminuer la pression atmosphérique.

Dans le modèle moléculaire, le fait que l'alcool soit plus **volatil** que l'eau (il s'évapore plus rapidement) s'explique en représentant les molécules moins fortement liées entre-elles dans l'alcool que dans l'eau.

Les molécules étant moins fortement liées entre-elles dans l'alcool que dans l'eau, elles nécessitent moins d'agitation dans l'alcool que dans l'eau pour rompre les liaisons qui les maintiennent dans la phase liquide et passer dans la phase gazeuse. La vaporisation par ébullition s'effectue donc à température plus basse pour l'alcool que pour l'eau. Cette prévision est confirmée par les températures d'ébullition répertoriées dans les tables:  $\theta_{\text{alcool}} (\text{environ } 79^\circ\text{C}) < \theta_{\text{eau}} (100^\circ\text{C})$ .

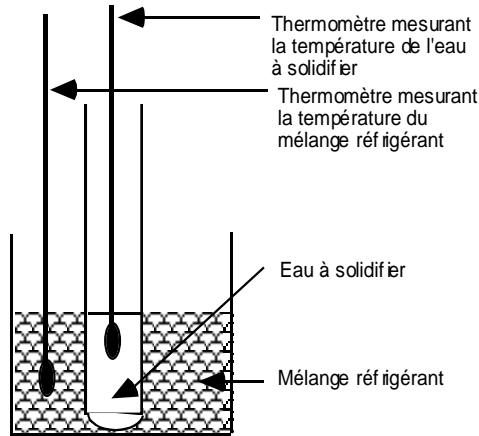
Dans le modèle moléculaire de **l'évaporation** d'un liquide, le départ des molécules les plus "agitées" fait baisser l'agitation moyenne des molécules restantes, ce qui correspond à l'échelle humaine à une **baisse de la température du liquide**. En conséquence, le liquide en train de s'évaporer, puisque sa température baisse, refroidit les corps en contact avec lui.

C'est le principe du fonctionnement de la **régulation thermique du corps humain** par la transpiration et **l'évaporation de la sueur**. Les coureurs cyclistes sont avantagés par rapport aux marathoniens, car le vent créé par la vitesse accélère l'évaporation de la sueur et donc le rafraîchissement du corps. Pour compenser la grande quantité de sueur évaporée, les cyclistes doivent beaucoup boire.

### Autres exemples.

- conservation de l'eau au frais dans des récipients à parois poreuses à la surface desquelles l'eau qui suinte s'évapore: grande gourde en peau de chèvre (gherba) chez les Touaregs (nomades du désert); pot en terre cuite; etc.
- rafraîchissement des sols chauds en les arrosant avec de l'eau qui s'évapore rapidement: les terrasses; les toits; etc.

## Solidification / fusion



La **solidification de l'eau** (coexistence des états physiques liquide et solide) se produit à la température fixe de **0°C**.

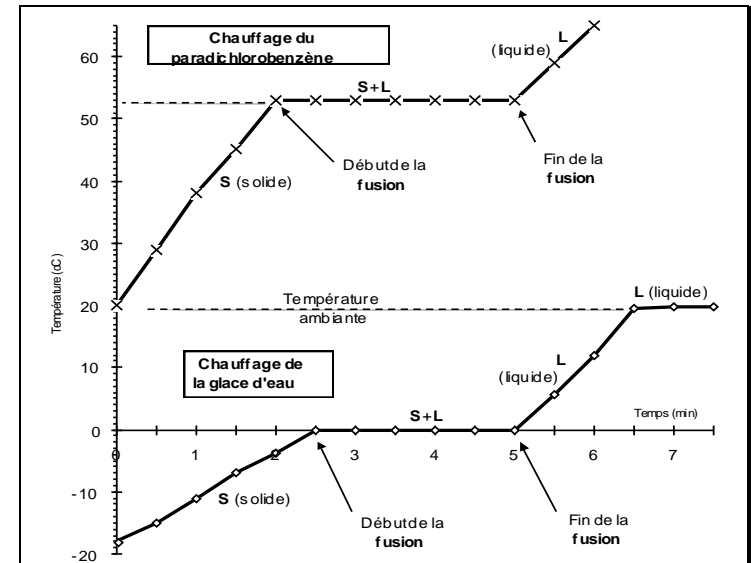
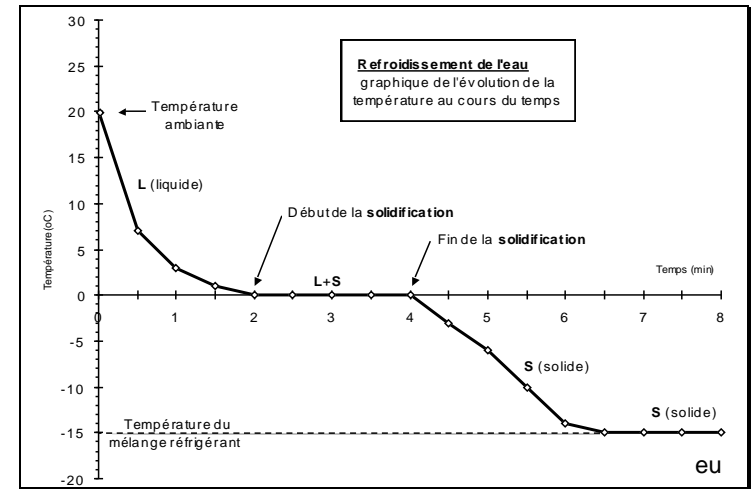
Comme pour l'eau, les **changements d'état** des substances pures se produisent à **température fixe**. Sur un graphique de la température de la substance en fonction du temps, un changement d'état se concrétise par un **plateau de température**.

La **fusion** (opération inverse de la solidification) se fait à la même température que la solidification tout en mettant en jeu la même quantité d'énergie.  
 Par exemple:  $\theta_{\text{fusion}} (\text{glace d'eau}) = \theta_{\text{solidification}} (\text{eau}) = 0^\circ\text{C}$

Chaque substance a des températures de changement d'état qui lui sont propres et qui sont répertoriées dans les tables. Une substance peut donc être identifiée par ses températures de changement d'état.

Exemples:  $\theta_{\text{fusion/solidification}} (\text{eau}) = 0^\circ\text{C}$  ;  $\theta_{\text{fusion/solidification}} (\text{paradichlorobenzène}) = 53^\circ\text{C}$

Du fait que la température reste constante pendant toute la durée de la fusion, alors que l'apport d'énergie par le milieu extérieur se poursuit, on en déduit que l'intégralité de l'énergie reçue par la substance en train de fondre est "utilisée" non pas pour augmenter l'agitation des molécules, mais exclusivement pour diminuer les liens entre les molécules.



## Changements d'état

Une transformation qui permet le passage d'une substance, d'un état à un autre, est appelée **changement d'état**.

La dénomination des changements d'état physique est la suivante:

- la **fusion** est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état solide à l'état liquide.
- la **solidification** est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état liquide à l'état solide.
- la **vaporisation** est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état liquide à l'état gazeux (la vapeur). Elle peut se produire par évaporation ou par ébullition.
- la **liquéfaction** ou **condensation à l'état liquide** est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état gazeux à l'état liquide.
- la **sublimation** est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état solide à l'état gazeux.
- la **sublimation inverse** (ou condensation à l'état solide) est la transformation physique qui fait passer une substance de l'état gazeux à l'état solide.

## Espèces chimiques, molécules et atomes

On explique la conservation de la matière lors de ses transformations en admettant que les **molécules** sont elles-mêmes composées de corpuscules plus petites appelées « **atomes** ».

- Il existe une centaine de catégories d'atomes différentes, appelées **éléments chimiques**, référencées dans le "**tableau périodique des éléments**";
- chaque catégorie d'atomes est représentée par le symbole de son élément (une ou deux lettres) : O pour oxygène, C pour carbone, Fe pour le fer, etc.;
- chaque catégorie de molécules est une **espèce chimique**. Les espèces chimiques étudiées dans ce cours sont référencées dans le "**tableau ressource des espèces chimiques**";
- chaque catégorie de molécules est représentée par une formule indiquant le nombre d'atomes de chaque élément qui la constitue. Une molécule d'eau, de formule  $H_2O$ , est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène;
- la masse d'une molécule est égale à la somme des masses des atomes la constituant.

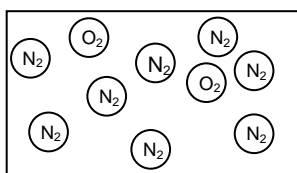
Le langage des espèces chimiques est structurellement analogue au langage des mots:

Le langage des mots		Le langage des espèces chimiques
Alphabet de 26 <b>lettres</b>	⇔	"Alphabet" d'une centaine d' <b>atomes</b>
Des dizaines de milliers de <b>mots</b> différents (80 000 mots dans Le Grand Robert)	⇔	Des milliards de <b>molécules</b> différentes
Un mot peut comporter une ou plusieurs lettres.	⇔	Une molécule peut comporter un (ex.: Fe) ou plusieurs atomes (ex.: $H_2O$ ).
Les mots ne sont pas composés n'importe comment : beaucoup de combinaisons de lettres n'existent pas dans la langue française.	⇔	Les espèces chimiques ne sont pas composées n'importe comment : beaucoup de combinaisons d'atomes n'existent pas dans la nature.
Remarque : Le mot <b>devoir</b> représente un mot (avec son sens propre) et non pas deux mots, "de" et "voir", accolés	⇔	La formule $H_2O_2$ représente une molécule (avec ses caractéristiques propres) et non pas deux molécules, $H_2$ et $O_2$ , liées

Exemple de représentation d'un échantillon d'air atmosphérique sec.

La composition de **l'air atmosphérique** sec en proportions volumiques et moléculaires sont

<b>diazote</b>	78 %	≈ <b>80 %</b>	≈ <b>4 molécules sur 5</b>
<b>dioxygène</b>	21 %	≈ <b>20%</b>	≈ <b>1 molécules sur 5</b>

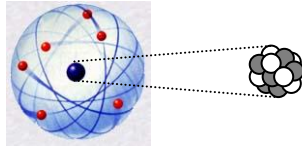


Représentation à l'échelle moléculaire d'un échantillon d'air ambiant en se limitant aux deux espèces les plus abondantes

## Éléments chimiques, atomes et particules élémentaires

On explique la diversité des atomes en admettant que les atomes sont eux-mêmes composés de corpuscules plus petits appelés **particules élémentaires**.

- Chaque atome est constitué d'un noyau contenant des particules appelées protons et neutrons et de particules appelées électrons en orbite autour de ce noyau. Chacune de ces particules se distingue par sa masse et ses propriétés électriques.



Représentation schématique d'un atome de carbone avec son noyau au centre et ses 6 électrons en orbite.

Représentation schématique d'un noyau de carbone avec ses 6 protons en gris et ses neutrons.

- Chaque élément chimique est caractérisé par le nombre de protons dans le noyau de l'atome : 1 pour l'hydrogène, 6 pour le carbone, 8 pour l'oxygène, 26 pour le fer, etc.
- Le tableau périodique des éléments renseigne, entre autres, sur le nombre de particules élémentaires et la masse moyenne des atomes de chaque élément.

## Une nouvelle catégorie de transformations: les transformations chimiques - Cas des combustions

### • Transformation physique et transformation chimique (à l'échelle humaine)

Alors qu'une **transformation physique** transforme l'état physique (solide, liquide, gazeux) d'une substance sans modifier les espèces chimiques, une **transformation chimique** transforme des espèces chimiques (parfois une seule) en d'autres espèces chimiques.

Dans cette classification en transformations physiques ou chimiques, le critère de distinction déterminant à l'échelle humaine est la **conservation** ou **non conservation des espèces chimiques**:

- une transformation **physique** conserve les espèces chimiques;
- une transformation **chimique** ne les conserve pas.

Par exemples :

- un **changement d'état physique** (solidification, vaporisation, etc.) ne modifie pas les espèces chimiques, c'est donc une **transformation physique** comme, d'ailleurs, son nom l'indique :
  - Un glaçon ou de la vapeur d'eau sont toujours de l'eau.
- **l'électrolyse** transforme l'eau en deux gaz, le dioxygène et le dihydrogène. Il s'agit donc d'une **transformation chimique**.
- la **cuisson** modifie les espèces chimiques, elle met donc en jeu des **transformations chimiques** :
  - Le caramel<sup>2</sup> a, certes, le goût sucré, mais le sucre initial n'y est pas présent, il a été transformé.
  - Un œuf cuit dur n'est pas constitué de la même substance qu'un œuf cru; ce n'est donc pas un œuf devenu dur par congélation.
- la **dissolution** du sucre dans l'eau ne modifie pas les espèces chimiques, c'est donc une **transformation physique** :
  - La solution obtenue a le goût sucré, mais, cette fois, contrairement au caramel dont le sucre initial est absent, le sucre est toujours présent.
- **La combustion** du fer modifie les espèces chimiques, c'est donc en jeu des **transformations chimiques** :
  - L'oxyde de fer (rouille) contient l'élément fer, mais elle n'est pas du fer.

### • Modélisation d'une transformation chimique : notion de réaction chimique

Une transformation chimique est constituée de phénomènes multiples et complexes qui peuvent, le plus souvent, être modélisés par une ou plusieurs fictions simples appelées réactions chimiques.

Dans ce modèle, seules sont prises en compte les principales espèces transformées. En revanche, rien n'est dit des mécanismes microscopiques intervenant dans le processus de transformation. Chaque réaction chimique se présente donc sous la forme d'un bilan permettant simplement de comparer un avant et un après.

A cet effet, chaque **réaction chimique** doit rendre compte :

- des espèces chimiques en jeu représentées par **la ou les principales espèces qui se transforment ("disparaissent")** appelées les **réactifs**, et par **la ou les principales espèces qui se forment ("apparaissent")** appelées les **produits**;

Dans ce but, la réaction chimique s'exprime par un schéma dont du type :

Les formules des **réactifs** → Les formules des **produits**

- de la conservation de la matière, celle des éléments chimiques et celle de la masse, représentée par la règle de la **conservation des atomes**. Dans ce but, des coefficients sont ajoutés devant les formules des réactifs et des produits.

On obtient ainsi la représentation symbolique d'une réaction chimique appelée **équation chimique**.

Exemple de l'équation chimique de l'électrolyse de l'eau :  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

<sup>2</sup> Dans le saccharose, sucre ordinaire de formule brute  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , les éléments H et O ne se trouvent pas sous la forme de molécules d'eau. La formation d'eau (déshydratation) qui accompagne la formation de caramel lors de la pyrolyse du saccharose (chauffage d'un morceau de sucre dans un tube à essais) n'est donc pas une évaporation (transformation physique).



Généralement, la démarche pour établir l'équation d'une réaction chimique consiste à :

1. Rechercher dans le tableau-ressource les espèces chimiques susceptibles de constituer les réactifs ou les produits en conservant les catégories d'atomes (éléments chimiques).
2. Démonter en atomes le nombre approprié de molécules des réactifs qui participent à la réaction chimique, et réassembler tous les atomes, de sorte à former les molécules des produits en conservant les quantités d'atomes pour chaque catégorie d'entre eux.

- **Transformation physique et transformation chimique (à l'échelle moléculaire) :**

Avec la modélisation précédente d'une transformation chimique, il est permis de compléter, à l'échelle moléculaire cette fois, la distinction entre transformations chimiques et transformations physiques:

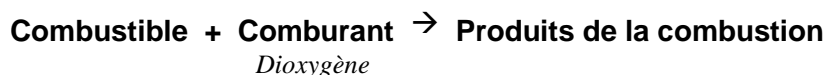
- une transformation chimique **modifie les liaisons entre les atomes composant les molécules** (liaisons intramoléculaires) et forme des molécules différentes,
- une transformation physique ne **modifie que les liaisons entre les molécules** formant la substance (liaisons intermoléculaires) sans modifier les molécules.

- **Cas des combustions**

**Les combustions sont des transformations chimiques**

Les combustions consomment du **dioxygène**, ce dernier est généralement pris à l'air.

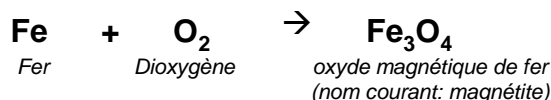
Une combustion est modélisée par une ou plusieurs réactions chimiques dont l'équation générale est :



## La combustion du fer

La **combustion du fer** est une transformation chimique qu'on peut généralement modéliser par la réaction chimique dont l'équation est obtenue en suivant la démarche suivante :

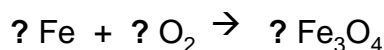
1. Ecriture des réactifs et des produits :



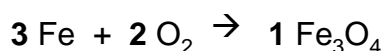
Or, d'après les règles du modèle, cette écriture de l'équation ne respecte pas la conservation des atomes.

2. Recherche des coefficients de l'équation.

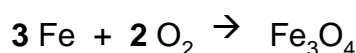
Pour respecter la règle de conservation des atomes sans modifier les formules des espèces chimiques (par exemple, on ne remplacera pas artificiellement l'espèce chimique  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  par l'invention de l'espèce chimique  $\text{FeO}_2$ ), on ajoute des nombres appropriés devant les espèces chimiques de l'équation. On appellera cette opération "coefficients de l'équation".



Pour la combustion du fer, ces nombres sont (3, 2, 1), mais ils pourraient être un multiple de ceux-ci, comme, par exemples (6, 4, 2) ou (9, 6, 3). Par convention, ce sont les nombres les plus petits qui sont retenus. En conséquence, l'équation chimique finale de la réaction de combustion du fer est :



Une autre convention veut que le nombre "1" ne soit pas écrit. L'**équation finale** s'écrit donc:



Cette équation chimique se lit ainsi : "La réaction chimique de 3 molécules de fer et de 2 molécules de dioxygène produit 1 molécule d'oxyde magnétique de fer".

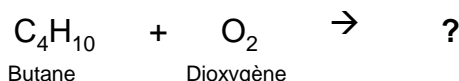
Remarque.

**Le modèle ne représente qu'imparfaitement la transformation chimique réalisée.** Premièrement, la laine de fer (ou d'acier) utilisée ne contient pas que du fer. Deuxièmement, en plus de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , il se forme d'autres oxydes de fer ou de carbone. Une oxydation de l'azote n'est également pas à exclure compte tenu de la température locale. Etc.

## La combustion du gaz de briquet

Le gaz de briquet étant essentiellement constitué de butane, de formule  $C_4H_{10}$ , sa combustion peut être modélisée par la réaction chimique dont l'équation est recherchée de la manière suivante:

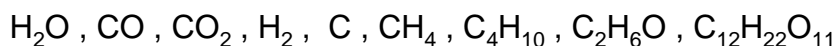
### 1. Ecriture des réactifs :



### Recherche des produits : conservation des éléments chimiques.

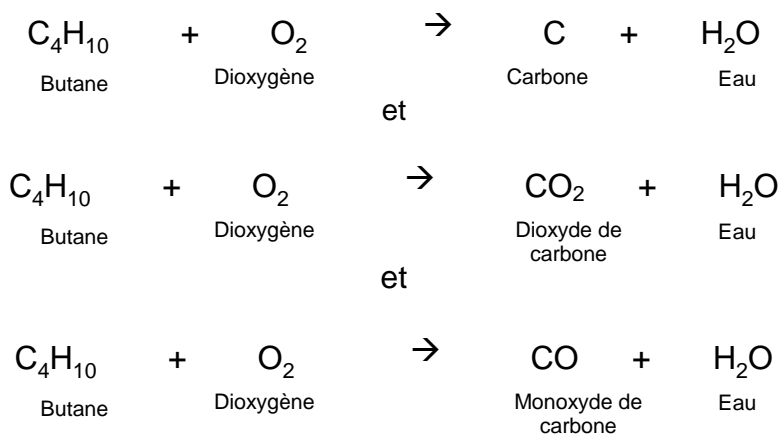
L'application de la 1<sup>ère</sup> condition de la règle de conservation des atomes, soit la conservation des catégories d'atomes (les éléments chimiques), permet, en puisant dans le tableau-ressource, de déterminer les espèces chimiques que la réaction est théoriquement susceptible de produire.

Avec le tableau-ressource dont nous disposons, ces espèces chimiques sont:



$H_2$ ,  $CH_4$ ,  $C_4H_{10}$ ,  $C_2H_6O$ ,  $C_{12}H_{22}O_{11}$  sont des combustibles qui brûlent dans une flamme. Ils ne peuvent donc être des produits finaux de cette combustion. Les tests expérimentaux de reconnaissance des espèces chimiques infirment la production de  $H_2$ ,  $CH_4$ ,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Par contre, ils confirment que la combustion du butane produit du dioxyde de carbone (trouble de l'eau de chaux en blanc), de l'eau (formation de buée par condensation) et du carbone (présence d'un dépôt noir). On pourrait également mettre en évidence la présence de monoxyde de carbone.

La combustion du butane peut donc être modélisée par trois réactions chimiques dont les équations sont construites à partir des schémas suivants:



### 2. Recherche des coefficients de l'équation : conservation des atomes.

Le respect de la 2<sup>ème</sup> condition de la règle de conservation des atomes, soit la conservation de la quantité d'atomes de chaque élément chimique, s'obtient par coefficientage de l'équation, c'est-à-dire en ajoutant des nombres appropriés devant les espèces chimiques de l'équation (et non pas en modifiant les espèces chimiques).



La démarche pour trouver les coefficients de l'équation consiste à appliquer scrupuleusement la règle suivante:

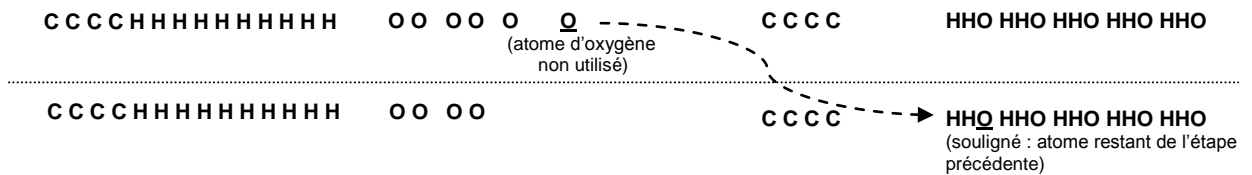
**Chaque molécule des réactifs qui participe à la réaction chimique est complètement démontée en atomes et les atomes obtenus sont tous réassemblés, sans exception, de sorte à former les molécules des produits.**

Remarque. Pour appliquer cette règle, on peut s'aider de légos. Un légo représente un atome. A chaque élément chimique correspond une couleur. Une molécule est représentée par un assemblage de légos contenant autant de légos d'une couleur qu'il y a d'atomes de cet élément dans la molécule.

Etape 1 : On prend une molécule du butane et on la démonte intégralement en atomes. On construit alors autant de molécules de carbone et d'eau que possible à l'aide des atomes de la molécule de butane. Cela donne quatre molécules de carbone et cinq molécules d'eau. Pour ce faire, trois molécules de dioxygène sont nécessaires

Etape 2 : Comme il reste un atome d'oxygène non utilisé, on reprend une molécule de butane et on la démonte. Avec ces atomes, on poursuit la construction de quatre autres molécules de carbone et de cinq autres molécules d'eau. Pour ce faire, deux autres molécules de dioxygène sont nécessaires en plus de l'atome d'oxygène résiduel.

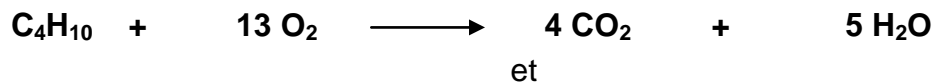
Ces deux opérations sont résumées par les schémas suivants :



L'équation chimique correctement coefficientée s'écrit donc:



On procède de même avec la seconde et la troisième réaction chimique. Avec la convention selon laquelle le nombre "1" n'est pas écrit, l'équation s'écrit :



Remarque. Lorsque le gaz brûle dans une atmosphère pauvre en oxygène, la formation de C et CO est favorisée, alors que lorsque le gaz brûle dans une atmosphère riche en oxygène, la formation de CO<sub>2</sub> est favorisée.

## De la combustion du gaz de briquet à celle d'un hydrocarbure

### Combustion d'un hydrocarbure

Le gaz de ville ou méthane ( $\text{CH}_4$ ) et le propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ), tout comme le gaz de briquet ou butane ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), font partie de la famille des **hydrocarbures** de formule ( $\text{C}_x\text{H}_y$ ).

Dans une atmosphère riche en dioxygène, la combustion des hydrocarbures, tout comme celle du gaz de briquet, produit essentiellement du dioxyde de carbone et de l'eau.

L'équation de la réaction chimique qui modélise la **combustion d'un hydrocarbure** est construite à partir du schéma suivant :

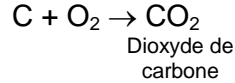


Il reste, bien entendu, à déterminer dans chaque cas les coefficients correspondants.

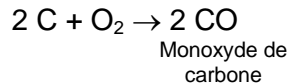
## Dangers de la combustion du carbone et des hydrocarbures et extinction des feux

- **Dangers de la combustion du carbone et des hydrocarbures**

On modélise la combustion du carbone par deux réactions chimiques dont les équations sont :



et



La première de ces deux réactions prédomine dans une atmosphère riche en dioxygène et la seconde dans une atmosphère pauvre en dioxygène. On parle de combustion complète du carbone dans le premier cas et de combustion incomplète dans le second.

Comme la combustion des hydrocarbures, celle du carbone peut produire du monoxyde de carbone. Contrairement au dioxyde de carbone, le monoxyde de carbone est un gaz toxique mortel pour l'être humain (même à faible dose). En effet, le monoxyde de carbone prend la place de l'oxygène dans l'hémoglobine du sang ce qui conduit à la mort, même s'il y a suffisamment de dioxygène dans l'air. En ce qui concerne le dioxyde carbone, qui ne se fixe pas sur l'hémoglobine, il peut également y avoir asphyxie, mais celle-ci résulte de l'insuffisance de dioxygène dans l'air.

Les situations suivantes sont donc particulièrement dangereuses : feux de cave (ou dans une grotte), moteur allumé dans un garage fermé, chauffage à gaz ou à mazout dans une pièce fermée, etc.

- **Extinction d'un feu**

Chaque fois qu'un feu se produit avec une flamme, le combustible est à l'état gazeux.

Pour éteindre un feu, il faut au moins effectuer une des opérations suivantes :

- Retirer ou couper l'arrivée du combustible (fermer le robinet du gaz, retirer des troncs d'un feu de bois, etc.);
- Réduire ou couper l'arrivée d'air (couvrir avec une couverture, du sable, de la mousse, fermer les fenêtres, etc.)
- Réduire la formation de vapeurs combustibles en refroidissant la matière (arroser le combustible avec de l'eau<sup>3</sup>, etc.)

<sup>3</sup> Sauf si le combustible est liquide, n'est pas miscible dans l'eau et moins dense que celle-ci. Les feux de friteuses, par exemple, ne doivent en aucun cas être éteints en ajoutant de l'eau (risque de projections et d'amplification du feu).

### Tableau ressource des espèces chimiques et des molécules

Nom de l'espèce chimique	Formule de la molécule	Nom de l'espèce chimique	Formule de la molécule
acétone	$C_3H_6O$	dioxygène (improprement appelé oxygène)	$O_2$
acide acétique (improprement appelé vinaigre)	$C_2H_4O_2$	eau	$H_2O$
acide nitrique	$HNO_3$	éthane	$C_2H_6$
acide oléique	$C_{18}H_{34}O_2$	éthanol (alcool éthylique)	$C_2H_6O$
acide stéarique (improprement appelé stéarine)	$C_{18}H_{36}O_2$	éthylène	$C_2H_4$
acide sulfurique	$H_2SO_4$	fer	Fe
butane (gaz de briquet)	$C_4H_{10}$	glucose (sucre)	$C_6H_{12}O_6$
carbone	C	heptane	$C_7H_{16}$
cellulose	$C_6H_{10}O_5$	lactose	$C_{12}H_{22}O_{11}$
cholestérol	$C_{27}H_{48}O$	méthane (gaz de ville)	$CH_4$
diazote (improprement appelé azote)	$N_2$	méthanol	$CH_4O$
dihydrogène (improprement appelé hydrogène)	$H_2$	propane	$C_3H_8$
dioxyde d'azote	$NO_2$	saccharose (sucre)	$C_{12}H_{22}O_{11}$
dioxyde de carbone (gaz carbonique)	$CO_2$	silice (dioxyde de silicium)	$SiO_2$
dioxyde de soufre	$SO_2$	xylose	$C_5H_{10}O_5$