

I.1 Définition

La thermodynamique vient du grec **thermos** et **dynamis** qui signifie **chaleur** et **énergie**. Elle fournit les méthodes générales et efficaces qui permettent d'étudier et de comprendre les phénomènes physiques et chimiques complexes. La thermodynamique s'intéresse uniquement aux propriétés macroscopiques de la matière telles que la pression, la température, le volume et la composition.

I.2 Description des systèmes thermodynamiques

I.2.1 Etat de la matière

Il existe trois états de la matière : le solide, le liquide et le gaz et nous pouvons passer d'un état à un autre (**Figure I.1**).

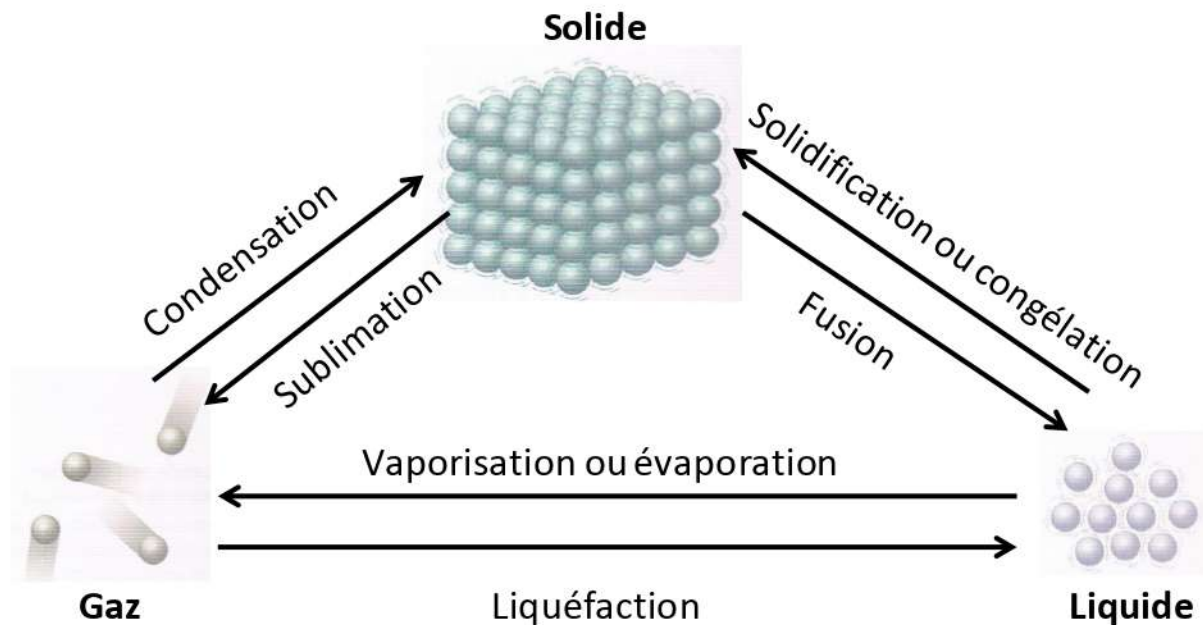


Figure I.1 : Différents changements d'états physiques de la matière

I.2.2 Classification des systèmes

On retrouve deux types de classification des systèmes :

I.2.2.1 De point de vue de la matière contenue dans le système

On distingue deux types de système :

1. Système homogène

Un système est homogène s'il est constitué d'une seule phase dont les propriétés physiques sont les mêmes dans toute la matière.

Exemple

O₂, gaz, H₂O liquide, ...etc.

2. Système hétérogène

Un système est hétérogène s'il comporte plusieurs phases ou si la phase unique a des propriétés différentes selon les régions considérées.

Exemple

eau–glace, eau– huile... etc.

I.2.2.2 De point de vue des échanges entre système et milieu extérieur

L'évolution de l'état d'un système au cours du temps est déterminée par la connaissance de la nature des échanges effectués avec l'extérieur.

Ces échanges sont de natures énergétiques comme le travail ou la chaleur. Nous distinguons trois types de système thermodynamique :

1 Système ouvert

Le système ouvert échange de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur (**Figure I.2**).

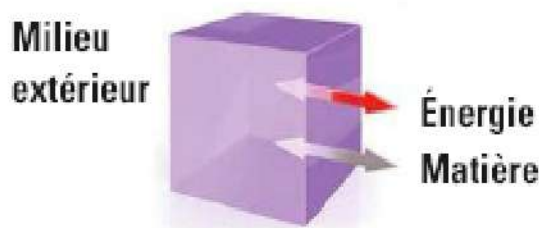
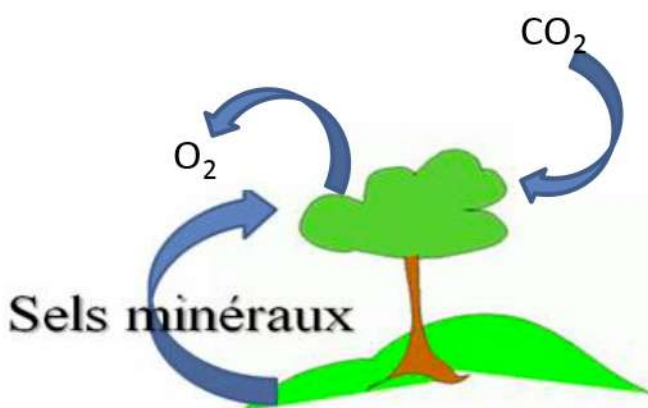


Figure I.2 : Système ouvert

Exemple

Arbre : échange des sels minéraux de CO_2 et d' O_2



Chauffage



2 Système fermé

Le système fermé conserve sa quantité de matière mais il échange de l'énergie avec le milieu extérieur (**Figure I.3**).

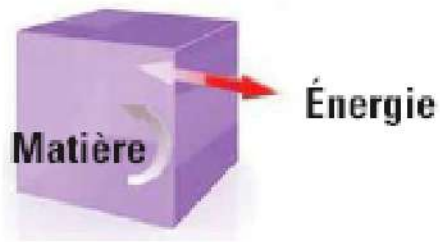


Figure I.3 : Système fermé

Exemple

Chauffage à bain d'huile



3 Système isolé

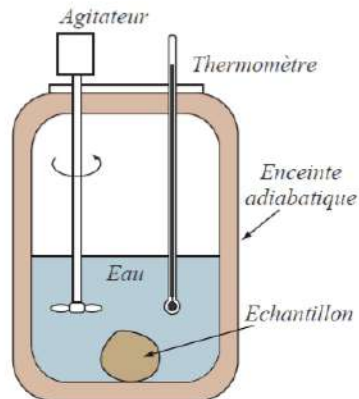
Le système isolé ne peut pas échanger ni de matière ni de chaleur avec le milieu extérieure (**Figure I.4**).



Figure I.4 : Système isolé

Exemple

Calorimètre



Thermo à café



I.3 Phase d'un système

Toute partie homogène d'un système constitue une phase

Un système monophasé ne comporte qu'une phase.

Un mélange de gaz constitue un système monophasé.

Un système polyphasé comporte plusieurs phases et constitue un système hétérogène.

Un gaz contenant de la fumée constitue un système polyphasé

Remarque

Conventions de signe

Tout ce qui est reçu par le système est compté positivement.

Tout ce qui est cédé par le système est compté négativement

I.4 Etat d'un système et grandeur d'état

L'état thermodynamique d'un système est représenté par des grandeurs macroscopiques relatives à l'état microscopique de la matière constituant le système. Toutes les grandeurs macroscopiques, directement mesurable ou non, susceptibles de décrire l'état d'un système sont appelées grandeurs d'état.

Exemple

Le volume (V), la pression (P), la température (T), la masse (m)...etc.

I.5 Grandeurs intensives et extensives

I.5.1 Grandeurs intensives (variables intensives)

Elles sont indépendantes de la quantité de la matière du système. Ces variables sont non additives.

Exemple

La pression, la température, la fraction molaire, ...etc.

I.5.2 Grandeurs extensives (variables extensives)

Elles sont proportionnelles à la quantité de matière du système. Ce sont des variables additives.

Exemples

La masse, le volume ...etc.

Le gaz (m, v, T) + gaz (m, v, T) donne → gaz (2m, 2v, T)

Remarque

$$\text{intensive} = \frac{\text{extensive}}{\text{extensive}}, \rho = \frac{m}{v} \Rightarrow \text{intensive}$$

I.6 Gaz parfait

C'est un modèle théorique de gaz dans lequel on ne tient pas compte, en dehors des collisions, des interactions entre molécules.

$$PV = n RT$$

P : pression (atm, Pa, 1 atm = 1,013 10⁵ Pa, mmHg)

V : volume (L, m³, 1L = 10⁻³ m³)

n : nombre de mole (mol)

R : constante des gaz parfaits (R = 0,0082 L am/mol K = 8,31 J /mol K = 2 cal/mol K)

T : température (°C, K, T (K) = T (°C) + 273)

I.7 Transformation d'un système

On appelle transformation d'un système, le passage du système d'un état d'équilibre thermodynamique, dit état initial, à un autre état d'équilibre thermodynamique, dit état final.

I.7.1 Transformation réversible

Une transformation réversible est une transformation constituée par une suite continue d'états d'équilibre thermodynamique.

Au cours d'une transformation réversible, le système est en équilibre thermodynamique à chaque instant. Une transformation réversible peut être effectuée en sens inverse en repassant par les mêmes états d'équilibre.

Dans la pratique, une transformation peut être considérée comme réversible si :

- Elle est effectuée très lentement.
- Il n'y a pas de forces dissipatives (frottement, diffusion=transfert de la matière, inhomogénéité du système (exemple : transfert de la chaleur), etc...), aussi bien à l'intérieur du système, qu'entre le système et le milieu extérieur.

Exemple

Réaction d'estérification.



I.7.2 Transformation irréversible

Une transformation irréversible est une transformation durant laquelle le système est hors équilibre lors de son passage de l'état initial à l'état final.

Dans la pratique, une transformation irréversible est une transformation qui :

- soit elle s'effectue rapidement.
- soit elle s'effectue en présence des forces de frottement.
- soit elle s'effectue rapidement et en présence de frottements.

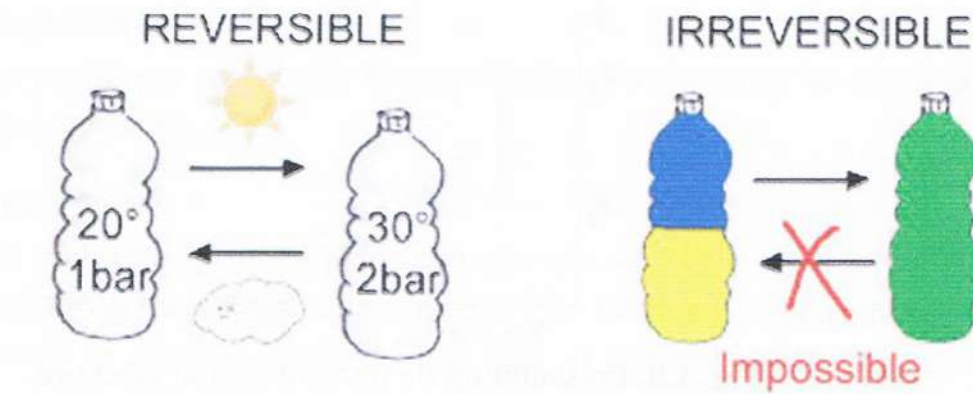


Figure I.6 : Transformation réversible et irréversible d'un mélange

1.7.3 Transformation infiniment lente (quasi-statique)

Il s'agit d'une transformation suffisamment lente pour que le système passe par une suite continue d'états d'équilibres infiniment voisins de i à f.

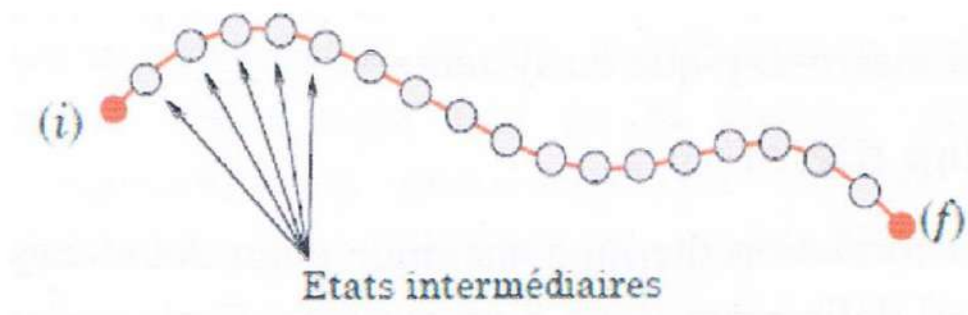


Figure I.7 : Transformation quasi statique

En ajoutant sur le piston des masses infinitésimales dm on réalise une transformation infiniment lente.

Il faut que le temps de réponse du système (temps de relaxation) soit très faible de façon qu'après chaque perturbation élémentaire, les paramètres d'état soient immédiatement définis.

Pour une transformation infiniment lente le système est un état d'équilibre thermodynamique inerte à chaque instant.

I.7.4 Transformation particulière

Il existe plusieurs manières pour transformer un système :

- Un système peut subir une transformation à température fixe ($T = \text{ste}$). La transformation est appelée **isotherme**.

D'après la loi des gaz parfaits :

$$P V = \underbrace{n R T}_{\text{ste}} \Rightarrow PV = \text{ste}$$

$$(1) T = \text{ste} (2)$$

$$P_1 \quad P_2$$

$$v_1 \quad v_2$$

$$P_1 v_1 = P_2 v_2 \Rightarrow \boxed{\frac{P_1}{P_2} = \frac{v_2}{v_1}} \text{ Loi de Boyle-Mariotte}$$

Augmentation ou diminution du volume d'un gaz à température constante

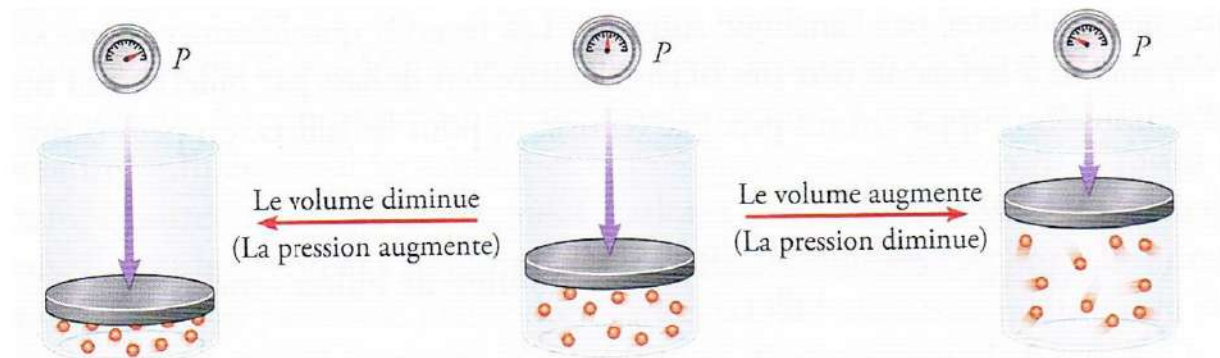


Figure I.8 : Illustration schématique de la loi de Boyle-Mariotte

La représentation graphique de la loi de Boyle-Mariotte est reportée sur la figure suivante.

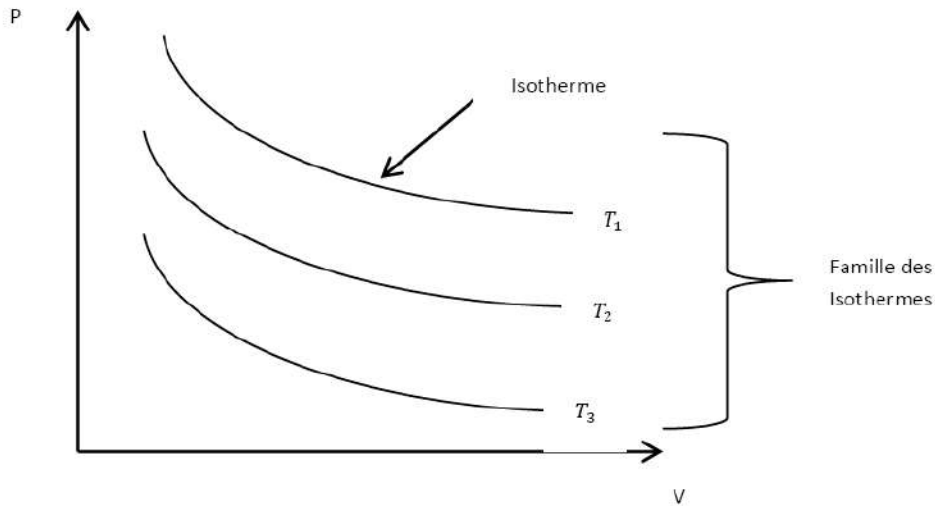


Figure I.9: Loi de Boyle –Mariotte pour une transformation isotherme

- Un système peut subir une transformation à pression fixe ($P = \text{ste}$). La transformation est appelée **isobare**.

D'après la loi des gaz parfaits :

$$P v = nRT \Rightarrow \frac{v}{T} = \frac{n R}{\underbrace{P}_{\text{ste}}} \Rightarrow \frac{v}{T} = \text{ste}$$

(1) $\underline{P = \text{ste}}$ (2)

$$\begin{matrix} v_1 & v_2 \\ T_1 & T_2 \end{matrix}$$

$$\frac{v_1}{T_1} = \frac{v_2}{T_2} \Rightarrow \boxed{\frac{v_1}{v_2} = \frac{T_1}{T_2}} \text{ Loi de Charles}$$

Chauffage ou refroidissement d'un gaz à pression constante

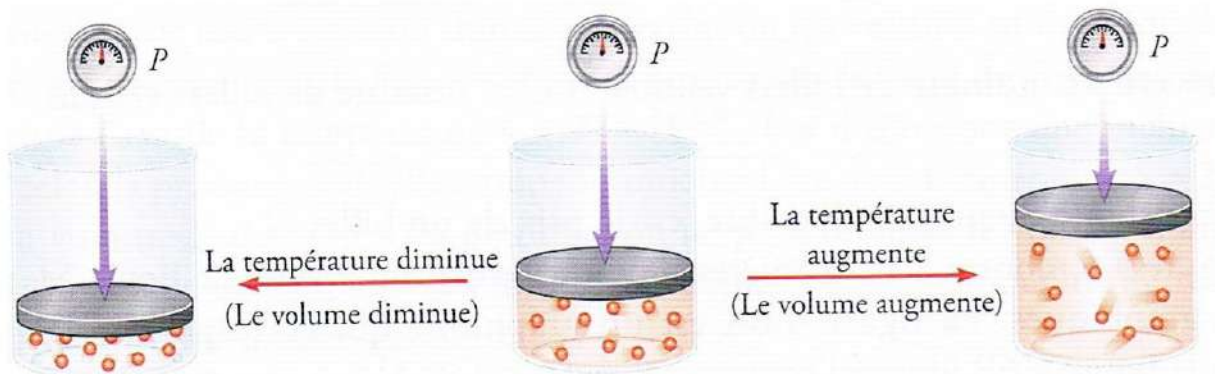


Figure I.10 : Illustration schématisée de la loi de Charles

La représentation graphique de la loi de Charles est reportée sur la figure suivante.

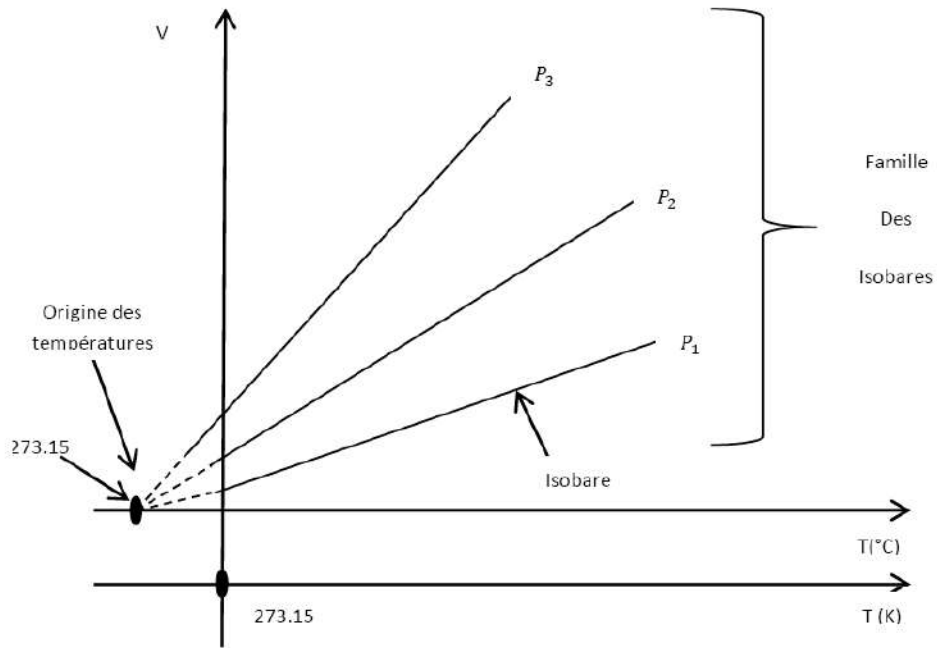


Figure I.11 : Loi de Charles pour une transformation isobare

- Un système peut subir une transformation à volume fixe ($V = \text{ste}$). La transformation est appelée **isochore**.

D'après la loi des gaz parfaits :

$$P v = nRT \Rightarrow \frac{P}{T} = \frac{n R}{\underbrace{v}_{\text{ste}}} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{ste}$$

$$(1) \underline{v = \text{ste}} (2)$$

$$\begin{array}{cc} P_1 & P_2 \\ T_1 & T_2 \end{array}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \boxed{\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}} \text{ Loi de Charles}$$

Chauffage ou refroidissement d'un gaz à volume constant

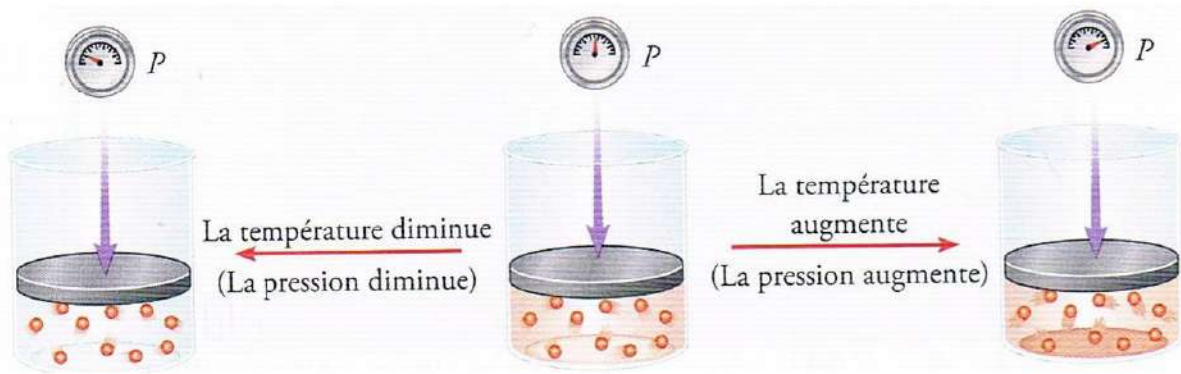


Figure I.12 : Illustration schématique de la loi de Charles

La représentation graphique de la loi de Charles est reportée par la figure suivante.

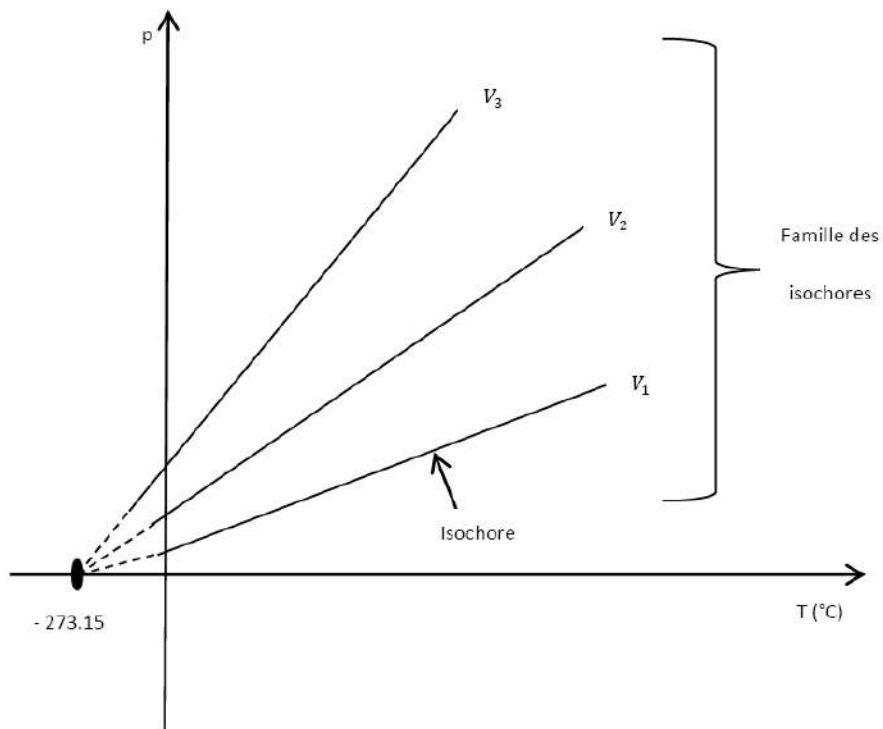


Figure I.13 : Loi de Charles pour une transformation isobare

- Un système peut subir une transformation où la quantité de chaleur est conservée mais la température peut évoluer au cours du temps. La transformation est appelée **adiabatique**.

$$\sum Q = 0 \quad / \quad Q : \text{quantité de chaleur}$$

Cette transformation est caractérisée par l'équation de Laplace : $Pv^\gamma = \text{ste}$

γ est la constante d'atomicité, elle est en fonction de la nature du gaz étudié :

Gaz monoatomique tels que les gaz rares (dernière colonne du tableau périodique).

Gaz diatomique tels que l'azote (N_2), l'oxygène (O_2)

Remarque

a- Transformation ouvertes

Une transformation ouverte est une transformation où l'état final du système est différent de l'état initial (**Figure I.14**).

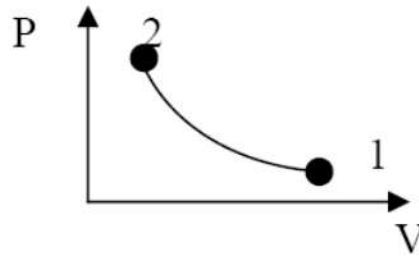


Figure I.14 : Transformation ouverte

b-Notion de cycle thermodynamique

Un cycle thermodynamique est une suite de transformations ouvertes ou bien le système subit une série de transformations, qui le ramène à son état initial (**Figure I.15**).

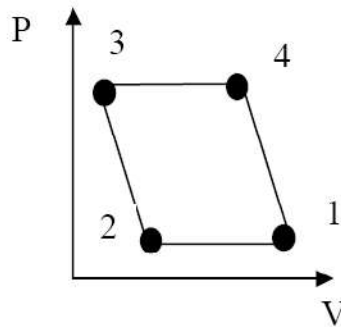


Figure I.15 : Transformation cyclique

c-Diagramme de Clapeyron

Les transformations d'un gaz parfait isochore, isobare et isotherme et adiabatique peuvent être représentées sur le diagramme de Clapeyron ($P = f(V)$) (**Figure I.16**).

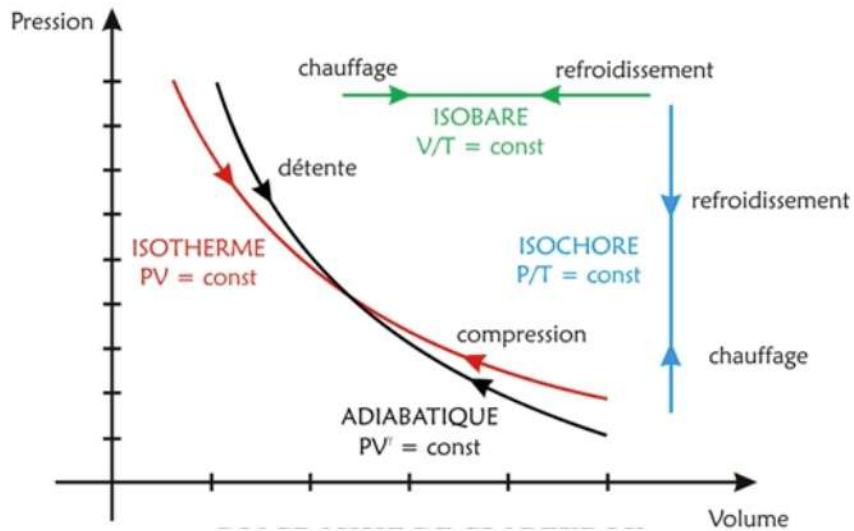


Figure I.16 : Diagramme de Clapeyron

d-Diagramme d'Amagat

Le diagramme qui représente le produit ($P.V$) en fonction de P pour des gaz telle que : l'hydrogène, l'oxygène, l'azote ou l'oxyde de carbone donne une meilleure interprétation de l'écart de pression qui existe entre un gaz parfait et un gaz réel.

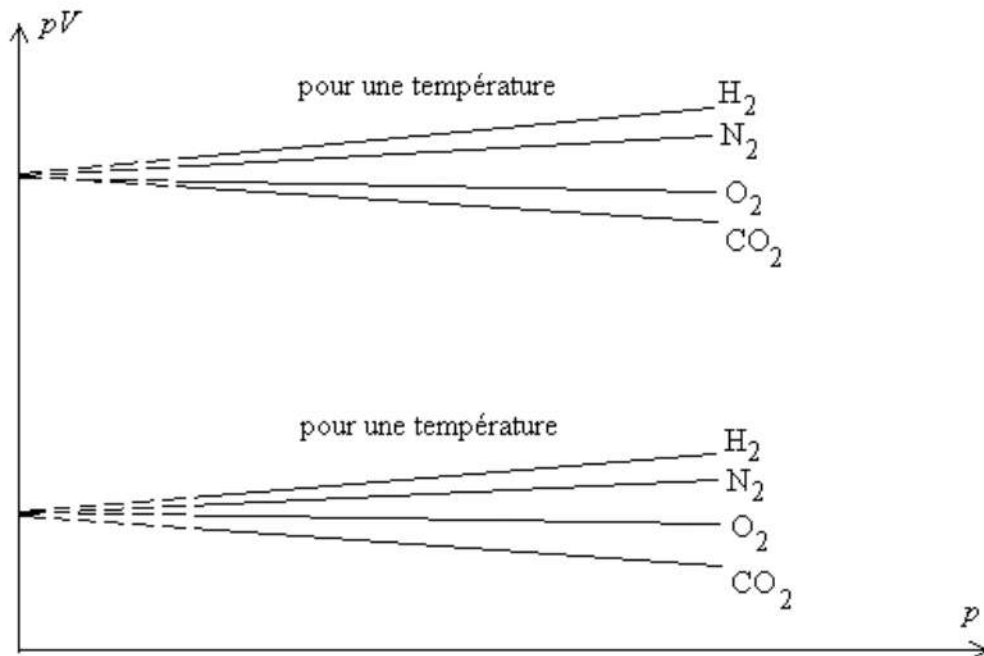


Figure I.17 : Diagramme d'Amagat

Il a été constaté qu'au-delà d'une pression de 1 atm, les gaz réels s'écartent des gaz parfaits comme le montre le diagramme d'Amagat avec une ligne droite. Si la pression $P \rightarrow 0$,

toute la courbe converge vers un seul point RT. Donc un gaz parfait est l'approximation du gaz réel à la limite pour :

$$P \rightarrow 0 : \lim_{P \rightarrow 0} (\text{gaz réel}) = \text{gaz parfait}$$

Lorsque la pression augmente on remarque que certains gaz (H_2 , O_2) s'écartent de la droite du modèle du gaz parfait.

I.8 Equilibre thermodynamique

Un système est en équilibre thermodynamique si ses variables thermodynamiques (P , V , $T \dots$) sont constantes dans le temps et s'il n'y a aucun échange entre ce système et son milieu extérieur ainsi qu'entre les différentes parties du système.

L'équilibre thermodynamique comprend à la fois l'équilibre mécanique, l'équilibre thermique et l'équilibre chimique.

Un système est en équilibre mécanique quand il n'existe aucune force non compensée, aussi bien à l'intérieur du système qu'entre le système et le milieu extérieur.

Un système est en équilibre thermique quand la température est la même en tous ses points et qu'elle est aussi la même que celle du milieu extérieur.

Un système est en équilibre chimique quand il n'est pas le siège d'une réaction chimique provoquant une modification de sa structure interne.

Remarque

Les systèmes étudiés sont supposés au repos, c'est-à-dire, pas de mouvement d'ensemble, ni de translation, ni de rotation.

L'énergie potentielle de pesanteur du système est supposée constante.

I.9 Fonction d'état

I.9.1 Notions mathématiques

1. Différentielle d'une fonction à une seule variable

Soit la fonction d'une variable $f(x)$, la différentielle : $df = \left(\frac{\partial f}{\partial x}\right) dx$.

2. Fonction à plusieurs variables. Dérivées partielles

Soit f une fonction de deux variables x et y , dérivable selon x et y . Si l'on considère provisoirement y comme une constante, f peut être dérivée par rapport à x : On obtient alors la dérivée partielle de f par rapport à x , notée : $\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y$

De même, en fixant x et en dérivant f par rapport à y , on obtient la dérivée partielle de f par rapport à y , notée : $\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x$

Exemple

$$f(x,y) = 2x^2 + 5y^2 - xy$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y = 4x - y$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x = 10y - x$$

$$df = \left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y dx + \left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x dy$$

$$df = (4x - y)dx + (10y - x)dy$$

I.9.2 Différentielle totale exacte (D.T.E)

L'égalité des dérivées secondes croisées permet de reconnaître les D.T.E. La forme différentielle, $df(x,y)$ est totale exacte si et seulement si, on a :

$$\boxed{\left(\frac{\partial}{\partial y}\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y\right) = \left(\frac{\partial}{\partial x}\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x\right)}$$

Exemple

$$1-df = (4x - y)dx + (10y - x)dy$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y = (4x - y) \Rightarrow \left(\frac{\partial}{\partial y}(4x - y)\right) = -1$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x = (10y - x) \Rightarrow \left(\frac{\partial}{\partial x}(10y - x)\right) = -1$$

d'où $f(x,y)$ est une D.T.E

2-L'équation d'état d'un gaz est donnée par la relation : $P = \frac{RT}{V-b}$

a-Déterminer les expressions des dérivées partielles suivantes :

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V \text{ et } \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T$$

b-Montrer que dP est une différentielle totale exacte

2-a-Dérivées partielles

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V = \left(\frac{\partial}{\partial T}\left(\frac{RT}{V-b}\right)\right) \Rightarrow \boxed{\left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V = \frac{R}{V-b}}$$

$$\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial}{\partial V}\left(\frac{RT}{V-b}\right)\right) \Rightarrow \boxed{\left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T = -\frac{RT}{(V-b)^2}}$$

b-DTE

$$dP = \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right)_T dV \Rightarrow dP = \left(\frac{R}{V-b}\right) dT + \left(-\frac{RT}{(V-b)^2}\right) dV$$

$$\frac{\partial}{\partial V} \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right) = \frac{\partial}{\partial V} \left(\frac{R}{V-b}\right) \Rightarrow \boxed{\frac{\partial}{\partial V} \left(\frac{\partial P}{\partial T}\right) = -\frac{R}{(V-b)^2}}$$

$$\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right) = \frac{\partial}{\partial T} \left(-\frac{RT}{(V-b)^2}\right) \Rightarrow \boxed{\frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\partial P}{\partial V}\right) = -\frac{R}{(V-b)^2}}$$

Une fonction d'état est une grandeur qui est reliée aux variables d'état tels que l'énergie interne (U), l'enthalpie (H), l'entropie (S) Elle est en fonction de deux ou plusieurs variables, sa différentielle doit être totale exacte et son intégrale ne dépend pas du chemin suivi (**Figure I.18**).

$$\boxed{dF = \left(\frac{\partial F}{\partial x}\right)_y dx + \left(\frac{\partial F}{\partial y}\right)_x dy}$$

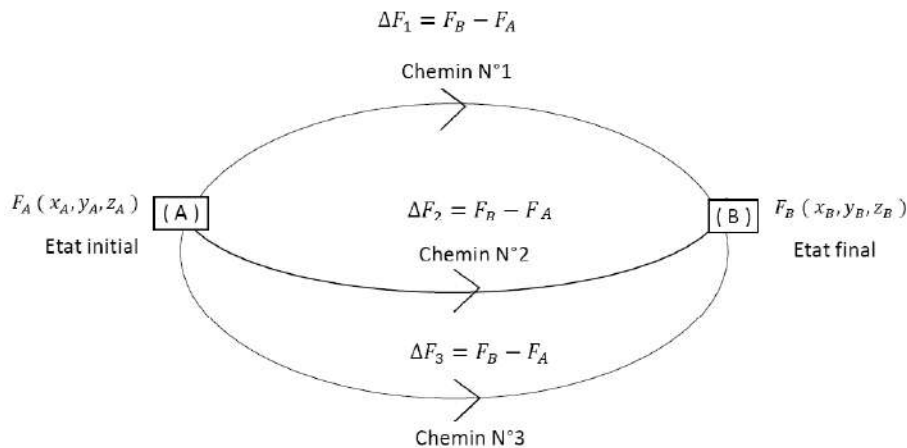


Figure I.18 : Définition d'une fonction d'état

On démontre en mathématique que la dérivée seconde mixte ne dépend pas de l'ordre de dérivation.

$$\boxed{\frac{\partial^2 F}{\partial x \partial y} = \frac{\partial^2 F}{\partial y \partial x}}$$

I.10 Composition chimique d'un mélange de gaz

La composition chimique d'une phase ou d'un système homogène est définie si l'on connaît les proportions relatives de tous les constituants qui s'y trouvent. Ces différentes proportions relatives peuvent s'exprimer de diverses manières.

I.10.1 Fraction molaire

La fraction molaire (X) est une grandeur utilisée pour exprimer la composition d'un mélange. Le nombre molaire d'un constituant i est égal au rapport du nombre de moles de ce constituant i sur le nombre total de moles du mélange. Elle est donc une grandeur sans dimension.

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

X_i : fraction molaire d'un gaz

n_i : nombre de mole d'un gaz / $n_i = \frac{\text{masse donnée}}{\text{masse molaire}} \text{ ou } \frac{\text{volume donnée}}{\text{volume molaire (22,4 L)}}$

La somme des fractions molaires des constituants du mélange est égale à l'unité
 $\sum X_i = 1.$

I.10.2 Pression partielle

Prenons le cas où deux gaz, A et B, sont dans un contenant de volume v. la pression exercée par le gaz A, selon :

$$P_A = \frac{n_A RT}{v}$$

où n_A est le nombre de moles de A. De même, la pression exercée par B est

$$P_B = \frac{n_B RT}{v}$$

Dans le cas d'un mélange des gaz A et B, la pression totale P_T est le résultat des collisions des deux types de molécules A et B, sur la paroi du contenant. Ainsi, selon la loi de Dalton (**Figure I.19**),

$$P_T = P_A + P_B \Rightarrow P_T = \frac{n_A RT}{v} + \frac{n_B RT}{v} \Rightarrow P_T = \frac{RT}{v} (n_A + n_B) \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{v}$$

où n_T est le nombre de moles totales des gaz présents.

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{\frac{n_A RT}{v}}{\frac{RT}{v} (n_A + n_B)} \Rightarrow \frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B} \Rightarrow \frac{P_A}{P_T} = X_A$$

Donc :

$$P_i = X_i P_T$$

P_i : pression partielle

P_T : pression totale

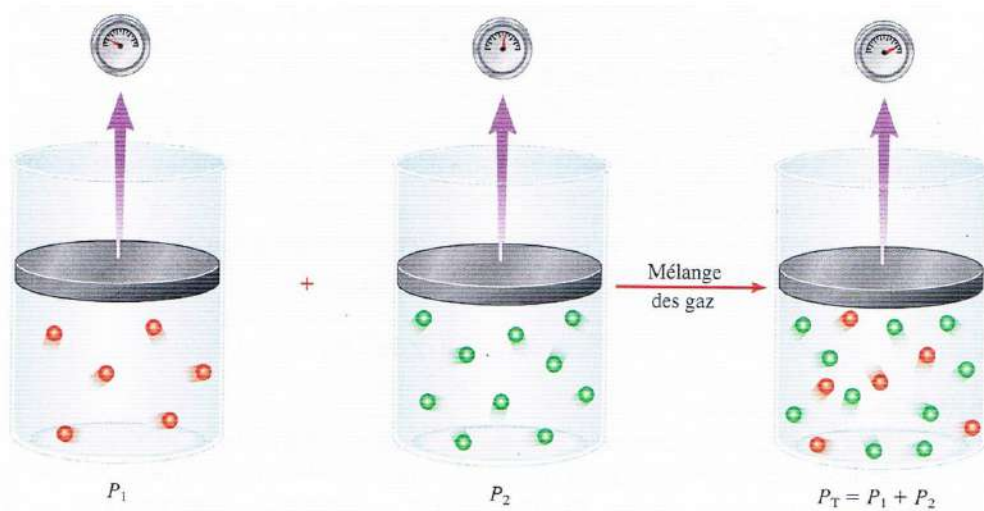


Figure I.19 : Pression partielle de Dalton

Exemple

Un mélange gazeux de 0,428 g, contenu dans une enceinte à la pression de 1,75 atm est constitué (en masse) de 15,6 % de $N_2(g)$, 46,0 % de $N_2O(g)$ et de 38,4 % de $CO_2(g)$. Quelle est la pression partielle de chacun des gaz du mélange ?

Les masses des trois gaz dans le mélange sont :

$$m(g) = \frac{\text{pourcentage} \times \text{masse du mélange gazeux}}{100}$$

$$m_{N_2(g)} = \frac{15,6 \times 0,428}{100} \Rightarrow \boxed{m_{N_2(g)} = 0,0668 \text{ g}}$$

$$m_{N_2O(g)} = \frac{46,0 \times 0,428}{100} \Rightarrow \boxed{m_{N_2O(g)} = 0,197 \text{ g}}$$

$$m_{CO_2(g)} = \frac{38,4 \times 0,428}{100} \Rightarrow \boxed{m_{CO_2(g)} = 0,164 \text{ g}}$$

Nombre de mole

$$n_{N_2(g)} = \frac{m_{N_2(g)} \times 1 \text{ mol de } N_2}{M_{N_2(g)}} \Rightarrow n_{N_2(g)} = \frac{0,0668 \times 1 \text{ mol}}{14 \times 2} \Rightarrow \boxed{n_{N_2(g)} = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$n_{N_2O(g)} = \frac{m_{N_2O(g)} \times 1 \text{ mol de } N_2O}{M_{N_2O(g)}} \Rightarrow n_{N_2O(g)} = \frac{0,197 \times 1 \text{ mol}}{14 \times 2 + 16}$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{N_2O(g)} = 4,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$n_{CO_2(g)} = \frac{m_{CO_2(g)} \times 1 \text{ mol de } CO_2}{M_{CO_2(g)}} \Rightarrow n_{CO_2(g)} = \frac{0,164 \times 1 \text{ mol}}{12 + 16 \times 2}$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{CO_2(g)} = 3,73 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

Fraction molaire

$$x_{N_2(g)} = \frac{n_{N_2(g)}}{n_{Tot(g)}}$$

$$n_{Tot(g)} = n_{N_2(g)} + n_{CO_2(g)} + n_{N_2O(g)} \Rightarrow n_{Tot(g)} = 10,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$x_{N_2(g)} = \frac{2,38 \cdot 10^{-3}}{10,59 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow x_{N_2(g)} = 0,225$$

$$x_{N_2O(g)} = \frac{4,48 \cdot 10^{-3}}{10,59 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow x_{N_2O(g)} = 0,423$$

$$x_{CO_2(g)} = \frac{3,73 \cdot 10^{-3}}{10,59 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow x_{CO_2(g)} = 0,352$$

Pression partielle

$$P_{N_2(g)} = x_{N_2(g)} \times P_{Tot} \Rightarrow P_{N_2(g)} = 0,225 \times 1,75 \Rightarrow P_{N_2(g)} = 0,349 \text{ atm}$$

$$P_{N_2O(g)} = x_{N_2O(g)} \times P_{Tot} \Rightarrow P_{N_2O(g)} = 0,423 \times 1,75 \Rightarrow P_{N_2O(g)} = 0,740 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2(g)} = x_{CO_2(g)} \times P_{Tot} \Rightarrow P_{CO_2(g)} = 0,352 \times 1,75 \Rightarrow P_{CO_2(g)} = 0,616 \text{ atm}$$

I.11 Thermométrie

La thermométrie est le domaine de mesure de la température par des instruments nommé thermomètres. Si le thermomètre est en équilibre thermique avec le corps dont la température est inconnue alors la température mesurée par le thermomètre est celle du corps considéré.



Figure I.20 : Image descriptive du thermomètre

I.11.1 Notion de température

La température est une grandeur physique mesurable associée au niveau de chaleur d'un corps ou d'un système : elle relie la chaleur en faisant intervenir la température et la quantité

de ce qui est chaud (la masse); elle est aussi fonction de la nature de la substance (**Figure I.21**).

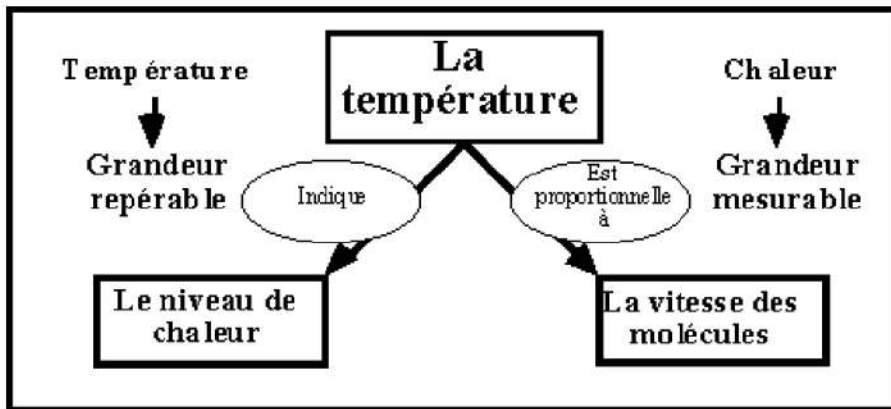


Figure I.21 : Sens physique de la température

A l'échelle microscopique, la température est liée à la variation de la vitesse des molécules. Plus la température d'une substance est élevée et plus la vitesse des molécules est grande (**Figure I.22**). Lorsqu'on observe deux objets: celui dont la température est la plus élevée est le plus chaud : les molécules qui composent l'objet le plus chaud se déplaceront plus vite que celles qui constituent l'objet le plus froid.

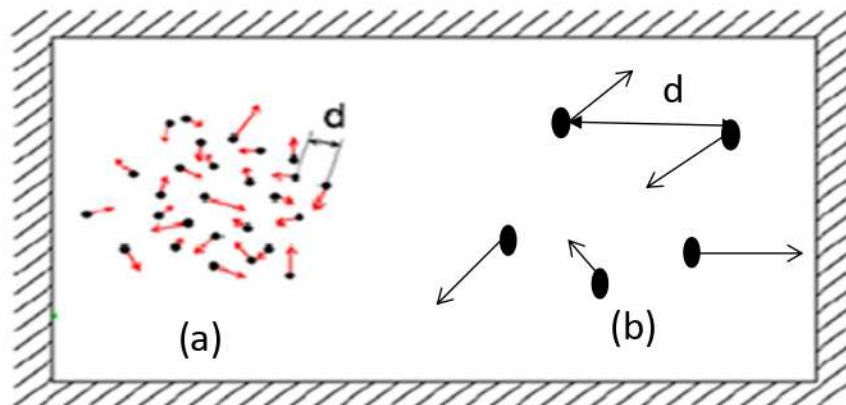


Figure I.22 : Phénomène d'agitation thermique : (a) basse et (b) haute température

I.11.2 Echelle de température

Pour fixer une échelle de température sur un thermomètre, on choisit 02 températures que l'on peut obtenir facilement (la température d'ébullition et de congélation de l'eau). Ces deux températures constituent les points fixes supérieurs et inférieurs.

L'intervalle entre ces deux points fixes est divisé en un nombre de partie égales appelé **degré**.

I.11.2.1 Echelle centésimale

Le degré thermométrique est la centième partie de la distance entre le terme de la glace fondante et celui de l'eau bouillante sous la pression atmosphérique normale.

Soit :

➤ Deux points fixes: 0° glace fondante, 100° eau bouillante

➤ Une relation linéaire $T = ax + b$

On peut écrire :

$$T_0 = 0 \Rightarrow ax_0 + b = 0$$

$$T = 100 \Rightarrow ax_{100} + b = 100$$

$$a = \frac{100}{x_{100} - x_0} \text{ et } b = \frac{100 x_0}{x_0 - x_{100}}, \text{ donc } \boxed{T = \frac{100}{x_{100} - x_0} x + \frac{100 x_0}{x_0 - x_{100}}}$$

Puisque x_0 et x_{100} sont connus donc la détermination de T se fait par la mesure de x.

I.11.2.2 Echelle centigrade ou Celsius

Cette échelle a été développée par l'astronome suédois Albert Celsius (1702-1744), en tenant compte des :

-Points de fusion de la glace (0°C) lorsque le thermomètre est placé dans la glace fondante sous la pression atmosphérique ambiante.

-Points d'ébullition de l'eau à 100°C , lorsque le thermomètre est placé dans l'eau bouillante sous la pression atmosphérique ambiante.

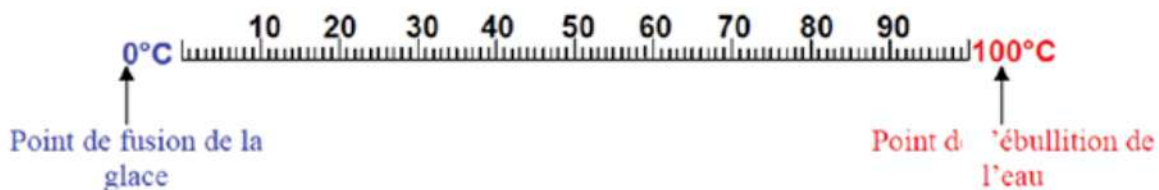


Figure I.23 : Echelle de Celsius

I.11.2.3 Echelle absolue ou Kelvin

Cette échelle a été proposée par Lord Kelvin (1824-1907). L'expérience a montré qu'il y a une limite à la notion du froid. A la température $-273,15^\circ\text{C}$, et à l'échelle microscopique, les particules ne possèdent plus d'énergie thermique (pas d'agitation moléculaire) et on ne peut pas descendre en dessous de cette température qui est appelée zéro absolu (0 K).

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273,15$$

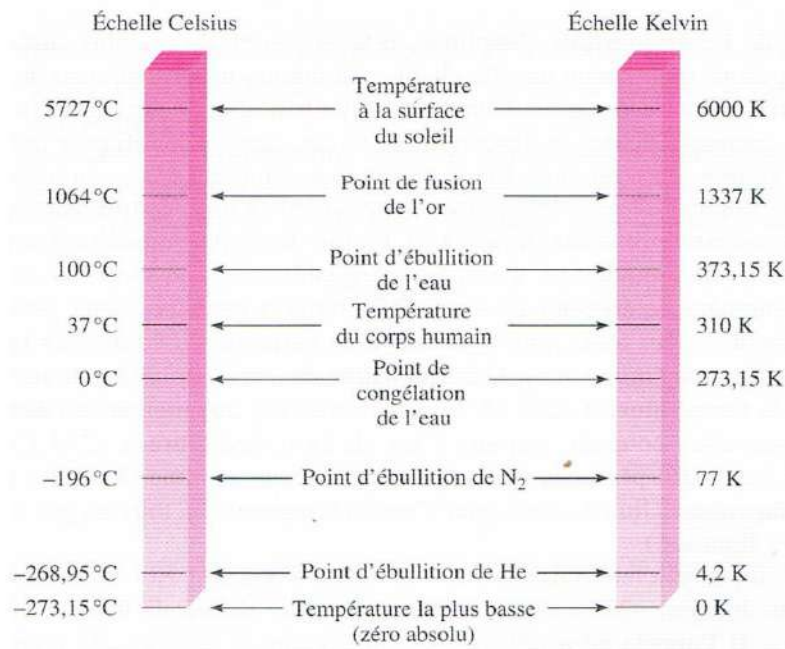


Figure I.24 : Comparaison entre les échelles Celsius et Kelvin

I.11.2.4 Echelle de Fahrenheit

Cette échelle est proposée par le physicien allemand Daniel Gabriel Fahrenheit en 1724. Elle est utilisée dans les pays anglo-saxons.

La relation qui lie les températures exprimées en degrés Celsius et en degrés Fahrenheit est de la forme:

$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180} \quad \text{c'est-à-dire : } T(^{\circ}F) = 1,8 T(^{\circ}C) + 32$$

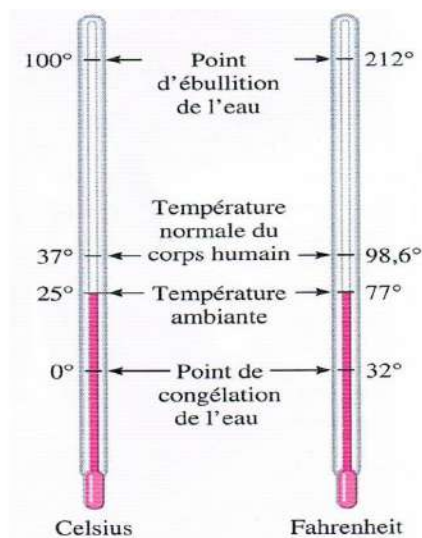


Figure I.25 : Comparaison entre les échelles Celsius et Fahrenheit

Changements d'états

- [Qu'est-ce qu'un changement d'état ?](#)
- [Les principaux changements d'état](#)
- [La fusion](#)
- [La vaporisation](#)
- [La solidification](#)
- [La liquéfaction](#)
- [La sublimation](#)
- [La condensation](#)
- [Description microscopique des changements d'état](#)
- [Equation de changement d'état](#)
- [Changements d'états exothermiques et endothermiques](#)

Qu'est-ce qu'un changement d'état ?

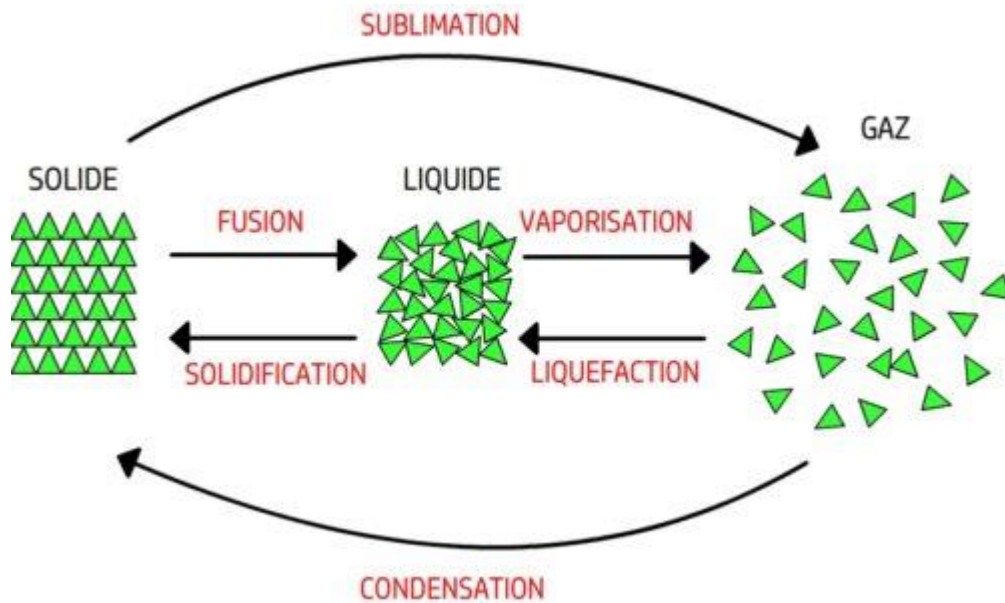
Un changement d'état est une **transformation physique** au cours laquelle l'état **physique** d'un corps change.

Au cours d'un changement d'état les différentes [espèces chimiques](#) sont conservées (en nature et en quantité) mais les [entités chimiques](#) subissent des modifications au niveau de leur organisation: leur liberté de se mouvoir est modifiée.

Les principaux changements d'état

Les principaux changements d'état sont:

- La fusion
- La vaporisation
- La solidification
- La liquéfaction
- La sublimation
- La condensation



Remarque

La matière peut présenter, dans des situations particulières, des formes qualifiées d'état, on peut par exemple citer:

- Le plasma
- Le plasma de quarks-gluons (quagma)
- Le [gaz](#) de fermions dégénérés
- Le condensat de Bose-Einstein

On pourrait donc considérer d'autres changements d'état comme le passage de l'[état gazeux](#) à l'état plasmatique mais ils n'obéissent pas à toutes les règles des changements d'état classiques et ne sont pas au programme de la classe de seconde.

La fusion

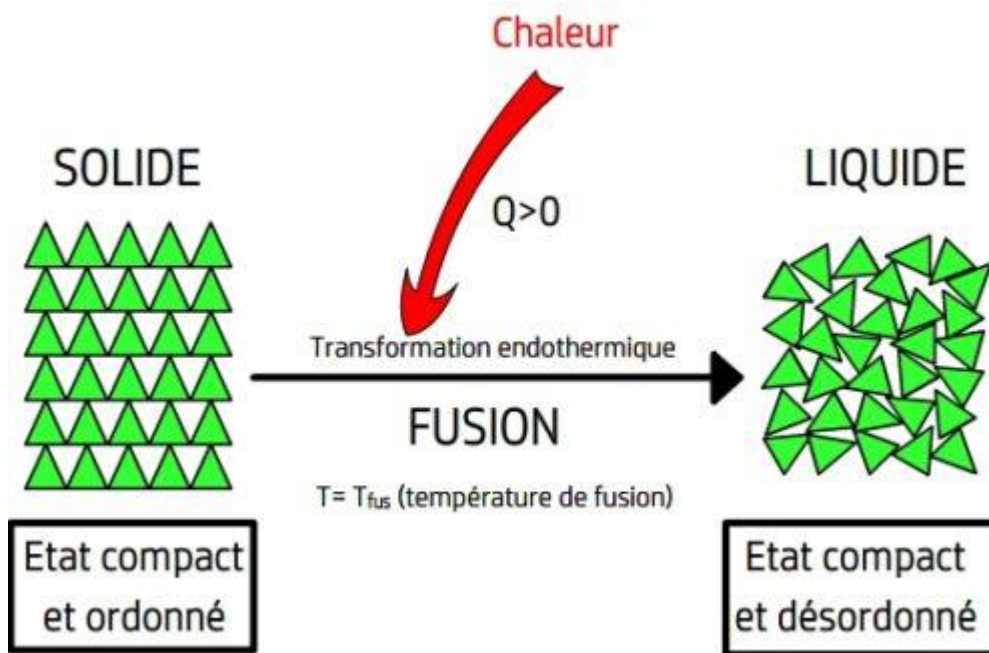
Définition

La fusion est passage de l'état solide à l'[état liquide](#).

La fusion d'un [corps pur](#) solide se [produit](#) lorsque sa température atteint une limite appelée [température de fusion](#).

Lors d'une fusion l'[énergie](#) thermique reçue par le solide permet à ses entités chimiques de vaincre les [forces](#) d'attraction qui les maintiennent fixes les unes par rapports aux autres. Cette [énergie](#) thermique accroît l'agitation thermique des [entités chimiques](#) qui ne restent plus fixes mais peuvent se déplacer tout en restant au contact les unes des autres.

La fusion est un phénomène endothermique: la matière qui subit une fusion reçoit de l'[énergie](#) thermique de la part du milieu extérieur.



La fusion peut être représentée par une équation de changement d'état de la forme:

[Espèce chimique](#) (s) → [Espèce chimique](#) (l)

Exemples

- Fusion de la glace : $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Fusion du fer: $\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{l})$
- Fusion de l'or : $\text{Au}(\text{s}) \rightarrow \text{Au}(\text{l})$

La fusion est le changement d'état inverse de la solidification.

La vaporisation

Définition

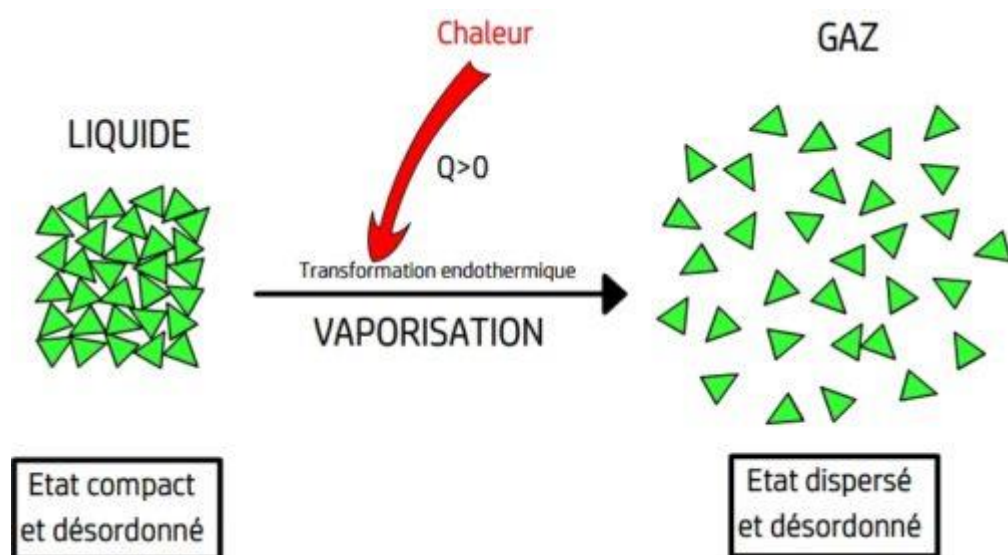
La vaporisation est le passage de l'[état liquide](#) à l'[état gazeux](#)

La vaporisation peut se produire soit par évaporation (progressivement) soit par ébullition (transformation complète).

L'ébullition se [produit](#) lorsqu'un corps [liquide](#) atteint sa température d'ébullition.

Lors d'une ébullition les entités chimiques du corps liquide reçoivent une énergie thermique qui leur permet de vaincre les forces attractives les maintenant au contact les unes des autres. L'agitation thermique des entités chimiques est alors suffisante pour qu'elles puissent se déplacer librement sans contact avec les autres entités.

L'ébullition est une transformation physique endothermique, elle se réalise lorsqu'un liquide absorbe l'énergie thermique du milieu extérieur.



La vaporisation peut être représentée par l'équation de changement d'état ayant la forme suivante:

Espèce chimique (l) → Espèce chimique (g)

Exemples

- Vaporisation de l'eau liquide: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- Vaporisation de l'éthanol: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{g})$

La vaporisation est le changement d'état inverse de la liquéfaction

La solidification

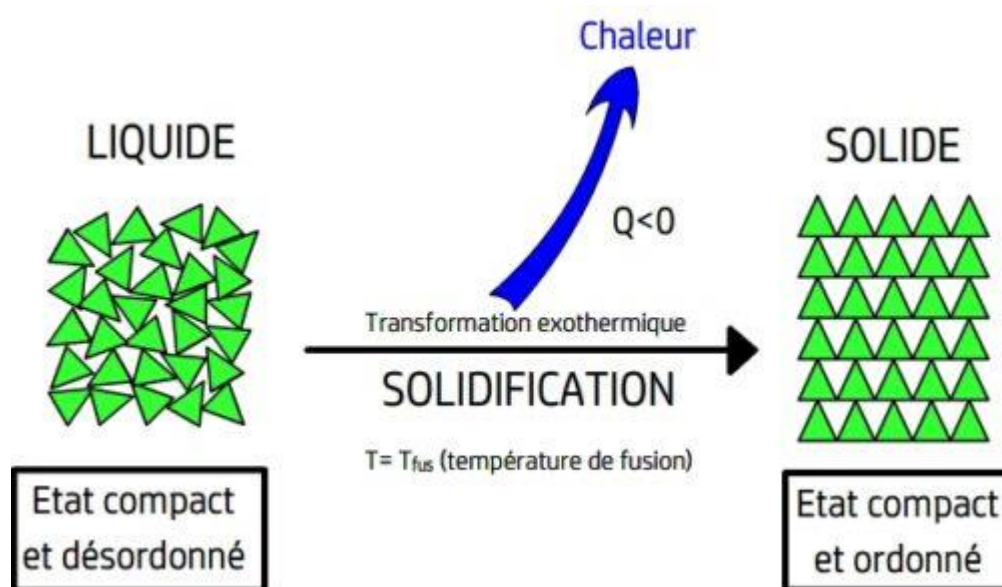
Définition

La solidification est le passage de l'état liquide à l'état solide

La solidification d'un liquide se produit lorsqu'un liquide se refroidit assez sa température de solidification (qui a même valeur que la température de fusion de ce corps pur)

Lors d'une solidification l'agitation des [entités chimiques](#) du [liquide](#) diminue et ces dernières perdent leur capacité à se déplacer les unes par rapport aux autres, Les [entités chimiques](#) se "figent" et ne gardent que la possibilité de "vibrer" autour d'une position fixe.

La solidification est une [transformation physique](#) exothermique, elle cède de l'[énergie](#) thermique au milieu extérieur dont la température augmente.



La solidification peut être représentée par une équation de changement d'état du type:

[Espèce chimique \(l\)](#) → [Espèce chimique \(s\)](#)

Exemples

- Solidification de l'eau: $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(s)$
- Solidification du plomb: $\text{Pb}(l) \rightarrow \text{Pb}(s)$

La solidification est le changement d'état inverse de la fusion

La liquéfaction

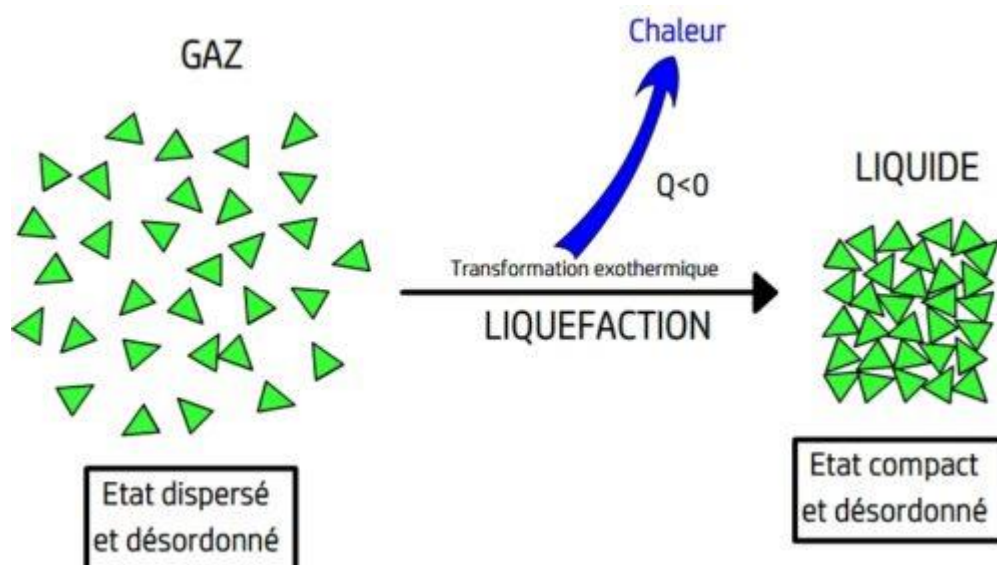
Définition

La liquéfaction est le passage de l'[état gazeux](#) à l'[état liquide](#)

La liquéfaction se [produit](#) lorsque la température d'un [gaz](#) diminue suffisamment pour atteindre sa [température de liquéfaction](#) (qui a même valeur que la température d'ébullition de ce [corps pur](#))

Lors d'une liquéfaction l'agitation des [entités chimiques](#) diminue et celles-ci perdent leur capacité de se mouvoir de manière indépendante, les [forces](#) d'attraction entre entités les contraignent à se rapprocher puis à rester au contact les unes des autres. Les [entités chimiques](#) peuvent toujours se déplacer mais perdent une partie de leur liberté, elles restent nécessairement au contact des autres [entités chimiques](#).

Une liquéfaction est une [transformation physique](#) exothermique au cours de laquelle le [gaz](#) cède l'[énergie](#) thermique au milieu extérieur.



Un liquéfaction peut être représentée par une équation de changement d'état du type:

[Espèce chimique](#) (g) → [Espèce chimique](#) (l)

Exemples

- liquéfaction de l'eau: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- liquéfaction de l'ammoniac: $\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{l})$

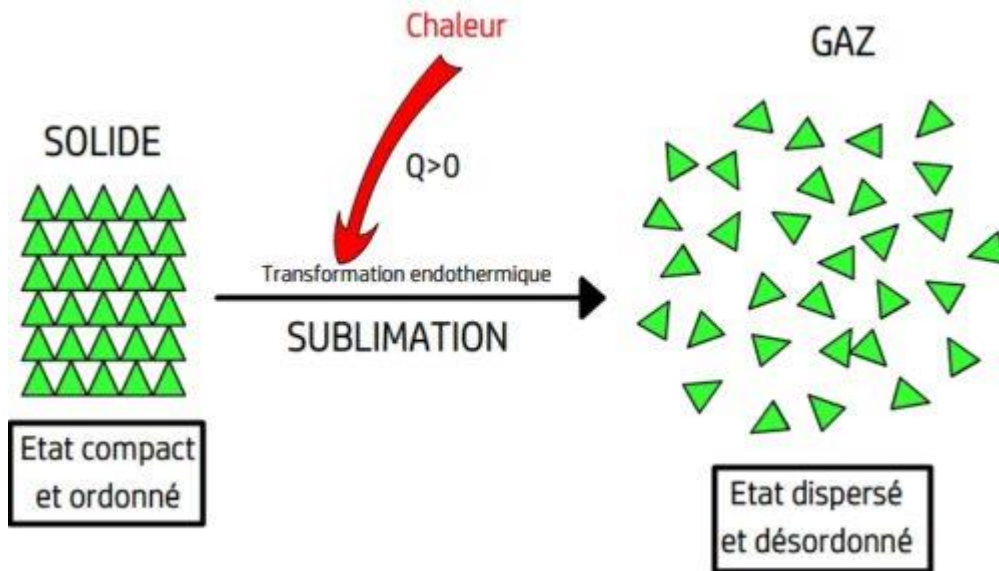
La liquéfaction est le changement inverse de la vaporisation

La sublimation

Définition

La sublimation est le passage direct d'un état solide à un état [gazeux](#)

Lors d'une sublimation l'agitation des [entités chimiques](#) s'accroît brutalement celles-ci peuvent alors se déplacer librement sans contrainte de contact.



La sublimation peut être représentée par une équation de changement d'état du type:

Espèce chimique (s) → Espèce chimique (g)

Exemple

Sublimation de la glace: $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

La sublimation est une transformation physique endothermique, elle se fait en recevant de l'énergie thermique du milieu extérieur.

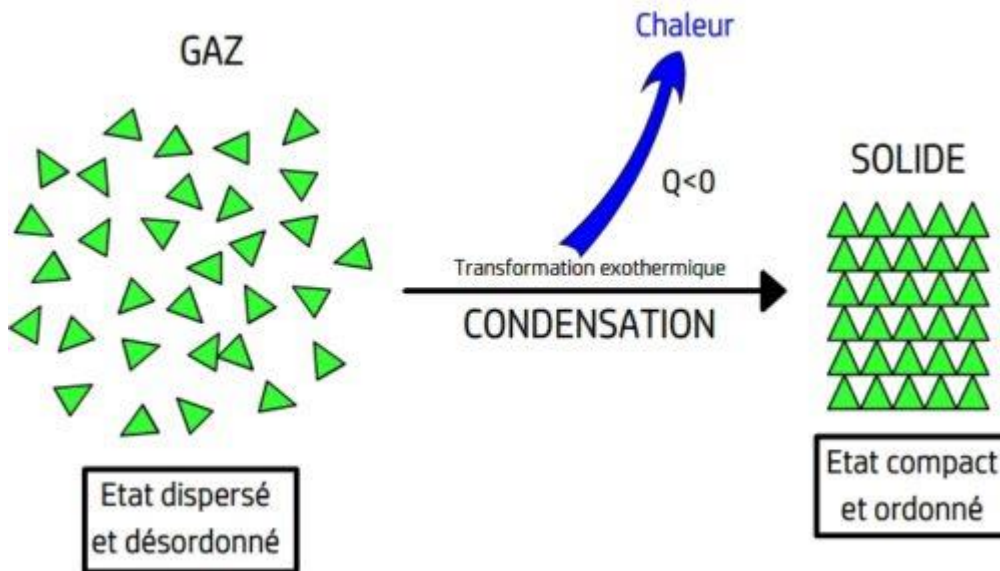
Le changement d'état inverse de la sublimation est la condensation

La condensation

Définition

La condensation est la passage direct de l'état gazeux à l'état solide

La condensation se produit lors du brutal abaissement de température d'un gaz, l'agitation des entités chimiques baissent au point de perdre toute possibilité de déplacement, elles se fixent les unes par rapport aux autres.



La condensation peut être représentée par une équation de changement d'état du type:

Espèce chimique (g) → Espèce chimique (s)

Exemple

Condensation de la vapeur d'eau: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Une condensation est une transformation exothermique, de l'[énergie](#) thermique est cédée au milieu extérieur.

La condensation est le changement d'état inverse de la sublimation.

Description microscopique des changements d'état

Les changements d'états se caractérisent par une modification de l'organisation des [entités chimiques](#) qui constituent la matière et en particulier il y a une modification de la capacités des [entités chimiques](#) à se déplacer.

Plus l'état est associé à une température élevée et plus la liberté de se déplacer de entités est grande.

Inversement, plus l'état est associé à une température basse et moins les entités ont de liberté pour se déplacer:

- L'état solide est celui où la liberté des [entités chimiques](#) est minimale: elles peuvent seulement vibrer c'est à dire osciller autour d'une position d'équilibre fixe (en

théorie lorsque le zéro absolu est atteint, à environ -273°C ces entités deviennent parfaitement immobiles et ne vibrent même plus)

- L'état [gazeux](#) est celui où la liberté des entités chimiques est maximale: elles peuvent se déplacer librement les unes par rapport aux autres.
- L'état [liquide](#) est un état intermédiaire où les [entités chimiques](#) disposent d'une liberté de se déplacer mais avec la contrainte de rester en contact les unes avec les autres.

Lors d'une élévation de température l'agitation des entités augmente progressivement et chaque changement d'état (fusion, vaporisation) constitue le franchissement d'une limite qui permet de gagner une liberté de [mouvement](#) supplémentaire.

Inversement, lors d'une diminution de température l'agitation des entités diminue progressivement et chaque changement d'état (liquéfaction, solidification) correspond au franchissement d'une limite où la liberté de [mouvement](#) diminue.

Equation de changement d'état

Tout comme une [transformation chimique](#), un changement d'état peut être symboliquement représenté par une équation.

Cette équation respecte certains codes déjà connus:

- L'état initial est noté à gauche
- L'état final est noté à droite
- Une flèche symbolise le passage de l'état initial à l'état final.
- L'espèce chimique qui change d'état est représentée par sa formule chimique.

Par ailleurs on précise l'état [physique](#) de l'[Espèce chimique](#) entre parenthèse après sa formule chimique:

- (s) pour l'état solide
- (l) pour l'état [liquide](#)
- (g) pour l'état [gazeux](#)

Un changement d'état est une [transformation physique](#) et les [espèces chimiques](#) se conservent par conséquent:

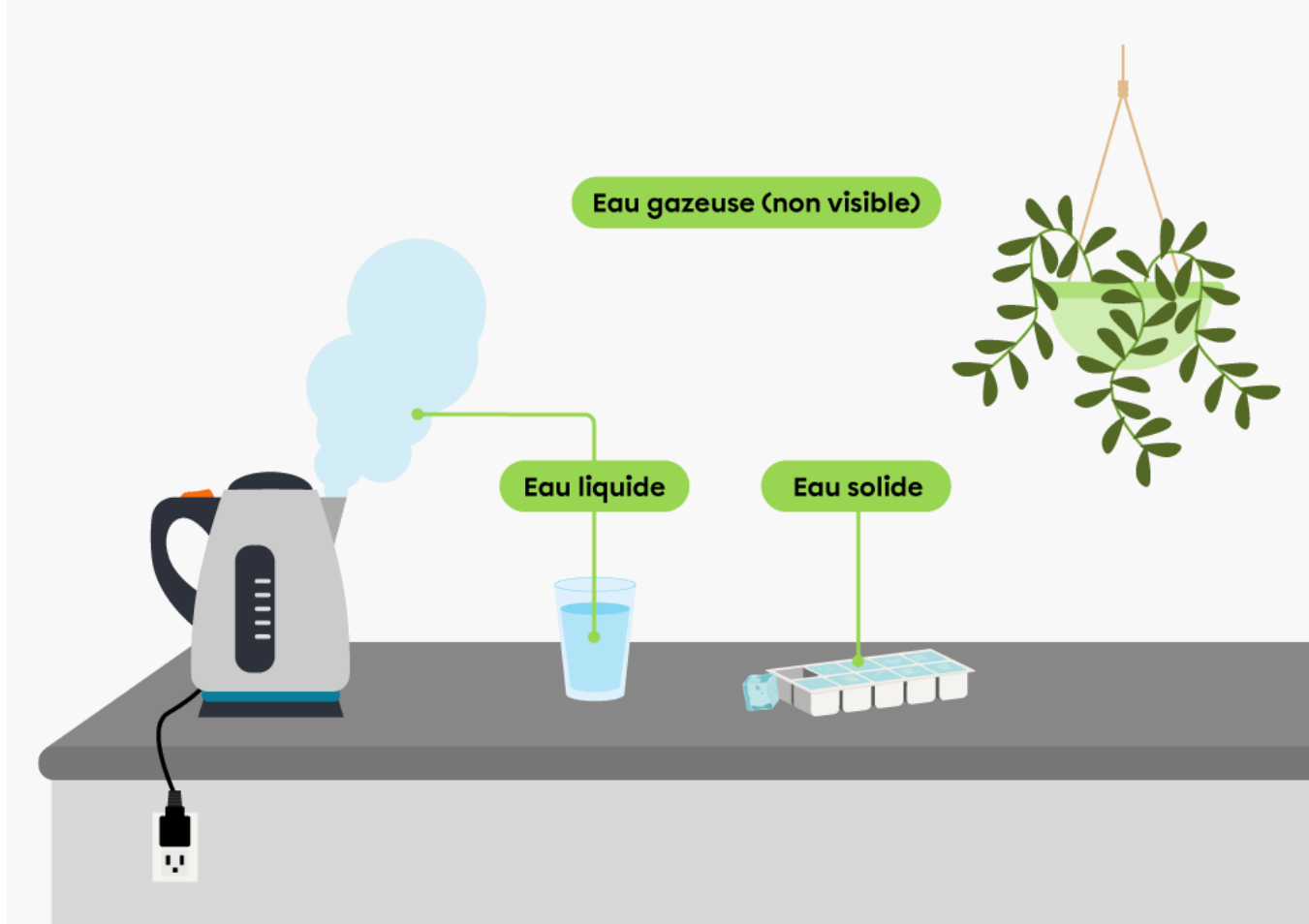
- Il y a une seule formule chimique identique à gauche et à droite de la flèche.
- Il n'est pas nécessaire d'équilibrer (ouf !) et de rajouter des coefficients stœchiométriques.

Les états de la matière

- L'état solide
- L'état liquide
- L'état gazeux

L'**état** ou la **phase** d'une substance décrit l'organisation de ses particules.

Les principaux états de la matière sont l'**état solide**, l'**état liquide** et l'**état gazeux**. L'état d'une substance varie selon plusieurs facteurs, comme la [température](#). L'image suivante montre différents états de l'eau.



Les états de l'eau

L'air ambiant contient de l'eau à l'état gazeux, mais celle-ci n'est pas visible à l'œil nu.

Le nuage d'eau chaude sortant de la bouilloire est à l'état liquide. En effet, il est composé de gouttelettes d'eau liquide très fines en suspension dans l'air. L'eau dans le verre est aussi à l'état liquide.

Les cubes de glace sont à l'état solide.

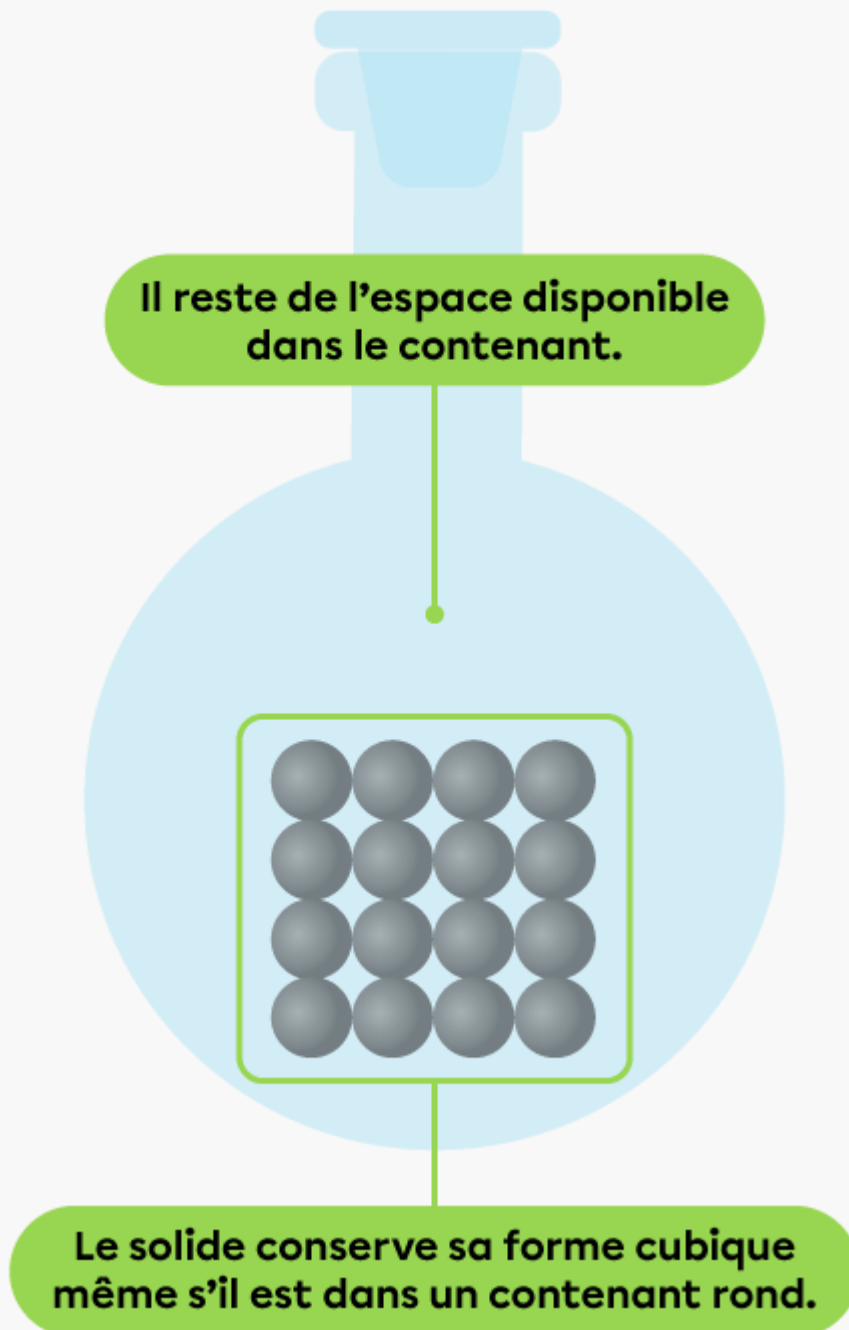
Il est possible de distinguer les états solide, liquide et gazeux d'une substance à l'œil nu. Il est aussi possible de les distinguer à l'échelle particulaire. En effet, les particules des solides, des liquides et des gaz ont des comportements différents. La distance entre les particules et leur organisation sont des propriétés qui varient selon l'état d'une substance.

L'état solide

Les particules d'une substance à l'état solide sont **très liées** entre elles. Cela fait en sorte qu'elles sont **très rapprochées** les unes des autres et qu'elles sont aussi **très ordonnées**.

Un solide a une **forme définie**. Cela signifie qu'il conserve sa forme peu importe le contenant dans lequel il se trouve.

De plus, un solide a un **volume défini**. Cela signifie qu'il n'occupe pas nécessairement tout l'espace disponible dans son contenant.



Les particules d'une substance à l'état solide

Les morceaux de chocolat, l'échantillon de roche volcanique et l'aluminium de la canette sont des substances à l'état solide.



Des morceaux de chocolat



Une roche volcanique



Une canette en aluminium

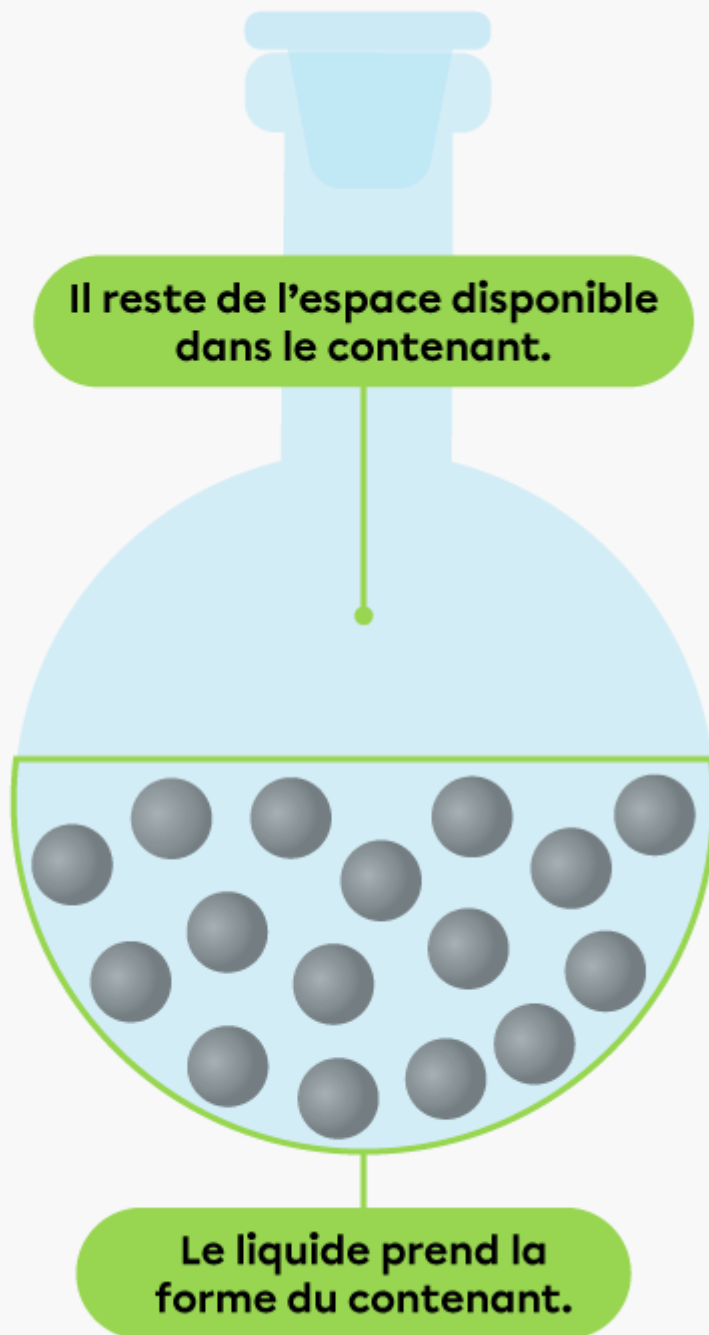
Le sable : un solide ou un liquide?

L'état liquide

Les particules d'une substance à l'état liquide sont **moyennement liées** entre elles. Cela fait en sorte qu'elles sont **rapprochées** les unes des autres, mais qu'elles sont **peu ordonnées**.

Un liquide a une **forme indéfinie**. Cela signifie qu'il a tendance à se répandre ou à prendre la forme de son contenant.

De plus, un liquide a un **volume défini**. Cela signifie qu'il n'occupe pas nécessairement tout l'espace disponible dans son contenant. Il occupe toujours le même espace, peu importe le contenant dans lequel on le verse.



Les particules d'une substance à l'état liquide

Le miel, l'eau des nuages et de la pluie ainsi que l'huile à moteur sont des substances à l'état liquide.



Du miel



Un nuage de pluie



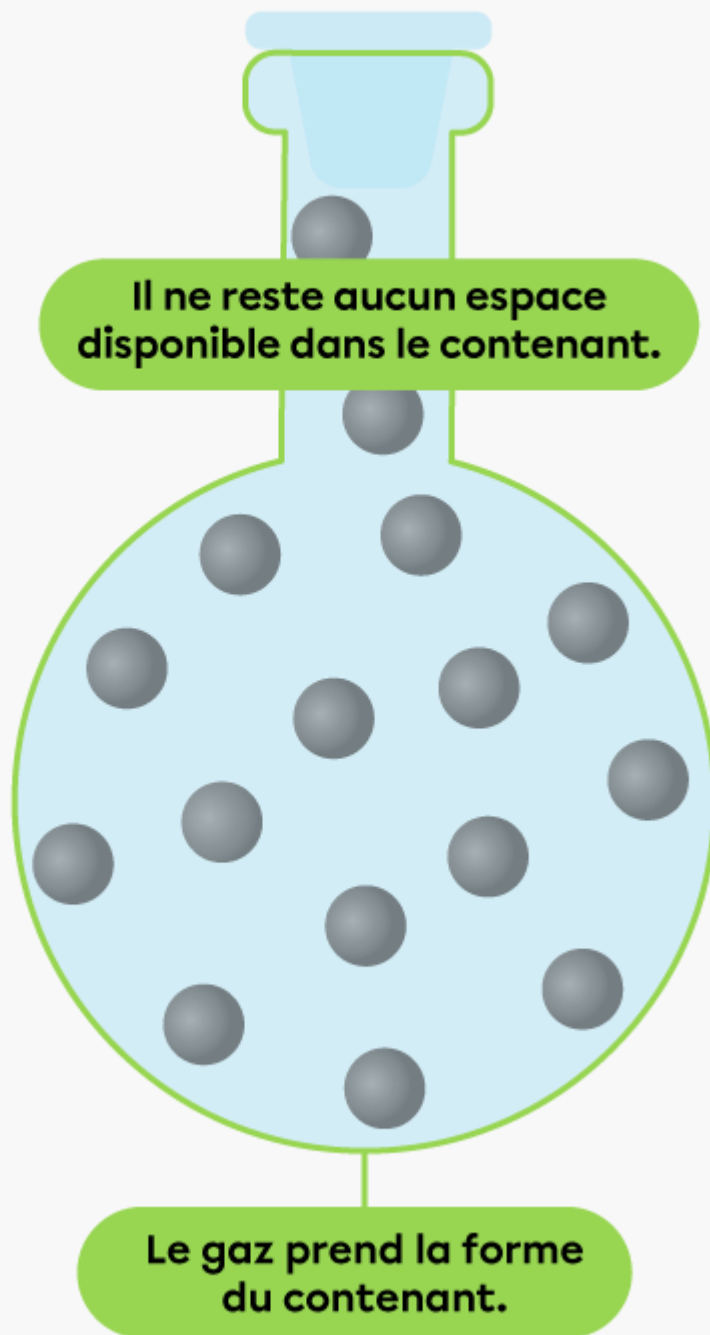
De l'huile à moteur

L'état gazeux

Les particules d'une substance à l'état gazeux sont **très peu liées** entre elles. Cela fait en sorte qu'elles sont **éloignées** les unes des autres et qu'elles ne sont **pas ordonnées**.

Un gaz a une **forme indéfinie**. Cela signifie qu'il a tendance à prendre la forme de son contenant.

De plus, un gaz a un **volume indéfini**. Cela signifie qu'il occupe tout l'espace disponible dans son contenant.



Les particules d'une substance à l'état gazeux

Les bulles de dioxyde de carbone dans l'eau pétillante, l'air qu'on respire et les gaz d'échappement d'une voiture sont des substances à l'état gazeux.



Les bulles dans l'eau pétillante



L'air



Les gaz d'échappement d'une voiture

Les changements d'état

Le **changement d'état**, ou **changement de phase**, est le passage d'un état de la matière à un autre.

La distance entre les particules d'une substance varie selon son état.

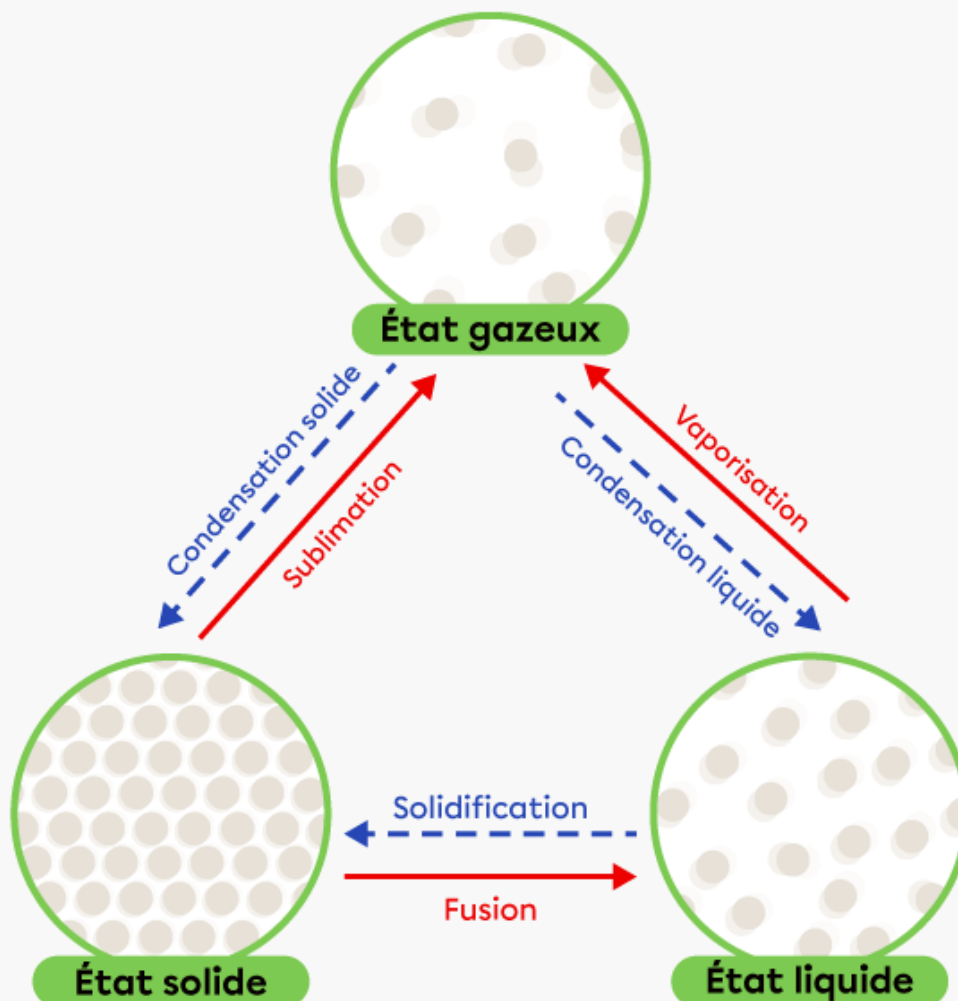
- À l'[état solide](#), les particules sont très rapprochées les unes des autres.
- À l'[état liquide](#), les particules sont moyennement rapprochées les unes des autres.
- À l'[état gazeux](#), les particules sont éloignées les unes des autres.

Une substance peut passer d'un état à un autre lorsque la distance entre ses particules change. La distance entre les particules d'une substance est influencée, entre autres, par la [température](#).

- Si la température de la substance augmente, c'est que la substance **absorbe de l'énergie**. Ses particules ont tendance à s'agiter et à s'éloigner les unes des autres.
- Si la température de la substance diminue, c'est que la substance **dégage de l'énergie**. Ses particules ont tendance à ralentir et à se rapprocher les unes des autres.

Lors d'un changement d'état, la substance absorbe ou dégage de l'énergie, mais sa nature ne change pas. C'est donc un [changement physique](#).

Les changements d'état



Légende → Absorption d'énergie ---> Dégagement d'énergie

Les changements d'état suivants se produisent grâce à une **absorption d'énergie**.

- La fusion
- La vaporisation
- La sublimation

Les changements d'état suivants se produisent grâce à un **dégagement d'énergie**.

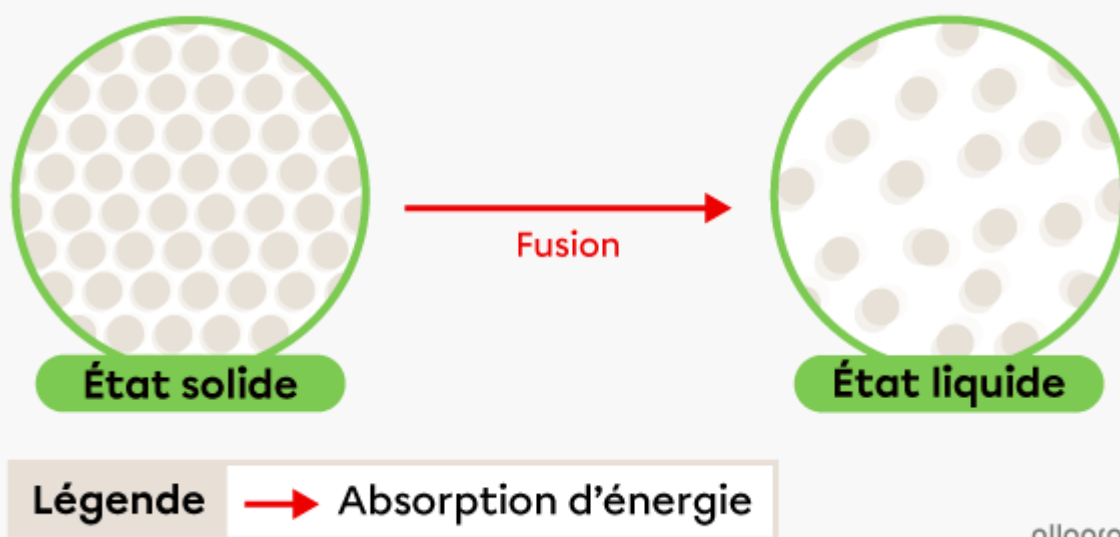
- La solidification
- La condensation liquide
- La condensation solide

Pourquoi les gaz deviennent liquides lorsqu'ils sont sous pression?

La fusion

La fusion est le passage de l'état solide à l'état liquide. Elle se produit grâce à une absorption d'énergie.

La température à laquelle se déroule ce changement d'état est appelée température de fusion, ou point de fusion. Il s'agit d'une propriété physique caractéristique.



La fusion

La glace qui fond au printemps est un exemple de fusion. Lorsque la température augmente, la glace absorbe de la chaleur (absorbe de l'énergie) et devient sous forme liquide.



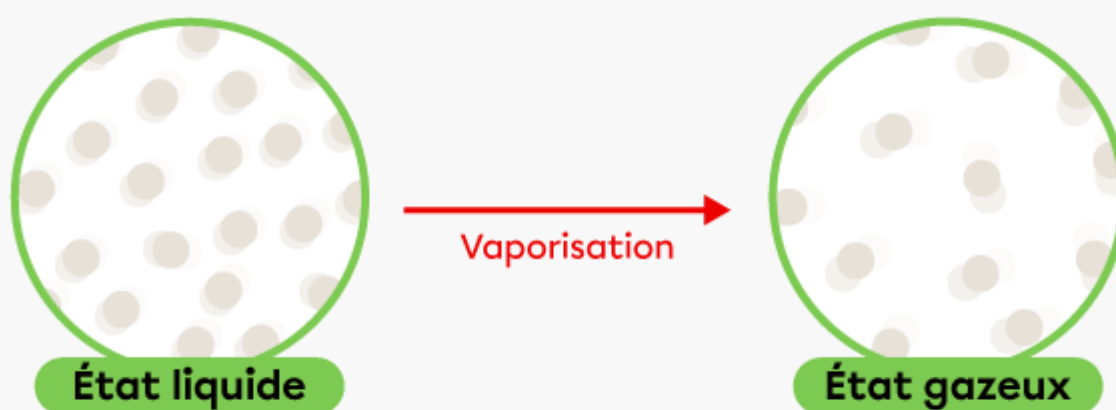
De la glace qui fond

La vaporisation

La vaporisation est le passage de l'état liquide à l'état gazeux.

Lorsque la vaporisation se fait rapidement et avec un apport de chaleur, on l'appelle *ébullition*. La température à laquelle se déroule ce changement d'état est appelée *température d'ébullition*, ou *point d'ébullition*. Il s'agit d'une [propriété physique caractéristique](#).

Lorsque la vaporisation se fait lentement et à température ambiante, on l'appelle *évaporation*. L'évaporation a lieu à une température plus basse que le point d'ébullition.



Légende → Absorption d'énergie

alloprof

La vaporisation

De l'eau qui bout est un exemple de vaporisation. Plus précisément, il s'agit d'ébullition, puisque la vaporisation se fait rapidement. L'eau absorbe la chaleur du poêle (absorbe de l'énergie) et elle devient à l'état gazeux.



De l'eau qui bout

Des vêtements mouillés qui sèchent sont un exemple de vaporisation. Plus précisément, il s'agit d'évaporation, puisque la vaporisation de l'eau se fait lentement et à une température plus basse que son point d'ébullition.

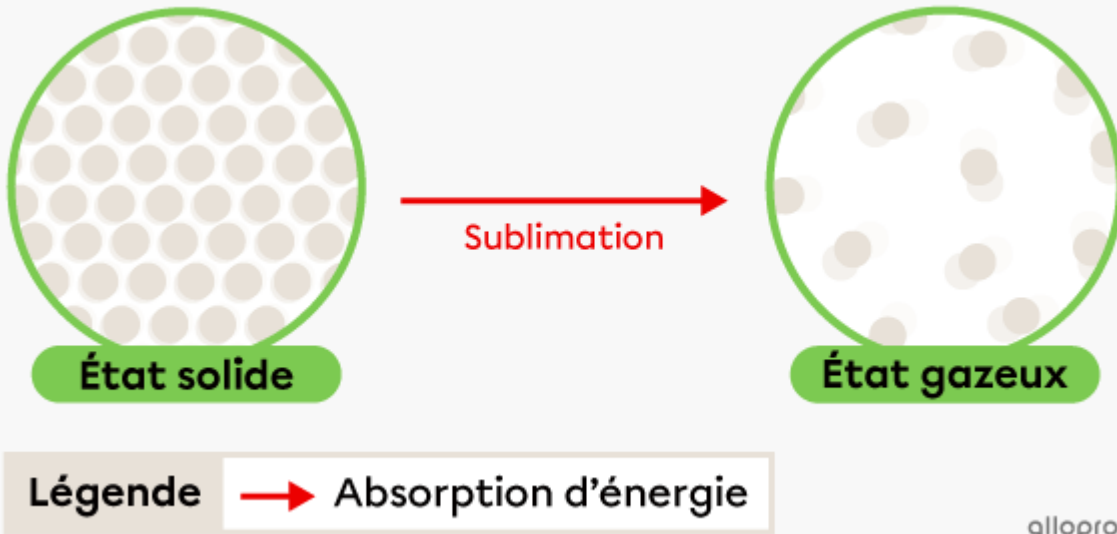


Des vêtements qui sèchent

Pourquoi l'eau s'évapore même si elle n'atteint pas 100 °C?

La sublimation

La sublimation est le passage de l'état solide à l'état gazeux. Elle se produit grâce à une absorption d'énergie.



La sublimation

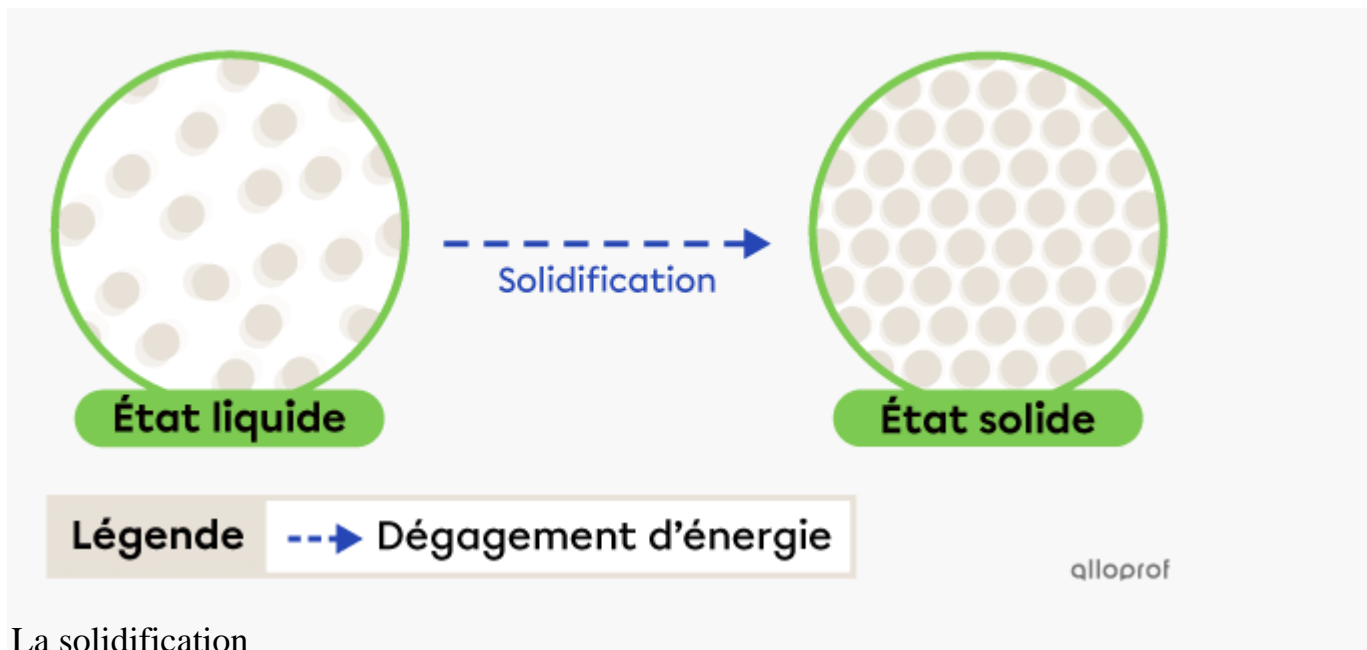
La glace sèche est du gaz carbonique (CO_2) sous forme solide. Le gaz carbonique est solide à une température inférieure à -78 °C et il est gazeux à une température supérieure à -78 °C . Lorsque la glace sèche est placée dans un milieu à température ambiante, elle se sublime. Elle passe directement de l'état solide à l'état gazeux, sans passer par l'état liquide. C'est pourquoi on l'appelle *glace sèche*.



De la glace sèche qui se sublime

La solidification

La solidification est le passage de l'état liquide à l'état solide. Elle se produit grâce à un dégagement d'énergie.



La solidification

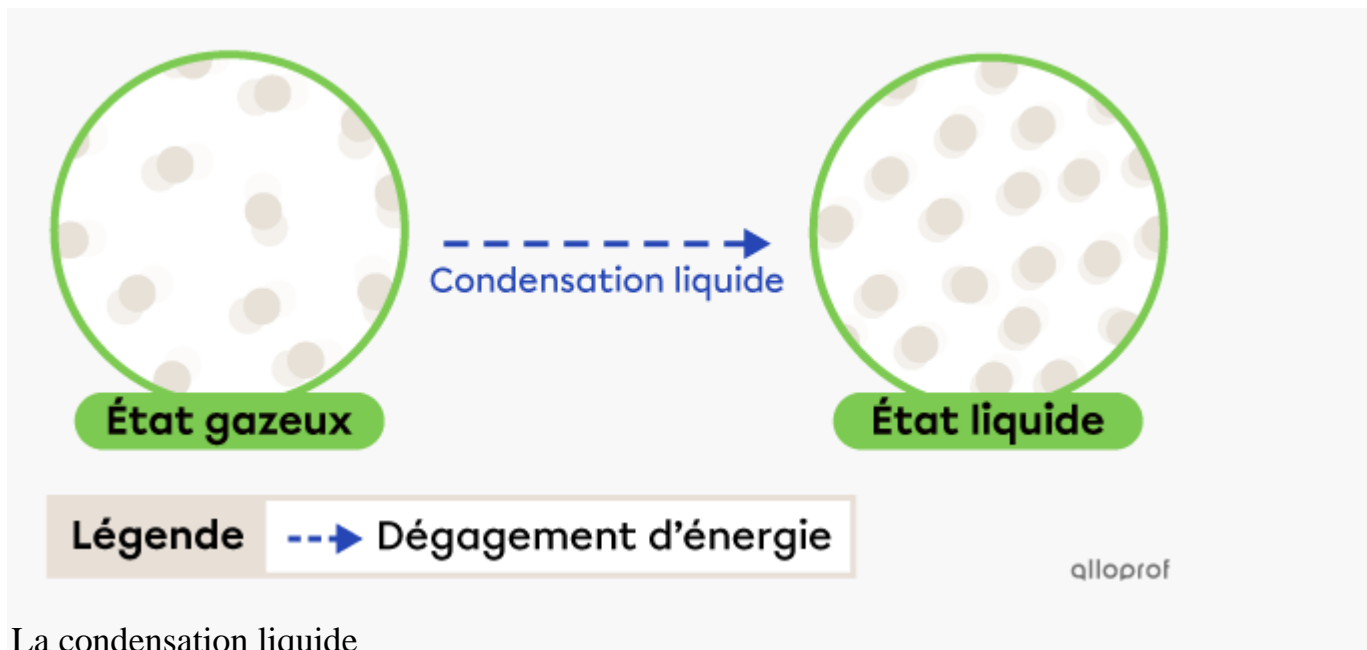
L'eau qui gèle à la surface d'un lac est un exemple de solidification. La température extérieure diminue, l'eau du lac perd de la chaleur (dégage de l'énergie) et devient sous forme solide.



Un lac gelé

La condensation liquide

La condensation liquide est le passage de l'état gazeux à l'état liquide. Elle se produit grâce à un dégagement d'énergie.



La condensation liquide

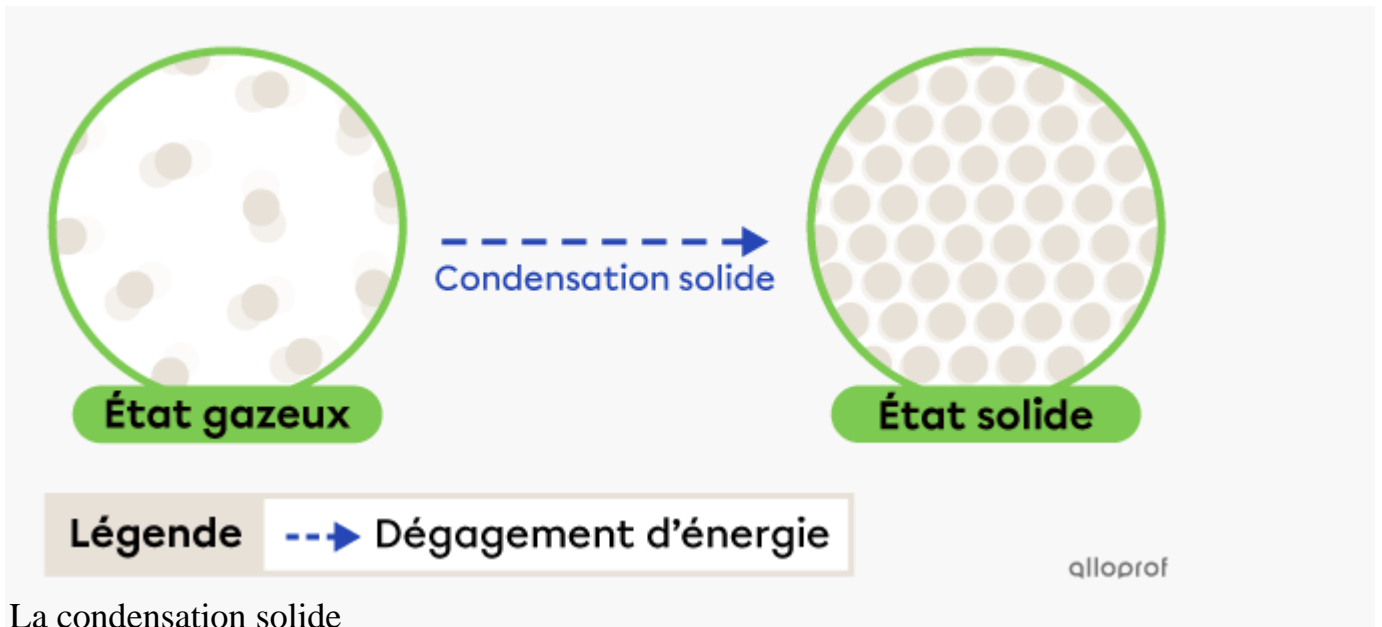
La buée qui se forme sur les fenêtres est un exemple de condensation liquide. Au contact de la fenêtre froide, la vapeur d'eau contenue dans l'air perd de la chaleur (dégagement de l'énergie) et devient sous forme liquide.



De la buée

La condensation solide

La condensation solide est le passage de l'état gazeux à l'état solide. Elle se produit grâce à un dégagement d'énergie.



La condensation solide

Le givre qui se forme sur le gazon le matin est un exemple de condensation solide. Au contact du gazon froid, la vapeur d'eau contenue dans l'air perd de la chaleur (dégagement de l'énergie) et devient sous forme solide.



Du givre

Le diagramme de changement d'état

Le **diagramme de changement d'état**, ou **diagramme de changement de phase**, d'une substance est un graphique de la température de la substance en fonction du temps dans lequel on observe des plateaux correspondant aux changements d'état.

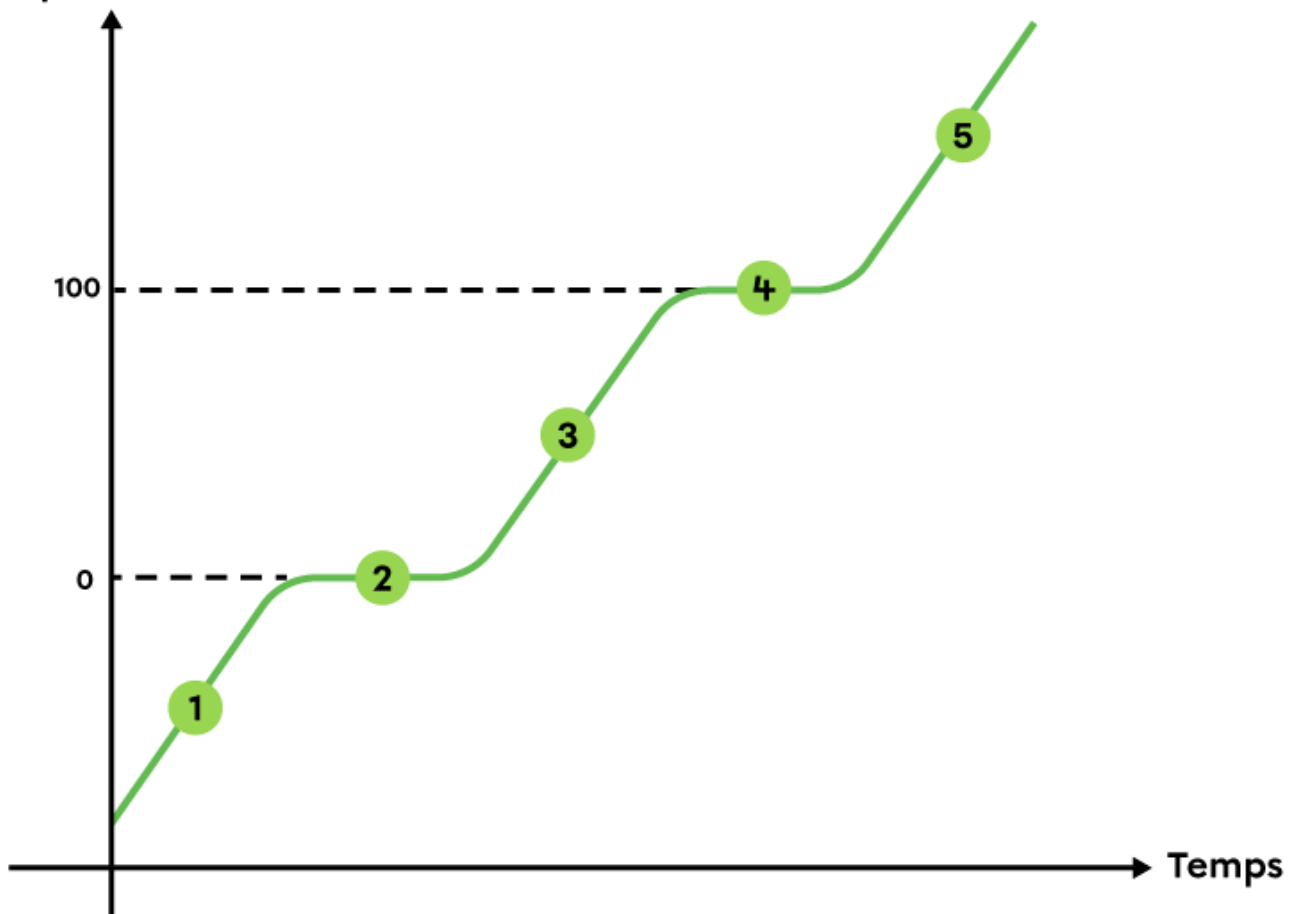
Lorsqu'une substance est en train de changer d'état, sa température ne varie pas. Toute l'énergie absorbée ou dégagée sert à faire passer la substance d'un état à un autre.

Si on chauffe ou on refroidit une substance et qu'on note la température en fonction du temps, on observe des plateaux qui correspondent aux changements d'état. Ce diagramme permet de déterminer les températures de changement d'état d'une substance, soit le [point de fusion](#) et le [point d'ébullition](#).

Si on chauffe de la glace dans un contenant fermé jusqu'à ce qu'elle se transforme complètement en vapeur, on obtient un graphique de la température de l'eau en fonction du temps similaire à celui-ci.

La température de l'eau en fonction du temps de chauffage

Température (°C)

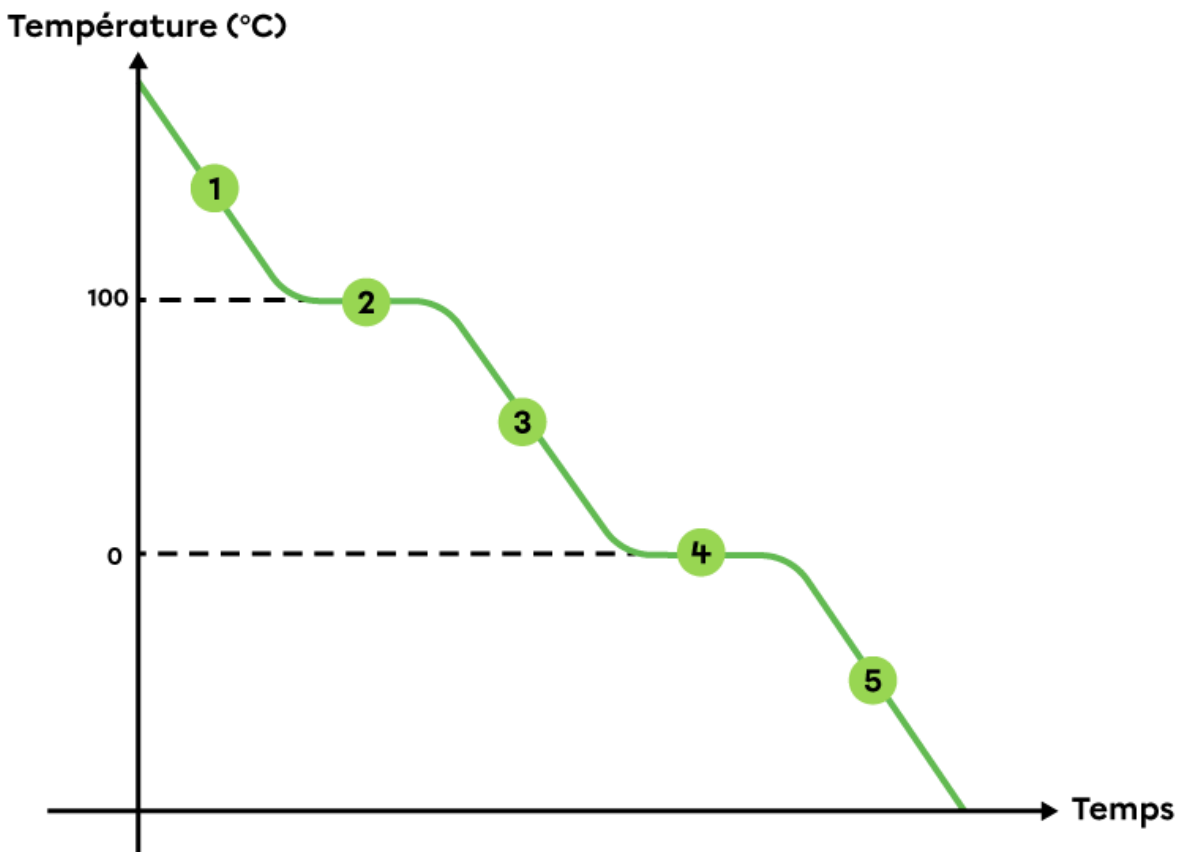


1. Jusqu'à 0 °C, l'eau est à l'état solide. Elle absorbe de l'énergie (chaleur), ce qui fait augmenter sa température.
2. À 0 °C, l'eau continue d'absorber de l'énergie, mais sa température ne varie pas. L'énergie absorbée lui permet de passer de l'état solide à l'état liquide. C'est la [fusion](#). À ce moment, il y a présence à la fois d'eau solide et d'eau liquide. On peut déduire que 0 °C est la température de fusion, ou le [point de fusion](#) de l'eau.

- Entre 0 °C et 100 °C, l'eau est à l'état liquide. Elle absorbe de l'énergie, ce qui fait augmenter sa température.
- À 100 °C, l'eau continue d'absorber de l'énergie, mais sa température ne varie pas. L'énergie absorbée lui permet de passer de l'état liquide à l'état gazeux. C'est la [vaporisation](#) ou plus précisément, l'ébullition. À ce moment, il y a présence à la fois d'eau liquide et d'eau gazeuse. On peut déduire que 100 °C est la température d'ébullition, ou le [point d'ébullition](#) de l'eau.
- À plus de 100 °C, l'eau est à l'état gazeux. Elle absorbe de l'énergie, ce qui fait augmenter sa température.

Par ailleurs, si on refroidit de la vapeur d'eau dans un contenant fermé jusqu'à ce qu'elle se transforme complètement en glace, on obtient un graphique de la température de l'eau en fonction du temps similaire à celui-ci.

La température en fonction du temps de refroidissement



- Jusqu'à 100 °C, l'eau est à l'état gazeux. Elle dégage de l'énergie (perd de la chaleur), ce qui fait diminuer sa température.
- À 100 °C, l'eau continue de dégager de l'énergie, mais sa température ne varie pas. Le dégagement d'énergie lui permet de passer de l'état gazeux à l'état solide. C'est la condensation liquide. À ce moment, il y a présence d'eau gazeuse et d'eau liquide à la fois.
- Entre 100 °C et 0 °C, l'eau est à l'état liquide. Elle dégage de l'énergie, ce qui fait diminuer sa température.
- À 0 °C, l'eau continue de dégager de l'énergie, mais sa température ne varie pas. Le dégagement d'énergie lui permet de passer de l'état liquide à l'état solide. C'est la condensation solide. À ce moment, il y a présence à la fois d'eau liquide et d'eau solide.
- Sous 0 °C, l'eau est à l'état solide. Elle dégage de l'énergie, ce qui fait diminuer sa température.

