

Changements d'état et énergie

1 – Etats de la matière

1.1 – Etats gazeux, liquide, solide

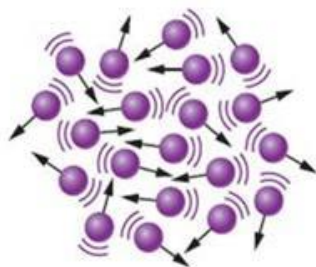
L'état gazeux (g) est caractérisé par des molécules ou des ions qui sont très éloignés les uns des autres : la distance les séparant est très supérieure à leur taille. Les molécules ou les ions sont en mouvement constant. L'état liquide (ℓ) est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns avec les autres et en mouvement constant.

L'état solide (s) est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns avec les autres, dans un empilement régulier, et en vibration constante autour d'une position d'équilibre.



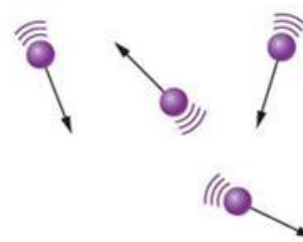
particules d'un solide

Figure 2 Les particules d'un solide sont serrées les unes contre les autres. Elles restent au même endroit, mais elles vibrent constamment.



particules d'un liquide

Figure 3 Les particules d'un liquide sont également près les unes des autres. Elles restent groupées, mais elles peuvent aller dans toutes les directions.



particules d'un gaz

Figure 4 Les particules d'un gaz sont très éloignées les unes des autres. Elles ont beaucoup d'énergie et se déplacent rapidement dans toutes les directions. Les particules peuvent même sortir de leur contenant si ce dernier n'est pas scellé.

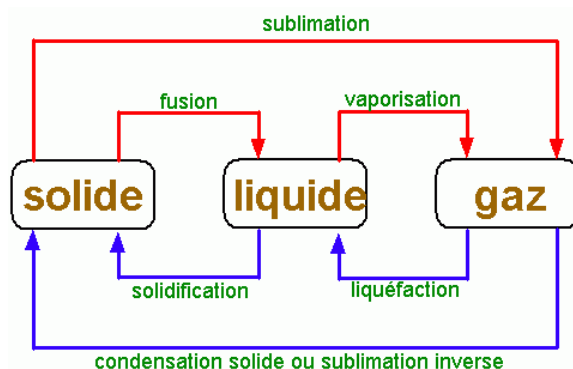
A ces trois états « classiques » de la matière peuvent être ajoutés d'autres états exotiques : plasma, cristal liquide... et un état très particulier, qui concerne les solides ioniques et moléculaires dissous en solution : l'état « en solution aqueuse » noté (aq).

A cet état correspondent un solvant, l'eau, et des espèces dissoutes ou solutés dont on peut mesurer la concentration (massique ou molaire). C'est le cas

- Du chlorure de sodium, solide ionique appelé *sel de cuisine* : $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
- Du saccharose, solide moléculaire appelé *sucré de table* : $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{aq})$

Remarque : la dissolution n'est pas une transformation chimique, mais une transformation physique ! Par ailleurs, il ne faut pas confondre le sel liquide (fondu) et le sel en solution aqueuse...

Les noms des changements d'état sont les suivants.



2 – Transferts thermiques

2.1 – Agitation thermique

Les molécules ou les ions empilés dans un état solide ne sont pas rigoureusement immobiles. Ils sont animés d'un mouvement de vibration appelé **agitation thermique**.

La **température** est une grandeur macroscopique directement liée à cette agitation thermique : quand la température d'un corps augmente, le mouvement des molécules ou des ions s'intensifie.

2.2 – Transfert thermique et température : de la chaleur sensible

Lorsque deux corps de températures différentes sont mis en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par transfert thermique. Le transfert cesse lorsque les deux corps sont à la même température : on parle alors d'*équilibre thermique*.

Corps pur	Effet d'un transfert thermique reçu
solide	augmentation du mouvement de vibration des particules
liquide	augmentation du mouvement désordonné des particules
gaz	augmentation de la vitesse des particules

Prenons deux objets A et B qui échangent de l'énergie sous forme de transfert thermique : ils sont en contact et ont des températures différentes. Ainsi, la température du corps le plus chaud A diminue de T_1 à T_2 et celle du corps B le plus froid augmente de T_3 à T_4 : le corps chaud cède au corps froid une énergie thermique

$$Q = -m_A \times c_{mA} \times (T_2 - T_1) = m_B \times c_{mB} \times (T_4 - T_3)$$

où c_m désigne la capacité thermique massique en $\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$. Par convention, $Q_A < 0$ car A cède de l'énergie. Cette relation n'est valable qu'en l'absence de changement d'état et que les températures soient exprimées en degrés Celsius ou en kelvins.

corps	état physique	$c_m (\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1})$
diazote	gaz	1 040
éthanol	liquide	2 460
zinc	solide	417
eau	gaz	1 850
	liquide	4 186
	solide	2 060

Exemple : calculer l'énergie transférée à l'air ambiant par une tasse de 30 mL de thé refroidissant de 100°C à 25°C .

Réponse : 940 J.

Applications :

- Agitez, chauffez : les expériences de Joule, de Tyndall ou de Rumford ; se frotter les mains ; les météores en sont de bons exemples.
- Le four à micro-onde augmente la température en agitant les molécules d'eau, qui cèdent de l'énergie aux molécules des aliments. Nul besoin de chauffer le four et le contenant pour que l'aliment chauffe : seules les molécules d'eau qu'il contient sont agitées !

2.3 – Transfert thermique et changement d'état : de la chaleur latente

Lors d'un changement d'état à pression constante, la température d'un corps pur reste constante et sa valeur est caractéristique du corps pur.

Si un corps pur reçoit de l'énergie par transfert thermique, alors il passe à un état moins ordonné (du solide au liquide puis au gaz) ; il cède de l'énergie dans le cas contraire (du gaz au liquide puis au solide). Au

niveau microscopique s'opère une modification importante, celle du type de mouvement des molécules (voir 1.1).

On appelle **énergie molaire de changement d'état** l'énergie reçue ou cédée par mole de corps pur transformé. On l'appelle parfois *chaleur latente* de changement d'état et on la note L_{chgt} . Elle s'exprime en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$.

On utilise également l'énergie massique de changement d'état, exprimée en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$.

L'énergie thermique transférée dans un changement d'état est

$$Q = m \times L_{\text{chgt}} \quad \text{ou} \quad Q = n \times L_{\text{chgt}}$$

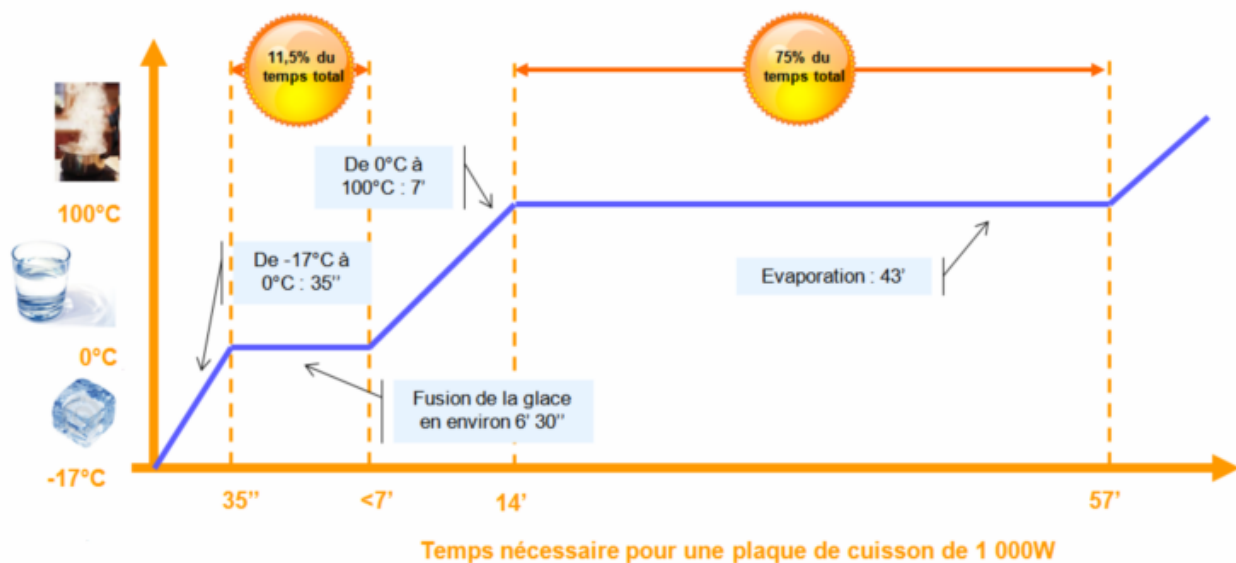
selon que L_{chgt} est exprimée de façon massique (en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}$) ou molaire (en $\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$) ; la masse m est alors en kg, la quantité de matière n en mol, et l'énergie thermique Q en joules.

Exemple : l'énergie massique de fusion de la glace est $L_{\text{fus}} = 335 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

→ Montrer que $L_{\text{fus}} = 6,03 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemple : l'énergie molaire de vaporisation de l'eau est $L_{\text{vap}} = 40,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Ainsi, pour transformer une quantité $n = 2,00 \text{ mol}$ d'eau liquide à 100°C en une quantité $n = 2,00 \text{ mol}$ d'eau gazeuse à 100°C , il faut lui fournir par transfert thermique une énergie $E = n \times L_{\text{vap}} = 2,00 \times 40,6 = 81,2 \text{ kJ}$.

Une expérience simple permet de montrer la différence entre les valeurs des énergies de changement d'état : elle consiste à chauffer un bloc de glace et à mesurer la durée des paliers de températures.

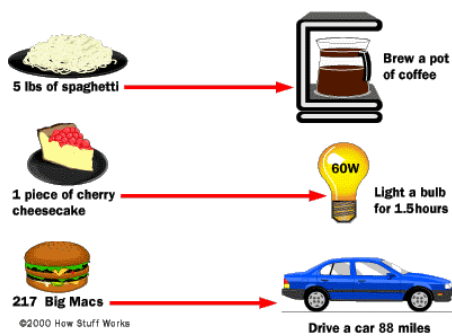


Les paliers obtenus montrent bien que la température reste constante le temps du changement d'état du corps pur. La durée des paliers permet de constater effectivement que, pour l'eau, $L_{\text{fus}} \ll L_{\text{vap}}$.

Remarque : L'énergie de changement d'état est également appelée *enthalpie* de changement d'état, voire de façon désuète *chaleur latente* de changement d'état.

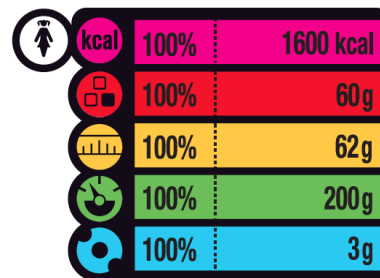
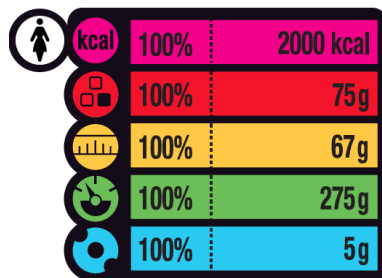
Pour l'exprimer, on utilise parfois des unités hors SI, les calories : L_{chgt} est alors donnée en $\text{cal}\cdot\text{g}^{-1}$ ou encore en $\text{Cal}\cdot\text{kg}^{-1}$, sachant que $1 \text{ cal}_{\text{th}} = 4,184 \text{ J}$ et que $1 \text{ Cal}_{\text{th}} = 1 \text{ kcal}_{\text{th}} = 4,184 \text{ kJ}$ (utilisation en diététique également).

The Calories in these items could:



Menu Best Of

	Big Mac	Frites	Coca-Cola	TOTAL
Valeur (kcal)	510	235	105	850
Protéines	27 g	3 g	0 g	30 g
Lipides	26 g	12 g	0 g	38 g
Glucides	41 g	29 g	27 g	97 g
Sel	2,2 g	0,9 g	0 g	3,1 g



Remarque : ne pas confondre taux de sel et taux de sodium : 6 g de sel correspondent à 2,4 g de sodium ! Une surconsommation de sodium (actuellement estimée à 10 g/jour) est un facteur déterminant pour l'hypertension artérielle.

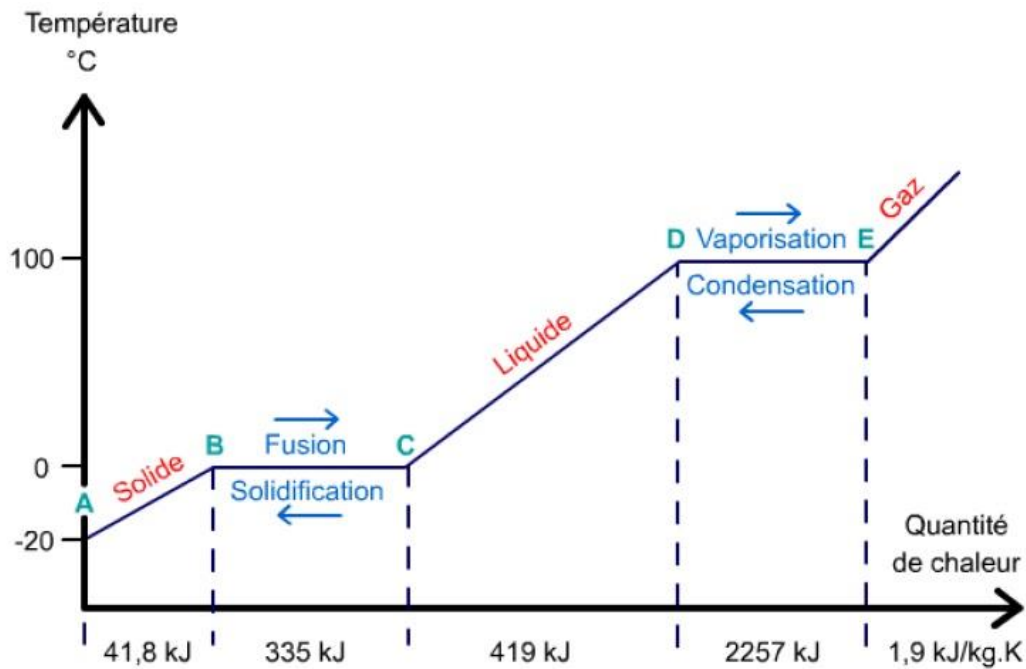
Il existe une pompe sodium-potassium au niveau des membranes cellulaires qui joue un rôle déterminant dans le maintien du potentiel de repos des cellules nerveuses, musculaires et cardiaques. Cette pompe permet d'échanger les ions sodium (Na+) issus du milieu intracellulaire avec les ions potassium K+ issus du milieu extracellulaire dans un rapport précis de 3 Na+ pour 2 K+.

Cette pompe est donc responsable du maintien du volume des cellules, celui-ci dépendant de leur l'hydratation. Les détails de ce mécanisme est un casse-tête de scientifiques que nous n'aborderons pas. Selon un article publié en 1985 dans la revue scientifique The New England Journal of Medicine, et intitulé "Paleolithic Nutrition", nos ancêtres chasseurs-cueilleurs consommaient 11 g de potassium par jour et 0,7 g de sodium. Cette proportion s'est aujourd'hui inversée, le régime moderne actuel apportant plutôt 2,5 g de potassium par jour et 4 g de sodium.

Ainsi, dans certaines populations indiennes de l'Amérique du Sud (Yanomis), la pression artérielle moyenne est de 95/60 et reste constante au cours de la vie... alors qu'en Occident, la normale est à 120/80 et ne fait qu'augmenter avec l'âge !

Exemple : évaporez, refroidissez ! C'est le principe du froid en sortant de la douche, de la transpiration ou du frigo saharien !

Partons d'un bloc de glace de 1 kg à la température de -20°C sous pression atmosphérique et chauffons-le à puissance constante en relevant la température au cours du temps.



De A à B : la température de la glace augmente régulièrement pour atteindre 0°C : pour 1 kg de glace, cet effort nécessite 41,8 kJ (capacité thermique massique de la glace) ; c'est de la chaleur sensible car la température augmente.

En B : on a 1 kg de glace à 0°C.

De B à C : la première goutte de liquide apparaît et la glace commence à fondre. Pendant toute la durée de la fonte, le mélange liquide-solide a une température rigoureusement égale à 0°C : pour faire fondre le bloc, il faut lui apporter 335 kJ ; c'est de la chaleur latente car la température reste constante.

En C : on a 1 kg d'eau liquide à 0°C.

De C à D : la température de l'eau liquide augmente régulièrement pour atteindre 100°C : pour 1 kg d'eau, cet effort nécessite 419 kJ (capacité thermique massique de l'eau liquide) ; c'est de la chaleur sensible car la température augmente.

En D : on a 1 kg d'eau liquide à 100°C

De D à E : la première bulle de vapeur d'eau se forme. Pendant la durée de la vaporisation, le mélange eau liquide et vapeur d'eau reste à 100°C. La vaporisation d'1 kg d'eau liquide nécessite 2 257 kJ ; c'est de la chaleur latente car la température reste constante.

A partir de E : on a 1 kg d'eau sous forme de gaz dont la température augmente constamment.