

1 États de la matière

1.1 Solide

L'état solide est caractérisé par des forces intermoléculaires plus élevée que l'agitation thermique. Dans cette situation, les molécules ne peuvent pas se déplacer les uns par rapport aux autres.

$$Forces_{intermoléculaires} > agitation\ thermique$$

1.2 Liquide

L'état liquide est caractérisé par des forces intermoléculaires similaire à l'agitation thermique. Dans cette situation, les molécules peuvent se déplacer les uns par rapport aux autres, mais restent liées entre elles.

$$Forces_{intermoléculaires} \simeq agitation\ thermique$$

1.3 Gaz

L'état gazeux est caractérisé par des forces intermoléculaires plus faible que l'agitation thermique. Dans cette situation, les molécules se désolidarisent et ont des trajectoires aléatoires dans l'ensemble du volume.

$$Forces_{intermoléculaires} < agitation\ thermique$$

1.4 Plasma

L'état plasmatique est caractérisé par une absence de molécules. Toute la matière est donc sous forme d'atomes indépendants plus ou moins chargés (ions).

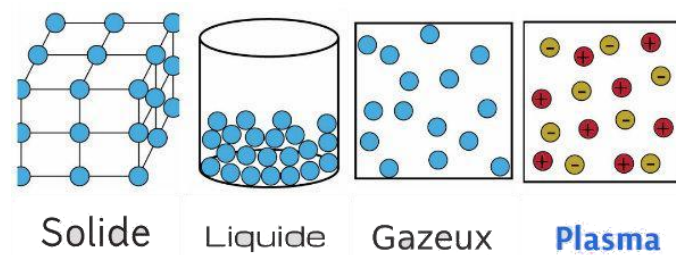


FIGURE 1 – Les 4 états de la matière.

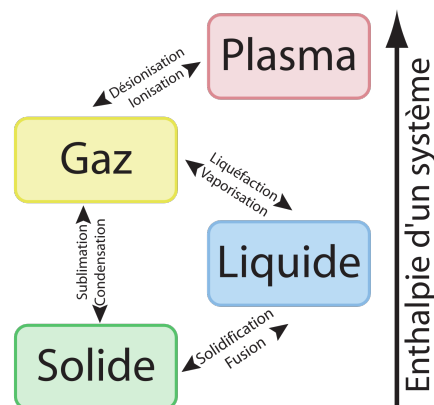


FIGURE 2 – Les transformations d'états de la matière.

2 Théorie cinétique des gaz

2.1 Zéro absolu

Si la température est un phénomène macroscopique produit par l'agitation thermique des atomes et des molécules, il doit exister une température où l'agitation thermique est nulle. C'est l'hypothèse de Guillaume Amontons¹ qui a été confirmée par la suite.

Cette température correspond à **-273,15 °C**.

Sur cette base, une nouvelle unité de température a été produite conservant les gradations des changements d'états de l'eau (échelle Celsius), mais dont la valeur de référence est ce zéro absolu. Il s'agit du Kelvin^{2 3}.

La conversion du degré Celsius(°C) vers le Kelvin(*K*) est donc :

$$K = ^\circ\text{C} + 273,15$$

2.2 Pression et volume

Loi de Boyle et Mariotte

Dans un système isolé, à température constante, la pression est inversement proportionnelle au volume.

$$P.V = cste$$

Cette loi fut trouvée séparément par un anglais Robert Boyle⁴ et un français Edmé Mariotte⁵.

2.3 Volume, Pression et température

Loi de Charles⁶

Dans un système isolé, à pression constante, le volume est proportionnelle à la température.

$$V = cste.T$$

Loi de Gay-Lussac⁷

Dans un système isolé, à volume constant, la pression est proportionnelle à la température.

$$P = cste.T$$

2.4 Volume et mole

Loi d'Avogadro⁸

A pression et température donnée, tous les gaz parfaits ont le même volume molaire.

$$V = cste.n$$

1. Guillaume Amontons (1663-1705), physicien, ingénieur et académicien des sciences français, est l'inventeur de la notion de zéro absolu.

2. En l'honneur de William Thomson, mieux connu sous le nom de Lord Kelvin (1824/1907), est un physicien britannique d'origine irlandaise reconnu pour ses travaux en thermodynamique.

3. Étant donné que l'échelle Kelvin est une référence absolue et non relative, il ne s'agit donc pas de degré Kelvin, mais de Kelvin « tout-court ».

4. Robert Boyle est un physicien et chimiste irlandais, en Irlande, le 25 janvier 1627, mort le 31 décembre 1691 à Londres. Deux passions régirent sa vie : le christianisme et la science expérimentale.

5. L'abbé Edmé Mariotte est un physicien et un botaniste français, né vers 1620 à Dijon et mort le 12 mai 1684 à Paris.

6. Jacques Charles, chimiste et physicien français, 1746/1823. Il est le premier à faire voler un ballon à gaz gonflé à l'hydrogène.

7. Louis Joseph Gay-Lussac, chimiste et physicien français, 1778/1850

8. Amedeo Avogadro est un physicien et chimiste italien né à Turin le 9 août 1776 et mort le 9 juillet 1856 fut le précurseur de la notion de mole.

2.5 Loi des gaz parfaits

La loi des gaz parfaits a été établie par Émile Clapeyron⁹ en combinant les différentes lois ci-dessus.

$$P.V = n.R.T$$

où

- P est la pression en pascal ($Pa = \frac{N}{m^2}$);
- V est le volume en mètre-cube (m^3);
- n est le nombre de moles;
- R est une constante ($8,314 \frac{Joule}{mole.Kelvin}$);
- T est la température en Kelvin (K).

Théorie cinétique des gaz La théorie cinétique des gaz a pour objet d'expliquer le comportement macroscopique d'un gaz à partir des caractéristiques des mouvements des molécules ou atomes qui le composent. Elle permet notamment de donner une interprétation microscopique aux notions de :

- température : c'est une mesure de l'agitation des particules, plus précisément de leur énergie cinétique;
- pression : la pression exercée par un gaz sur une paroi résulte des chocs des particules sur cette dernière. Elle est liée à leur quantité de mouvement.

Sur le plan microscopique, la théorie cinétique des gaz permet de retrouver ce comportement de gaz parfait : un gaz parfait est un gaz dont les molécules/atomes n'interagissent pas entre elles en dehors des chocs et dont la taille est négligeable par rapport à la distance intermoléculaire moyenne.

2.6 Pression et Énergie

On peut constater que le produit $P.V$ est de l'énergie, et donc que le produit $n.T$ est également de l'énergie à une constante près (R).

La pression (P) est une force (F) appliquée sur une certaine surface (S).

$$P = \frac{F}{S}$$

$$E_m = P \times V = \frac{F}{S} \times V$$

On revient bien à la définition première de l'énergie mécanique :

$$E_m = F \times d$$

En terme d'unités :

$$1 \text{ Joule} = 1 \text{ Newton} \times m = 1 \text{ Pascal} \times m^3$$

Pour rappel, la pression atmosphérique correspond donc au poids d'une colonne d'air sur une certaine hauteur.

$$P_{atm} = m_v \times h$$

où m_v est la masse volumique de l'air et h la hauteur de la colonne d'air.

9. Ingénieur et physicien français, 1799/1864

3 Principes

Un principe en physique est une règle qui reste hypothétique, mais qui a l'heure actuelle, n'a jamais pu être contredite par l'observation.

3.1 Vocabulaire

Enthalpie L'enthalpie d'un système thermodynamique correspond à l'énergie interne contenue dans la matière (énergie de liaisons, mais aussi l'énergie cinétique de toutes les particules liée à la température ou à la pression).

Entropie L'entropie d'un système thermodynamique correspond au degré de désorganisation de la matière soit lié à son état (plasma, gaz, liquide ou solide), soit à son organisation interne.

Système isolé Un système isolé est un système qui n'échange pas d'énergie avec l'extérieur.

Système ouvert Un système ouvert est un système qui échange de la matière, et donc de l'énergie, avec l'extérieur.

Système fermé Un système fermé est un système qui n'échange pas de la matière avec l'extérieur. Il peut, par contre, échanger de l'énergie, avec l'extérieur (par exemple de la chaleur, de l'électricité, du mouvement, ...).

Processus adiabatique Un processus adiabatique est une transformation ne faisant pas intervenir d'échange de chaleur entre l'intérieur et l'extérieur d'un système.

Processus isotherme Un processus isotherme est une transformation ne modifiant pas la température d'un système.

3.2 Premier principe : conservation de l'énergie

3.2.1 Énoncé

La variation d'énergie interne d'un système est égale à la somme du transfert thermique total et du travail total échangé par le système.

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W$$

où :

- ΔU = la variation d'énergie interne du système (approximativement l'enthalpie, mais aussi l'énergie cinétique des molécules/atomes) ;
- ΔQ = la variation de chaleur du système (donc la variation de température) ;
- ΔW = la variation de travail mécanique (sous forme de pression, de force, de mouvement, mais aussi produits par les forces électro-magnétiques ...).

Tel que formulé au cours de cinquième, nous avons donc au signe près :

$$\Delta E_H = \Delta E_c + \Delta E_m$$

où E_m correspond non seulement à l'énergie mécanique simple, mais aussi à l'énergie électromagnétique.

Une autre formulation, plus « moderne », serait

$$\sum \Delta E = 0$$

Quelque soit la transformation énergétique d'un système isolé, la somme des énergies à un moment t est égale à la somme des énergies à un moment $t + 1$.

3.2.2 Interprétations

On ne peut pas « créer » de l'énergie. On ne peut que la transformer.

La thermodynamique ne prend pas en compte la conversion de la masse en énergie (cfr. énergie nucléaire).

A une époque où nous sur-utilisons l'énergie et où les contraintes terrestres nous obligent à ne plus utiliser d'énergies émettrices de dioxyde de carbone, il est simple d'imaginer que nous pourrions disposer d'une technologie qui fournirait plus d'énergie qu'elle n'en consomme. Les réseaux sociaux, et le Web en général, regorgent d'affirmations sur de supposés « moteur à mouvement perpétuel » ou de « générateurs d'énergie sur-numéraire ». Le fait scientifique est tout autre. On peut cataloguer les concepteurs de ce types dispositifs :

- des personnes de bonne foi, mais qui maîtrisent mal certains domaines, et dont une série de biais cognitifs fausse leur calcul ;
- des personnes qui consciemment fabriquent des dispositifs truqués (type bobine à induction) ;
- des escrocs.

Aucun de ces concepteurs n'a accepté d'être soumis à un travail scientifique indépendant de mesure de leur dispositif.

3.2.3 Rendement

Énergie primaire L'énergie primaire est l'énergie en entrée dans un système.

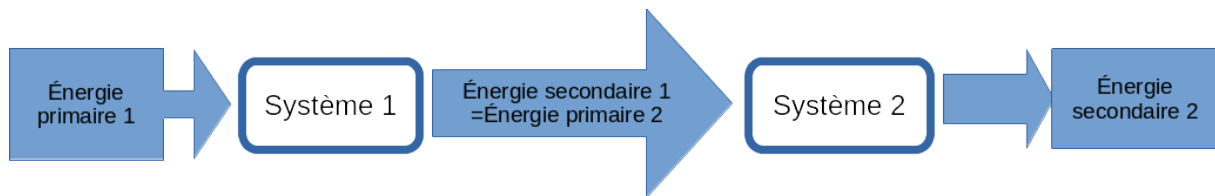
Énergie secondaire L'énergie secondaire est l'énergie en sortie d'un système. Elle correspond à l'énergie attendue d'un système artificiel.

Le rendement (Rdt) est le rapport de l'énergie secondaire (E_2) sur l'énergie primaire (E_1).

$$Rdt = \frac{E_2}{E_1}$$

Chaînage de transformation Lorsque plusieurs transformations ont lieu, l'énergie primaire est l'énergie secondaire de la transformation précédente. Le rendement global est égale au produits du rendement de chacune des transformations, c-à-d à l'énergie secondaire de la dernière transformation sur l'énergie primaire de la première transformation.

$$Rdt_{global} = Rdt_1 \times Rdt_2 \times \dots Rdt_n = \frac{E_{sec.n}}{E_{prim.1}}$$



$$Rdt_{global} = Rdt_1 \times Rdt_2 = \frac{\text{Energie}_{\text{secondaire 2}}}{\text{Energie}_{\text{primaire 1}}}$$

FIGURE 3 – Chaînage de transformations.

3.3 Second principe

3.3.1 Énoncé

Dans un système isolé, l'entropie est une fonction qui ne diminue pas avec le temps.

$$\Delta S \geq 0$$

Ce second principe fut énoncé par Rudolph Clausius¹⁰ sur base d'un travail de Sadi Carnot¹¹

L'entropie est défini comme une grandeur mesurant le degré de désorganisation de la matière. Son unité est le $\frac{\text{Joule}}{\text{Kelvin}}$. Plus la température augmente, plus le degré de désorganisation augmente. Non seulement, elle est due à l'agitation thermique, mais aussi aux changements d'états de la matière. Un solide est plus organisé qu'un liquide, qui est lui-même plus organisé qu'un gaz. De plus, certaines structures sont plus organisées (cristaux, protéines, ADN, ...) que d'autres (solutions, structures amorphes, ...).

Une conséquence directe du second principe est donc que dans un système fermé, la température a toujours tendance à augmenter. **L'énergie thermique est la forme la plus dégradée de l'énergie.** Effectivement, expérimentalement, on peut facilement produire de la chaleur à partir d'une autre forme d'énergie avec un rendement proche de 100 %. Par contre, à partir de la chaleur, il est difficile de produire d'autres formes d'énergies.

3.3.2 Interprétations

Ce principe ne dit pas que l'entropie ne peut qu'augmenter avec le temps, et donc qu'une organisation de la matière puisse apparaître. En effet, dans un **système ouvert**, un apport d'énergie peut faire diminuer l'entropie.

Pour une transformation réversible La variation d'entropie correspond à la variation de chaleur par Kelvin.

$$\delta S = \frac{\delta E_c}{T}$$

Pour une transformation irréversible La variation d'entropie est plus élevée que la variation de chaleur par Kelvin.

$$\delta S > \frac{\delta E_c}{T}$$

Système vivant Un être vivant ne déroge pas au second principe de la thermodynamique. Un être vivant est un système semi-ouvert irréversible qui maintient une organisation interne. Ceci au prix d'une consommation d'énergie constante :

- alimentation pour les animaux ;
- décomposition de matières organiques pour les champignons ;
- photosynthèse pour les végétaux ;
- utilisation de réserve dans les cas d'hibernation, d'estivation, de dormance des graines, ...

10. Un physicien prussien (actuelle Allemagne), 1822/1888.

11. Un physicien et ingénieur français, 1796/1832.

4 Les différents types d'énergie

Il est commun de distinguer 6 types d'énergie qui sont reprises dans les sections ci-dessous.

4.1 Énergie mécanique

L'**énergie mécanique** est l'énergie due à la vitesse d'un corps ou sa hauteur vis-à-vis du sol. Cette énergie correspond à

$$E_m = F \times d$$

où F est la force qui a été appliquée et d la distance sur laquelle la force a été appliquée.

Exemple : la chute d'un corps, un pendule, le déplacement d'un objet, ...

4.2 Énergie thermique

L'**énergie thermique** est l'énergie due à la chaleur d'un objet. Cette énergie est mesurée par la température de cet objet. Cette énergie est le stade final de toute transformation énergétique. Alors qu'il est très simple de transformer toute énergie en chaleur, la chaleur se transforme difficilement en un autre type d'énergie.

$$E_t = C_m \times m \times \Delta T$$

où C_m est la chaleur massique de l'objet, m est la masse de l'objet et ΔT est la variation de température.

Exemples : température de tout objet, radiateurs, ...

4.3 Énergie électrique

L'**énergie électrique** est l'énergie due à un flux d'électrons. Cette énergie correspond à

$$E_e = U \times q$$

où U est la tension et q le nombre de charges.

Exemple : électricité domestique, l'éclair, ...

4.4 Énergie rayonnante

L'**énergie rayonnante** est énergie due aux rayonnements électromagnétiques. Les rayonnements électromagnétiques sont très variés. Il comprennent du moins énergétique au plus énergétique : ondes radio, GSM, Wifi, Radar, Micro-ondes, Lumière visible, Rayon X, Rayon gamma. L'énergie rayonnante se déplace à 300000km/sec .

$$E_r = h \times f$$

où h est la constante de Planck ($6,626 \times 10^{-34}\text{Js}$) et f est la fréquence.

Exemple : GSM, wifi, lumière, Rayon X, Ondes radio.

4.5 Énergie chimique

L'**énergie chimique** est l'énergie contenue dans les liaisons chimiques. Cette énergie est appelée *enthalpie de liaison* (H) est libérée lors de la transformation de molécules en d'autres types de molécules.

$$E_c = \Delta H$$

Exemple : combustion, respiration, piles, batterie, ...

4.6 Énergie nucléaire

L'**énergie nucléaire** est énergie contenue dans la masse de la matière. Elle correspond à la célèbre formule de Einstein

$$E = m \times c^2$$

où m est la masse transformée en énergie et c la vitesse de la lumière ($300.000km/sec$).

Exemple : centrale nucléaire, bombe nucléaire, soleil

5 Cycle de Carnot

Le cycle de Carnot (en l'honneur de Sadi Carnot) est un cycle thermodynamique théorique pour un moteur ditherme¹², constitué de quatre processus réversibles : une détente isotherme réversible, une dilatation adiabatique réversible (donc isentropique), une compression isotherme réversible, et une compression adiabatique réversible.

Le cycle de Carnot peut se représenter sous forme de diagramme Pression/Volume.

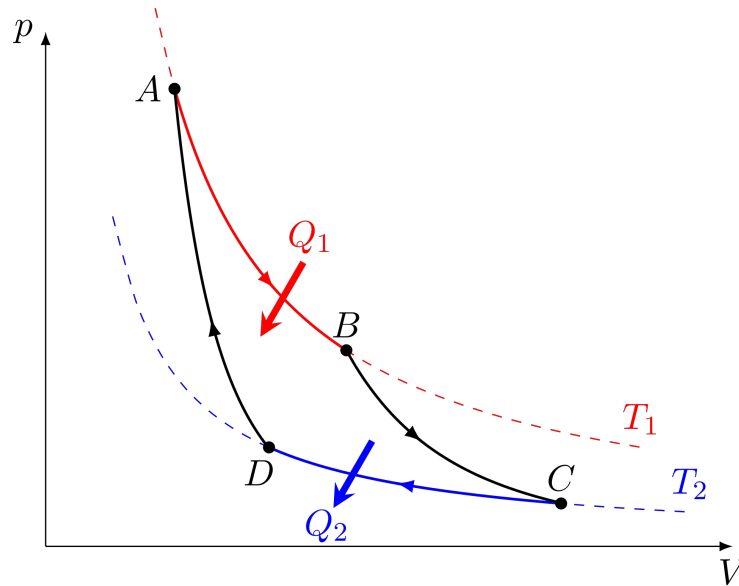


FIGURE 4 – Diagramme Pression/Volume d'un cycle de Carnot.

Il peut aussi se représenter sous forme d'un diagramme Température/Entropie.

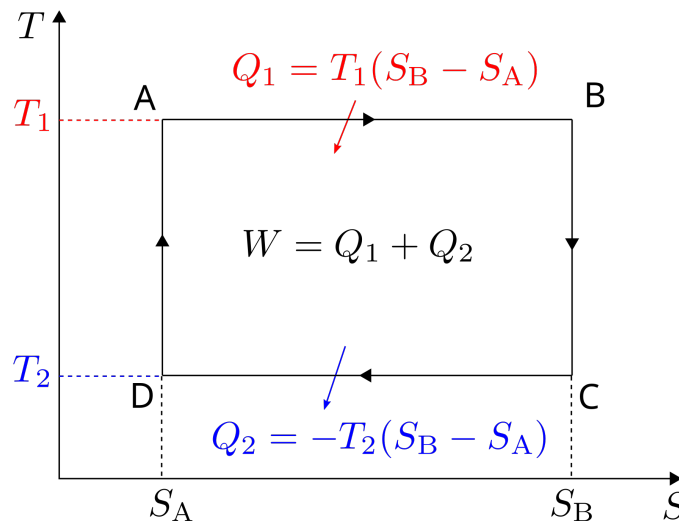


FIGURE 5 – Diagramme Température/Entropie d'un cycle de Carnot.

12. Un moteur ditherme est un système idéalisé où tous les processus sont réversibles dont le fonctionnement est basé sur une différence de température. Un moteur à explosion, une pompe à chaleur, une turbine-vapeur sont des exemples imparfaits de moteur ditherme.

6 Applications

6.1 Turbine à vapeur

Une turbine à vapeur permet de convertir de chaleur en énergie mécanique. Elle travaille grâce à l'augmentation de volume produit par le changement de phase (de l'état liquide à l'état gazeux).

Il s'agit d'un circuit fermé dans lequel un fluide circule. Généralement, l'eau est utilisée. Mais d'autres fluides peuvent être utilisés pour diminuer le point d'ébullition.

Elle est appliquée dans de nombreux systèmes (centrales nucléaires, centrales thermiques, ...)

On peut distinguer 4 étapes :

- chauffage et passage à l'état gazeux du fluide ;
- l'augmentation de volume met en mouvement une turbine ;
- le fluide est refroidi pour repasser à l'état liquide (tour de refroidissement, rivière, mer, ...);
- le liquide est renvoyé dans le réacteur de chauffage.

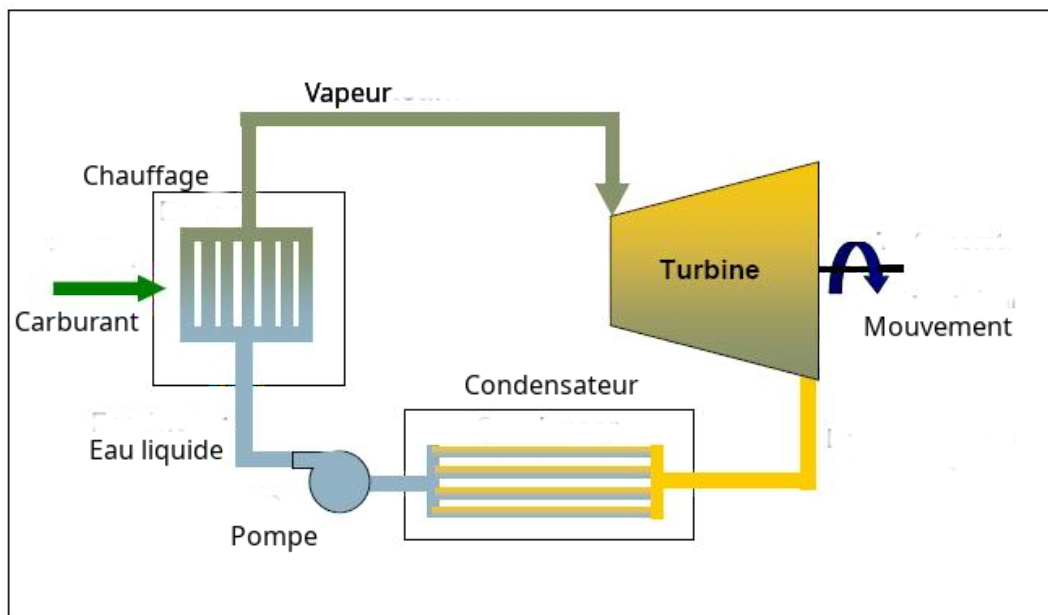


FIGURE 6 – Principe d'une turbine à vapeur.

6.2 Moteur thermique à explosion/combustion

Il s'agit de moteurs¹³ qui équipent actuellement la majorité de nos systèmes de mobilité. Qu'il s'agisse de bateaux, de voitures, de camions et parfois même de trains.

Nous prendrons comme exemple le moteur à explosion à 4 temps qui équipe actuellement la majorité des voitures. Il y a non pas un seul piston, mais quatre pistons (ou un multiple de 4) qui travaillent de concert. L'explosion au sein d'un des pistons permet l'entraînement des autres. Chaque piston dispose de deux soupapes, l'une pour l'admission, l'autre pour l'échappement.

On peut distinguer 4 étapes :

- aspiration du mélange carburant et comburant (le dioxygène de l'air), la soupape d'échappement est fermée, tandis que la soupape d'admission est ouverte ;
- compression du mélange, les deux soupapes sont fermées ;
- explosion du mélange qui produit l'augmentation du volume et la force mécanique, les deux soupapes restent fermées ;
- la soupape d'échappement s'ouvre, la soupape d'admission reste fermée, les gaz brûlés sont éjectés du piston.

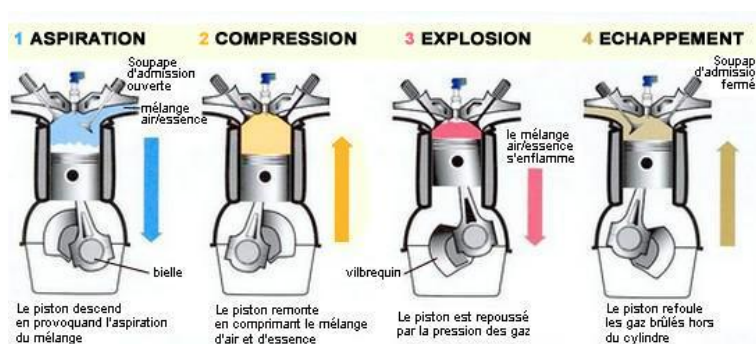


FIGURE 7 – Moteur à explosion à 4 temps.

On peut les changements de pression et de volume sur un diagramme. On appelle ce type de diagramme, un diagramme de Carnot. Dans le diagramme ci-dessous,

- l'explosion correspond au point 1 ;
- l'échappement correspond au point 2 ;
- l'aspiration correspond au point 3 ;
- la compression correspond au point 4.

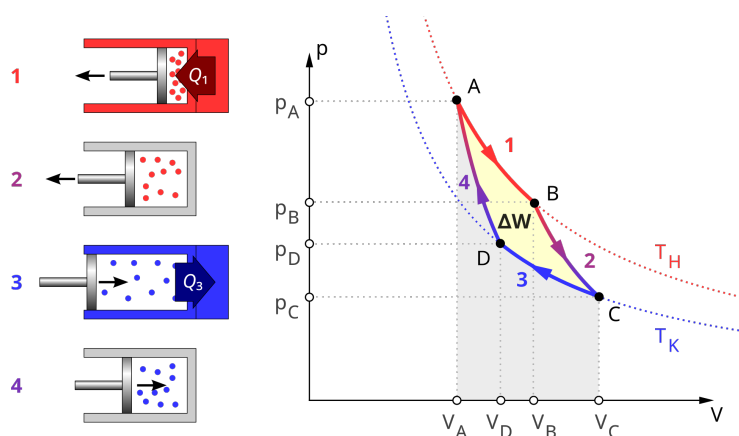


FIGURE 8 – Diagramme Pression/Volume d'un cycle de Carnot au sein d'un moteur.

13. Un moteur est un dispositif qui permet de produire du mouvement.

6.3 Frigo/Pompe à chaleur

Les systèmes frigorifiques sont des pompes à chaleurs et inversement. Pour les frigos, l'objectif est de diminuer la température à l'intérieur d'un espace¹⁴. Les pompes à chaleur sont généralement des systèmes de chauffage d'habitation qui vont mettre du froid à l'extérieur pour mettre plus e chaud à l'intérieur d'une habitation. On peut donc se dire qu'il s'agit de la fonction inverse d'une turbine à vapeur qui grâce à un mouvement va produire une différence de température.

Concrètement, il s'agit d'un circuit fermé dans lequel circule un gaz.

On peut distinguer 4 étapes :

- compression du gaz qui peut éventuellement se liquéfier ;
- l'augmentation de température est évacuée par des radiateurs (à l'extérieur du frigo ou à l'intérieur de l'habitation) ;
- détente du fluide par une vanne-soupape ;
- évaporation du fluide qui capte de la chaleur (à l'intérieur du frigo ou à l'extérieur de l'habitation).

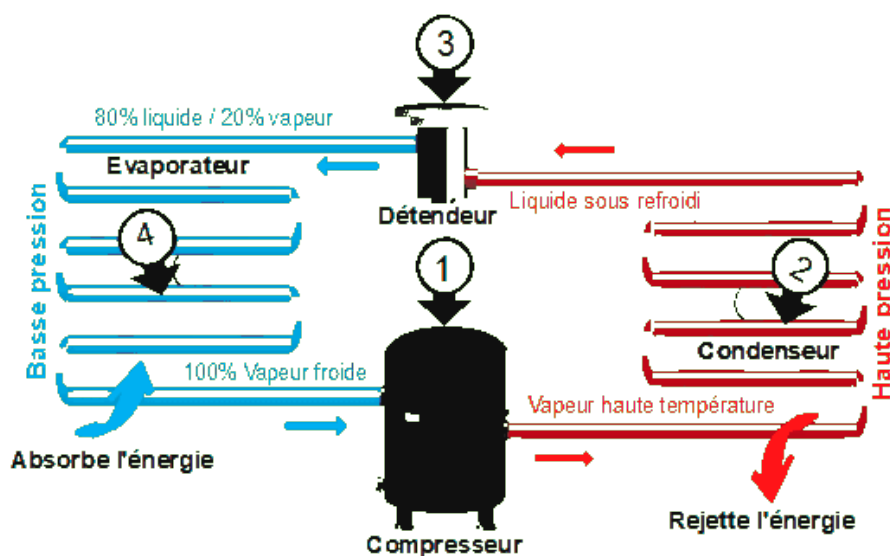


FIGURE 9 – Principe d'un frigo, d'une pompe à chaleur.

¹⁴. généralement pour la conservation d'aliments.

Table des matières

1 États de la matière	1
1.1 Solide	1
1.2 Liquide	1
1.3 Gaz	1
1.4 Plasma	1
2 Théorie cinétique des gaz	2
2.1 Zéro absolu	2
2.2 Pression et volume	2
2.3 Volume, Pression et température	2
2.4 Volume et mole	2
2.5 Loi des gaz parfaits	3
2.6 Pression et Énergie	3
3 Principes	4
3.1 Vocabulaire	4
3.2 Premier principe : conservation de l'énergie	5
3.2.1 Énoncé	5
3.2.2 Interprétations	5
3.2.3 Rendement	6
3.3 Second principe	7
3.3.1 Énoncé	7
3.3.2 Interprétations	7
4 Les différents types d'énergie	8
4.1 Énergie mécanique	8
4.2 Énergie thermique	8
4.3 Énergie électrique	8
4.4 Énergie rayonnante	8
4.5 Énergie chimique	8
4.6 Énergie nucléaire	9
5 Cycle de Carnot	10
6 Applications	11
6.1 Turbine à vapeur	11
6.2 Moteur thermique à explosion/combustion	12
6.3 Frigo/Pompe à chaleur	13