c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Mise à jour du 21/02/07.

Colonne de gauche = discours fait aux élèves, pas forcément écrit au tableau
Colonne de droite = illustrations du propos tenu au paragraphe correspondant de la colonne de gauche, écrites au tableau ou montrées sur transparents.

Voir l'***Introduction aux cours de thermodynamique*** pour situer ce cours dans son contexte. Les exercices signalés sont disponibles en fin du cours.

cours n° 1 : Température et chaleur.

Pré-requis : température d'un corps

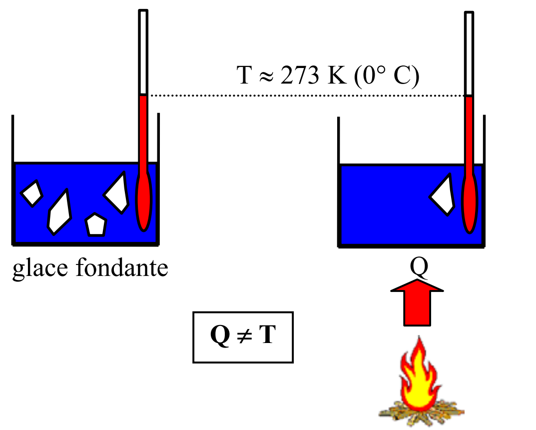
A retenir :
Chaleur latente Q_L , chaleur de combustion Q_C et chaleur d'échauffement Q

Plan :	**Bibliographie :**
1. Notion de chaleur **2.** Chaleur = grandeur physique **3.** Chaleur = énergie **4.** Signe de la chaleur et énergie interne **5.** Chaleur latente et chaleur de combustion	<u>Introduction à la thermodynamique</u>, C. Lhuillier et J. Rous, Dunod. <u>Les machines transformatrices d'énergie</u>, tome 1, par G. Lemasson, cours de mécanique R. Basquin, Delagrave, 1963.

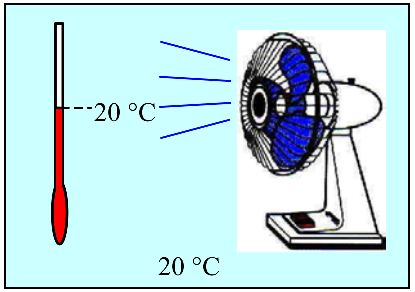
1. Notion de chaleur.

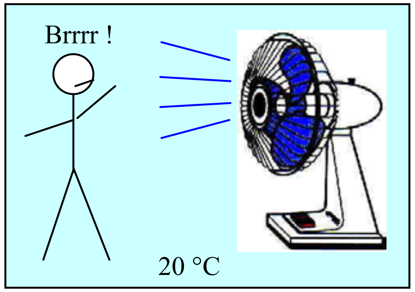
1er cas : Prenons un nageur (température interne T ≈ 37°C) qui nage dans la mer (20°C) : il a une sensation de froid ⇒ il perd donc de la chaleur que l'on notera par exemple Q.
Pourtant : sa température est restée à 37° C ⇒ il a donc cédé de la chaleur Q sans se refroidir : chaleur et température sont donc deux "concepts" différents : $Q \neq T$
2ème cas : promenons-nous dans les bois pendant que le loup n'y est pas…la température extérieure est de 20°C, on s'y sent bien…alors que dans l'eau de mer précédente (même température) on avait froid…étrange non ?
3ème cas : il fait beau, nous nous promenons toujours dans les bois, il fait toujours 20°C…on se sent toujours très bien…puis une brise se met à souffler à 30 km/h…on a un peu plus froid (sensation de 17°C extérieur) alors que notre thermomètre indique toujours 20°C…bizarre.
Interprétation : notre sensation de froid ne dépend pas uniquement de la température de notre corps ou de notre environnement, mais également de la *chaleur* (notion floue pour le moment) que l'on perd. Dans le 1er cas l'eau évacuait beaucoup de chaleur de notre corps (l'eau est conductrice de chaleur) : on perdait donc beaucoup de chaleur alors que notre température interne restait sensiblement constante…mais on avait froid. Température et chaleur sont donc 2 choses différentes. Dans le 2ème cas on perdait moins de chaleur que dans l'eau (l'air immobile est un bon isolant thermique) on se sentait donc bien alors que la température était identique à celle de la mer. Dans le 3ème cas le vent évacuait de la chaleur de notre corps…(on compte → *voir page suivante*

1.



La chaleur Q a simplement fait fondre la glace sans changer la température T du bain : une chaleur n'échauffe pas nécessairement un corps qui la reçoit.





notre sensation de chaud ne dépend pas que de la température extérieure.

une sensation de froid de –1°C pour 10 km/h de vent) et on avait donc un peu plus froid, il s'agissait d'un cas intermédiaire entre le 1er et le 2ème cas. Si l'on avait eu un gros manteau, on aurait perdu beaucoup moins de chaleur et on aurait eu trop chaud…l'homme doit évacuer de la chaleur pour pouvoir se maintenir à 37°C…Bref on aura compris que la température n'est pas synonyme de chaleur, même si ces 2 notions sont liées.

Mettons également un morceau de métal chaud dans un bain d'eau - glace (T = 0°C). Le métal s'est refroidit (il a donc cédé Q) mais la température du bain (qui a reçu Q) reste à 0°C, Q cédée par le métal a simplement fait fondre un peu plus de glace ⇒ **ce n'est pas parce qu'un corps (ici le bain) reçoit de la chaleur que sa température augmente, de même ce n'est pas parce que le nageur perdait de la chaleur que sa température diminuait ⇒ chaleur et température sont vraiment 2 grandeurs différentes.**

2. Chaleur = grandeur physique (elle est donc mesurable).

Nous avons vu, dans l'expérience précédente, que la chaleur faisait fondre la glace, sans pour autant augmenter la température du bain. Cette notion de chaleur (on dit aussi "quantité de chaleur") est un peu floue mais on peut imaginer une expérience qui nous permet de mesurer la *quantité de chaleur* qu'absorbe la glace (et donc celle que dégage un corps) . Cela donne alors un sens plus concret à cette notion de *chaleur* (voir 1/2 page de droite).

On constate alors que dans le cadre particulier[1] d'un échauffement (ou refroidissement) :

1. Q proportionnel à M : $Q = k_1 \times M$ avec $k_1 \triangleq C^{te}$
2. Q proportionnel à ΔT (différence entre la température initiale et la température finale du cuivre) : $Q = k_2 \times \Delta T$ avec $k_2 \triangleq C^{te}$
3. Q liée au corps.

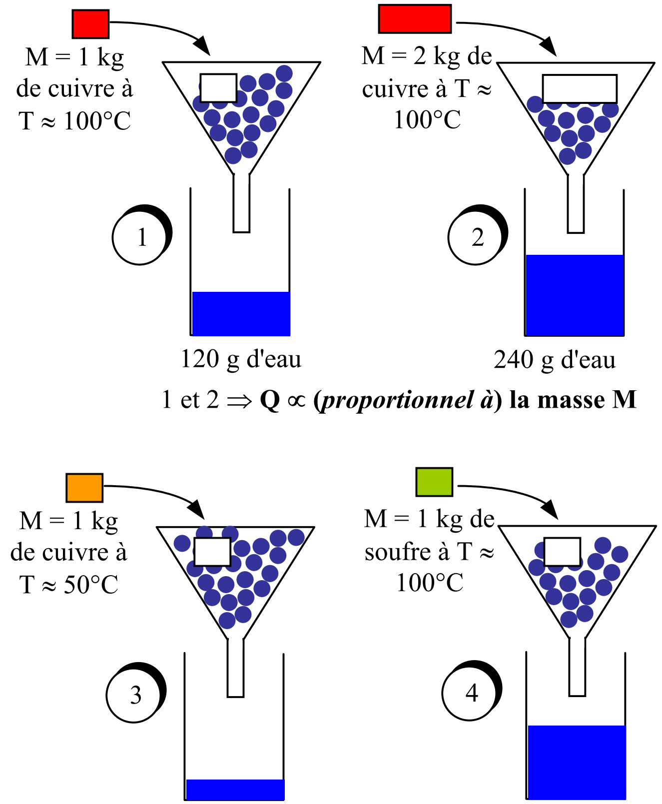
Cela se résume par la relation $\boxed{Q \triangleq M.C.\Delta T}$ qui définit la "chaleur massique" ou "capacité calorifique massique" $C \triangleq Q/(M \cdot \Delta T)$ du corps, c'est-à-dire la faculté qu'à le corps de céder de la chaleur Q pour un refroidissement ΔT donné (un thermostat est un dispositif qui fournit ou emmagasine une chaleur Q en gardant sa température constante ⇒ $\Delta T = 0$ pour $Q \neq 0$: il possède donc une chaleur massique C infinie).

[1] Ces 4 expériences sont menées sans transformation chimique et sans changement de phase du corps plongé dans la glace, ce qui implique (on en parlera ultérieurement) que la chaleur cédée par le corps modifie inexorablement sa température (ce qui n'était pas le cas du nageur où les aliments qu'il avait ingérés lui permettait de conserver sa température constante grâce aux transformations chimiques menées dans son estomac).

2.

Prenons un entonnoir rempli de glace pilée (glace fondante 0°C) et réalisons 4 expériences :

On considèrera que la quantité de chaleur Q cédée par le corps solide (cuivre ou soufre) est proportionnelle à la quantité d'eau récupérée.



1 et 2 ⇒ **Q ∝ (*proportionnel à*) la masse M**

1 et 3 ⇒ **Q ∝ ΔT**

1 et 4 ⇒ **Q liée au corps**

Synthèse : chaleur d'échauffement :

$\boxed{Q \triangleq M.C.\Delta T}$

[kCal] [kg] [kcal.kg^{-1}.K^{-1}] [K]

Exercice 1.

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Un corps qui possède C petit se refroidit beaucoup pour céder Q. Un corps qui possède C élevé se refroidit peu en cédant la chaleur d'échauffement Q.
Dans les expériences 1 et 4 de la 1/2 page de droite le souffre et le cuivre de même masse portés à 100°C puis refroidis à 0°C (ΔT = 0°C) cèdent 2 quantités de chaleur différentes (évaluées par la quantité d'eau que cela à créé). On a $Q_{soufre} > Q_{cuivre} \Rightarrow M \cdot C_{soufre} \cdot \Delta T > M \cdot C_{cuivre} \cdot \Delta T \Rightarrow C_{soufre} > C_{cuivre}$
Pour donner une unité à C et comparer les différents corps, on définit : $Q \triangleq$ 1 kcal pour échauffer 1 kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C sous pression de 1013 mbars. La chaleur est donc définie par une unité, la "calorie". On verra au paragraphe suivant qu'il s'agira en fait d'une énergie, elle sera donc exprimée ultérieurement en *joules* (symbole [J]).

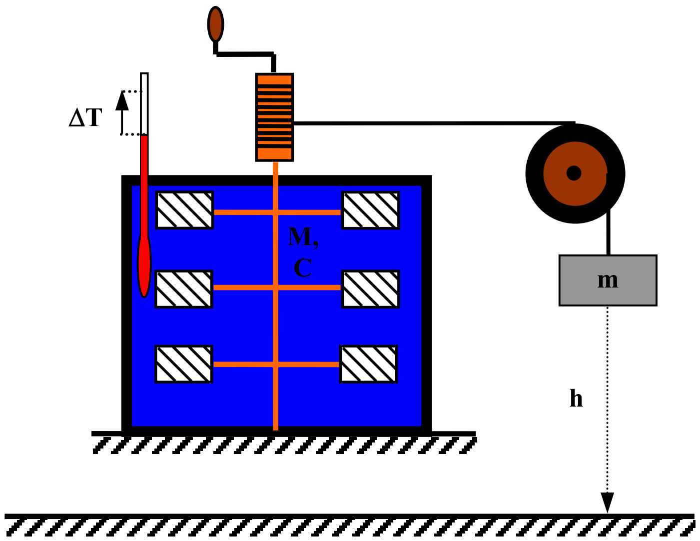
Remarque importante : un corps n'a pas une quantité de chaleur déterminée (contrairement à la température). Il perd ou gagne de la chaleur (ou "quantité de chaleur") en fonction des corps avec lesquels il entre en contact et en fonction du type *d'expérience* menée (on dira plutôt "*transformation*"). On dira que la **chaleur Q n'est pas une "fonction d'état".**

3. Chaleur = énergie.

Si on remue de l'eau avec une grosse cuillère, alors la température de l'eau va augmenter de ΔT (frottement de la cuillère contre les molécules d'eau). Joule a eu l'idée de comparer l'élévation de température ΔT à l'énergie mécanique dépensée pour obtenir ΔT. Pour cela il a fixé les cuillères en bois (des pales en fait) à l'axe d'une poulie entraînée par une masse : la masse qui tombe libère son énergie potentielle (travail mécanique $m \cdot g \cdot h$) et provoque une élévation de température ΔT de l'eau du bac. Cette élévation ΔT de température est provoquée cette fois-ci par une énergie mécanique (travail des forces de frottement) et non plus directement par un apport de chaleur comme dans le paragraphe précédent.
Chaleur et travail (énergie mécanique) provoquent donc le même effet apparent (augmentation de température ΔT), c'est pourquoi on considère que la chaleur est également une énergie qu'on appelle alors "énergie thermique". Dans ce cas on préfère donner à la chaleur Q la même unité que le travail : le joule [J]. Puisque la chaleur est finalement une forme d'énergie, il faut convertir les calories du paragraphe 2 en joules : la relation $Q_{[kcal]} = M.C.\Delta T$ devient $Q_{[J]} = M.J.C.\Delta T$ avec J la constante de conversion cal $\rightarrow$ Joule.
L'expérience de Joule permet de trouver J : le travail des forces de frottement est égal à m.g.h et provoque l'échauffement de ΔT, or pour échauffer de ΔT l'eau, il faudrait apporter la chaleur $Q = M.C.\Delta T \times J$. L'échauffement dû au travail est le même si Q = W, c'est à dire si $M.C.\Delta T \times J = m.g.h$. On en déduit la valeur de la constante de conversion $J = m.g.h/(M.C.\Delta T)$. L'expérience nous montre que $J \approx 4180$ J/kcal.

3.

Expérience de Joule (1850) :



$$\left.\begin{array}{ll} W = mgh & [J] \\ Q = M.C.\Delta T & [cal] \end{array}\right\} \text{ même } \Delta T \Rightarrow W \text{ et } Q \text{ ont les mêmes effets}$$

Q et W sont de même nature $\Rightarrow$ on leur donne la même unité : le joule. Il faut alors convertir Q en Joule grâce à la constante de conversion J :
$Q = W \Leftrightarrow M.C.\Delta T \times J = mgh \Leftrightarrow J = mgh/(M.C.\Delta T)$.

L'expérience montre que $J \approx 4180$ J/kcal
$\Rightarrow Q = 4180 \times M.C.\Delta T$ joules $= M.C'.\Delta T$ joules avec C' en $[J.kg^{-1}.K^{-1}]$
On a donc, si on change les unités :

$\boxed{Q = M.JC.\Delta T}$ ou $\boxed{Q = M.C.\Delta T}$

[J] [kg] [K] [cal.kg^{-1}.K^{-1}] — [J] [kg] [K] [J.kg^{-1}.K^{-1}]

On a fixé comme *définition* de J : $J \triangleq 4180$ J/kcal entre 14,5°C et 15,5°C

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Pour pouvoir comparer facilement les corps entre eux on a tout simplement posé J ≜ (égale par définition) 4180 $J.kg^{-1}.K^{-1}$ pour échauffer de l'eau de 14,5°C à 15,5°C.

Remarques :

- C ≈ 4185,5 $J.kg^{-1}.K^{-1}$ pour l'eau à 25 °C ⇒ il faut ≈ 4185,5J pour échauffer 1 litre (1 kg) d'eau de 25°C à 26 °C
- C ≜ *capacité calorifique massique* ou *chaleur massique* du corps considéré à 25 °C
- M×C ≜ *capacité calorifique* ou *capacité thermique* (en [J/K])
- La *chaleur* représente à l'échelle humaine un gain ou une perte d'énergie thermique (la notion d'*énergie* est relativement difficile à concevoir et il faudrait tout un ouvrage pour décrire exactement sa nature). La température représente à l'échelle humaine la moyenne statistique de la vitesse d'agitation des molécules ou atomes d'un corps.

4. Signe de la chaleur Q et énergie interne U.

En thermodynamique, la chaleur <u>reçue</u> par un système (corps ou ensemble de corps isolés par la pensée du milieu environnant) sera comptée positivement, une chaleur <u>cédée</u> sera comptée négativement (*convention égoïste)*.
Ainsi si le corps reçoit Q = 3kJ, alors sa température pourra s'élever de ΔT = Q/(MC) > 0, c'est-à-dire $T_{finale} > T_{initiale}$. Si le corps considéré est 1 L d'eau, il se sera échauffé de ΔT = $\frac{Q}{M.C_{eau}} = \frac{3.10^3}{1\times 4185,5} \approx 0,7$ K.
Remarquer que, jusqu'à présent, la perte ou le gain de chaleur par un corps n'est possible que si le corps peut se refroidir ou se réchauffer, c'est-à-dire par exemple si on le met en contact avec un corps plus froid ou plus chaud (on verra ultérieurement que cette condition pourra être levée grâce au *changement de phase*).

On appelle "énergie interne" U l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile (absence d'énergie potentielle et d'énergie cinétique macroscopique) sans qu'il se désagrège ([2]) ou sans perdre de matière, c'est à dire ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (sa température tombant néanmoins à 0 K s' il a perdu U). S'il y a variation d'énergie interne ΔU, c'est que le corps a reçu ou perdu de l'énergie (sous forme de chaleur par exemple, mais cela ne sera pas obligatoire). Cela sera affiné dans les cours ultérieurs. Pour un fluide, l'énergie interne correspond à l'énergie cinétique moyenne des molécules qui le compose (en l'absence de mouvement d'ensemble).

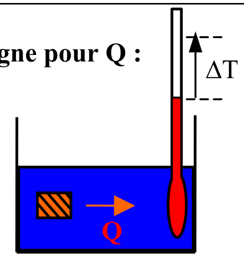
[2] E = M×C² est l'énergie totale que peut céder un corps, mais au prix de sa désintégration (perte de masse) : réaction nucléaire.

Q = 4,18 kJ pour échauffer 1kg d'eau de 14,5 °C à 15,5°C

Exercice 2.

4.

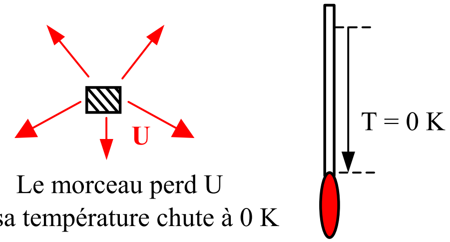
il existe un signe pour Q :



remarque : la chaleur Q va naturellement (on dit "spontanément" en thermodynamique) du corps le plus chaud au corps le plus froid : le morceau est initialement à une température > température de l'eau.

Q perdue par le morceau = - 3 kJ
⇒ Q reçue par l'eau = + 3 kJ

Question : quelle chaleur Q peut perdre un corps au maximum ? **réponse :** U : *l'énergie interne.*



Le morceau perd U
⇒ sa température chute à 0 K

- "énergie interne" = énergie totale que peut fournir un corps à son extérieur (en conservant sa masse).
- ΔU = variation d'énergie interne = Q si le corps n'a cédé ou absorbé de l'énergie que sous forme de chaleur.

Exercice 3.

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

5. Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C

La relation Q = M.C.ΔT n'est cependant pas générale : en effet, on a vu qu'en plaçant un métal chaud dans un bain d'eau - glace, ce bain recevait une quantité de chaleur Q qui servait à faire fondre la glace et non à faire augmenter la température : $Q \neq 0$ or $\Delta T = 0$: la relation précédente est donc mise en défaut.

En fait dans l'expérience précédente la chaleur reçue par la glace a servi à créer un changement de phase solide (glace) → liquide (eau) et non à augmenter la température de la glace : cette chaleur est appelée *chaleur latente*. Cette chaleur est une chaleur que doit perdre ou gagner le corps pour changer de phase et non pour augmenter sa température. Un changement de phase s'effectue toujours à température constante (et pression constante aussi d'ailleurs).

Pour faire fondre M = 1 kg de glace (à 0°C) il faudra apporter la chaleur $Q = 352.10^3 \times M$. le chiffre 352.10^3 s'appelle "chaleur latente de fusion" (sous - entendu "massique") de la glace et on la note L_f.

$$\boxed{Q_L = M \times L_f}$$

[J / kg]

Il y a également des chaleurs de combustion (on dit plus souvent le "pouvoir calorifique") : voir ½ page de droite. Pour augmenter la température de l'eau, il faudra d'abord apporter la chaleur nécessaire pour faire fondre la glace (chaleur latente) puis <u>seulement ensuite</u> la chaleur reçue en surplus aura pour effet d'augmenter la température de l'eau.

$$M \cdot C \cdot \Delta T = Q_{totale} - Q_L$$

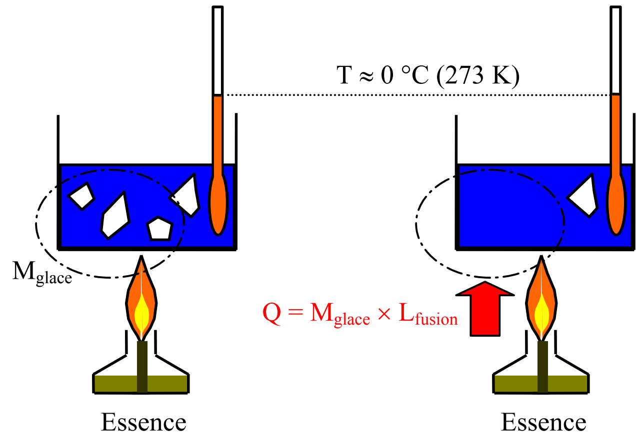
chaleur nécessaire pour élever la température du bain de Δt

chaleur totale apportée au bain

chaleur nécessaire pour faire fondre la glace

On peut dire que la chaleur latente traduit l'inertie, la "récalcitrance" du corps à modifier son état de phase : pour élever sa température il faut d'abord s'assurer qu'il ne va pas changer de phase, s'il change de phase pendant l'augmentation de température alors une énergie supplémentaire doit être fournie pour "franchir" le cap : le changement de phase nécessite un apport d'énergie (ou un retrait selon le sens du changement de phase).

5.



Q reçue par la masse M de glace fondue ≠ M.C.ΔT ⇒ $Q = M \cdot C \cdot \Delta T$ n'est pas général

$$\boxed{\mathbf{Q = Q_L \triangleq M_{glace} \times L_{fusion}}}$$

Q_L est la chaleur à fournir pour faire fondre M kg de glace.
Q_L doit être considérée chaque fois qu' il y a un changement de phase du corps considéré.
L_{fusion} ≜ *Chaleur latente (massique) de fusion* de l'eau (≈ 333.10^3J/kg pour la glace).

Différentes chaleurs latentes de fusion :

corps	argent	platine	fer	glace
L_{fusion} [J.kg^{-1}]	102.10^3	111.10^3	270.10^3	352.10^3

Quant à l'essence, elle apporte une **chaleur de combustion** Qc qui sert à faire fondre la glace, et donc peut être considérée comme une chaleur de fusion de la glace :

$$\boxed{\mathbf{Qc = M_{essence} \times L_{combustion}}}$$

Exercice 4.

c.haouy@ac-nancy-metz.fr

Il faut également comprendre que la chaleur que nécessite un changement de phase est très élevée par rapport aux chaleurs nécessaires pour élever les températures. Par exemple la chaleur latente (massique) de vaporisation de l'eau vaut $L_V \approx 2256$ kJ/kg, c'est-à-dire qu'1 kg d'eau (1 litre) nécessite 2256 kJ pour se vaporiser (elle doit être préalablement à la température de 100°C si elle est contenue dans une casserole de cuisine, c'est-à-dire quand sa pression est de 1 bar). Cette valeur est à comparer à la chaleur nécessaire pour élever sa température de 100°C (0°C à 100°C) $\approx 4180 \times 100 \approx$ 418 kJ, soit 5 fois inférieure à la chaleur nécessitée pour la vaporisation.

Une vaporisation exige donc un apport non négligeable de chaleur. A l'inverse *une liquéfaction* (passage de l'état vapeur à l'état liquide) nécessite le retrait de la même quantité de chaleur, c'est-à-dire celle qui avait été nécessaire précédemment pour sa vaporisation : il faut donc extraire 2256 kJ à 1 kg de vapeur d'eau pour la liquéfier (elle doit être préalablement à 100 °C si sa pression fait 1 bar). Cette chaleur *cachée* va être mise à profit dans les machines frigorifiques à changement de phase : en forçant la vaporisation d'un liquide dans un serpentin (au moyen d'une détente forcée), on va forcer son absorption d'une chaleur (de vaporisation) extraite du milieu où baigne le serpentin, c'est-à-dire une chaleur provenant des aliments du frigo, ce qui va refroidir les aliments…c'est le principe du frigo (voir cours n° 7) !!!

Différentes chaleurs (massiques) de combustion ("pouvoir calorifique") :

corps	**bois**	**alcool**	**charbon**	**pétrole**	**essence**	**méthane**	**H_2**
L_c [J.kg^{-1}]	11 à 12,5.10^6	26.10^6	33,5.10^6	46.10^6	48.10^6	55.10^6	162.10^6

Exercices 5 et 6.

Exercices généraux

Exercice 7

Exercices sur la température et la chaleur.

Notez bien que ces exercices font parti intégrante du cours et doivent être résolus au fur et à mesure de leur apparition dans le cours. Ils permettent de bien assimiler les concepts abordés dans chaque paragraphe et de se donner quelques ordres de grandeur. Ils sont parfaitement adaptés au paragraphe étudié. Les données numériques sont issues de différents ouvrages (en particulier le Cours de Physique statistique de Berkeley *qui indique les incertitudes des valeurs numériques). Il n'est pas certain qu'elles soient exactes à la décimale près…de toute façon la physique est une science qui modélise, et donc qui fait des approximations ! Cela nous suffira amplement !*

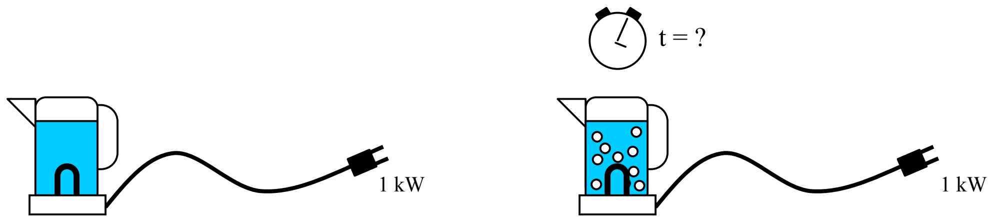
Exercice 1.

Calculez la quantité de chaleur Q nécessaire pour commencer à faire bouillir 1 L d'eau initialement à 10°C. On donne la valeur moyenne de la capacité calorifique massique de l'eau : $C \approx 1$ kcal·kg^{-1} K^{-1} et la masse volumique moyenne de l'eau $\mu \approx 1$ kg/dm^3

Rép : 90 kcal.

Exercice 2.

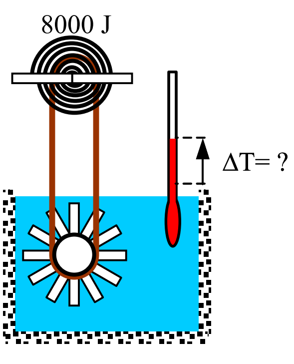
Une bouilloire électrique a pour puissance $P \approx 1$ kW lorsqu'elle est alimentée par la prise secteur (tension efficace de 230V). On y place 1 L d'eau à 10°C. En combien de temps l'eau va bouillir ? (on suppose que toute la chaleur émise par la résistance électrique sert à chauffer l'eau). On rappelle que l'énergie Q développée par tout système qui développe pendant Δt une puissance P constante vaut $Q = P \cdot \Delta t$.



Rép : 6 min 16 s.

Exercice 3.

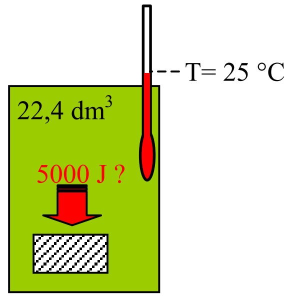
Un ressort spiral est compressé ("remonté") à l'aide d'une clé de jouet. De cette manière il emmagasine une énergie de 8000 J. Ce ressort sert à entraîner les pales d'une hélice qui remue 1 L d'eau liquide. Quel va être l'échauffement (augmentation de température) de l'eau après détente totale du ressort ?



Rép : 1,9 °C.

Exercice 4.

Une enceinte de 22,4 dm^3 de gaz à 25°C possède une énergie interne $U = 3/2 \cdot R \cdot T$ avec $R \approx 8{,}32$ u.s.i. et T sa température (en kelvin). Est-il possible, à l'aide de ce gaz, de fournir 5000 J à un corps solide plongé dans l'enceinte. Si oui, de quelle manière ?

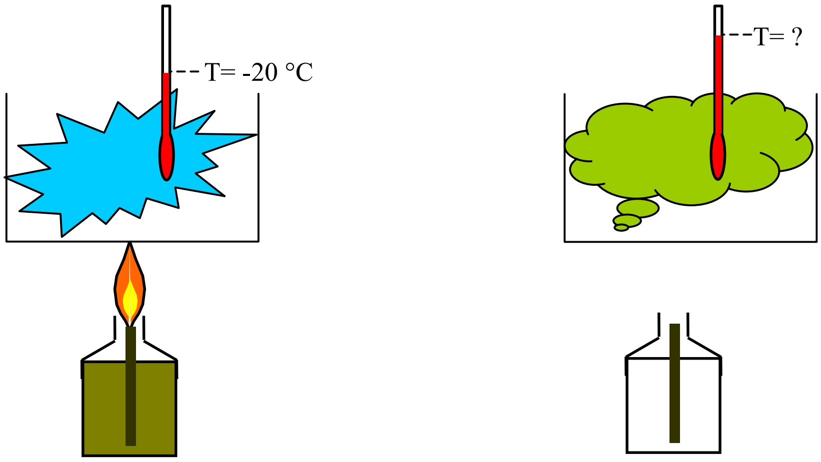


Rép : non.

Exercice 5 :

Nous possédons $M_{ess} \approx 260$ g d'essence que l'on brûle pour échauffer $M \approx 4$ kg de glace initialement à -20°C sous la pression atmosphérique : quelle est la température finale de la vapeur obtenue ?

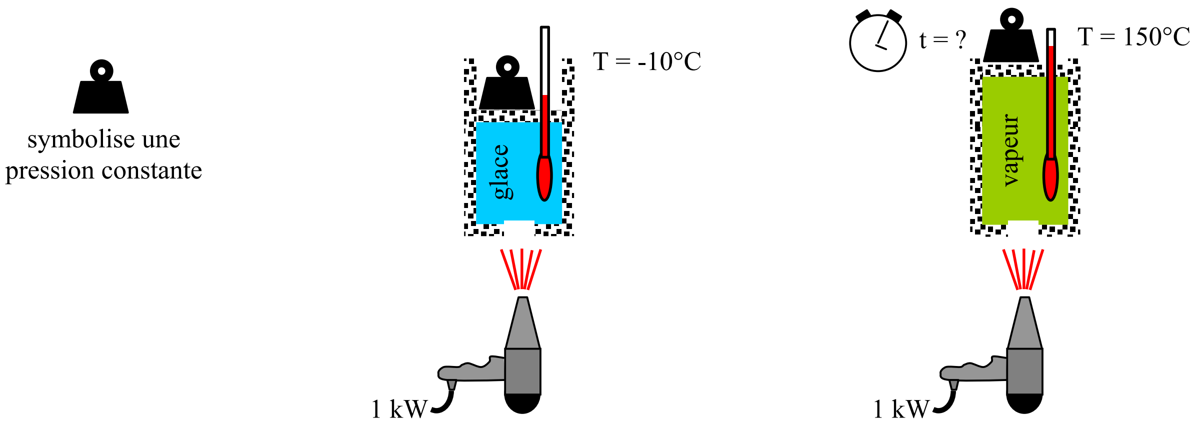
Données : chaleur latente de fusion de la glace : $L_F \approx 352$ kJ/kg, pouvoir calorifique de l'essence : $L_{ess} \approx 48.10^3$ kJ/kg, chaleur latente de vaporisation de l'eau : $L_V \approx 2256$ kJ/kg, capacité calorifique massique de la glace : $C_{glace} \approx 2000\ J.kg^{-1}.K^{-1}$, capacité calorifique massique de l'eau : $C_{eau} \approx 4185{,}5\ J.kg^{-1}.K^{-1}$ et capacité calorifique massique de la vapeur d'eau $C_{vap} \approx 2020\ J.kg^{-1}.K^{-1}$



Rép : 127°C sous condition.

Exercice 6 : Glaçons, eau et vapeur.

On possède $M \approx 1$kg de glace dans une enceinte calorifugée fermée par un couvercle coulissant. Cette glace est à -10°C.
On nous donne les chaleurs latente (massique) de fusion (passage glace → liquide) et de vaporisation (passage liquide → vapeur) : $L_{fusion} \approx 333\ kJ.kg^{-1}$, $L_{vaporisation} \approx 2257\ kJ.kg^{-1}$. On donne la capacité calorifique massique de l'eau (sous pression constante) $C \triangleq Cp_{glace} \approx Cp_{eau} \approx Cp_{vapeur} \approx 4{,}18\ kJ.kg^{-1}.K^{-1}$. Pour simplifier ces valeurs sont supposées constantes tout au long des transformations ([3]).



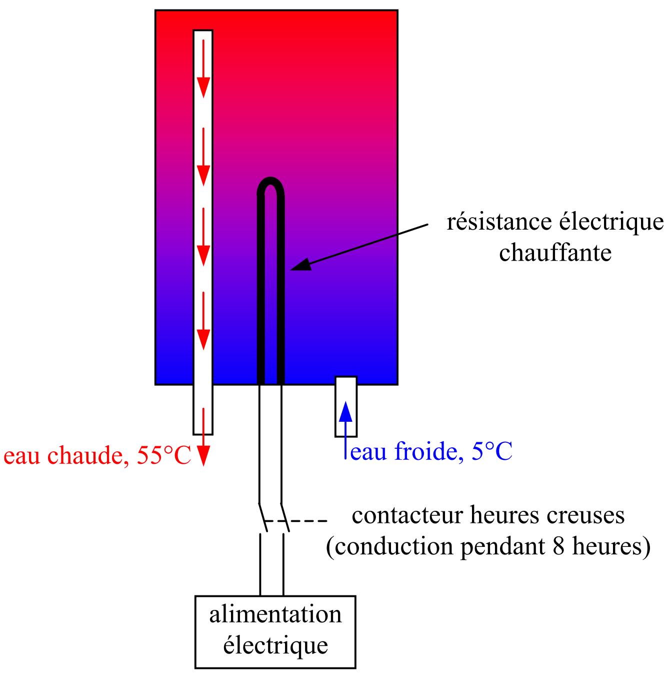
[3] Ce qui est en réalité faux : voir exercice 5 où les chaleurs massiques dépendent de la phase du corps (liquide, solide ou gaz). Mais ne compliquons pas inutilement.

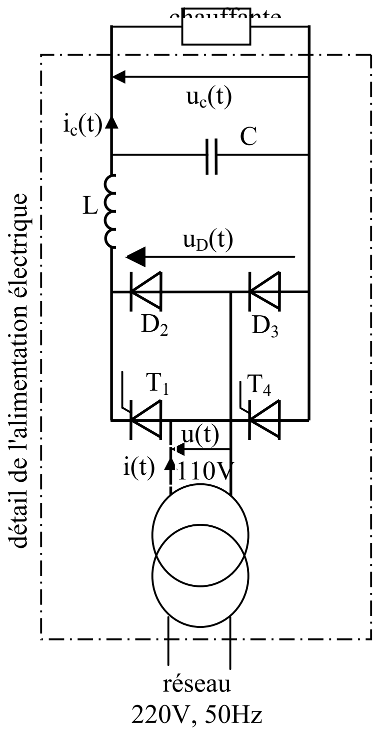
1. ***Quelle est la chaleur totale Q_{tot} à apporter pour changer cette glace en de l'eau à 20°C ?***
2. ***On veut obtenir de la vapeur à 150°C sous la pression atmosphérique (1 bar), quelle chaleur supplémentaire doit - on fournir ?***
3. ***Combien de temps cela prendrait -il pour réaliser les 2 transformations précédentes si l'on disposait d'un dispositif de chauffage de 1 kW de puissance ? Combien de temps aurait pris la simple transformation réalisée en 1 ?***
4. ***Que pouvez - vous conclure sur la puissance des machines industrielles devant réaliser quotidiennement de telles transformations ?***

Rép : 1 : 458 kJ ; **2 :** 2800 kJ ; **3 :** 54 min 19 s ; 7 min 38 s ; **4 :** énorme (1 GW pour les centrales nucléaires).

<u>Exercice 7</u> : Energie électrique à fournir pour un chauffe - eau.

On souhaite construire un dispositif permettant de chauffer une cuve de chauffe - eau de 10 litres. L'eau chaude doit être chauffée pendant la nuit pour être disponible au matin (temps de chauffe ≈ 8 heures).





On souhaite que l'eau chaude sorte à une température de 55 °C du chauffe - eau, alors qu'elle y entre et y est stockée à 5°C. On donne la chaleur massique de l'eau : C ≈ 4,18 kJ.kg^{-1}.K^{-1}.

1. ***Quelle quantité de chaleur doit-on apporter pour chauffer cette eau ?***

Le chauffe - eau est constitué d'une résistance électrique. Le constructeur indique que, alimenté sous la tension secteur de 230V, elle développe une puissance électrique de 1 kW.

2. ***Calculez la valeur de la résistance électrique du chauffe - eau. Déduisez-en l'intensité efficace appelée par le chauffe - eau.***
3. ***En combien de temps un tel chauffe - eau permet t-il de chauffer les 10 litres d'eau (pour élever sa température de 5°C à 55°C) ?***

On veut que les 10 litres d'eau soient chauffés en 8 heures (pour éviter de faire disjoncter).

4. ***Quelle puissance doit alors développer la résistance du chauffe - eau ?***

Pour développer cette puissance, la résistance est alimentée via un pont redresseur commandé par des thyristors : C et L sont suffisamment élevés pour avoir $u_c(t)$ constant, le pont fonctionne également en conduction continue. On a $\langle u_D \rangle = \frac{2\hat{U}}{\pi}\left(\frac{1+\cos\theta}{2}\right)$ avec Û la valeur crête de la tension à l'entrée du pont.

5. ***Donnez l'allure de $u_D(t)$ pour un retard à l'amorçage $\theta \approx 45°$ des thyristors.***
6. ***En utilisant les règles d'opération sur les valeurs moyennes et sachant que la tension moyenne aux bornes d'une bobine est toujours nulle en régime périodique, calculez la valeur de $u_c(t)$ pour θ donné .***
7. ***Quelle est, en fonction de $u_c(t)$, la puissance développée par la résistance ?***
8. ***Déduisez -en la valeur de θ à régler pour obtenir le chauffage en 8 heures.***

Rép : 1 : 2,09 MJ ; **2 :** 52,9 Ω ; **3 :** 34 min 50 s ; **4 :** 72,6 W ; **6 :** $U_C = \frac{2\widehat{U}}{\pi}\left(\frac{1+\cos\theta}{2}\right)$; **7 :** $P = \frac{U_C^2}{R}$; **8 :** 75,5 °