

VII. On appelle corps *diathermanes* ceux qui se laissent traverser par la chaleur; ceux qui interceptent les rayons calorifiques portent le nom de corps *athermanes*. Le sel gemme est de tous les corps le plus diathermane; les métaux, au contraire, sont complètement athermanes.

VIII. On désigne sous le nom de *diffusion* la réflexion irrégulière de la chaleur à la surface des corps non polis.

IX. Les rayons calorifiques, en passant à travers les corps diathermanes, se réfractent comme le font les rayons lumineux à travers les corps diaphanes.

### CHAPITRE XIII.

Conductibilité des corps pour la chaleur. Procédé d'Ingenhouz. — Calorimétrie. Détermination de la chaleur spécifique des solides, des liquides et des gaz. — Fusion et solidification. — Chaleur latente de fusion. — Mélanges réfrigérants.

Conductibilité des corps pour la chaleur. Procédé d'Ingenhouz.

159. *Conductibilité des corps pour la chaleur.* — On donne le nom de *conductibilité* à la propriété dont jouissent les corps de transmettre plus ou moins facilement la chaleur de proche en proche dans l'intérieur de leur masse.

Tous les corps n'ont pas la même conductibilité. Les uns sont *bons conducteurs*, comme l'or, l'argent, le cuivre, et en général tous les métaux; d'autres, au contraire, sont *mauvais conducteurs*, c'est-à-dire qu'ils ne transmettent que très-difficilement la chaleur dans leur masse, comme le verre, la porcelaine, le bois, les résines, et surtout les liquides et les gaz.

160. *Conductibilité des corps solides. Procédé d'Ingenhouz pour la déterminer.* — Ce procédé consiste dans l'emploi du petit appareil représenté par la figure 126, et à l'aide duquel on peut déterminer l'ordre des pouvoirs conducteurs des corps solides. Il se compose d'une caisse rectangulaire en cuivre B, munie d'un manche A, et sur l'une des faces de laquelle sont implantées extérieurement des tiges de différentes substances D, E, F, G, H, dont l'extrémité adhérente pénètre un peu dans

l'intérieur de la caisse. On recouvre ces tiges d'une légère couche de cire blanche, puis on verse de l'eau bouillante dans la caisse. On voit alors la cire fondre sur les tiges, à une distance plus ou moins grande de la paroi de la caisse; ce qui indique, pour chaque tige, le degré de conductibilité de la substance qui la compose. En exprimant par 100 le degré de conductibilité de l'argent, qui est de tous les métaux celui qui conduit le mieux la chaleur, la conductibilité des autres métaux usuels est représentée par les nombres suivants :

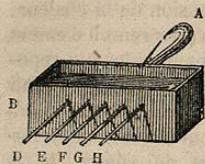


Fig. 126.

Tableau des divers degrés de conductibilité des principaux métaux.

Argent,	100,0	Étain,	14,4
Cuivre,	77,6	Fer,	11,9
Or,	53,2	Plomb.	8,5
Laiton,	23,6	Platine,	8,4
Zinc,	19,0	Bismuth,	1,8

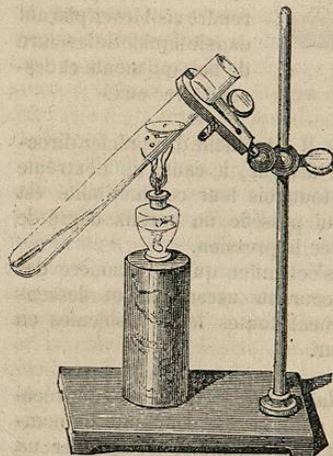


Fig. 127.

161. *Conductibilité des liquides.* — Les liquides sont très-mauvais conducteurs de la chaleur. Il suffit, pour le démontrer (fig. 127), d'introduire de l'eau dans un long tube au fond duquel est un petit thermomètre, et de chauffer, en inclinant légèrement le tube, les couches supérieures du liquide au moyen d'une lampe à alcool. On voit bientôt l'eau bouillir à la surface, tandis que le thermomètre placé au fond du tube accuse à peine une très-légère augmentation de température.

*Remarque.* — Lorsqu'un liquide est en communication, par sa partie inférieure, avec une source de chaleur, ce n'est donc pas par un effet de conductibilité qu'il s'échauffe, mais par suite du déplacement de ses molécules, qui toutes viennent tour à tour au fond du vase recevoir l'impression de la chaleur. Supposons, en effet (fig. 128), un vase en verre rempli d'eau et chauffé par sa partie inférieure; les couches liquides qui reposent immédiatement sur le fond vont, en s'échauffant, devenir

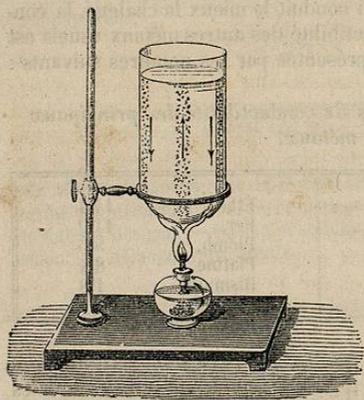


Fig. 128.

moins denses, et monteront à la surface en formant au centre de la masse un courant ascendant. Les couches latérales moins chauffées, et par conséquent plus denses, descendront au contraire vers le fond en formant à l'extérieur de la masse un courant descendant. Ces deux courants se maintiendront tant que le liquide s'échauffera. On peut les rendre visibles en plaçant dans le liquide de la sciure de bois qui monte et descend avec eux.

**162. Conductibilité des gaz.** — Il est difficile d'apprécier directement le pouvoir conducteur des gaz, à cause de l'extrême mobilité de leurs molécules; toutefois leur conductibilité est presque nulle. L'hydrogène seul possède un certain degré de conductibilité qui augmente avec la pression.

Les gaz ne peuvent donc s'échauffer qu'à la manière des liquides, c'est-à-dire par des courants ascendants et descendants qui mettent successivement toutes leurs molécules en contact avec le foyer de chaleur.

**165. Applications de la conductibilité.** — Les faits qui précèdent ont reçu dans les arts et dans la vie commune de nombreuses applications. S'il s'agit, par exemple, d'empêcher un corps de se refroidir, on l'enveloppe de substances non con-

ductrices; le même moyen l'empêche également de s'échauffer. C'est ainsi que pour conserver la glace en été, on l'entoure de paille ou d'une couverture de laine. Les *glacières* où l'on emmagasine la glace recueillie pendant l'hiver, consistent en une fosse profonde maçonnée en brique, substance très-peu conductrice; la glace y repose sur un lit de paille et y est recouverte d'une couche épaisse de la même substance maintenue par des planches chargées de pierres.

Les matières filamenteuses, telles que les fourrures, l'ouaté, les tissus de laine, l'édredon, le plumage des oiseaux, etc., doivent surtout leur propriété si précieuse de conserver la chaleur au peu de conductibilité de l'air qu'elles emprisonnent et retiennent dans leurs mailles, comme une éponge retient l'eau. Cette couche d'air, maintenue tout autour du corps, nous protège d'autant plus efficacement contre le froid qu'elle est plus épaisse et se renouvelle plus difficilement. C'est encore sur le peu de conductibilité de l'air que repose l'emploi des doubles fenêtres en usage dans les pays froids, pour maintenir la chaleur dans les appartements.

Enfin le plus ou moins de conductibilité des corps pour la chaleur nous explique comment diverses substances ayant la même température nous donnent au toucher des sensations si différentes. Un morceau de bois, par exemple, à la température ordinaire, c'est-à-dire de dix à quinze degrés, ne nous semble en le touchant ni chaud ni froid, tandis qu'une barre de fer à la même température nous paraît très-froide. Réciproquement, si le bois et le fer étaient à une température plus élevée que celle de la main, le métal nous semblerait beaucoup plus chaud que le bois. Cela tient à ce que le métal, possédant une conductibilité beaucoup plus grande que celle du bois, nous enlève ou nous communique instantanément une plus grande quantité de chaleur. Toutefois, il importe de tenir compte, dans l'explication de ce phénomène, de l'état de la surface du corps sur lequel on expérimente. Ainsi un même corps ayant une température inférieure à celle de la main, nous paraîtra d'autant plus froid que sa surface sera plus lisse et mieux polie, par la raison toute simple que le contact étant plus parfait, la quantité de chaleur enlevée dans le même temps sera plus considérable.

**Calorimétrie. Détermination de la chaleur spécifique des corps solides, des liquides et des gaz.**

**164. Chaleur spécifique.** — On appelle *chaleur spécifique* ou *capacité calorifique* d'un corps la quantité de chaleur que l'unité de poids de ce corps absorbe pour passer de 0° à 1°, comparée à la quantité de chaleur que l'unité de poids d'eau distillée absorberait pour passer également de 0° à 1°. La chaleur spécifique de l'eau est donc prise pour unité dans la mesure des chaleurs spécifiques des autres corps solides ou liquides.

**165. Quantité de chaleur.** — La *quantité de chaleur* qu'un corps peut absorber ou émettre, pour passer d'un degré de température à un autre, est nécessairement proportionnelle à son poids, au nombre de degrés de température qu'il acquiert ou qu'il perd, et à sa chaleur spécifique. Par conséquent, *la quantité de chaleur que possède un corps est égale au produit de son poids par sa température et par sa chaleur spécifique*. En représentant par  $q$  la quantité de chaleur d'un corps, par  $m$  son poids, par  $t$  sa température et par  $c$  sa chaleur spécifique, on aura

$$q = mtc.$$

**166. Unité de chaleur ou calorie.** — On appelle *unité de chaleur* ou *calorie* la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 degré la température de 1 kilogramme d'eau.

**167. Détermination de la chaleur spécifique des corps solides.** — Pour mesurer la chaleur spécifique des corps solides, on emploie deux méthodes principales : la méthode des mélanges et la méthode de fusion de la glace.

**1° Méthode des mélanges.** Soient  $m$  le poids et  $t$  la température, voisine de 100°, d'un corps solide dont on veut déterminer la chaleur spécifique  $x$ . On plonge rapidement ce corps dans une masse d'eau froide  $M$  dont la température initiale est  $t'$ . Soient de même  $m'$  le poids connu du vase qui contient l'eau, et  $c$  sa chaleur spécifique également connue. On agite le mélange jusqu'à ce que l'eau ait atteint la température maximum  $\theta$ .

Le corps s'étant alors refroidi d'un nombre de degrés  $t - \theta$ , la quantité de chaleur qu'il a perdue a pour mesure  $mx(t - \theta)$ .

Or, cette quantité de chaleur est précisément égale à celle acquise par l'eau, c'est-à-dire  $M(\theta - t')$ , plus celle acquise par le vase  $m'c(\theta - t')$ .

On aura donc l'équation

$$mx(t - \theta) = M(\theta - t') + m'c(\theta - t'),$$

ou

$$mx(t - \theta) = (M + m'c)(\theta - t');$$

d'où

$$x = \frac{(M + m'c)(\theta - t')}{m(t - \theta)}.$$

On remplace souvent  $m'c$  par la lettre  $\mu$  qui désigne le poids d'eau qui absorberait la même quantité de chaleur que le vase, ce qui donne

$$x = \frac{(M + \mu)(\theta - t')}{m(t - \theta)}.$$

**2° Méthode de fusion de la glace.** Nous verrons bientôt que lorsqu'on mélange 1 kilogramme de glace pilée à 0° et 1 kilogramme d'eau à 79°, toute la glace se fond, et que l'on obtient toujours deux kilogrammes d'eau à 0°. Par conséquent, 1 kilogramme de glace à 0° absorbe, pour se fondre, 79 calories ou unités de chaleur, c'est-à-dire la quantité de chaleur nécessaire pour élever 1 kilogramme d'eau liquide de 0 à 79°. Il suffira donc de connaître la quantité de glace que fond un corps en s'abaissant d'une température donnée à 0°, pour déterminer facilement sa chaleur spécifique. On se sert pour cela d'un appareil connu sous le nom de *calorimètre de glace de Laplace et Lavoisier*.

Cet instrument (fig. 429) se compose de trois vases concentriques en fer-blanc. Celui du centre sert à recevoir le corps dont on veut connaître la chaleur spécifique ; les deux autres sont remplis de glace pilée à 0°. Un couvercle, également recouvert de glace, ferme exactement chaque vase. La glace du vase moyen est destinée à être fondue par le corps chaud ; celle que contient le vase extérieur, ainsi que celle qui est placée sur les couvercles, a pour but d'empêcher la chaleur ambiante d'agir sur la glace du vase moyen, laquelle doit être uniquement fondue par le corps chaud et recueillie avec soin au moyen d'un tube à robinet R plongeant dans un récipient V.

Un second robinet A sert à donner issue à l'eau provenant de la fusion de la glace placée dans le vase extérieur.

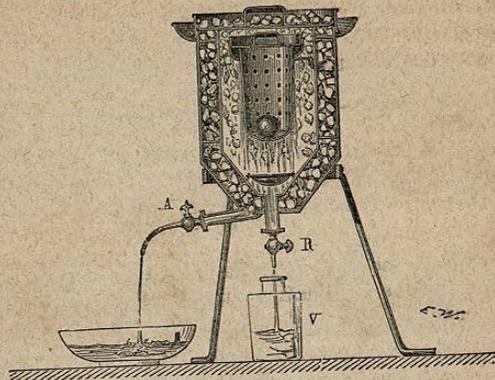


Fig. 129.

Soient maintenant  $m$  le poids en kilogrammes d'un corps introduit dans le calorimètre,  $t$  sa température, et  $P$  le poids de la glace que ce corps a fondue en s'abaissant de  $t^\circ$  à  $0^\circ$ . La quantité de chaleur perdue par le corps sera  $mtc$ ; la quantité de chaleur nécessaire pour fondre un poids  $P$  de glace est égale à  $P \times 79$  calories ou unités de chaleur, puisqu'un kilogramme de glace absorbe, pour se fondre, 79 unités de chaleur. Or, comme la quantité de chaleur  $mtc$  perdue par le corps a été tout entière absorbée par le poids  $P$  de glace fondue, on aura l'égalité

$$mtc = 79P;$$

d'où

$$c = \frac{79P}{mt}.$$

*Exemple.* 2 kilog. de cuivre à  $60^\circ$  ont fondu 150 grammes de glace. On demande la chaleur spécifique  $x$  du cuivre.

$$2 \times 60 \times x = 79 \times 0,150.$$

d'où

$$x = \frac{79 \times 0,150}{2 \times 60} = 0,094.$$

Au lieu de l'appareil que nous venons de décrire, on emploie quelquefois, pour déterminer la chaleur spécifique des corps, le *puits de glace*. C'est tout simplement un bloc de glace dans lequel on a pratiqué un trou destiné à recevoir le corps, et qui est recouvert d'un autre morceau de glace.

**168. Chaleurs spécifiques des liquides.** — Les chaleurs spécifiques des liquides se déterminent également par la méthode des mélanges ou par celle du calorimètre de glace de Laplace et Lavoisier. Pour cette dernière méthode, les liquides sont renfermés dans des tubes de verre très-mince, que l'on place, comme les corps solides, dans le vase intérieur du calorimètre. Mais il faut alors tenir compte de la quantité de glace fondue par l'enveloppe, dont on connaît le poids et la chaleur spécifique, et retrancher cette quantité du poids total de la glace fondue. On obtient ainsi le poids de la glace fondue par le liquide seul, d'où l'on tire, comme précédemment, sa chaleur spécifique.

*Remarque.* La chaleur spécifique pour un même corps solide ou liquide n'est pas absolument constante aux diverses températures. Si l'on mélange, par exemple, 1 kilogr. de mercure à  $0^\circ$  et 4 kilogr. de mercure à  $300^\circ$ , le mélange, au lieu de prendre la température moyenne qui serait  $150^\circ$ , prend la température de  $153^\circ$  environ, ce qui prouve que la chaleur spécifique du mercure est plus grande entre  $153^\circ$  et  $300^\circ$  qu'entre  $0^\circ$  et  $153^\circ$ . La chaleur spécifique d'un même corps varie également selon qu'il est à l'état solide ou à l'état liquide : elle est généralement plus grande quand il est dans ce dernier état. Ainsi la chaleur spécifique de la glace n'est environ que la moitié de celle de l'eau. A l'état de vapeur, la chaleur spécifique d'un même corps est ordinairement moindre qu'à l'état liquide.

*Chaleur spécifique des principaux corps solides ou liquides entre  $0^\circ$  et  $100^\circ$ .*

Eau,	1,0000	Zinc,	0,0955
Mercure,	0,0333	Fer,	0,1138
Argent,	0,0570	Soufre,	0,2025
Or,	0,0324	Charbon,	0,2415
Cuivre,	0,0940	Verre,	0,1976

**169. Chaleurs spécifiques des gaz.** — Les chaleurs spécifiques des gaz se déterminent par la méthode des mélanges convenablement modifiée. On fait passer dans un serpentin entouré d'eau

froide une quantité connue de gaz à une température déterminée, et on note le nombre de degrés dont la température de l'eau s'est accrue. La quantité de chaleur cédée par le gaz étant égale à la quantité de chaleur gagnée par l'eau, par les parois du vase et par le serpentín, on obtient une équation dont il est facile de tirer le nombre exprimant la chaleur spécifique cherchée. Voici, d'après M. Regnault, les chaleurs spécifiques des principaux gaz, par rapport à l'eau :

Air atmosphérique . . . . .	0,2374	Chlore . . . . .	0,1209
Oxygène . . . . .	0,2175	Acide carbonique . . . . .	0,2024
Azote . . . . .	0,2438	Ammoniaque . . . . .	0,5083
Hydrogène . . . . .	3,4090	Protoxyde d'azote . . . . .	0,3447

170. *Loi de Dulong.* — Dulong et Petit, en 1820, ont découvert la loi suivante : *Les atomes des différents corps simples, solides ou liquides, ont tous la même chaleur spécifique.* Ces deux physiciens ont, en effet, reconnu que si l'on multiplie les nombres qui expriment les chaleurs spécifiques des divers corps simples, solides ou liquides, par leurs poids atomiques, on obtient un produit sensiblement constant. Ce produit, qui est en moyenne 6,4, représente ce qu'on nomme la *chaleur atomique*. Il suit de là que si l'on prenait des quantités de ces divers corps simples proportionnelles à leurs poids atomiques, soit, par exemple, 200 gr. de mercure, 408 gr. d'argent, 32 gr. de soufre, etc., il faudrait la même quantité de chaleur pour élever de 1° la température de chacun d'eux.

#### Fusion et solidification. Chaleur latente de fusion. Mélanges réfrigérants.

171. *Passage de l'état solide à l'état liquide.* — Nous avons vu que toutes les fois que l'on chauffe un corps solide, il se dilate. Or, il est facile de concevoir qu'il y a, pour cette dilatation, une limite au delà de laquelle l'attraction moléculaire devient impuissante à maintenir le corps à l'état solide. Alors apparaît un autre phénomène auquel on a donné le nom de *fusion*, et qui consiste dans le passage de l'état solide à l'état liquide.

Le phénomène de la fusion est constamment soumis aux deux lois suivantes :

1° *La température à laquelle s'opère la fusion est invariable pour chaque corps;*

2° *La température d'un corps qui fond demeure constante pendant toute la durée de la fusion.*

Tableau des températures de fusion de diverses substances.

Mercure,	— 39°	Plomb,	320
Glace,	0	Zinc,	360
Phosphore,	43	Argent,	1000
Potassium,	58	Fonte blanche,	1100
Stéarine,	60	Fonte grise,	1200
Cire vierge,	63	Or,	1250
Sodium,	90	Fer doux,	1500
Soufre,	115	Platine,	2000
Étain,	230	Iridium,	2500

172. *Chaleur latente de fusion.* — La température d'un corps qui fond reste constante pendant toute la durée de la fusion. La conséquence de ce fait, c'est que la chaleur cédée au corps par le foyer, quelle qu'en soit l'activité, est *tout entière employée à opérer son changement d'état*. Or, ce changement ne peut s'effectuer qu'en vertu d'un travail mécanique considérable, ce qui explique la disparition de la chaleur émise par le foyer. Nous disons que cette chaleur est devenue *latente*, mais en réalité elle n'a fait que se transformer en un travail mécanique, qui a eu pour effet de mettre le solide en fusion.

L'expérience suivante va nous donner une idée très-exacte de ce qu'il faut entendre par *chaleur latente*. Si l'on verse 4 kilog. d'eau à 79° sur un kilog. de glace pilée ou de neige à 0°, celle-ci fond aussitôt et l'on obtient 2 kil. d'eau à 0°, c'est-à-dire à la température qu'avait la glace. On voit par là que la glace, uniquement pour se fondre, puisqu'elle n'a pas changé de température, a absorbé et rendu latente toute la quantité de chaleur nécessaire pour élever un poids égal d'eau de 0° à 79°. Cette quantité de chaleur est, comme on le voit, considérable, ce qui explique la lenteur avec laquelle la glace se liquifie dans les conditions ordinaires. En résumé, *on appelle chaleur latente de fusion la chaleur qu'un corps absorbe et rend insensible au thermomètre pour passer de l'état solide à l'état liquide sans changer lui-même de température.*

173. *Passage inverse de l'état liquide à l'état solide.* — Ce phénomène, qui porte le nom de *solidification* ou *congélation*,

est toujours soumis aux deux lois suivantes, qui sont les réciproques de celles de la fusion.

1° La température à laquelle chaque corps se solidifie est précisément égale à celle de sa fusion;

2° Le liquide, en se solidifiant, dégage et transmet aux corps environnants toute la chaleur latente qu'il avait absorbée pendant sa fusion, et il reste à la même température jusqu'à ce qu'il soit complètement solidifié.

L'eau, dans quelques circonstances, fait exception à ces lois. Dans un vase de verre dont la surface intérieure ne présente aucune aspérité, et qui est à l'abri de toute agitation, l'eau peut être abaissée, sans se congeler, à 10° et même à 12° au-dessous de zéro. Mais alors le moindre ébranlement suffit pour déterminer subitement sa congélation en masse et faire remonter le thermomètre à 0°. Les sels et les autres substances que l'eau peut tenir en dissolution retardent sa congélation. L'eau de mer, par exemple, ne se solidifie qu'à — 2°,5.

L'eau, en se congelant, augmente considérablement de volume. Sa force d'expansion est telle qu'elle brise et fait éclater les vases qui la renferment. Les pierres gélives qui se délitent après la gelée, la désorganisation des plantes surprises par le froid lorsqu'elles sont en pleine sève, sont encore des exemples de cette force expansive.

Par suite de cette augmentation de volume, la glace est devenue beaucoup plus légère que l'eau; sa densité n'est plus égale qu'à 0,916. C'est pourquoi la glace se maintient à la surface des eaux, où elle forme dans les régions polaires ces montagnes flottantes si dangereuses pour les navigateurs. Enfin la diminution de densité que l'eau subit quand sa température s'abaisse, à partir de 4° jusqu'à 0°, et son peu de conductibilité pour la chaleur, expliquent comment les eaux tranquilles des lacs, des étangs, etc., ne se congèlent qu'à leur surface et gardent ainsi au-dessous de la couche durcie qui les recouvre la fluidité nécessaire à la conservation des animaux et des plantes qui vivent dans leurs profondeurs.

Quelques autres corps, tels que la fonte de fer, l'antimoine, le bismuth, etc., jouissent, comme l'eau, de la propriété de se dilater lorsqu'ils passent de l'état liquide à l'état solide; mais ce phénomène est une exception. La plupart des corps éprouvent, au contraire, au moment où ils se solidifient, une contraction,

c'est-à-dire une diminution plus ou moins sensible de leur volume. Tels sont le cuivre, le plomb, l'étain, le soufre, la cire et une foule d'autres. Le moulage obtenu avec ces derniers corps est toujours plus ou moins défectueux. Mais il n'en est pas de même avec les substances qui, comme la fonte de fer, se dilatent en se solidifiant, et peuvent ainsi reproduire les plus fins détails des divers moules en terre, en plâtre ou en sable fin dans lesquels ils sont versés.

174. *Cristallisation.* — Quand les liquides se solidifient lentement et sans trouble, ils prennent des formes géométriques très-régulières, par suite de la superposition symétrique de leurs molécules. Ils donnent ainsi naissance à des corps appelés cristaux, dont l'étude forme une branche des sciences naturelles nommée cristallographie\*.

175. *Mélanges réfrigérants.* — Ces mélanges sont employés pour produire artificiellement des abaissements considérables de température. Quand on mélange, en effet, un sel très-soluble dans l'eau avec de la glace, l'affinité réciproque des deux corps détermine rapidement leur fusion, et, par suite, l'absorption d'une grande quantité de chaleur aux éléments du mélange lui-même et aux corps environnants. Voici le tableau des principaux mélanges et des abaissements de température qu'ils peuvent produire :

*Mélanges réfrigérants.*

Substances mélangées.	Proportions.	Abaissement du thermomètre.
Sel marin, Glace pilée ou neige,	1 2	de + 10° à — 18°
Chlorure de calcium, Glace pilée ou neige,	2 1	de — 18° à — 54°
Eau, Azotate d'ammoniaque,	1 1	de + 10° à — 16°
Sulfate de soude, Acide chlorhydrique étendu,	8 5	de + 10° à — 17°

\* Voyez la Chimie.

L'intervention de la glace dans le mélange n'est pas, comme on le voit, toujours nécessaire. La simple dissolution dans l'eau d'un sel très-soluble suffit pour produire un froid considérable. La chaleur ainsi absorbée disparaît et se transforme encore, comme pour la fusion, en un travail mécanique qui a pour effet la désagrégation moléculaire du sel mis en dissolution.

*Remarque.* L'acide sulfurique mélangé avec de la glace détermine tantôt une élévation, tantôt un abaissement de température, selon les proportions du mélange. Ainsi 4 parties d'acide sulfurique et 1 partie de glace produisent de la chaleur; au contraire, 4 parties de glace et 1 partie d'acide sulfurique font descendre le thermomètre jusqu'à  $-20^{\circ}$ . Dans le premier cas, l'action chimique entre l'eau et l'acide sulfurique dégage plus de chaleur que la glace n'en absorbe en fondant; dans le second cas, c'est le contraire qui arrive.

**176. Problèmes sur la chaleur spécifique et sur la chaleur latente de fusion.** — 1. On demande le poids  $x$  de glace à  $0^{\circ}$  qu'il faudrait pour ramener 225 kilogrammes d'eau de  $38^{\circ}$  à  $42^{\circ}$  \*.

La quantité de chaleur que prendra la glace sera égale :  $1^{\circ}$  pour se fondre, à  $x \times 79$ ;  $2^{\circ}$  pour passer de  $0^{\circ}$  à  $42^{\circ}$ , à  $x \times 12$ ; total  $91x$ .

La quantité de chaleur que perdra l'eau pour s'abaisser de  $38^{\circ}$  à  $42^{\circ}$  sera égale à  $225 \times (38-42) = 5850$  calories.

Or, la chaleur prise par la glace étant égale à la chaleur perdue par l'eau, on aura

$$91x = 5850, \quad \text{d'où} \quad x = 64^{\text{kg}}, 285^{\text{gr}}.$$

2. Sur 46 kilogrammes de glace à  $0^{\circ}$  on verse 54 kilogrammes d'eau à  $45^{\circ}$ : on demande quelle sera la température de la masse liquide quand la glace sera fondue.

54 kilogr. d'eau à  $45^{\circ}$  contiennent  $54 \times 45 = 2430$  calories ou unités de chaleur.

46 kilogr. de glace absorbent, pour se fondre,  $46 \times 79 = 1264$  calories.

La quantité de chaleur sensible que contiendra la masse liquide après la fusion de la glace sera donc égale à  $2430 - 1264 = 1166$  calories.

\* Dans ce problème et dans les suivants, on suppose nulle l'influence exercée par les parois des vases.

En appliquant la formule précédente  $q = mc$  (164), nous aurons

$$t = \frac{q}{mc} = \frac{1166}{70} = 16^{\circ}, 65.$$

4. Dans 25 kilogrammes d'eau à  $15^{\circ}$  on verse 18 kilogrammes de mercure à  $86^{\circ}$ : on demande la température du mélange, la chaleur spécifique du mercure étant 0,033.

Appelons  $x$  la température du mélange.

La quantité de chaleur que le mercure va perdre a pour mesure  $18 \times 0,033 \times (86 - x)$ .

La quantité de chaleur que l'eau gagnera a pour mesure

$$25 \times (x - 15).$$

Ces deux quantités étant égales, on a l'équation

$$25 \times (x - 15) = 18 \times 0,033 \times (86 - x), \quad \text{d'où} \quad x = 16^{\circ}, 65.$$

#### Résumé.

I. La conductibilité des corps pour la chaleur est la propriété qu'ils possèdent de transmettre la chaleur de proche en proche dans l'intérieur de leur masse.

II. On divise les corps en corps *bons conducteurs* de la chaleur et en corps *mauvais conducteurs*. Les premiers sont les métaux; les seconds sont le verre, le bois, les résines, et surtout les liquides et les gaz. On mesure les divers degrés de conductibilité des corps pour la chaleur au moyen de l'appareil d'Ingenhousz.

III. On appelle *chaleur spécifique* ou *capacité calorifique* d'un corps la quantité de chaleur que l'unité de poids de ce corps absorbe pour s'élever de  $0^{\circ}$  à  $1^{\circ}$ .

IV. On appelle *unité de chaleur* ou *calorie* la quantité de chaleur nécessaire pour élever d'un degré un kilogramme d'eau.

V. La chaleur spécifique des corps se détermine par deux méthodes: la méthode des mélanges et la méthode de fusion de la glace.

VI. La *fusion* est le passage d'un corps de l'état solide à l'état liquide. Ce phénomène est soumis aux deux lois suivantes:  $1^{\circ}$  la température à laquelle s'opère la fusion est rigoureusement déterminée et invariable pour chaque corps;  $2^{\circ}$  la température d'un corps qui fond demeure constante pendant toute la durée de la fusion.

VII. On appelle *chaleur latente de fusion* la chaleur qu'un corps absorbe et rend insensible au thermomètre pour passer de l'état solide à l'état liquide.

VIII. Quand un corps repasse de l'état liquide à l'état solide, il dégage toute la chaleur latente qu'il avait absorbée. Celle-ci redevient alors sensible.

IX. Quand les liquides se solidifient lentement, ils cristallisent, c'est-à-dire qu'ils prennent des formes géométriques régulières.

X. Les mélanges réfrigérants ont pour but de produire artificiellement du froid. Ils sont formés en général de substances solides dont l'affinité réciproque détermine la fusion rapide, et, par suite, l'absorption d'une grande quantité de chaleur. Ex : sel marin et glace pilée.

#### CHAPITRE XIV.

Formation des vapeurs dans le vide. Vapeurs saturantes et non saturantes. Maximum de tension. — Mesure du maximum de tension de la vapeur d'eau à diverses températures par la méthode de Dalton. — Tables. — Mélange des gaz et des vapeurs. — Évaporation. — Ébullition. — Distillation.

Formation des vapeurs dans le vide. Vapeurs saturantes et non saturantes. Maximum de tension.

177. *Passage de l'état liquide à l'état de vapeur.* — Presque tous les liquides peuvent se transformer, soit spontanément, soit par l'action de la chaleur, en fluides élastiques auxquels on a donné le nom de *vapeurs*.

Les vapeurs sont de véritables gaz dont la *tension* ou la force élastique croît avec la température; mais elles se distinguent des gaz ordinaires par la facilité avec laquelle elles repassent à l'état liquide, soit par un léger abaissement de température, soit par un accroissement de pression. Quelques liquides, comme l'eau, l'alcool, l'éther, sont très-volatils, c'est-à-dire qu'ils se transforment facilement en vapeurs à toutes les températures. D'autres, au contraire, n'émettent des vapeurs à la température ordinaire qu'en fort petite quantité et très-lentement, tel est le mercure. Enfin il en est qui, au-dessous d'une cer-

taine température, ne donnent plus de vapeurs appréciables : de ce nombre sont les huiles grasses et l'acide sulfurique concentré.

Certains corps solides, l'iode et le camphre, par exemple, se réduisent en vapeurs sans passer par l'état liquide. On dit alors que ces corps se *subliment*, pour indiquer que leurs vapeurs se condensent en parcelles cristallines dans le haut des vases qui les renferment.

178. *Formation des vapeurs dans le vide.* — La pression atmosphérique est un obstacle au passage des liquides à l'état de vapeur. Voilà pourquoi un liquide exposé à l'air ne se volatilise que lentement. *Dans le vide*, au contraire, *la formation des vapeurs est instantanée*. Pour le démontrer on prend (fig. 430) deux baromètres A et B, plongeant dans la même cuvette C, et dont les deux niveaux sont, par conséquent, sur un même plan horizontal. Si l'on introduit alors dans l'un des baromètres B quelques gouttes d'un liquide, volatil, comme l'eau, l'alcool, l'éther, etc., on voit qu'à l'instant même où le liquide, après avoir traversé la colonne mercurielle, arrive dans le vide barométrique, le niveau du mercure s'abaisse, comme le montre la figure. Or, cette dépression du mercure ne peut être le résultat du poids du liquide introduit, puisque ce poids n'est qu'une fraction très-petite de celui du mercure déplacé. Il y a donc eu *formation instantanée* de vapeur dont la force élastique a refoulé la colonne mercurielle.

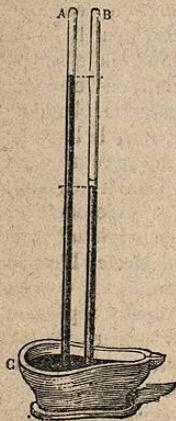


Fig. 130.

179. *Vapeurs saturantes et non saturantes.* — Lorsque, dans l'expérience précédente, on a introduit dans le baromètre une quantité de liquide suffisante pour qu'il en reste un excès en contact avec la vapeur formée, on dit que cette vapeur est *saturante*, attendu que la chambre barométrique en renferme tout ce qu'elle peut en contenir à la température de l'expérience : il y a donc *saturation* de l'espace donné. Lorsque la quantité de liquide est, au contraire, trop petite pour qu'il en reste quelque trace après sa vaporisation, on dit que la vapeur