

Pour résoudre ce problème, il faut observer que le volume donné d'air n'est autre chose, d'après la deuxième loi des mélanges des gaz et des vapeurs, qu'un mélange de  $V$  litres d'air sec à  $t$  degrés et à la pression  $H$  moins celle de la vapeur, et de  $V$  litres de vapeur à  $t$  degrés et à la tension donnée par l'état hygrométrique; c'est donc séparément le poids de l'air et celui de la vapeur qu'il s'agit de trouver.

Or, la formule connue  $f = F \times E$  (343) sert à calculer la tension  $f$  de la vapeur qui est dans l'air, puisque  $E$  est donné et que  $F$  se trouve dans les tables des forces élastiques. La tension  $f$  une fois connue, si l'on appelle  $f'$  la tension de l'air, on a  $f + f' = H$ , d'où  $f' = H - f = H - FE$ .

La question est donc ramenée à calculer le poids de  $V$  litres d'air sec à  $t$  degrés et à la pression  $H - FE$ , puis celui de  $V$  litres de vapeur aussi à  $t$  degrés, mais à la pression  $FE$ .

Or, on sait que  $V$  litres d'air sec à  $t$  degrés et à la pression  $H - FE$  pèsent  $\frac{1^{\text{er}}, 293 V (H - FE)}{(1 + \alpha t) 76}$  (292, prob. vi), et l'on a vu dans le problème précédent que

$V$  litres de vapeur, à  $t$  degrés et à la pression  $FE$ , pèsent  $\frac{1^{\text{er}}, 293 V \times FE \times \frac{5}{8}}{(1 + \alpha t) 76 \times 8}$ ;

donc, enfin, faisant la somme des deux poids obtenus et réduisant, on a

$$P = \frac{1^{\text{er}}, 293 V \left( H - \frac{3}{8} FE \right)}{(1 + \alpha t) 76} [A].$$

Si l'air était saturé, on aurait  $E = 1$ , et alors cette formule se changerait en celle déjà trouvée pour les mélanges des gaz et des vapeurs saturées (337, prob. iii).

Si  $V = 1$  litre,  $P$  représente le poids d'un litre d'air à la température  $t$ , à la pression  $H$ , et à l'état hygrométrique  $E$ ; c'est-à-dire la quantité  $a$  qui entre dans les formules données précédemment pour la correction des poids spécifiques des solides et des liquides (290).

La formule [A] contenant, outre le poids  $P$ , plusieurs quantités variables  $V, E, H, t$ , on peut, en prenant successivement chacune de ces quantités pour inconnue, se proposer autant de problèmes dont on obtiendrait la solution en résolvant l'équation [A] par rapport à  $V$ , à  $E$ , à  $H$  ou à  $t$ . On va en voir un exemple dans la question suivante.

III. Calculer, à  $t$  degrés et à la pression  $H$ , le volume d'un poids d'air  $P$  dont l'état hygrométrique est  $E$ , la densité de la vapeur étant  $\frac{5}{8}$ , et sa tension maximum  $F$  à  $t$  degrés étant connue par les tables des forces élastiques.

Résolvant par rapport à  $V$  l'équation [A] du problème précédent, on trouve

$$V = \frac{P (1 + \alpha t) 76}{1^{\text{er}}, 293 \left( H - \frac{3}{8} FE \right)} [B]$$

On peut aussi résoudre ce problème directement. Pour cela, le poids  $P$  étant un mélange d'air sec à  $t$  degrés et à la pression  $H - FE$ , et de vapeur à  $t$  degrés et à la pression  $FE$ , soient  $x$  le poids de l'air et  $y$  le poids de la vapeur; d'après l'énoncé, on a  $x + y = P$  [1]. Mais la densité de la vapeur étant les  $\frac{5}{8}$  de celle de l'air,  $y$  doit évaluer les  $\frac{5}{8}$  de  $x$  à pression égale. Or, le volume d'air cherché pesant  $x$  à la pression  $H - FE$ , son poids à la pression  $FE$ , qui est celle de la vapeur,

n'est plus que  $\frac{x \times FE}{H - FE}$ ; donc,  $y = \frac{x \times FE \times \frac{5}{8}}{H - FE}$ .

Portant cette valeur dans l'équation [1], il vient

$$x + \frac{x \times FE \times \frac{5}{8}}{H - FE} = P, \text{ d'où } x = \frac{P (H - FE)}{H - \frac{3}{8} FE}.$$

Le poids de l'air une fois connu, on aura son volume en litres en cherchant combien de fois ce poids contient celui d'un litre d'air à  $t$  degrés et à la pression  $H - FE$ . Or, 1 litre d'air à zéro et à la pression 76 pesant  $1^{\text{er}}, 293$ , son poids à

$t$  degrés et à la pression  $H - FE$  est  $\frac{1^{\text{er}}, 293 (H - FE)}{(1 + \alpha t) 76}$ . Donc, enfin,

$$V = \frac{P (H - FE)}{H - \frac{3}{8} FE} : \frac{1^{\text{er}}, 293 (H - FE)}{(1 + \alpha t) 76} = \frac{P (1 + \alpha t) 76}{1^{\text{er}}, 293 \left( H - \frac{3}{8} FE \right)},$$

formule qui est la même que la formule [B] obtenue ci-dessus.

## CHAPITRE VII.

### CALORIMÉTRIE, THÉORIE DYNAMIQUE DE LA CHALEUR.

332. **Objet de la calorimétrie, calorie.** — L'objet de la *calorimétrie* est de mesurer la quantité de chaleur que les corps cèdent ou absorbent lorsque leur température s'abaisse ou s'élève d'un nombre de degrés connu, ou lorsqu'ils changent d'état.

On ne peut mesurer la quantité absolue de chaleur perdue ou gagnée par un corps, mais seulement la quantité relative, c'est-à-dire le rapport entre la quantité absolue perdue ou gagnée par le corps et celle que perd ou absorbe un autre corps pour produire le même effet; c'est pourquoi on est convenu de prendre pour *unité de chaleur*, ou *calorie*, la quantité de chaleur nécessaire pour élever de zéro à 1 degré la température d'un kilogramme d'eau.

333. **Calorique spécifique.** — On appelle *calorique spécifique*, ou *capacité calorifique* d'un corps, la quantité de chaleur qu'il absorbe, lorsque sa température s'élève de zéro à 1 degré, comparativement à celle qu'absorberait, dans le même cas, un égal poids d'eau; ce qui revient à prendre pour unité le calorique spécifique de l'eau.

On constate facilement que tous les corps n'ont pas le même calorique spécifique. Si l'on mélange, par exemple, un kilogramme de mercure à 100 degrés avec un kilogramme d'eau à zéro, on observe que la température du mélange est seulement de 3 degrés environ. C'est-à-dire que, le mercure s'étant refroidi de 97 degrés, la quantité de chaleur qu'il a perdue n'échauffe que de 3 degrés le même poids d'eau. L'eau absorbe donc, à poids égal, environ 32 fois plus de chaleur que le mercure, pour une même élévation de température.

Trois méthodes ont été employées pour la détermination des caloriques spéci-

fiées : la méthode de la fusion de la glace, celle des mélanges, et celle du refroidissement. Dans cette dernière, on calcule le calorique spécifique d'un corps d'après le temps qu'il met à se refroidir d'un nombre de degrés connu. Nous n'exposons que les deux premières méthodes; mais, auparavant, il importe de faire connaître comment on mesure la quantité de chaleur absorbée par un corps dont la masse et le calorique spécifique sont donnés, lorsque sa température s'élève d'un certain nombre de degrés.

334. **Mesure de la chaleur sensible absorbée par les corps.** — Soient  $m$  le poids d'un corps en kilogrammes,  $c$  son calorique spécifique et  $t$  sa température. La quantité de chaleur nécessaire pour élever de zéro à 1 degré un kilogramme d'eau ayant été prise pour unité, il faut  $m$  de ces unités pour élever de zéro à 1 degré un poids d'eau de  $m$  kilogrammes; et pour élever ce dernier poids de zéro à  $t$  degrés, il faut  $t$  fois plus, c'est-à-dire  $mt$ . Or, puisque telle est la quantité de chaleur nécessaire pour porter de zéro à  $t$  degrés  $m$  kilogrammes d'eau, dont le calorique spécifique est 1, il est évident que, pour un corps de même poids, dont le calorique spécifique est  $c$ , il faut  $c$  fois  $mt$ , ou  $mc$ . D'où l'on conclut que, lorsqu'un corps s'échauffe de zéro à  $t$  degrés, la quantité de chaleur qu'il absorbe peut se représenter par le produit obtenu en multipliant son poids par le nombre de degrés dont il s'échauffe et par son calorique spécifique. Ce principe est la base des formules qui vont servir à la détermination des caloriques spécifiques.

Si le corps s'échauffe ou se refroidit de  $t$  à  $t'$  degrés, la chaleur absorbée ou perdue sera de même représentée par la formule

$$m(t' - t)c, \text{ ou } m(t - t')c.$$

Nous recommandons ces formules à l'attention des élèves; c'est avec elles qu'on résout tous les problèmes sur les caloriques spécifiques.

335. **Méthode des mélanges.** — Pour calculer, par la méthode des mélanges, due à Black, le calorique spécifique d'un corps solide, on le pèse et on le porte à une température connue, qu'on détermine en le maintenant un certain temps dans un courant de vapeur à 100 degrés; puis on le plonge dans une masse d'eau froide dont le poids et la température sont également connus. De la quantité de

chaleur que le corps cède à l'eau on déduit alors son calorique spécifique.

L'appareil dont on fait usage pour cet expérience est un *calorimètre à eau*. Il se compose d'un vase cylindrique de laiton ou d'argent, à parois minces et polies, soutenu par des fils de soie (fig. 232), afin d'éviter la déperdition de la chaleur par conductibilité. Ce vase est rempli d'eau dans laquelle plonge un thermomètre très-sensible; une baguette de verre  $a$  sert à agiter le liquide pendant qu'il s'échauffe.

Cela posé, représentons par  $M$  le poids du corps, par  $T$  sa température au moment où on le plonge dans le liquide, et par  $c$  son calorique spécifique.

De même, soient  $m$  le poids de l'eau froide et  $t$  sa température.

Enfin, soient  $m'$  le poids du vase qui contient l'eau,  $c'$  son calorique spécifique, et  $\theta$  sa température, laquelle est évidemment celle de l'eau.

Dès que le corps chaud est plongé dans le liquide, la température de celui-ci s'élève, et si l'on représente par  $\theta$  la plus haute température qu'il atteint, on voit que le corps s'est refroidi d'un nombre de degrés représenté par  $(T - \theta)$ , et qu'il a, par conséquent, perdu une quantité de chaleur qui a pour mesure  $Mc(T - \theta)$  (334). L'eau et le vase, au contraire, se sont échauffés d'un nombre de degrés

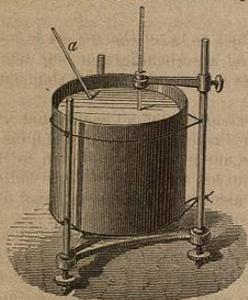


Fig. 232.

égal à  $(\theta - t)$ , et ont absorbé respectivement des quantités de chaleur égales à  $m(\theta - t)$  et à  $m'c'(\theta - t)$ , puisque le calorique spécifique de l'eau est l'unité. Or, la quantité de chaleur cédée par le corps chaud est évidemment égale à la somme des quantités de chaleur absorbées par l'eau et par le vase; on a donc l'équation

$$Mc(T - \theta) = m(\theta - t) + m'c'(\theta - t) \quad [1],$$

de laquelle il est facile de tirer la valeur de  $c$ , lorsque le calorique spécifique  $c'$  du vase est connu. S'il ne l'était pas, on devrait commencer par le déterminer en plongeant dans l'eau un corps chaud de même matière que le vase, et ayant, par conséquent, le même calorique spécifique. L'équation précédente prend alors la forme

$$Mc'(T - \theta) = m(\theta - t) + m'c'(\theta - t) \quad [2],$$

et en la résolvant par rapport à  $c'$ , qui est maintenant la seule inconnue, on trouve

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

Le calorique spécifique du vase étant connu, pour résoudre l'équation [1] trouvée plus haut, on met dans le second membre  $(\theta - t)$  en facteur commun, et il vient alors  $Mc(T - \theta) = (m + m'c')(\theta - t)$  [3]; divisant les deux membres

par  $M(T - \theta)$ , on a  $c = \frac{(m + m'c')(\theta - t)}{M(T - \theta)}$  [4].

On écrit souvent la valeur de  $c$  sous cette forme :  $c = \frac{(m + \mu)(\theta - t)}{M(T - \theta)}$  [5], en

posant  $m'c' = \mu$ ; c'est-à-dire que  $\mu$  est le poids d'eau qui absorberait la même quantité de chaleur que le vase, ce qu'on exprime en disant que le vase est *réduit en eau*.

Enfin, pour donner à la méthode des mélanges toute la précision qu'elle comporte, on doit aussi tenir compte de la chaleur absorbée par le verre et le mercure du thermomètre.

Afin d'avoir égard aux pertes de chaleur dues au rayonnement dans le procédé que nous venons de décrire, on fait d'abord une expérience avec le corps même dont on cherche le calorique spécifique, dans le seul but de connaître approximativement le nombre de degrés dont la température de l'eau et du vase doit s'élever. Ce nombre étant, par exemple, 10 degrés, on refroidit l'eau et le vase de moitié, c'est-à-dire de 5 degrés au-dessous de la température de l'air ambiant; puis on procède à l'expérience définitive. La température de l'eau s'élevant encore sensiblement de 10 degrés, il en résulte que le vase, dont la température était d'abord de 5 degrés au-dessous de celle de l'enceinte, est, à la fin de l'expérience, de 5 degrés au-dessus. Il y a donc compensation entre la perte et le gain de chaleur qui proviennent du rayonnement pendant l'expérience.

336. **Appareil de M. Regnault pour la méthode des mélanges.** — La figure 233 représente l'appareil qu'a adopté M. Regnault pour la recherche des caloriques spécifiques par la méthode des mélanges.

La pièce principale de cet appareil est une étuve  $AA$ , représentée en coupe dans la figure 234. Elle se compose de trois compartiments cylindriques : dans le compartiment central est suspendu, par des fils de soie, un petit panier  $c$  de fil de laiton; c'est dans ce panier qu'est placée, en fragments, la substance sur laquelle on veut expérimenter. Un thermomètre  $T$ , fixé au centre même de ces fragments, en donne la température. Dans le second compartiment  $pp$  circule un courant de vapeur qui arrive, par un tube  $e$ , d'un générateur  $B$ , et se rend ensuite, par un tube  $a$ , dans un serpentin où la vapeur se condense. Le troisième compartiment  $ii$  est rempli d'air destiné à s'opposer à la déperdition de la chaleur. Au-dessous de l'étuve est une chambre  $K$ , entourée d'une double paroi  $EE$ , formant un réservoir qu'on maintient rempli d'eau froide, afin de s'opposer à la transmission du calorique provenant de l'étuve et du générateur. Enfin, le comparti-

ment central de l'étuve est fermé par un registre  $r$  qu'on ouvre à volonté, et qui permet alors de faire passer le panier  $c$  de l'étuve dans la chambre K.

A gauche de l'étuve, on voit un petit vase de laiton D, à parois très-minces, lequel est suspendu, par des fils de soie, sur un petit chariot qu'on fait avancer ou reculer à volonté dans la chambre K. Ce vase, qui est destiné à servir de calo-

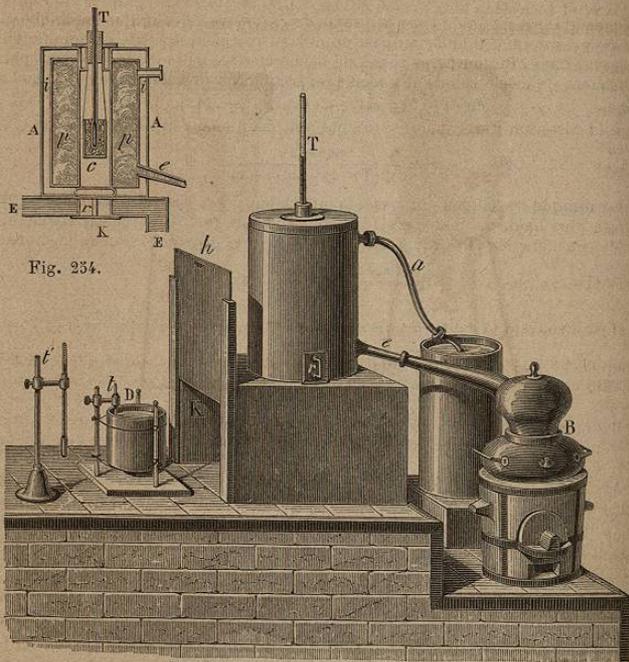


Fig. 234.

Fig. 233.

rimètre, est rempli d'eau, et dans cette eau plonge un thermomètre  $t$  qui en donne la température. Enfin, un thermomètre  $t'$ , placé près des appareils, donne la température de l'air ambiant.

L'appareil ainsi disposé, lorsque le thermomètre T indique que la substance placée dans le panier  $c$  a pris une température stationnaire, ce qui a lieu au bout de deux heures et demie à trois heures, on soulève l'écran  $h$ , et l'on fait avancer le vase D juste au-dessous du compartiment central de l'étuve. Tirant alors le registre  $r$ , on laisse tomber rapidement, dans l'eau du vase D, le panier  $c$  et les matières qu'il contient, sauf le thermomètre T, qui reste fixé au bouchon qui le soutient. Retirant aussitôt le chariot et le vase D, on agite l'eau de celui-ci jusqu'à ce que le thermomètre  $t$  devienne stationnaire. La température qu'il indique alors est celle représentée par  $\theta$  dans la formule du paragraphe précédent. Cette température connue, le reste du calcul s'opère comme il a été dit ci-dessus. Toutefois on tient compte de la chaleur cédée au calorimètre par le panier de laiton;

M. Regnault a tenu compte, en outre, de celle qui est absorbée par le milieu ambiant.

337. **Méthode de la fusion de la glace.** — La méthode que nous allons décrire est fondée sur le calorique latent absorbé par la glace qui se fond, quantité de chaleur qui, ainsi qu'on le verra bientôt (363), est de 79 unités pour un kilogramme de glace. L'appareil employé dans cette méthode est dû à Lavoisier et à Laplace, et se désigne sous le nom de *calorimètre de glace*. La figure 235 le représente vu extérieurement, et la figure 236 en montre une coupe. Cet appareil est

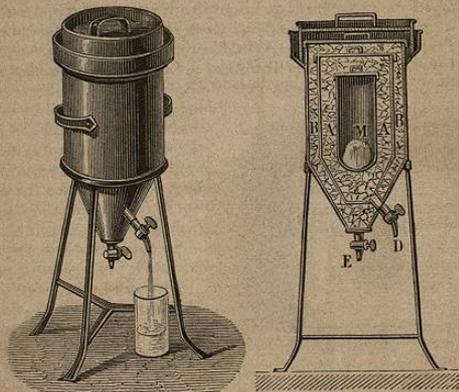


Fig. 235 (h = 80).

Fig. 236.

formé de trois enveloppes concentriques de fer-blanc. Dans celle du centre se trouve le corps M dont on cherche le calorique spécifique; les deux autres compartiments sont remplis de glace pilée. La glace du compartiment A est destinée à être fondue par le corps chaud, et celle du compartiment B n'a pour but que d'arrêter le calorique qui rayonne de l'enceinte sur l'appareil. Deux robinets D et E servent à l'écoulement de l'eau provenant de la fusion de la glace.

Pour trouver le calorique spécifique d'un corps solide au moyen de ce calorimètre, on détermine d'abord le poids  $m$  de ce corps en kilogrammes, puis on le porte à une température connue  $t$ , on le maintient quelque temps dans un bain chaud d'eau ou d'huile, ou dans un courant de vapeur; on le porte ensuite rapidement dans l'enveloppe centrale, on remet aussitôt les couvercles, et on les recouvre de glace, comme le montre la figure. On recueille alors l'eau qui s'écoule par le robinet D, et lorsque l'écoulement est arrêté, on en détermine le poids P en kilogrammes, poids qui représente évidemment celui de la glace fondue. Or, puisque 1 kilogramme de glace, en se fondant, absorbe 79 unités de chaleur, P kilogrammes ont absorbé P fois 79 unités. D'un autre côté, cette quantité de chaleur est nécessairement égale à celle qui a été cédée par le corps M pendant qu'il s'est refroidi de  $t$  degrés à zéro, c'est-à-dire à  $mtc$  (334); car on admet comme évident qu'en se refroidissant de  $t$  degrés à zéro, un corps cède précisément la quantité de chaleur qu'il avait absorbée pour s'échauffer de zéro à  $t$  degrés. On a donc l'égalité

$$mtc = 79 P; \text{ d'où } c = \frac{79 P}{mt}.$$

La méthode du calorimètre de glace offre plusieurs causes d'erreur. La princi-

pale est qu'une partie de l'eau provenant de la fusion reste adhérente à la glace qui n'a pas été fondue; le poids P ne peut donc être évalué exactement. De plus, l'air extérieur qui pénètre dans le calorimètre par les robinets augmente la quantité de glace fondue. On remédie en partie à ces inconvénients en faisant usage, comme Black, du *puits de glace*. On nomme ainsi un trou qu'on pratique dans un morceau de glace compacte, au moyen d'un fer chaud, et dans lequel on place le corps dont on cherche le calorique spécifique, après l'avoir chauffé à une température connue (fig. 237). Ayant d'avance dressé les bords du trou avec un fer chaud, on le recouvre d'un morceau de glace aussi dressé avec soin, de manière qu'il ferme exactement. Lorsqu'on juge que le corps est refroidi jusqu'à zéro, on le retire ainsi que l'eau de fusion, et le poids de celle-ci étant déterminé, il ne reste plus qu'à le substituer dans la formule précédente.

338. **Calorique spécifique des liquides.** — Le calorique spécifique des liquides peut se déterminer également par la méthode du refroidissement, par celle des mélanges ou par celle du calorimètre de Lavoisier et de Laplace. Seulement, dans cette dernière méthode, ils doivent être renfermés dans un petit vase de fer-blanc ou dans des tubes de verre qui se placent dans le compartiment M (fig. 236).

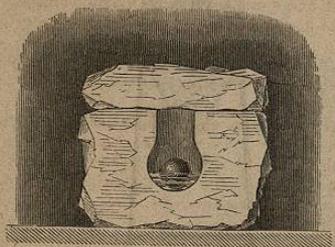


Fig. 237.

En comparant entre eux les nombres du tableau ci-après, on voit que l'eau et l'essence de térébenthine ont un calorique spécifique beaucoup plus grand que celui des autres substances, et surtout des métaux. Cette propriété est générale pour les liquides. C'est parce que l'eau a un grand calorique spécifique qu'elle met beaucoup de temps à s'échauffer et à se refroidir, et qu'elle absorbe alors ou cède beaucoup plus de chaleur qu'une autre substance, à masse et à température égales. Cette double propriété est utilisée dans la trempe de l'acier et dans le chauffage à circulation d'eau chaude dont nous parlerons plus tard (424).

339. **Caloriques spécifiques moyens des solides et des liquides entre zéro et 100 degrés.** — M. Regnault a calculé, par la méthode des mélanges et par celle du refroidissement, les caloriques spécifiques d'un grand nombre de corps. Nous donnons ici les nombres qu'il a obtenus par la première méthode, pour les corps employés le plus fréquemment dans les arts.

SUBSTANCES.	CALORIQUES SPÉCIFIQUES.	SUBSTANCES.	CALORIQUES SPÉCIFIQUES.
Eau.....	1,0080.	Cobalt.....	0,10694
Essence de térébenthine	0,42390	Zinc.....	0,09355
Noir animal calciné....	0,26083	Cuivre.....	0,09315
Charbon de bois calciné.	0,24111	Laiton.....	0,09391
Soufre.....	0,20239	Argent.....	0,03701
Graphite.....	0,20187	Étain.....	0,05623
Verre des thermomètres	0,19768	Iode.....	0,05412
Phosphore.....	0,18870	Antimoine.....	0,03077
Diamant.....	0,14687	Mercure.....	0,03332
Fonte blanche.....	0,12983	Or.....	0,03244
Acier doux.....	0,1175.	Platine laminé.....	0,03243
Fer.....	0,11379	Plomb.....	0,03140
Nickel.....	0,10863	Bismuth.....	0,03084

Les nombres compris dans cette table représentent les caloriques spécifiques moyens entre zéro et 100 degrés; il résulte, en effet, des travaux de Dulong et Petit sur la chaleur, que les caloriques spécifiques augmentent avec la température. Ceux des métaux, par exemple, sont plus grands entre 100 et 200 degrés qu'entre zéro et 100 degrés, et plus grands encore de 200 à 300 degrés. C'est-à-dire que, pour élever la température d'un corps de 200 à 230 degrés, il faut plus de chaleur que pour l'élever de 100 à 150 degrés, et, dans ce dernier cas, plus que pour l'élever de zéro à 50 degrés.

En un mot, l'augmentation des caloriques spécifiques avec la température est d'autant plus sensible, que les corps sont plus près de leur point de fusion. Au contraire, toute action qui augmente la densité d'un corps et son agrégation moléculaire diminue son calorique spécifique.

Quant aux liquides, leurs caloriques spécifiques augmentent avec la température encore beaucoup plus rapidement que ceux des solides. L'eau cependant fait exception, son calorique spécifique augmentant beaucoup moins que celui des autres liquides.

Enfin, une même substance possède, à l'état liquide, un plus grand calorique spécifique qu'à l'état solide; et, à l'état gazeux, le calorique spécifique est encore plus grand qu'à l'état liquide.

\*360. **Loi de Dulong et Petit sur les caloriques spécifiques des atomes.** — En 1819, Dulong et Petit firent connaître cette loi remarquable, que le produit du calorique spécifique des corps simples par leur poids atomique est le même pour tous les corps et égal à 37; loi qui peut s'énoncer en disant que, pour les corps simples, les caloriques spécifiques sont en raison inverse des poids atomiques.

M. Regnault, après avoir déterminé avec beaucoup de soin les caloriques spécifiques d'un grand nombre de corps, a trouvé que le produit du poids atomique par le calorique spécifique n'est pas rigoureusement constant, comme l'avaient annoncé Dulong et Petit, mais que ce produit varie entre 38 et 42, variation qui peut résulter de ce que les caloriques spécifiques ne sont pas déterminés à des distances égales du point de fusion des corps.

M. Regnault a été conduit, en outre, aux deux lois suivantes sur les caloriques spécifiques des corps composés et des alliages :

1° Dans les corps composés ayant même formule atomique, le calorique spécifique est en raison inverse du poids atomique.

2° Pour des températures un peu éloignées du point de fusion, le calorique spécifique des alliages est exactement la moyenne des caloriques spécifiques des métaux composants.

\*361. **Calorique spécifique des gaz.** — On rapporte le calorique spécifique des gaz à celui de l'eau ou à celui de l'air : dans le premier cas, il représente la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 degré un poids donné de gaz, comparativement à celle qui serait nécessaire au même poids d'eau; dans le second, la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 degré un volume donné de gaz, comparativement à celle qu'il faudrait pour le même volume d'air.

Dans cette dernière manière de considérer les caloriques spécifiques des gaz, on peut, en outre, supposer ceux-ci à pression constante et à volume variable; ou bien à volume constant, sous une pression variable.

Les caloriques spécifiques des gaz par rapport à l'eau ont été déterminés, en 1812, par Delaroche et Bérard. Pour cela, on mesurait la quantité de chaleur cédée à un poids connu d'eau par un poids aussi connu de gaz qui circulait dans un serpentin placé dans le liquide. On en déduisait ensuite le calorique spécifique du gaz à l'aide d'un calcul analogue à celui qui a été donné pour la méthode des mélanges.

Les mêmes physiciens ont déterminé les caloriques spécifiques des gaz, à pression constante, par rapport à l'air, en comparant entre elles les quantités de chaleur cédées à un même poids d'eau par des volumes égaux de gaz et d'air, à

la même température et à la pression atmosphérique pendant toute l'expérience. Depuis les travaux de Delaroche et Bérard, MM. de La Rive et Marcet, en 1835, ont appliqué la méthode du refroidissement à la même détermination.

Enfin, les caloriques spécifiques des gaz, à volume constant, toujours par rapport à l'air, ont été calculés par Dulong, en s'appuyant sur la formule qui fait connaître la vitesse de propagation du son dans les différents gaz (202).

D'après les calculs de Laplace et de Poisson, et les expériences de Clément et Désormes, de Delaroche et Bérard, de Gay-Lussac et de Dulong, on avait admis jusqu'ici que le calorique spécifique des gaz à pression constante est toujours plus grand qu'à volume constant. Mais, dans un travail récent et par une méthode entièrement nouvelle, M. Regnault a trouvé que la différence entre ces deux espèces de caloriques spécifiques est nulle ou extrêmement petite.

Delaroche et Bérard ont donné sur les chaleurs spécifiques des gaz la première loi suivante, et Dulong la seconde :

1° *A volume égal, tous les gaz simples ont des chaleurs spécifiques égales.*

2° *Lorsque deux gaz simples se combinent sans condensation, le gaz résultant possède, à volume égal, le même calorique spécifique que les gaz simples composants.*

Mais les expériences de M. Regnault ont fait voir que la première loi n'est rigoureuse que pour les gaz soumis à la loi de Mariotte, c'est-à-dire éloignés de leur point de liquéfaction. Les mêmes expériences n'ont pas confirmé la seconde loi.

*Caloriques spécifiques des gaz simples par rapport à l'eau.*

GAZ.	A VOLUME ÉGAL.	A POIDS ÉGAL.
Oxygène.....	0,24049	0,21751
Hydrogène.....	0,23590	0,40900
Azote.....	0,23680	0,24380
Chlore.....	0,29643	0,12099

362. **Mesure du calorique latent de fusion.** — Sachant (300) que, lorsque les corps passent de l'état solide à l'état liquide, il y a absorption d'une quantité de chaleur latente plus ou moins considérable, on appelle *calorique de fusion d'un corps solide, le nombre de calories (352) qu'absorbe un kilogramme de ce corps pour passer, sans élévation de température, de l'état solide à l'état liquide.* Le calorique de fusion des corps se détermine par la méthode des mélanges, en s'appuyant sur ce principe, qui paraît évident, que, lorsqu'un corps à l'état liquide se solidifie, il dégage une quantité de chaleur rigoureusement égale à celle qu'il avait absorbée pendant la fusion.

Soit proposé, par exemple, de déterminer le calorique de fusion du plomb. On fond un poids  $M$  de ce corps, et, après en avoir pris la température  $T$ , on le verse dans une masse d'eau dont on connaît le poids  $m$  et la température  $t$ . Cela posé, représentons par  $c$  le calorique spécifique du plomb, par  $x$  son calorique de fusion, c'est-à-dire la quantité de chaleur latente absorbée par l'unité de poids en se fondant, ou, ce qui est la même chose, celle qui est restituée au moment de la solidification; enfin, soit  $\theta$  la température finale que prend l'eau échauffée par le plomb.

La masse d'eau s'étant échauffée de  $t$  à  $\theta$  degrés, elle a absorbé une quantité de chaleur représentée par  $m(\theta - t)$  (354); d'un autre côté, la masse de plomb,

en se refroidissant de  $T$  à  $\theta$ , a cédé, d'une part, une quantité de chaleur  $Mc(T - \theta)$ ; de l'autre, au moment de la solidification, elle dégage une quantité de chaleur représentée par  $Mx$ . On a donc l'équation

$$Mc(T - \theta) + Mx = m(\theta - t),$$

d'où

$$x = \frac{m(\theta - t) - Mc(T - \theta)}{M}.$$

363. **Calorique de fusion de la glace.** — Le calorique de fusion de la glace est celui dont la connaissance présente le plus d'intérêt par les applications qu'on peut en faire. Il se détermine encore par la méthode des mélanges. Pour cela, soient  $M$  un poids de glace à zéro, et  $m$  un poids d'eau chaude à  $t$  degrés suffisant pour fondre toute la glace. On projette celle-ci dans l'eau, et aussitôt que la fusion est complète, on mesure la température finale du mélange. Si on la représente par  $\theta$ , l'eau, s'étant refroidie de  $t$  degrés à  $\theta$ , a cédé une quantité de chaleur égale à  $m(t - \theta)$ . Quant à la glace, si l'on représente par  $x$  son calorique de fusion, elle absorbe, pour se fondre, une quantité de chaleur  $Mx$ ; mais en outre, après la fusion, l'eau qui en provient s'échauffe, et sa température s'élève de zéro à  $\theta$  degrés; elle absorbe donc alors une quantité de chaleur  $M\theta$ . Donc, enfin, on a l'équation

$$Mx + M\theta = m(t - \theta);$$

d'où l'on tire la valeur de  $x$ .

Par ce procédé, et en évitant avec le plus grand soin toutes les causes d'erreur, MM. Desains et de la Provostaye ont trouvé que le calorique de fusion de la glace est 79; c'est-à-dire qu'un kilogramme de glace qui se fond, absorbe, à l'état de calorique latent, la quantité de chaleur qui serait nécessaire pour élever 79 kilogrammes d'eau de zéro à 1 degré, ou, ce qui est la même chose, 1 kilogramme d'eau de zéro à 79 degrés.

M. Person, qui a fait de nombreuses recherches sur les caloriques de fusion, a trouvé expérimentalement les nombres suivants pour les caloriques de fusion de plusieurs corps simples et composés :

Glace.....	79,23	Bismuth.....	12,64
Azotate de soude.....	62,97	Soufre.....	9,37
Zinc.....	28,13	Plomb.....	5,37
Argent.....	21,07	Phosphore.....	5,03
Étain.....	14,25	Alliage de Darcet.....	4,50
Cadmium.....	13,66	Mercure.....	2,83

364. **Mesure du calorique latent de vaporisation.** — On a vu (328) que les liquides, en se vaporisant, rendent latente une quantité de chaleur très-considérable, qu'on désigne sous le nom de *calorique d'élasticité* ou de *calorique de vaporisation*. Pour déterminer le *calorique de vaporisation* d'un liquide, c'est-à-dire le nombre de calories qu'absorbe un kilogramme de ce liquide pour se vaporiser sans augmentation de température, on admet comme évident qu'une vapeur qui se liquéfie rend libre une quantité de calorique précisément égale à celle qu'elle avait absorbée en se formant.

Cela posé, la méthode qu'on emploie est la même que pour la détermination des caloriques spécifiques des gaz par rapport à celui de l'eau. La figure 258 représente l'appareil employé dans ce genre de recherches par M. Despretz. La vapeur se produit dans une cornue C, où sa température est indiquée par un thermomètre, et se rend dans un serpentin plongé dans de l'eau froide. Là elle se condense et cède au serpentin et à l'eau du vase B son calorique latent. L'eau qui résulte de la condensation se rend dans un récipient P auquel aboutit le serpentin, et dont on l'extrait, à la fin de l'expérience, pour la peser, son poids étant celui de la vapeur qui a circulé dans l'appareil. Un agitateur A, qu'on fait

marcher avec la main, sert à mélanger les couches d'eau dans le vase B, pour que toute la masse soit à la même température. Celle-ci est donnée par un thermomètre  $t$  placé dans l'axe du serpent. Enfin, du récipient P part un tube terminé par un robinet R. Lorsqu'on veut faire varier la pression et, par suite, la température de la vapeur, on met ce robinet en communication par un tube de caoutchouc avec une machine pneumatique ou avec une pompe de compression.

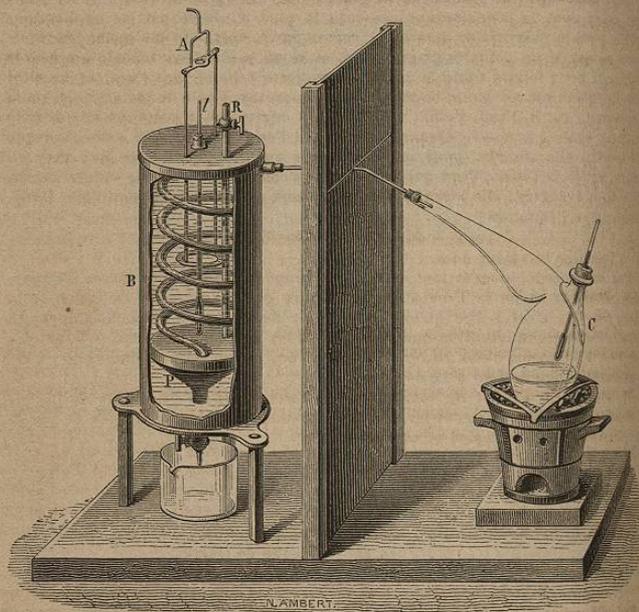


Fig. 238.

Ces détails connus, pour déterminer le calorique de vaporisation du liquide qui est dans la cornue, on le chauffe d'abord jusqu'à l'ébullition, et c'est alors seulement qu'on fait communiquer la cornue avec le serpent; puis c'est après avoir rompu la communication, qu'on recueille l'eau qui s'est condensée dans le récipient P, et qu'on la pèse.

Soient alors M le poids de la vapeur condensée, T sa température à son entrée dans le serpent, et  $x$  son calorique de vaporisation. Soient de même  $m$  le poids de l'eau dans laquelle plonge le serpent,  $y$  compris celui du vase B, du serpent, du thermomètre et de l'agitateur réduits en eau (235),  $t$  la température initiale de l'eau, et  $\theta$  la température finale quand on arrête l'expérience.

La chaleur cédée par un kilogramme de vapeur qui se condense étant  $x$ , la chaleur cédée par les M kilogrammes de vapeur par le fait seul de la condensation est  $Mx$ . De plus, indépendamment de toute condensation, le poids M, se refroidissant de T à  $\theta$ , perd alors une quantité de chaleur représentée par

$M(T-\theta)$ ; d'où l'on voit que la quantité totale de chaleur cédée par la vapeur est  $Mx + M(T-\theta)$ . D'ailleurs la chaleur gagnée par l'eau, le vase et les accessoires est  $m(\theta-t)$ ; donc on a

$$Mx + M(T-\theta) = m(\theta-t), \text{ d'où } x = \frac{m(\theta-t) - M(T-\theta)}{M}.$$

M. Despretz a trouvé ainsi pour le calorique d'élasticité de la vapeur d'eau, à 100°, le nombre 540; c'est-à-dire que 1 kilogramme d'eau, à 100 degrés, absorbe, en se vaporisant, la quantité de chaleur nécessaire pour élever 540 kilogrammes d'eau de zéro à 1 degré. M. Regnault a trouvé 537, et MM. Favre et Silbermann, 535,8.

365. **Problèmes sur les caloriques spécifiques et sur les caloriques latents.** — I. Dans un vase de verre pesant 12 grammes et contenant 0<sup>lit</sup>,15 d'eau à 10 degrés, on projette un morceau de fer dont le poids est 20 grammes et la température 98 degrés; la température de l'eau montant alors à 11°,29, on demande le calorique spécifique du fer, sachant que celui du verre est 0,19768?

Ce problème se résout au moyen de la formule [4] du paragraphe 355, en y remplaçant les lettres M,  $m$ ,  $m'$ ,  $c$ ,  $t$  et  $\theta$ , par les nombres qui leur correspondent dans l'énoncé ci-dessus. Quant au poids de l'eau, on l'obtient en observant que 1 litre d'eau pesant 1 kilogramme, 0<sup>lit</sup>,15, ou, ce qui est la même chose, 0<sup>lit</sup>,150, pèse 150 grammes, abstraction faite de la dilatation de l'eau de 4 à 10 degrés.

Cela posé, en faisant les substitutions dans la formule indiquée, il vient

$$20(98 - 11,29)c = (150 + 22 \times 0,19768)(11,29 - 10), \text{ d'où } c = 0,113.$$

II. Une masse de platine, pesant 40 grammes, est placée dans un four et y reste assez longtemps pour en prendre la température; en étant ensuite retirée et plongée dans une masse d'eau dont le poids est de 34 grammes et la température de 12 degrés, on observe que l'eau s'échauffe jusqu'à 22 degrés. On demande la température du four, sachant que le calorique spécifique du platine est 0,03243.

Si l'on représente par  $t$  la température cherchée, le nombre d'unités de chaleur cédées par le platine, en se refroidissant de  $t$  degrés à 22, est  $40 \times (t-22) \times 0,03243$ , d'après la formule  $m(t-t')c$  (354). De même, le nombre d'unités de chaleur absorbées par l'eau, dont le calorique spécifique est 1, pour s'échauffer de 12 degrés à 22, est  $34(22-12)$  ou 340. Or, la quantité de chaleur absorbée par l'eau étant nécessairement la même que celle qui est perdue par le platine, on a

$$40 \times (t-22) \times 0,03243 = 340; \text{ d'où } t = 669 \text{ degrés.}$$

Il est à observer que cette valeur de  $t$  n'est qu'approximative, car le nombre 0,03243 est le calorique spécifique du platine entre zéro et 100 degrés; mais on a vu qu'à une température plus élevée il est plus grand (359); par conséquent, le nombre 669 est trop fort.

III. Ayant pratiqué une cavité dans un morceau de glace, on y enferme une masse d'étain qui pèse 55 grammes, et dont la température a été portée préalablement à 100 degrés. Quel sera le poids de glace fondue, sachant que le calorique spécifique de l'étain est 0,05623, et que le calorique de fusion de la glace est 79?

L'étain, se refroidissant ici de 100 jusqu'à zéro, perd un nombre d'unités de chaleur représentée par  $55 \times 100 \times 0,05623$ , toujours d'après la formule  $mtc$  (354). Or, 1 kilogramme de glace, à zéro, absorbant, pour se fondre, 79 unités de chaleur (363),  $x$  kilogrammes de glace absorbent un nombre d'unités représenté par  $79 \times x$ . On a donc

$$79x = 55 \times 100 \times 0,05623; \text{ d'où } x = 38,9.$$

IV. Quel est le poids de la glace à projeter dans 9 litres d'eau pour les refroidir de 20 degrés à 5°?

Soit  $M$  le poids cherché, en kilogrammes; ce poids absorbera, pour se fondre, un nombre d'unités de chaleur représenté par  $79 M$  (363); mais le poids  $M$  qui en résulte, étant à zéro au moment de la fusion, et devant s'échauffer de 3 degrés, absorbe une quantité de chaleur  $5 M$ ; par conséquent, la chaleur totale absorbée est  $79 M + 5 M$ , ou  $84 M$ . Quant à la chaleur cédée par les 9 litres d'eau, en se refroidissant de 20 degrés à 5, elle est  $9(20 - 5)$ , ou 135. Donc enfin

$$84 M = 135; \text{ d'où } M = 1^{\text{kl}}, 607.$$

V. Quel est le poids de vapeur d'eau, à 100 degrés, nécessaire pour échauffer, en se condensant, 208 litres d'eau de 14 degrés jusqu'à 32?

Soit  $p$  ce poids en kilogrammes; le calorique latent de la vapeur d'eau étant 340 (364),  $p$  kilogrammes de vapeur, en se condensant, cèdent une quantité de chaleur représentée par  $340 \times p$ , et fournissent  $p$  kilogrammes d'eau à 100 degrés. Or, cette eau, en se refroidissant ensuite jusqu'à 32 degrés, cède elle-même une quantité de chaleur égale à  $p(100 - 32)$ , ou  $68 p$ . D'ailleurs, les 208 litres qui s'échauffent de 14 degrés à 32, pesant 208 kilogrammes, toujours abstraction faite de la dilatation, absorbent une quantité de chaleur égale à  $208(32 - 14)$  ou 3744 unités; on a donc

$$340 p + 68 p = 3744; \text{ d'où } p = 6^{\text{kl}}, 158.$$

VI. Dans un premier vase, on a de l'eau à 11 degrés; dans un second, de l'eau à 91; combien doit-on prendre de kilogrammes d'eau dans chacun d'eux pour former un bain de 250 kilogrammes à 31 degrés?

Soient  $x$  et  $y$  les nombres de kilogrammes à prendre respectivement dans chaque vase, on a d'abord  $x + y = 250$  [1]. On obtient une deuxième équation en  $x$  et en  $y$ , en observant que  $x$  kilogrammes à 11 degrés contiennent  $11x$  unités de chaleur, et que  $y$  kilogrammes à 91 degrés en contiennent un nombre représenté par  $91y$ . D'ailleurs, les 250 kilogrammes de mélange, à 31 degrés, renferment  $250 \times 31$ , ou 7750 unités; on a donc l'équation  $11x + 91y = 7750$  [2].

Les équations [1] et [2] étant résolues, on trouve  $x = 187^{\text{kl}}, 5$ , et  $y = 62^{\text{kl}}, 5$ .

#### \* THÉORIE DYNAMIQUE DE LA CHALEUR.

366. **Équivalent mécanique de la chaleur.** — Partant de l'idée que le développement de la chaleur est dû à un mouvement vibratoire des molécules soumis aux lois ordinaires de la mécanique, plusieurs géomètres et physiciens travaillent depuis quelques années au développement d'une théorie nouvelle qu'ils désignent sous le nom de *théorie dynamique de la chaleur*, et dans laquelle ils se proposent non-seulement de faire voir qu'une quantité de chaleur donnée peut se transformer en travail mécanique (410), et réciproquement, mais encore de calculer le travail mécanique que peut produire une quantité de chaleur déterminée, ou quelle quantité de chaleur peut développer un certain travail mécanique. On sait, en effet, que la chaleur peut produire un travail mécanique, comme il arrive dans l'expansion des vapeurs et dans la dilatation des gaz; et que, réciproquement, on peut développer de la chaleur par une action mécanique, telle que la percussion, la pression ou le frottement (412 et 413). La théorie dynamique de la chaleur est pleine d'actualité, et mérite de fixer l'attention des physiciens et des mécaniciens, car elle peut apporter des améliorations de la plus haute importance aux machines à vapeur et aux machines à air chaud.

Montgolfier paraît être le premier physicien qui ait avancé qu'il y a identité de nature entre le calorique et le mouvement, en ce sens non-seulement que la chaleur est une cause de mouvement, et le mouvement une cause de chaleur,

mais en ce sens encore que la chaleur et le mouvement sont deux formes différentes, deux effets d'une seule et même cause; en un mot, que la chaleur peut se convertir en mouvement et le mouvement en chaleur.

Se basant sur ces considérations théoriques, Montgolfier inventa, en 1800, une machine qu'il appela *pyro-béliet*, au moyen de laquelle, pensait-il, le travail journalier d'un cheval-vapeur (410) ne devait plus demander qu'une dépense de quelques centimes. Le principe du pyro-béliet consistait à dilater par la chaleur une certaine quantité d'air, toujours la même, enfermée en vase clos; à faire servir cette augmentation de volume et d'élasticité à soulever une colonne d'eau; puis à restituer à cette même masse d'air la chaleur dépensée par la dilatation et convertie en effet mécanique, pour lui rendre la force élastique perdue, et ainsi de suite.

En 1824, S. Carnot publia un ouvrage intitulé *Réflexions sur la puissance motrice du feu*, dans lequel on trouve des considérations fort remarquables sur la manière de produire de la force motrice avec de la chaleur. Depuis, la théorie dynamique de la chaleur a été le sujet des travaux de plusieurs savants, et particulièrement de MM. Joule, Thomson et Rankins en Angleterre, de MM. Mayer et Clausius en Allemagne, et de MM. E. Clapeyron, Reech et Regnault en France.

Carnot admettait que, dans une machine à vapeur, le travail mécanique produit est uniquement dû au passage de la chaleur, dans la machine, de la chaudière au condenseur (405), la quantité de chaleur possédée par la vapeur à son entrée dans les cylindres se retrouvant en entier dans la vapeur qui en sort. Dans la nouvelle théorie, la quantité de chaleur qui entre dans la machine ne se conserve pas tout entière à l'état de chaleur; une partie disparaît pendant son passage pour se convertir en effet mécanique, et, dans tous les cas, le travail mécanique développé est proportionnel à la quantité de chaleur qui a disparu.

Dans cette théorie, M. Joule a nommé *équivalent mécanique de la chaleur*, la quantité de travail qu'une unité de chaleur (352) peut produire; ou, ce qui revient au même, la quantité de travail mécanique nécessaire pour développer une unité de chaleur. Par de nombreuses expériences, M. Joule a trouvé 440 kilogrammètres (410) pour l'équivalent mécanique de la chaleur; c'est-à-dire que la quantité de chaleur nécessaire pour échauffer de 1 degré 1 kilogramme d'eau, peut développer une force motrice capable d'élever un poids de 440 kilogrammes à 1 mètre de hauteur par seconde. Ne pouvant décrire ici les expériences de M. Joule, nous renvoyons le lecteur aux *Archives des sciences physiques et naturelles de Genève* (mai 1854, p. 37).

En traitant des courants d'induction, nous donnerons deux exemples remarquables d'effets mécaniques transformés en chaleur dans une expérience d'induction due à M. Foucault, et dans les nouveaux appareils magnéto-électriques destinés à l'éclairage des phares, où la force d'un cheval-vapeur donne naissance à un brillant éclairage électrique.

## CHAPITRE VIII.

### CONDUCTIBILITÉ DES SOLIDES, DES LIQUIDES ET DES GAZ.

367. **Conductibilité des solides.** — La *conductibilité* est la propriété que possèdent les corps de transmettre le calorique plus ou