

craindre que la respiration de l'observateur introduise de la vapeur d'eau dans le voisinage de l'hygromètre (*).

538. **Psychromètre.** — Le psychromètre se compose de deux thermomètres très sensibles A et A' (fig. 262), fixés sur un même pied. Le réservoir du thermomètre A' est couvert d'une

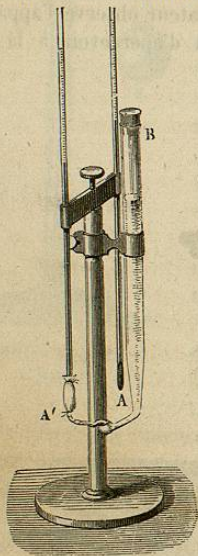


Fig. 262.—Psychromètre.

toile fine, maintenue constamment humide à l'aide d'une mèche de coton qui aspire, par capillarité, l'eau contenue dans le tube B. Le liquide se vaporise à la surface du réservoir A', et lui prend la chaleur nécessaire à son changement d'état; le thermomètre A' marque donc une température t' inférieure à la température t de l'atmosphère, qui est donnée par le thermomètre A. L'expérience montre que la différence $t - t'$ est d'autant plus grande que l'évaporation est plus rapide, c'est-à-dire que l'air est plus éloigné de son point de saturation.

On emploie, pour calculer la tension actuelle x de la vapeur d'eau dans l'atmosphère, à un moment déterminé, la formule empirique

$$x = F' - A(t - t')H,$$

dans laquelle F' est la tension maximum pour la température t' , H est la pression barométrique; enfin A est un coefficient numérique, qui varie avec le mode d'exposition de l'instrument; on détermine la valeur de ce coefficient, dans chaque cas particulier, par une expérience préliminaire (**).

(*) M. Crova a construit un hygromètre de condensation, fondé toujours sur les mêmes principes, mais dans lequel la surface sur laquelle doit se former le dépôt de rosée est placé dans une enveloppe fermée, où l'on fait passer lentement l'air dont on veut apprécier l'état hygrométrique.

(**) Pour effectuer cette détermination, on installe l'instrument à la place qu'il doit occuper, en le garantissant des courants d'air; on observe les températures t et t' des deux thermomètres, ainsi que la pression H , et l'on cherche F' dans les tables; on détermine la tension x , soit par la méthode chimique, soit au moyen de l'hygromètre de Regnault. On connaît alors toutes les quantités qui entrent dans la formule, sauf A : il est donc facile d'en tirer la valeur de ce coefficient. — Il varie avec le mode d'exposition, de 0,00074 à 0,00128 environ.

CHAPITRE IX

CALORIMÉTRIE

539. **Objet de la calorimétrie.** — La calorimétrie est la mesure des quantités de chaleur dont l'absorption ou le dégagement correspondent à des effets déterminés.

Nous diviserons l'étude de la calorimétrie en trois parties: 1° l'étude des *chaleurs spécifiques*, ou quantités de chaleur nécessaires pour produire, sur les divers corps, des variations de température déterminées; 2° l'étude des *chaleurs latentes*, ou quantités de chaleur nécessaires pour produire les changements d'état, sans variation de température; 3° l'étude des *chaleurs de combinaison*, ou quantités de chaleur dégagées ou absorbées dans la formation ou la destruction des composés chimiques.

540. **Unité de chaleur : calorie.** — Dans l'évaluation des quantités de chaleur qui correspondent aux divers phénomènes, on prend pour *unité de chaleur*, ou *calorie*, la quantité de chaleur nécessaire pour élever la température d'un kilogramme d'eau de 0° à 1°.

Nous ferons cependant, dès maintenant, une remarque importante. — L'expérience montre que, lorsqu'on mélange un kilogramme d'eau à 0° avec un kilogramme d'eau à 2°, le mélange prend la température de 1°, ce qui prouve que le second kilogramme, en se refroidissant de 2° à 1°, a abandonné une calorie; ou, inversement, que pour échauffer un kilogramme d'eau de 1° à 2°, il faut encore une calorie. — De même, lorsqu'on mélange un kilogramme d'eau à 0° avec un kilogramme d'eau à 4°, le mélange prend la température de 2°, ce qui prouve, en raisonnant comme plus haut, que, pour échauffer un kilogramme d'eau de 2° à 4°, il faut 2 calories. — En étendant ainsi ces résultats de proche en proche, on trouve que la quantité de chaleur nécessaire pour élever d'un degré la température d'un kilogramme d'eau est toujours sensiblement la même, quelle que soit la température initiale, pourvu que cette température soit comprise entre 0° et 100°.

On peut donc dire encore que la *calorie* est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de t degrés à $t+1$ degrés la température de 1 kilogramme d'eau, et cela avec d'autant plus d'exactitude que la température t est plus voisine de 0° .

1. — MESURE DES CHALEURS SPÉCIFIQUES.

341. Définition des chaleurs spécifiques. — Des poids égaux de corps différents exigent, en général, pour s'échauffer d'un même nombre de degrés, des quantités différentes de chaleur.

Si, par exemple, on plonge 1 kilogramme de cuivre à 100° , dans 1 kilogramme d'eau à 0° , on trouve que le mélange prend une température de 9° environ. — Le kilogramme de cuivre a donc éprouvé un abaissement de température de 91 degrés. D'autre part, la quantité de chaleur qu'il a abandonnée n'a élevé la température du kilogramme d'eau que de 9 degrés : elle est donc représentée par 9 calories. Donc 9 calories suffisent pour élever de 91 degrés la température d'un kilogramme de cuivre; en d'autres termes, un kilogramme de cuivre exige environ dix fois moins de chaleur qu'un kilogramme d'eau, pour éprouver une même variation de température.

On appelle *chaleur spécifique* ou *capacité calorifique* d'un corps, la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 degré la température de 1 kilogramme de ce corps.

Si l'on rapproche cette définition de celle de l'unité de chaleur (340), on voit que la *chaleur spécifique de l'eau est égale à l'unité*.

342. Expression de la quantité de chaleur qui correspond à une variation déterminée de température, pour un corps déterminé. — Proposons-nous, par exemple, de calculer la quantité de chaleur qu'il faut fournir à un morceau de cuivre pesant 5 kilogrammes pour l'échauffer de 0° à 100° : soit 0,095 la chaleur spécifique du cuivre. — D'après la définition même de la chaleur spécifique, 1 kilogramme de cuivre, pour s'échauffer d'un degré, exige $0^{\text{ca}},095$; 5 kilogrammes, pour s'échauffer d'un degré, prendront $0^{\text{ca}},095 \times 5$; pour s'échauffer de 100 degrés, ces 5 kilogrammes exigeront 100 fois cette dernière quantité, c'est-à-dire $0^{\text{ca}},095 \times 5 \times 100$, ou $47^{\text{ca}},5$.

En général, soit p le poids d'un corps, c sa chaleur spécifique : la quantité q' de chaleur qu'il absorbe en s'élevant de t à t' , ou qu'il abandonne en s'abaissant de t' à t , est :

$$q = pc(t' - t).$$

Si ce corps était de l'eau, dont la chaleur spécifique est égale à l'unité, la quantité q' de chaleur perdue ou gagnée serait simplement :

$$q' = p(t' - t).$$

343. Méthode de la fusion de la glace, pour la détermination des chaleurs spécifiques. — Lavoisier et Laplace ont employé, pour déterminer les chaleurs spécifiques des corps solides, une méthode d'une grande simplicité, au moins quant à son principe.

Un poids connu P du corps étant chauffé à une température connue T , on le met en présence d'une masse de glace à 0° , et l'on mesure le poids π de glace dont il détermine la fusion, en s'abaissant lui-même jusqu'à la température zéro. — Or, si l'on désigne par x la chaleur spécifique inconnue, le corps, en se refroidissant de T degrés, aura perdu PxT ; d'autre part, nous verrons plus loin que 1 kilogramme de glace absorbe, pour fondre sans changer de température, $79^{\text{ca}},25$: le poids π aura donc absorbé un nombre de calories représenté par $\pi \times 79,25$. La quantité de chaleur abandonnée par le corps étant égale à celle qui a été absorbée par la glace, on a l'équation

$$PxT = \pi \times 79,25;$$

d'où l'on tire la valeur de x .

Le principal défaut de cette méthode, c'est que le poids π de l'eau de fusion est toujours très petit par rapport au poids P du corps. Il faudrait donc pouvoir évaluer ce poids π avec une très grande exactitude, pour obtenir la chaleur spécifique x avec une approximation suffisante. — Nous allons voir que c'est là un résultat difficile à atteindre.

344. Emploi du puits de glace. — Le meilleur procédé, pour appliquer la méthode qui vient d'être indiquée, consiste à employer un *puits de glace*, c'est-à-dire une cavité pratiquée dans un bloc de glace compacte, sur laquelle on applique un autre morceau de glace formant couvercle (fig. 263). Après avoir essuyé les parois de la cavité, on y introduit le corps chaud, et l'on replace le couvercle; au bout d'un temps suffisant, on recueille l'eau de fusion, avec du papier buvard : l'accroissement de poids du papier représente le poids π de cette eau.

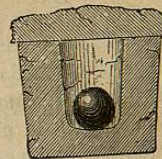


Fig. 263. — Puits de glace.

Mais cette valeur de π ne peut jamais être considérée comme rigoureusement exacte; car on peut toujours craindre, ou que le papier ne recueille qu'incomplètement l'eau de fusion, ou que le frottement ne provoque la fusion d'une nouvelle quantité d'eau. — Enfin, plus le bloc est compact, plus il est à craindre que sa température intérieure ne soit sensiblement inférieure à 0° , ce qui constitue une nouvelle cause d'erreur.

345. Calorimètre de Lavoisier et Laplace. — Lavoisier et Laplace faisaient usage d'un appareil assez volumineux (fig. 264), et composé de trois enceintes métalliques A, B, C. L'enceinte intérieure A, formée par un vase en toile métallique, recevait le corps chauffé. L'enceinte inter-

médiaire BB, limitée par une paroi métallique assez mince, contenait la glace dont le corps devait déterminer la fusion : on recueillait l'eau de fusion par le robinet R. Enfin, l'enceinte extérieure CC et le couvercle supérieur DD contenaient de la glace, destinée uniquement à préserver l'enceinte B de la chaleur qui aurait pu lui être cédée par le milieu ambiant : l'eau qui provenait de la fusion de cette glace n'intervenait pas dans la pesée.

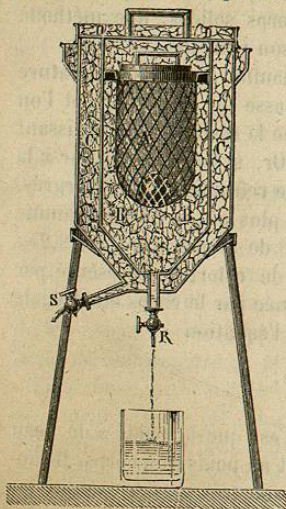


Fig. 264. — Calorimètre de Lavoisier et Laplace.

On voit qu'on admet ici que les fragments de glace de l'enceinte B retiennent, soit avant, soit après l'expérience, la même quantité d'eau interposée dans leurs interstices, ce qui est certainement loin de la réalité. — L'appareil est aujourd'hui abandonné.

546. **Méthode des mélanges.** — L'une des méthodes les plus exactes, pour déterminer les chaleurs spécifiques, est la *méthode des mélanges*, qui est due au physicien écossais Black.

On chauffe, à une température déterminée T , un poids connu P du corps soumis à l'expérience; puis, on plonge ce corps dans une masse d'eau dont on connaît le poids M et la température t . Quand l'équilibre de température est établi, on note la température θ du mélange. On exprime alors que la *quantité de chaleur perdue par le corps est égale à la quantité de chaleur gagnée par l'eau*.

Soit x la chaleur spécifique inconnue; le corps s'étant refroidi d'un nombre de degrés $(T - \theta)$, la quantité de chaleur qu'il a perdue est exprimée (542) par $Px(T - \theta)$; l'eau s'étant échauffée d'un nombre de degrés $(\theta - t)$, la quantité de chaleur qu'elle a gagnée est $M(\theta - t)$. En égalant ces deux quantités de chaleur, on a

$$(1) \quad Px(T - \theta) = M(\theta - t);$$

d'où l'on tire la valeur de x .

Mais, pour que le résultat soit exact, il est nécessaire d'effectuer plusieurs corrections, que nous allons maintenant indiquer.

547. **Corrections à faire subir aux résultats précédents.** — Le raisonnement qui précède suppose que toute la chaleur abandonnée par le corps a été absorbée par l'eau. En réalité, l'eau est contenue dans un vase de laiton, ou *calorimètre* (fig. 265), qui a pris une portion de cette chaleur. — Désignons par c la chaleur spécifique du laiton et par p le poids du calorimètre; la quantité de chaleur que le calorimètre a

gagnée, en s'échauffant de t à θ degrés, est $pc(\theta - t)$, quantité qui doit être ajoutée au second membre de l'équation (1). — Le produit pc du poids du calorimètre par sa chaleur spécifique est désigné ordinairement par l'expression de *valeur du calorimètre en eau*: on voit, en effet, qu'un poids d'eau égal à pc absorberait, en s'échauffant de $\theta - t$ degrés, une quantité de chaleur représentée par $pc(\theta - t)$, c'est-à-dire autant que le métal du calorimètre (*).

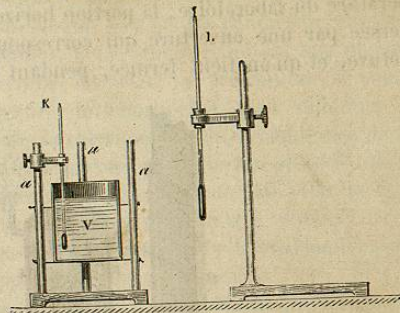


Fig. 265. — Calorimètre.

Enfin, quand on opère sur un corps que l'eau peut dissoudre ou attaquer chimiquement, on l'enferme dans un vase à parois minces, et on plonge le tout dans l'eau du calorimètre. — Soit p_1 le poids de cette enveloppe et c_1 sa chaleur spécifique, supposée connue; la quantité de chaleur que l'enveloppe abandonne à l'eau est $p_1c_1(T - \theta)$, quantité qui doit être ajoutée au premier membre de l'équation (1).

On obtient ainsi la nouvelle équation

$$(2) \quad (Px + p_1c_1)(T - \theta) = (M + pc)(\theta - t),$$

d'où l'on tire

$$x = \frac{(M + pc)(\theta - t) - p_1c_1(T - \theta)}{P(T - \theta)} (**).$$

548. **Appareil de Regnault.** — La disposition adoptée par Regnault, pour l'application de la méthode des mélanges, a l'avantage de donner la température initiale avec une grande exactitude, et d'atténuer les causes d'erreur des différentes phases de l'expérience.

Le corps est placé dans une corbeille de fil de laiton très mince C (fig. 266); dans l'axe de cette corbeille vient se loger le réservoir d'un thermomètre T. Pour chauffer le corps, on suspend la corbeille, par un

(*) Pour tenir compte de cette influence du calorimètre, il faut connaître la chaleur spécifique du laiton; on l'obtient par une expérience préliminaire. — On plonge dans le calorimètre un poids connu P_1 de laiton, chauffé à une température connue T_1 ; et l'on détermine la température finale θ_1 du mélange. Soient M_1 le poids de l'eau et t_1 sa température initiale; en raisonnant comme précédemment, on aura

$$P_1c(T_1 - \theta_1) = (M_1 + pc)(\theta_1 - t_1),$$

équation où la seule inconnue est c .

(**) Dans les recherches précises, on tient compte aussi de la chaleur absorbée par le thermomètre, qui reste plongé dans l'eau pendant l'expérience. Il suffit, pour cela, de connaître la chaleur spécifique du mercure et celle du verre.

fil de soie, dans une étuve à vapeur d'eau EE. L'étuve repose sur une sorte de caisse métallique coudée LHG, qui contient de l'eau à la température du laboratoire; la portion horizontale de cette caisse est traversée par une ouverture qui correspond à la chambre centrale de l'étuve, et qu'on tient fermée, pendant l'échauffement du corps, au

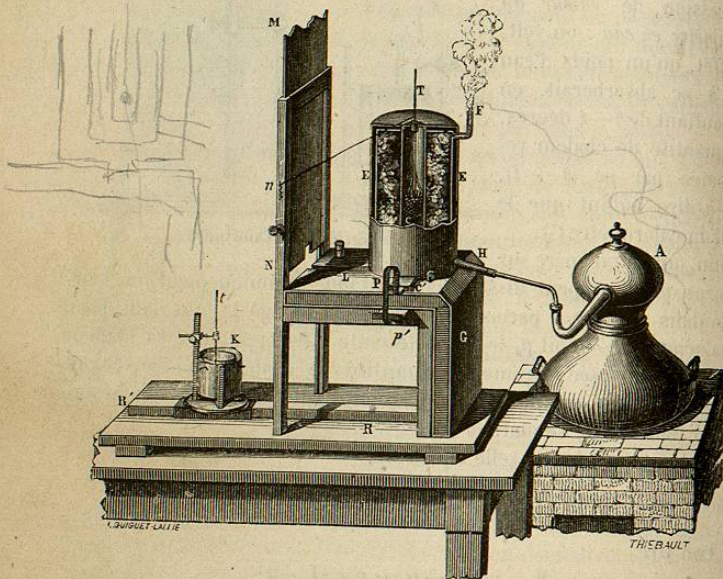


Fig. 266. — Détermination des chaleurs spécifiques. — (Appareil de Regnault.)

moyen d'un registre P. — Le calorimètre K est placé sur un support qui pourra glisser le long d'une coulisse de bois RR', de manière à venir se placer au-dessous de l'étuve.

Pour faire une expérience, on tient l'écran MN baissé pendant tout le temps qu'on chauffe le corps dans l'étuve, de manière à préserver le calorimètre du rayonnement. Lorsque le thermomètre T indique une température stationnaire, on lève l'écran, on retire le registre P et l'on fait glisser le calorimètre sous l'étuve (dans cette position, il est garanti du rayonnement de l'étuve et de la chaudière à vapeur par la caisse LHG); enfin, on détache en n le fil qui soutient la corbeille, de manière à la laisser descendre dans le calorimètre, on ramène le calorimètre vers R' et l'on abaisse de nouveau l'écran MN. Le thermomètre t monte d'abord très vite, puis plus lentement, et enfin il atteint un maximum, pour redescendre ensuite à cause du refroidissement extérieur : c'est évidemment ce maximum qui constitue la température θ , relative à l'état d'équilibre entre l'eau et le corps immergé.

349. *Détails de construction du calorimètre.* — Dès que la température du calorimètre s'élève au-dessus de la température extérieure, il perd de la chaleur, soit par rayonnement, soit par le contact de l'air, soit par la conductibilité des supports. Pour atténuer, autant que possible, l'influence de ces causes d'erreur, on prend les précautions suivantes.

On polit la surface extérieure du calorimètre, pour diminuer son pouvoir émissif. — On entoure le calorimètre d'un second vase de laiton, poli intérieurement, qui lui renvoie par réflexion presque toute la chaleur émise, et qui le préserve des agitations de l'air (voir la figure 266). — Enfin, on le fait reposer sur deux fils de soie, tendus en croix à une petite distance du fond du vase extérieur : la chaleur transmise par la conductibilité des supports est alors négligeable.

*350. *Méthode des compensations, pour diminuer l'influence des pertes de chaleur éprouvées par le calorimètre.* — Malgré les précautions que nous venons d'indiquer, les pertes de chaleur qu'éprouve le calorimètre ne sont jamais complètement annulées. On peut en diminuer encore l'influence, en employant la *méthode des compensations*, qui est due à Rumford.

On fait en sorte que la température initiale t de l'eau du calorimètre soit inférieure, de 2 ou 3 degrés, à la température t' de l'air environnant, et on règle à l'avance le poids de cette eau de façon que la température finale θ surpasse t' d'un nombre de degrés sensiblement égal à l'excès de t' sur t ; alors, si l'on admet que le calorimètre emploie le même temps pour s'élever de t à t' que de t' à θ , il est évident qu'il doit recevoir, de l'air et des corps environnants, autant de chaleur pendant la première période de l'opération qu'il leur en cède pendant la seconde, et les effets dus au rayonnement et au contact de l'air pendant ces deux périodes doivent se compenser, à peu près exactement (*).

351. *Résultats. — Chaleurs spécifiques moyennes.* — Le tableau suivant donne les chaleurs spécifiques de quelques corps solides et liquides, d'après Regnault.

Tous les nombres de ce tableau sont inférieurs à 1, excepté celui qui représente la chaleur spécifique de l'eau, prise pour une unité. — Il en résulte que, de tous les corps solides ou liquides, c'est l'eau qui a la plus grande chaleur spécifique. C'est là une remarque importante, comme on le verra, au point de vue du rôle que joue l'eau dans la répartition des températures à la surface du globe, et dans un grand nombre d'autres phénomènes.

(*) L'hypothèse que l'on fait ici, sur la durée de ces deux périodes, n'est qu'approximativement exacte. En réalité, le corps cède d'autant plus rapidement sa chaleur à l'eau qu'il y a une plus grande différence entre sa température et celle de l'eau : le calorimètre met donc moins de temps pour s'élever de t à t' que pour s'élever ensuite de t' à θ . Il est préférable, pour cette raison, de régler la quantité d'eau de manière que la différence $\theta - t'$ soit à peu près égale à la moitié de $t' - t$.

	Chaleurs spécifiques.		Chaleurs spécifiques
Acier	0,11848	Fer	0,11579
Antimoine	0,05077	Fonte blanche	0,12985
Argent	0,05701	Iode	0,03412
Arsenic	0,08140	Laiton	0,09591
Bismuth	0,05084	Mercure	0,05532
Cadmium	0,05669	Nickel	0,10865
Carbone (charbon de bois)	0,24150	Or	0,03244
— diamant	0,24680	Palladium	0,03927
— plombagine	0,21800	Phosphore	0,18870
Cobalt	0,10796	Platine	0,03245
Cuivre battu à froid	0,09550	Plomb	0,03140
— fondu	0,09470	Sélénium	0,08570
— recuit	0,09470	Soufre	0,20259
Eau	1,00000	Verre	0,19768
Essence de térébenthine	0,42595	Zinc	0,09555
Étain	0,05625		

On remarquera qu'un même corps (le carbone ou le cuivre), sous des états physiques différents, peut présenter des variations sensibles dans la valeur de sa chaleur spécifique.

Enfin, Dulong et Petit avaient constaté déjà que, si l'on détermine la chaleur spécifique d'un corps au moyen d'une expérience effectuée entre 0° et 100°, et qu'on détermine ensuite la chaleur spécifique du même corps au moyen d'une expérience effectuée entre 0° et 200°, la seconde expérience fournit, en général, un résultat sensiblement plus grand que la première.

Les nombres déterminés par les méthodes précédentes n'expriment donc, pour chaque corps, que la *chaleur spécifique moyenne*, entre les deux températures extrêmes par lesquelles ce corps a passé dans chaque expérience. — Pour la plupart des corps, le résultat augmente, lorsqu'on augmente l'intervalle des températures extrêmes qui servent à le déterminer.

***352. Chaleurs spécifiques des gaz, sous pression constante.** — La méthode des mélanges peut également servir à déterminer les chaleurs spécifiques des gaz *sous pression constante*.

On peut concevoir, en effet, qu'une masse de gaz un peu considérable ayant été portée à une température assez élevée et exactement connue, on lui fasse traverser progressivement un serpentín environné d'eau froide, et qu'on mesure l'élévation de température de l'eau. Si l'appareil est disposé de manière que le gaz conserve la même pression, un calcul semblable à celui qui a été effectué plus haut (347) fera connaître la chaleur spécifique *à pression constante*.

C'est une méthode de ce genre qui a été appliquée par Regnault, en perfectionnant un procédé qui avait été employé, dès le commencement de ce siècle, par Delaroche et Bérard. — Voici, d'après les expériences de Regnault, les *chaleurs spécifiques* des principaux gaz sous la pression

de l'atmosphère, c'est-à-dire les quantités de chaleur nécessaires pour élever d'un degré la température de l'unité de poids de chacun d'eux, la pression étant restée constante.

CHALEURS SPÉCIFIQUES DE QUELQUES GAZ, SOUS LA PRESSION
CONSTANTE D'UNE ATMOSPHÈRE.

Acide carbonique	0,20246	Brome (vapeur de)	0,05552
— chlorhydrique	0,18520	Chlore	0,12099
— sulfhydrique	0,24518	Hydrogène	0,40900
— sulfureux	0,15531	— bicarboné	0,40400
Air	0,23770	— protocarboné	0,59285
Ammoniaque	0,50835	Oxyde de carbone	0,24500
Azote	0,24580	Oxygène	0,21751
Bioxyde d'azote	0,23175	Protoxyde d'azote	0,34740

***353. Chaleurs spécifiques des gaz à volume constant. — Chaleur de dilatation.** — On peut envisager la chaleur spécifique d'un gaz sous un point de vue différent de celui qui précède.

Quand l'unité de poids d'un gaz éprouve, comme nous venons de le supposer, un *accroissement de température* d'un degré, sans variation de pression, ce gaz éprouve en même temps, par cela même, un *accroissement de volume*, et la quantité de chaleur qui lui a été fournie doit être considérée comme ayant produit à la fois ces deux effets. — Or, on peut imaginer que ces deux effets, au lieu de se produire simultanément, soient réalisés d'une manière successive. En d'autres termes, on peut concevoir la succession des deux phénomènes suivants :

1° L'unité de poids d'un gaz, assujettie d'abord à conserver un volume constant, recevra une quantité de chaleur capable d'élever sa température de 1 degré : cette quantité de chaleur est ce qu'on nommera la *chaleur spécifique à volume constant*; nous savons que la pression du gaz augmentera; — 2° on fera éprouver ensuite à ce gaz un accroissement de volume tel que la pression reprenne sa valeur primitive, sans que la température s'abaisse : il faudra, pour cela, lui communiquer une nouvelle quantité de chaleur, que l'on peut appeler *chaleur de dilatation*. — L'effet définitif étant évidemment le même que si le gaz avait été chauffé en conservant toujours la même pression, on voit que la *chaleur spécifique à pression constante* est la somme de la *chaleur spécifique à volume constant* et de la *chaleur de dilatation*. Si l'on désigne ces trois quantités de chaleur respectivement par C, c et l, on a

$$C = c + l.$$

Le tableau précédent donne, pour chaque gaz en particulier, la valeur de C; si l'on pouvait déterminer la valeur de c, on en déduirait la valeur de l, ou réciproquement.

Or, il serait extrêmement difficile d'appliquer, à la détermination di-

recte de la *chaleur spécifique à volume constant* c , une méthode semblable aux précédentes. En effet, il faudrait enfermer le gaz dans une enveloppe solide, rendant ses variations de volume sensiblement nulles; le porter d'abord à une température connue, et l'introduire ensuite, avec son enveloppe, dans un calorimètre dont on mesurerait l'élévation de température. Or, il arriverait que, le poids de l'enveloppe étant nécessairement beaucoup plus grand que celui du gaz, le gaz n'exercerait sur les variations de température qu'une influence à peu près inappréciable. — La détermination directe de la *chaleur de dilatation* l présenterait des difficultés plus grandes encore. — Une méthode extrêmement ingénieuse, due à Clément et Desormes permet de résoudre la question, en fournissant, comme on va le voir, la valeur du *rapport* des deux chaleurs spécifiques $\frac{C}{c}$, pour un même gaz.

***354. Expérience de Clément et Desorme. — Rapport des deux chaleurs spécifiques pour un même gaz.** — Un ballon de verre, d'une très grande capacité (30 à 40 litres), communique avec un tube vertical V (fig. 267), qui plonge dans une cuvette contenant de l'acide sulfurique concentré, ou tout autre liquide non volatil. — Le robinet supérieur R étant fermé, on fait d'abord communiquer le ballon avec une pompe à main, par l'intermédiaire du robinet latéral R' , et on enlève une très petite quantité d'air. On ferme ensuite ce robinet, et on attend quelque temps, jusqu'à ce que l'air intérieur, un peu refroidi par la raréfaction, ait repris la température extérieure. Soit alors P la pression barométrique, et soit P' la pression de l'air intérieur, mesurée au moyen de l'ascension du liquide dans le tube V .

L'expérience étant ainsi préparée, on ouvre et on referme immédiatement le robinet supérieur R : ce robinet étant très gros, cette opération a suffi pour laisser entrer dans le ballon la petite quantité d'air capable de rétablir instantanément l'égalité des niveaux à l'intérieur et à l'extérieur du tube V . — Mais l'air extérieur, en pénétrant dans le ballon, a comprimé l'air qui y était primitivement contenu, et l'a échauffé; en sorte que, à mesure que le gaz revient à la température ambiante, la pression intérieure diminue. On voit le liquide s'élever lentement dans le tube V , et conserver finalement un niveau stationnaire. Soit alors P'' la pression intérieure, fournie par l'observation de ce niveau : elle est plus petite que la pression extérieure P , mais plus grande que P' , puisque l'appareil contient, à la température extérieure T , un peu plus d'air qu'au commencement de l'expérience. — La connaissance de ces trois pressions P, P', P'' , va nous suffire pour calculer : 1° la *compression* produite sur l'air primitivement contenu dans le ballon, par la rentrée de l'air extérieur; 2° l'*élévation de température* due à cette compression.

1° Soit V_0 le volume qu'aurait à 0° l'air primitivement contenu dans

le ballon. Avant l'ouverture du robinet, cet air, à la même température T que l'air extérieur, avait un volume $V_0(1 + \alpha T)$, et sa pression

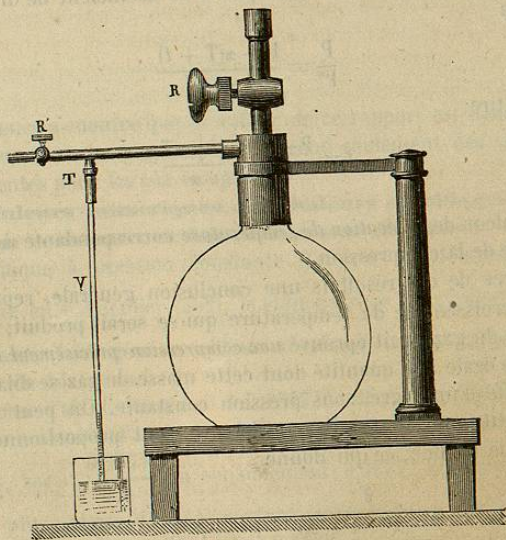


Fig. 267. — Expérience de Clément et Desormes.

était P' . — Au moment de l'ouverture du robinet R , l'air extérieur, en pénétrant dans le ballon, a agi comme un piston comprimant l'air qui y était contenu; lorsque, à la fin de l'expérience, la température intérieure a repris sa valeur initiale, on peut considérer cette même masse d'air comme occupant un volume $V_0(1 + \alpha T) - u$, sous la nouvelle pression P'' . On a donc, en appliquant la loi de Mariotte,

$$\frac{V_0(1 + \alpha T) - u}{V_0(1 + \alpha T)} = \frac{P'}{P''}$$

d'où l'on tire

$$\frac{u}{V_0} = \frac{P'' - P'}{P''} (1 + \alpha T).$$

La quantité $\frac{u}{V_0}$ représente la *compression* qu'a éprouvée, dans l'expérience, l'*unité de volume* du gaz primitif.

2° Soit t l'élévation de température produite par la compression, au moment où l'on a fermé le robinet R ; à ce moment, la masse totale de l'air intérieur était à la température $T + t$, et sa pression était P . A la