

La quantité de chaleur abandonnée par l'eau est $M(t - \theta)$; quant au calorimètre, si l'on désigne par p son poids et par c la chaleur spécifique du laiton, il a perdu $pc(t - \theta)$. D'autre part, si l'on désigne par x la chaleur de fusion de la glace, le poids P a absorbé, en fondant, une quantité de chaleur Px ; les P grammes d'eau qui proviennent de la fusion ont absorbé ensuite, en s'échauffant de 0° à θ , une quantité de chaleur $P\theta$. On aura donc l'équation

$$(M + pc)(t - \theta) = Px + P\theta,$$

d'où l'on tirera la valeur de x .

En opérant ainsi, de la Provostaye et Desains ont trouvé, pour la chaleur de fusion de la glace, le nombre 79,25.

348. Méthode de Bunsen. — Le calorimètre à glace de Bunsen (351) peut aussi servir à déterminer la chaleur de fusion de la glace. Soit k la constante du calorimètre, c'est-à-dire le nombre de divisions dont rétrograde le mercure dans le tube gradué, quand on cède à l'appareil une calorie; k est déterminé par une expérience calorimétrique; un jaugeage fera connaître le volume v d'une division du tube; kv est donc la contraction qui correspond à une calorie. — Bunsen a déterminé la diminution de volume que subit 1 gramme de glace à 0° , au moment de la fusion; il a trouvé $0^{\text{m}c}.09069$. Cette contraction correspond à l'absorption de x calories, x désignant la chaleur de fusion; on a donc la proportionnalité

$$\frac{x}{1} = \frac{0,09069}{kv};$$

en remplaçant kv par sa valeur, on trouve $x = 80,45$.

349. Détermination des chaleurs de fusion des diverses substances.

— Proposons-nous maintenant de déterminer, par la méthode des mélanges, la chaleur de fusion d'un corps qui soit solide à la température ordinaire, et dont le point de fusion ne soit pas très supérieur à 100° , de manière que ce corps puisse être introduit *en fusion* dans l'eau, sans donner naissance à un dégagement appréciable de vapeur d'eau. On introduira un poids connu P de ce corps, à une température T supérieure à son point de fusion, dans une masse d'eau M à une température t , et on déterminera la température finale θ . — On obtiendra l'équation du problème en égalant : d'une part, la quantité de chaleur gagnée par l'eau et le calorimètre, en s'échauffant de t à θ ; d'autre part, la somme des quantités de chaleur que le corps a perdues, 1° en se refroidissant depuis la température T jusqu'à la température T' de sa solidification, 2° en se solidifiant, 3° en se refroidissant de T' à θ degrés. — En désignant par γ et γ' les chaleurs spécifiques du corps à l'état liquide et à l'état solide, on aura

$$(M + pc)(\theta - t) = P\gamma(T - T') + Px + P\gamma'(T' - \theta).$$

Si les chaleurs spécifiques γ et γ' ne sont pas connues, on fera deux autres expériences, avec des poids notablement différents; on aura ainsi, en tout, trois équations, qui serviront à calculer x , γ et γ' .

Voici quelques-uns des résultats obtenus :

	POINT DE FUSION.	CHALEUR DE FUSION.	CHALEUR SPÉCIFIQUE A L'ÉTAT	
			solide.	liquide.
Bismuth.	262 ⁹	12,64	0,051	0,056
Eau.	0	80	0,504	1,000
Étain.	250	14,25	0,056	0,064
Mercure.	-40	2,82	0,052	0,053
Phosphore.	44	5,05	0,19	0,20
Plomb.	320	9,37	0,051	0,040
Soufre.	115	9,57	0,205	0,234
Zinc.	450	28,15	0,095	"

350. Chaleurs de vaporisation. — On nomme *chaleur latente de vaporisation* d'un liquide, ou simplement *chaleur de vaporisation*, à une température déterminée, la quantité de chaleur qu'absorbe 1 gramme de ce liquide, à cette température, pour se transformer en vapeur saturante. — Ainsi, la chaleur de vaporisation de l'eau, à 100° , est la quantité de chaleur qu'il faut donner à 1 gramme d'eau, déjà chauffé à 100° , pour le transformer en vapeur saturante à la même température.

351. Détermination de la chaleur de vaporisation de l'eau à 100° . — Les premières expériences précises sur la chaleur de vaporisation de l'eau ont été faites par Despretz.

La cornue A (fig. 255) contient de l'eau, qu'on portera à l'ébullition; elle communique par le tube tt avec un calorimètre, dont la coupe est représentée par la figure 254; ss est un serpentin qui vient s'ouvrir dans une boîte métallique bb' , entourée de tous côtés par l'eau du calorimètre. Un agitateur $mm'n'$ sert à rendre uniforme la température de cette eau : l'écran MN (fig. 255) préserve le calorimètre contre le rayonnement du fourneau (*).

Pour que la pression intérieure reste constamment égale à la pression atmosphérique, on a adapté à la partie supérieure de la boîte bb' (fig. 254) un petit tube métallique vertical; le robinet r' qui le termine reste ouvert pendant l'expérience actuelle. La vapeur arrive dans le serpentin, où elle se liquéfie; l'eau provenant de cette condensation se rassemble dans la caisse bb' et y prend la température du calori-

(*) Il importe d'éviter que la vapeur n'entraîne mécaniquement avec elle, dans le calorimètre, des particules d'eau liquide; dans ce but, on incline le tube de prise de vapeur, comme le montre la figure 253, et on le fait plonger assez avant dans la cornue. La vapeur qui y pénètre se trouve ainsi, sur une portion de son parcours, protégée contre le refroidissement par la vapeur qui l'enveloppe; s'il s'en liquéfie un peu, elle retombe à l'état liquide dans la cornue.

Pour n'admettre la vapeur dans le calorimètre que lorsque l'eau est en pleine ébullition, on a placé sur le tube tt' un robinet R à trois voies, semblable à celui que représente la figure 122; il permet de faire communiquer à volonté la cornue avec l'extérieur ou avec le serpentin. On établit d'abord la première communication; puis, quand l'eau est en pleine ébullition, on tourne le robinet, de manière à faire arriver la vapeur dans le calorimètre.

mètre. L'expérience terminée, on note la température du calorimètre; puis, ouvrant le robinet *r*, on recueille l'eau condensée et on la pèse. — On exprime alors que la quantité de chaleur gagnée par l'eau et par le calorimètre est égale à la somme des quantités de chaleur cédées, 1° par la vapeur en se liquéfiant, 2° par l'eau condensée en se refroidissant depuis 100° jusqu'à la température finale.

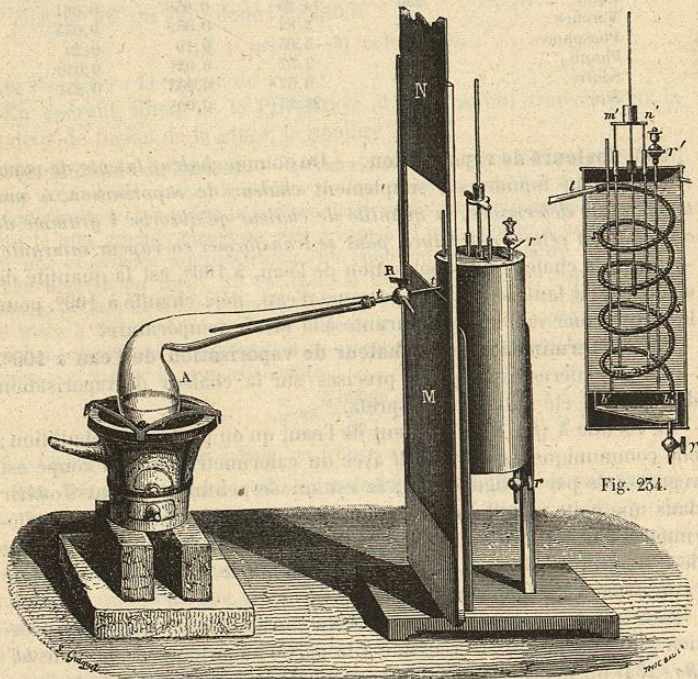


Fig. 253. — Chaleur de vaporisation de l'eau. (Appareil de Despretz.)

Soit *t* la température initiale du calorimètre, *M* le poids de l'eau qu'il contient, *p* le poids du serpentin et du calorimètre, et *c* la chaleur spécifique du cuivre; soit *P* le poids de la vapeur condensée, *T* la température d'ébullition, *x* la chaleur de vaporisation de l'eau, et *θ* la température finale; on aura l'équation

$$(M + pc)(θ - t) = Px + P(T - θ),$$

d'où l'on tirera la valeur de *x*.

Despretz a trouvé, pour la chaleur de vaporisation de l'eau à 100°, le nombre 540. — Des expériences plus précises de Regnault ont donné 537.

352. Chaleur de vaporisation de l'eau à diverses températures. — Pour déterminer la chaleur de vaporisation de l'eau à des températures autres que 100°, il suffit d'augmenter ou de diminuer la pression, de manière à faire bouillir l'eau à la température voulue; c'est à quoi l'on peut arriver en faisant communiquer l'intérieur de l'appareil, par l'intermédiaire du robinet *r'*, soit avec une pompe de compression, soit avec une machine pneumatique, selon que l'on veut obtenir l'ébullition au-dessus de 100° ou au-dessous de 100°.

353. Chaleur totale de vaporisation de l'eau. — On nomme *chaleur totale de vaporisation de l'eau*, à une température déterminée *t*, la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1 gramme d'eau liquide à 0°, pour le transformer en vapeur saturante à la température *t*.

La chaleur spécifique de l'eau liquide étant toujours sensiblement égale à l'unité, si la chaleur de vaporisation était une constante *λ*, indépendante de la température de vaporisation, la chaleur totale de vaporisation à *t* degrés serait toujours exprimée par la somme *t + λ*. — Les expériences de Regnault ont montré qu'il n'en est pas rigoureusement ainsi, mais que la chaleur totale de vaporisation de l'eau à une température *t* est représentée par la formule empirique :

$$\text{Chal. tot.} = 606,5 + 0,505 t.$$

Si l'on en retranche la quantité de chaleur nécessaire pour élever 1 gramme d'eau de 0° à *t*, c'est-à-dire le nombre *t* lui-même, on obtient pour valeur de la chaleur latente de vaporisation *λ*, à la température *t* :

$$\lambda = 606,5 - 0,695 t.$$

354. Chaleurs de vaporisation des divers liquides. — Des méthodes semblables, appliquées à divers liquides, ont donné pour les valeurs de la chaleur de vaporisation, sous la pression de l'atmosphère, les résultats suivants :

	POINTS D'ÉBULLITION.	CHALEURS DE VAPORISATION.
Acide acétique.	120°	102
Alcool.	78,5	208
Eau.	100	537
Esprit de bois.	66,5	264
Essence de térébenthine.	161	69
Éther sulfurique.	35,5	91

De tous les liquides, l'eau est, comme on le voit, celui pour lequel la chaleur de vaporisation a la plus grande valeur.

III. — MESURE DES CHALEURS DE COMBINAISON.

355. Quantités de chaleur dégagées ou absorbées dans les phénomènes chimiques. — Lorsque deux ou plusieurs corps, mis en présence à une même température *t*₀, arrivent à se combiner entre eux, l'expérience montre qu'il y a toujours élévation de température, c'est-à-dire que la réaction chimique produit un *dégagement de chaleur*. —

Or, supposons que l'expérience soit disposée de façon que toute cette chaleur puisse se communiquer aux corps environnants, en sorte que les produits de la réaction reviennent à la température initiale t_0 : la mesure de la quantité de chaleur qui aura été absorbée par les corps environnants fournira une évaluation de la chaleur dégagée par la combinaison elle-même.

Quant à la disposition expérimentale à employer pour mesurer ces quantités de chaleur, on voit qu'il suffira d'effectuer les réactions au sein d'un calorimètre ayant une masse assez considérable pour que la température finale, commune au calorimètre et aux produits de la réaction, ait une valeur t' peu différente de la température initiale t_0 . — En tenant compte des chaleurs spécifiques des produits de la réaction, on obtiendra une équation qui donnera la valeur de la quantité de chaleur dégagée ou absorbée, pour l'unité de poids de l'un des corps employés. — Il sera facile enfin d'en déduire la *chaleur de combinaison* du composé formé; on appelle ainsi la quantité de chaleur

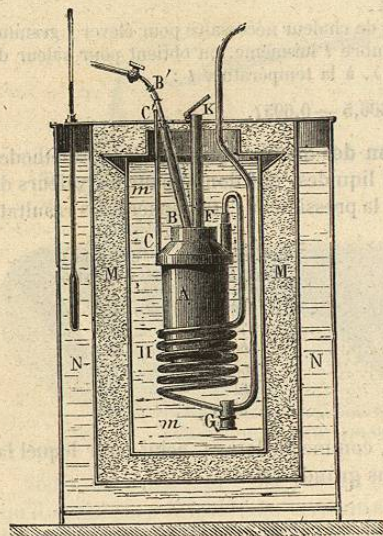


Fig. 255. — Calorimètre à eau de Favre et Silbermann.

s'effectue la réaction; un tube plus large FK, fermé à sa partie supérieure par une plaque de verre, permet à l'opérateur de voir ce qui se passe dans l'appareil. Les produits gazeux de la réaction traversent, avant de s'échapper dans l'atmosphère, le serpentín H, à la partie inférieure duquel se trouve une petite boîte G destinée à recueillir les liquides résultant de la condensation

correspondante à la formation de E grammes du composé, E représentant son équivalent chimique.

La chaleur de combinaison est le plus souvent assez considérable; aussi, l'exprime-t-on habituellement en grandes calories. Par exemple, la chaleur de combinaison de l'eau à l'état liquide est 54 500 calories, ou, en grandes calories, 54^{cal},5.

356. Calorimètres de Favre et Silbermann. — Lorsque, parmi les éléments ou les produits de la réaction, se trouvent des gaz ou des vapeurs, on doit faire usage d'un calorimètre du genre de celui qui a été employé par MM. Favre et Silbermann (fig. 255).

Les gaz sont amenés par des tubes tels que BB' et CC', dans un cylindre métallique A, où

des vapeurs. Le cylindre A et le serpentín sont placés dans une masse d'eau *mm*, contenue dans un vase calorimétrique : c'est la variation de température de cette eau qui servira à évaluer la quantité de chaleur correspondante à la réaction. — Pour éviter la déperdition de chaleur, on place le calorimètre dans une enceinte métallique MM, contenant du duvet de cygne. Enfin, le tout est placé dans un vase NN, rempli d'eau, pour éliminer l'influence des variations de la température ambiante : un thermomètre permet de s'assurer que la température de cette eau est restée constante pendant l'expérience.

Cette disposition expérimentale a été perfectionnée par M. Berthelot, de manière à faire disparaître à peu près complètement les causes d'erreur.

Pour les réactions dans lesquelles n'intervient aucun corps gazeux, Favre et Silbermann ont fait usage d'un calorimètre dans lequel le corps calorimétrique est une masse considérable de mercure, qui indique, par ses variations de volume, les variations de température qu'elle éprouve.

Le mercure est contenu dans un gros réservoir sphérique en fer R (fig. 256),

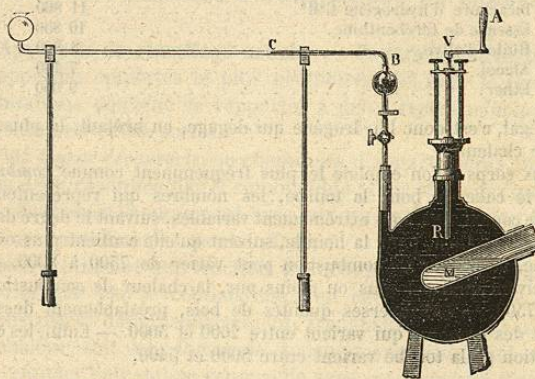


Fig. 256. — Calorimètre à mercure de Favre et Silbermann.

communiquant avec une tige de verre capillaire BC, sur laquelle ont été tracées des divisions. Dans le réservoir pénètrent plusieurs mouffes, tels que M, dans lesquels s'effectueront les réactions chimiques. — Avant l'expérience, on commence par amener l'extrémité de la colonne de mercure, dans la tige BC, en un point voisin de l'origine des divisions : il suffit, pour cela, de faire tourner la manivelle A, de manière à faire pénétrer plus ou moins profondément dans le réservoir le petit cylindre fixé à l'extrémité de la vis V. — On détermine alors, par une expérience préliminaire, quel est le déplacement de la colonne mercurielle qui correspond à un nombre déterminé de calories, par exemple à la chaleur que dégage un poids connu d'eau, en se refroidissant d'un nombre connu de degrés, dans un des mouffes du calorimètre. — L'appareil étant ainsi préparé, la quantité de chaleur dégagée dans une réaction quelconque, produite dans l'un des mouffes, pourra être évaluée à l'aide du déplacement de l'extrémité de la colonne de mercure dans la tige BC. — Pour éviter la déperdition de chaleur, on enferme le réservoir du calorimètre dans une boîte de bois contenant du duvet de cygne.

357. Chaleur de combustion des principaux corps combustibles. — Parmi les résultats qu'a fournis l'étude des diverses réactions chimiques,

nous signalerons, en particulier, ceux qui sont relatifs aux quantités de chaleur dégagées dans les combustions, c'est-à-dire dans les phénomènes de combinaison directe des corps avec l'oxygène. — Nous appellerons *chaleur de combustion* d'un corps, le nombre de calories dégagées par la combinaison de 1 gramme de ce corps avec l'oxygène.

Le tableau suivant donne, en petites calories, les valeurs approximatives de la chaleur de combustion, pour les principaux corps combustibles.

	CHALEURS DE COMBUSTION.
Hydrogène (produisant de l'eau à l'état liquide) . . .	34 500
— (— — à l'état gazeux) . . .	29 400
Carbone (produisant de l'acide carbonique)	7 850
Soufre (produisant de l'acide sulfureux)	2 269
Phosphore (produisant de l'acide phosphorique) . . .	5 870
Protocarbure d'hydrogène C^2H^4	15 125
Bicarbure d'hydrogène C^4H^4	11 860
Essence de térébenthine	10 850
Huile d'olive	9 860
Alcool	7 180
Éther	9 050

A poids égal, c'est donc l'hydrogène qui dégage, en brûlant, la plus grande quantité de chaleur.

Quant aux corps qu'on emploie le plus fréquemment comme *combustibles*, la houille, le coke, le bois, la tourbe, les nombres qui représentent leurs chaleurs de combustion sont extrêmement variables, suivant le degré de pureté de ces corps. — Ainsi, pour la houille, suivant qu'elle contient plus ou moins d'hydrogène, la chaleur de combustion peut varier de 7500 à 8900. — Pour le coke, suivant qu'il est plus ou moins pur, la chaleur de combustion varie de 6500 à 7500. — Les diverses qualités de bois, préalablement desséchées, fournissent des nombres qui varient entre 2600 et 3000. — Enfin, les chaleurs de combustion de la tourbe varient entre 5000 et 5400.

CHAPITRE X

CHAUFFAGE ET MACHINES A VAPEUR

I. — NOTIONS SUR LES DIVERS MODES DE CHAUFFAGE.

358. Appareils de chauffage usuels. — Foyers découverts, poêles. — Les appareils employés le plus ordinairement pour le chauffage de nos habitations peuvent se rapporter à deux types principaux : les *foyers découverts* et les *poêles*.

Dans les *foyers découverts*, ou cheminées d'appartements, on n'utilise que la chaleur rayonnée par le combustible : l'air et les gaz qui s'échappent par la cheminée emportent avec eux une grande quantité de chaleur, qui ne contribue pas au chauffage.

Les *poêles* utilisent une fraction beaucoup plus considérable de la chaleur dégagée par le combustible : en effet, leurs parois, et celles des tuyaux placés dans l'appartement, transmettent une grande quantité de chaleur, soit sous forme de chaleur rayonnante, soit en échauffant par contact l'air qui se renouvelle sans cesse autour d'eux.

Mais, si les poêles donnent ainsi un chauffage plus économique que les foyers découverts, ils ne présentent généralement pas les mêmes avantages, au point de vue de l'hygiène. En effet, pour obtenir des conditions de salubrité suffisantes dans les pièces habitées, c'est-à-dire pour fournir la quantité d'oxygène nécessaire à la respiration, et enlever les émanations produites par la transpiration pulmonaire ou cutanée, il faut assurer un renouvellement de l'air correspondant au moins à 6 ou 8 mètres cubes par individu et par heure. Or, les ouvertures des poêles ne livrent généralement passage qu'à la quantité d'air nécessaire à la combustion; aussi l'usage en est-il insalubre, quand la ventilation n'est pas assurée d'une autre manière.

Il n'est pas de même des foyers découverts, dont les larges ouvertures produisent un appel d'air beaucoup plus considérable. — On peut d'ailleurs mieux utiliser la chaleur produite, en établissant, autour des parois du foyer, des espaces où l'on fait arriver l'air extérieur, par des conduits s'ouvrant au dehors de l'édifice; cet air, après s'être échauffé, vient se rendre dans l'appartement par des *bouches de chaleur*.