

fin de l'expérience, la température de l'air intérieur a repris la valeur  $T$ , et sa pression est devenue  $P''$ . Le volume de cet air n'ayant pas sensiblement changé, si l'on désigne par  $\alpha$  le coefficient de dilatation de l'air, on a

$$\frac{P}{P''} = \frac{1 + \alpha(T + t)}{1 + \alpha T}$$

d'où l'on tire

$$t = \frac{P - P''}{P''} \cdot \frac{1 + \alpha T}{\alpha};$$

c'est la valeur de l'élevation de température correspondante à la valeur précédente de la compression.

Pour tirer de ces résultats une conclusion générale, représentons par  $\theta$  l'accroissement de température qui se serait produit, si l'unité de volume du gaz avait éprouvé une compression précisément égale à  $\alpha$ , c'est-à-dire égale à la quantité dont cette masse de gaz se dilate quand on l'échauffe d'un degré, sous pression constante. On peut admettre que ces petites variations de température sont proportionnelles aux variations de volume, ce qui donne

$$\frac{\theta}{\frac{P - P''}{P''} \cdot \frac{1 + \alpha T}{\alpha}} = \frac{\alpha}{\frac{P'' - P'}{P''} (1 + \alpha T)}$$

d'où l'on tire

$$\theta = \frac{P - P''}{P'' - P'}$$

En remplaçant  $P, P', P''$  par les valeurs fournies par l'expérience, on trouve sensiblement

$$\theta = 0,4;$$

c'est-à-dire qu'une compression représentée par la quantité  $\alpha$  (environ  $\frac{1}{273}$ ), fait éprouver à l'air une élévation de température d'environ 4 dixièmes de degré.

Il en résulte que, réciproquement, lorsqu'une masse d'air se dilate de la fraction  $\alpha$  de son volume, la quantité de chaleur qu'elle doit absorber, *uniquement pour sa dilatation*, est représentée par les 4 dixièmes de la quantité de chaleur qui l'échaufferait d'un degré si son volume restait constant. — En d'autres termes, en conservant les notations précédemment indiquées (353), on a

$$l = 0,4c.$$

Tel est le résultat immédiat de l'expérience de Clément et Desormes.

— Remplaçons maintenant  $l$  par cette valeur, dans la relation  $C = c + l$ ; il vient

$$C = c + 0,4c, \quad \text{ou} \quad C = c \times 1,4,$$

ou enfin

$$\frac{C}{c} = 1,4.$$

L'expérience a montré que la valeur de ce rapport est sensiblement la même pour tous les gaz simples. Il prend seulement des valeurs un peu différentes pour les gaz composés.

\*355. **Valeurs numériques des chaleurs spécifiques des gaz à pression constante, et des chaleurs de dilatation.** — La chaleur spécifique à pression constante  $C$  ayant été déterminée pour chaque gaz en particulier (352), la connaissance du rapport  $\frac{C}{c}$  permet de déterminer la chaleur spécifique à volume constant  $c$ , et par suite la chaleur de dilatation  $l$ .

Ainsi, pour l'air,  $C$  étant égal à 0,2577, la *chaleur spécifique à volume constant*  $c$ , calculée d'après le résultat des expériences de Clément et Desormes, serait  $\frac{0,2577}{1,4}$ , ou sensiblement 0,1697. En employant une méthode plus précise, fondée sur la mesure de la vitesse du son dans les gaz, Dulong a obtenu le nombre 0,1688.

La *chaleur de dilatation*  $l$ , pour l'air, a donc pour valeur la différence  $C - c$ , ou 0,2577 - 0,1688, ou 0,0689.

Un calcul semblable fournira les valeurs numériques de  $c$  et de  $l$ , pour chaque gaz en particulier.

\*356. **Lois relatives aux chaleurs spécifiques, en général.** — **Loi de Dulong et Petit.** — Après avoir mesuré les chaleurs spécifiques d'un grand nombre de *corps simples*, solides ou liquides, Dulong et Petit ont été conduits à cette loi, que, pour ces corps, le *produit de chaleur spécifique par le poids atomique est un nombre constant*.

C'est ce qu'il est facile de vérifier pour quelques-uns des corps dont nous avons donné les chaleurs spécifiques (351). — Ainsi, pour l'argent, la chaleur spécifique est 0,0570; le poids atomique étant 108, le produit de ces deux nombres est sensiblement 6,16. — Pour le soufre, la chaleur spécifique est 0,2026; le poids atomique étant 32, le produit de ces deux nombres est 6,48. — On trouve ainsi, pour les divers corps, des produits peu différents, et dont la moyenne est 6,58.

On peut donc considérer la loi de Dulong et Petit comme se vérifiant, au moins approximativement, pour les divers corps simples dont le poids atomique est nettement déterminé par des réactions chimiques. — Mais, d'autre part, il arrive que, pour tel ou tel corps simple en particulier, les phénomènes chimiques ne suffisent pas pour décider si

le poids atomique doit être représenté par un nombre  $n$ , ou par l'un des multiples de  $n$ . — Lorsqu'il en est ainsi, la loi de Dulong et Petit permet de résoudre la question : il suffit de voir quel est le multiple de  $n$  qui, multiplié par la chaleur spécifique du corps, donne le produit le plus voisin de 6,58, ce qui n'offre jamais d'ambiguïté.

Enfin, pour les *corps composés*, on trouve encore que le produit de la chaleur spécifique par le poids atomique est un nombre constant, mais à la condition de ne comparer entre eux que des corps ayant une *composition chimique analogue*. — Ainsi, pour tous les oxydes ayant la formule générale MO (M désignant un métal quelconque), le produit est toujours peu différent de 11,5. — Pour les protochlorures métalliques, il est peu différent de 18,7, etc. — Cette extension de la loi de Dulong et Petit a été formulée par Neumann, et vérifiée par Regnault pour les principaux groupes de corps composés.

\*357. **Application de la loi de Dulong et Petit aux gaz simples.**

— **Chaleur spécifique rapportée à l'unité de volume.** — On sait que, pour les gaz simples, les poids atomiques sont proportionnels aux densités. Dès lors, si la loi de Dulong et Petit est exacte pour ces corps, le produit de la chaleur spécifique  $C$  par la densité  $d$  doit être constant. — Or, multiplions encore ce produit par le poids de l'unité de volume d'air  $a$  : dans l'expression  $Cda$ , la quantité  $da$  représente le poids de l'unité de volume du gaz; par suite,  $Cda$  est la quantité de chaleur qu'absorbe l'unité de volume du gaz pour s'élever d'un degré sous pression constante, ou la *chaleur spécifique rapportée à l'unité de volume*. Cette chaleur spécifique doit donc être *constante* pour tous les gaz simples. — C'est ce que Delaroche et Bérard avaient constaté approximativement, et c'est ce que les expériences ultérieures ont vérifié d'une manière plus précise, au moins pour les gaz suffisamment éloignés de leur point de liquéfaction.

II. — MESURE DES CHALEURS DE FUSION ET DE VAPORISATION.

358. **Chaleur de fusion.** — On nomme *chaleur latente de fusion* d'un corps, ou simplement *chaleur de fusion*, la quantité de chaleur qu'absorbe 1 kilogramme de ce corps, pour fondre sans élévation de température. — Ainsi, la chaleur de fusion de la glace est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1 kilogramme de glace à 0°, pour le transformer en eau liquide, à la même température.

359. **Détermination de la chaleur de fusion de la glace.** — Pour déterminer la chaleur de fusion de la glace, on emploie la *méthode des mélanges*.

Dans un calorimètre V (fig. 268), contenant un poids connu d'eau M, à une température  $t$  supérieure de quelques degrés à celle de l'air environnant, on plonge un morceau de glace à 0°, après l'avoir essuyé

avec du papier buvard; on agite le liquide pour hâter la fusion, et l'on note la température finale  $\theta$  du mélange. Quant au poids P de la glace, on ne peut songer à l'obtenir avant l'expérience, par une pesée directe, pendant laquelle il serait impossible d'éviter la fusion : on le détermine, une fois l'expérience terminée, par l'accroissement de poids du calorimètre. — Nous exprimerons que la quantité de chaleur abandonnée par l'eau et par le calorimètre, qui se sont refroidis ensemble de  $t$

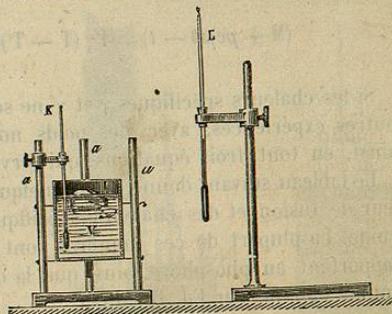


Fig. 268.

à  $\theta$ , a été employée, d'une part à fondre la glace, d'autre part à échauffer de 0 à  $\theta$  l'eau provenant de la fusion.

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 kilogrammes d'eau qui proviennent de la fusion ont absorbé ensuite, en s'échauffant de 0 à  $\theta$ , 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, MM. de la Provostaye et Desains ont trouvé, pour la chaleur de la fusion de la glace, le nombre 79,25.

360. **Détermination des chaleurs de fusion des diverses substances.** — La même méthode peut servir à déterminer les chaleurs de fusion des autres substances. — Supposons qu'il s'agisse 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  $\theta$ . — 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  $\theta$ ; 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  $\theta$  degrés. — En désignant par  $\gamma$  et  $\gamma'$  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  $\gamma$  et  $\gamma'$  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  $x$ ,  $\gamma$  et  $\gamma'$ .

Le tableau suivant donne, pour quelques corps, les valeurs de la chaleur de fusion et des chaleurs spécifiques à l'état solide et à l'état liquide. La plupart de ces nombres sont dus à M. Person; ceux qui se rapportent au phosphore, ainsi que la chaleur spécifique de la glace, ont été obtenus par Ed. Desains.

	POINT DE FUSION	CHALEUR DE FUSION	CHALEUR SPÉCIFIQUE A L'ÉTAT	
			SOLIDE	LIQUIDE
Bismuth . . . . .	269	12,64	0,051	0,056
Eau . . . . .	0	79,23	0,504	1,000
Étain . . . . .	258	14,25	0,056	0,064
Mercure . . . . .	40	2,82	0,052	0,064
Phosphore . . . . .	44	5,05	0,18	0,20
Plomb . . . . .	226	9,57	0,051	0,040
Soufre . . . . .	110	9,57	0,205	0,254
Zinc . . . . .	430	28,15	0,095	

561. **Chaleur de vaporisation.** — On nomme *chaleur latente de vaporisation* d'un liquide, ou simplement *chaleur de vaporisation*, à une température déterminée, la quantité de chaleur que ce liquide absorbe, 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 kilogramme d'eau, déjà chauffé à 100°, pour le transformer en vapeur saturante à la même température.

562. **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, au moyen de l'appareil représenté par la figure 269.

La cornue A 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 270;  $ss$  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. 269) 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. 270)

un petit tube métallique vertical; le robinet  $r'$  qui le termine reste ouvert pendant l'expérience actuelle. La vapeur arrive dans le serpentin,

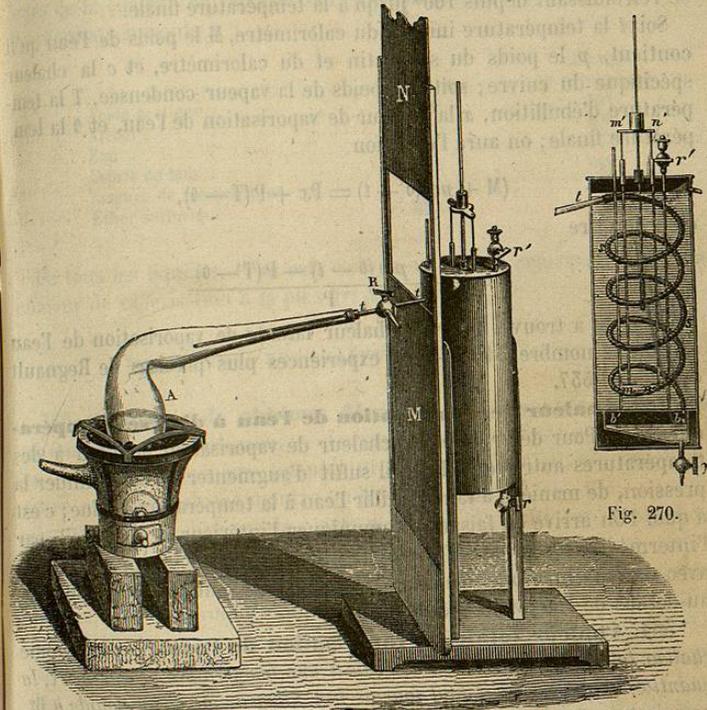


Fig. 269. — Chaleur de vaporisation de l'eau. (Appareil de Despretz.)

où elle se liquéfie; l'eau provenant de cette condensation se rassemble dans la caisse  $bb'$  et y prend la température du calorimètre. Lorsqu'on met fin à l'expérience, on note la température du calorimètre; puis, ouvrant le robinet  $r$ , on recueille l'eau condensée et on en détermine le poids (\*). — On exprime alors que la quantité de chaleur gagnée par

(\*) 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 269, 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.

Il est nécessaire enfin de n'admettre la vapeur dans le calorimètre que lorsque l'eau est en pleine ébullition. A cet effet, on a placé sur le tube  $tt$  un robinet R à trois voies, semblable à celui que représente la figure 135; 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.

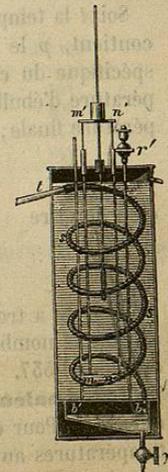


Fig. 270.

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.

Soit  $t$  la température initiale du calorimètre,  $M$  le poids de l'eau qu'il contient,  $p$  le poids du serpentín 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  $\theta$  la température finale; on aura l'équation

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

d'où l'on tire

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

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

\*565. **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 arrive 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°.

\*564. **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 kilogramme 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  $\lambda$ , indépendante de la température de vaporisation, la chaleur totale de vaporisation à  $t$  degrés serait toujours exprimée par la somme  $t + \lambda$ . — 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  $t$  peut, en général, être représentée par la formule empirique :

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

Si l'on en retranche la quantité de chaleur nécessaire pour élever 1 kilogramme 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  $\lambda$ , à la température  $t$  :

$$\lambda = 609,5 - 0,695t.$$

365. **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 . . . . .	120,0	102
Alcool . . . . .	78,5	208
Eau . . . . .	100,0	437
Esprit de bois . . . . .	66,5	264
Essence de térébenthine . . . . .	161,0	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. MESURES DES CHALEURS DE COMBINAISON.

366. **Quantités de chaleur dégagées ou absorbées dans les phénomènes chimiques.** — Lorsque deux ou plusieurs corps, mis en présence à une même température  $t_0$ , se combinent chimiquement entre eux, l'expérience montre qu'il y a, en général, 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.

Dans certains cas, les réactions chimiques donnent lieu à un abaissement de température, c'est-à-dire qu'elles sont accompagnées d'une *absorption de chaleur*. — Si l'on suppose l'expérience disposée de façon que les produits de la réaction reviennent à la température initiale, la mesure de la quantité de chaleur qui aura été empruntée aux corps environnants fournira encore une évaluation de la chaleur absorbée par la réaction 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  $t_1$  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.

**367. Calorimètre à eau de MM. 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. 271).

Les gaz sont amenés, par des tubes tels que BB' et CC' dans un cylindre métallique A, où s'effectue la réaction; un tube plus large EK,

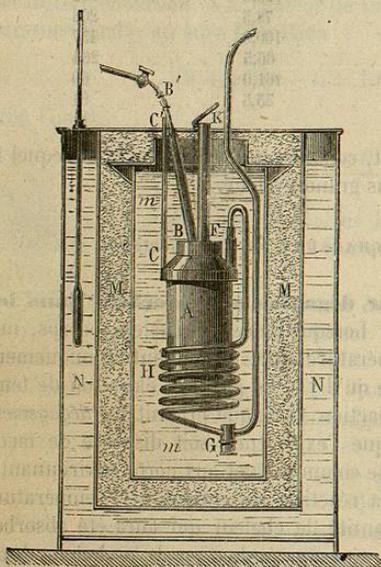


Fig. 271. — Calorimètre de MM. Favre et Silbermann.

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 serpentin H, à la partie inférieure duquel se trouve une petite boîte G destinée à recueillir les liquides résultant de la condensation des vapeurs. Le cylindre A et le serpentin sont placés dans une masse d'eau, contenue dans un vase calorimétrique mm : 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, toutes les causes d'erreur.

**368. Calorimètre à mercure.** — Pour les réactions dans lesquelles n'intervient aucun corps gazeux, MM. Favre et Silbermann ont fait usage d'une méthode dans laquelle le corps calorimétrique est une masse considérable de mercure, qui indique elle-même, 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. 272) communiquant avec une tige de verre capillaire BC, sur la-

quelle ont été tracées des divisions. Dans le réservoir pénètrent plusieurs mouffles, 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 pénétrer plus ou moins profondément dans le réservoir le petit cylindre fixé à l'extrémité de la vis V. — Puis on détermine, 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

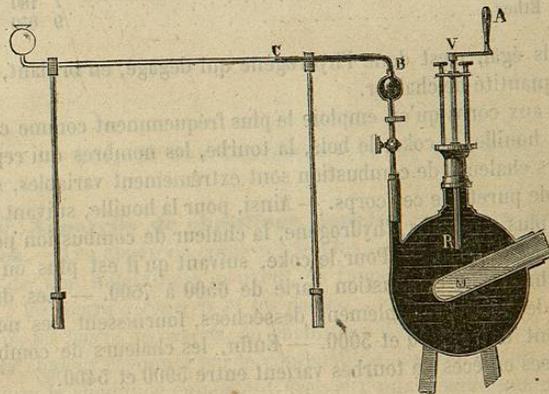


Fig. 272. — Calorimètre à mercure de MM. Favre et Silbermann.

dans un des mouffles du calorimètre. — L'appareil étant ainsi préparé, la quantité de chaleur dégagée dans une réaction quelconque, produite dans l'un des mouffles, pourra être évaluée à l'aide du déplacement de l'extrémité de la colonne de mercure dans la tige BC.

Pour éliminer l'influence que pourraient exercer les corps extérieurs, on enferme le réservoir du calorimètre dans une boîte de bois, remplie de duvet d'édredon.

**369. Chaleurs de combustion des principaux corps combustible.** — 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 kilogramme de ce corps avec l'oxygène (\*).

(\*) Les expériences calorimétriques ne portent généralement que sur quelques grammes des corps employés. Pour traduire les résultats en nombres, on préfère alors souvent prendre pour unité de chaleur la *petite calorie*, c'est-à-dire la quantité

Le tableau suivant donne 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) . . . . .	2 260
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 5000. — Enfin, les chaleurs de combustion des diverses espèces de tourbes varient entre 5000 et 5400.

de chaleur nécessaire pour élever d'un degré la température d'un gramme d'eau. On convient, en même temps, d'appeler *chaleur de combustion* d'un corps, le nombre de petites calories dégagées par la combinaison d'un gramme de ce corps avec l'oxygène. — La valeur numérique du résultat reste la même, pourvu que l'unité de chaleur et la chaleur de combustion soient toujours rapportées à une même unité de poids.

14 hojas diarias

## CHAPITRE X

### CHAUFFAGE ET MACHINES A VAPEUR

#### 1. — NOTIONS SUR LES DIVERS MODES DE CHAUFFAGE.

**370. 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. L'expérience a montré, en effet, que pour entretenir 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 à une consommation d'au moins 6 à 8 mètres cubes par individu et par heure. Or, les ouvertures des poêles ne livrent généralement passage qu'à la quantité d'air nécessaire pour entretenir 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