

Remarquons que l'élévation de température ω correspond à la diminution αV du volume $V + \alpha V$; la diminution de l'unité de volume, ou *compression*, qui a produit cette élévation de température ω , est égale au rapport $\frac{\alpha V}{V + \alpha V} = \frac{\alpha}{1 + \alpha}$, ou sensiblement α , en négligeant $\frac{1}{275}$ vis-à-vis de l'unité.

Voici maintenant l'expérience, telle qu'elle sera effectivement réalisable. On prendra une masse de gaz occupant un volume quelconque V ; on réduira instantanément son volume d'une petite quantité v , c'est-à-dire que l'on comprimera l'unité de volume de $\frac{v}{V}$, et on déterminera l'élévation de température θ , qui résultera de cette compression. La grandeur de l'échauffement sera proportionnelle à la grandeur de la compression, c'est-à-dire qu'on aura $\frac{\omega}{\theta} = \frac{\alpha}{\left(\frac{v}{V}\right)}$, d'où l'on tirera la valeur de ω , et par suite le rapport γ , si θ et $\frac{v}{V}$ sont mesurés avec précision.

555. **Expérience de Clément et Desormes.** — Un ballon de verre, d'une très grande capacité (50 à 40 litres), communique avec un tube ver-

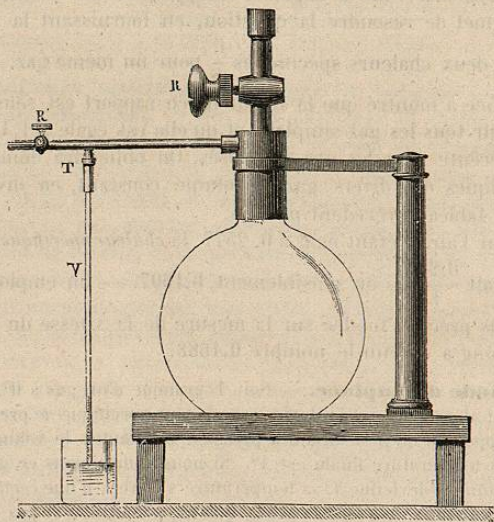


Fig. 256. — Expérience de Clément et Desormes.

tical V (fig. 256), 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, que nous supposons être 0° . 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, 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.

Soit V le volume du ballon, v le volume occupé par l'air extérieur qui a pénétré dans le ballon, lors de l'ouverture du robinet R ; le volume de la *masse d'air primitive* a donc diminué de v ; la compression a été $\frac{v}{V}$; soit θ l'élévation de température. — En reprenant les phases successives de l'expérience, on voit que la masse d'air primitive occupait d'abord le volume V , sous la pression P' et à la température 0° ; immédiatement après la compression, elle a occupé le volume $V - v$, sous la pression P , à la température θ ; enfin, une fois l'équilibre établi, elle occupe le volume $V - v$, sous la pression P'' , à la température 0° . — Les conditions relatives aux trois états successifs sont donc:

(1)	V	P'	0° .
(2)	$V - v$	P	θ .
(3)	$V - v$	P''	0° .

La comparaison du premier et du troisième état donne, d'après la loi de Mariotte, l'équation

$$(1) \quad VP' = (V - v)P'';$$

la comparaison du deuxième et du troisième état donne, d'après la loi de Gay-Lussac:

$$(2) \quad P = P''(1 + \alpha\theta).$$

De ces deux équations, on tire:

$$\frac{v}{V} = \frac{P'' - P'}{P''} \quad \alpha\theta = \frac{P - P''}{P''}.$$

et enfin:

$$\omega = \frac{\alpha\theta}{\frac{v}{V}} = \frac{P - P''}{P'' - P'}.$$

En remplaçant P, P' et P'' par les valeurs que fournit l'expérience, on trouve sensiblement, pour l'air et tous les gaz simples : $\omega = 0,4$. On a donc :

$$\gamma = 1,4, \quad C = c \times 1,4 \quad \text{et} \quad c = \frac{C}{1,4}.$$

554. Loi de Dulong et Petit, relative aux chaleurs spécifiques des corps simples solides ou liquides. — 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 la plupart de ces corps, le produit de la chaleur spécifique par l'équivalent chimique est un nombre constant et égal à 5,2; pour quelques-uns seulement, le produit est égal à 6,4. Cette loi n'est qu'approchée, ainsi que le montre le tableau suivant; pour le carbone notamment, l'écart est considérable.

CORPS SIMPLES.	E	c	cE	CORPS SIMPLES.	E	c	cE
Carbone	6	0,25	1,5	Phosphore	51	0,19	5,9
Magnésium	12	0,25	5	Potassium	59	0,165	6,4
Soufre	16	0,20	5,2	Brome	80	0,08	6,4
Fer	28	0,11	5,1	Argent	108	0,057	6,2
Cuivre	52	0,095	5	Iode	127	0,051	6,9
Zinc	55	0,095	5,1				
Or	98	0,052	5,1				
Mercure	100	0,055	5,5				

Admettons avec Ampère que, la masse de l'atome d'hydrogène étant prise pour unité, les masses des atomes de phosphore, de potassium, de brome, d'argent et d'iode soient égales à leurs équivalents chimiques respectifs, 51, 59, 80, 108 et 127; que, pour les autres corps simples, en plus grand nombre, la masse de l'atome soit représentée par le double de l'équivalent chimique. La masse de l'atome ou *poinds atomique* sera alors $A = E$ pour quelques corps simples, $A = 2E$ pour la plupart des corps simples. On pourra dire que le produit cA de la chaleur spécifique par le poids atomique est un nombre constant, égal à 6,4, pour les corps simples solides ou liquides.

Pour donner à la loi de Dulong et Petit un sens philosophique, remarquons que, d'après l'hypothèse d'Ampère, les masses des corps simples, 24 de magnésium, 52 de soufre, 56 de fer, 200 de mercure, 59 de potassium, 108 d'argent, etc., contiennent le même nombre d'atomes N, que 1 gramme d'hydrogène. Alors il résulte de la loi de Dulong et Petit que, pour échauffer de 1 degré le même nombre d'atomes N d'un corps simple quelconque, solide ou liquide, il faut lui donner la même quantité de chaleur, 6^{ca},4; en d'autres termes, tous les atomes des corps simples à l'état solide ou à l'état liquide ont la même capacité calorifique.

555. Loi de Neumann, relative aux chaleurs spécifiques des corps composés solides ou liquides. — 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 le poids atomique d'un métal quelconque, et O le poids atomique de l'oxygène qui est égal à 16), 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.

556. Loi de Wœstyn. — La capacité calorifique d'un corps composé, à l'état solide ou à l'état liquide, est égale à la somme des capacités calorifiques de ses éléments, considérés sous le même état physique que le composé. — Ainsi, 44 grammes de sulfure de fer contiennent 28 grammes de fer et 16 grammes de soufre, dont les chaleurs spécifiques sont respectivement 0,11 et 0,20; si l'on désigne par x la chaleur spécifique du sulfure de fer, on doit avoir : $44 \times x = 28 \times 0,11 + 16 \times 0,20$; d'où $x = 0,14$; c'est en effet le résultat que donne la détermination expérimentale.

L'exactitude de la loi de Wœstyn est bien mieux établie que celle de la loi de Dulong et Petit. Connaissant la chaleur spécifique d'un oxyde métallique et celle du métal qui entre dans sa constitution, on peut, en s'appuyant sur la loi de Wœstyn, calculer la chaleur spécifique de l'oxygène, à l'état solide; ce calcul, effectué sur un oxyde quelconque, fournit toujours le même résultat.

557. Application de la loi de Dulong et Petit aux gaz simples. — On a été conduit à admettre que des volumes égaux des gaz simples, pris à la même température et sous la même pression, contiennent le même nombre de molécules tétratomiques. Des volumes égaux des gaz simples, sous la pression atmosphérique et à la température 0°, contiennent donc le même nombre d'atomes; et si, de même qu'à l'état solide, la capacité calorifique est la même pour l'atome de chaque gaz simple, la capacité calorifique de l'unité de volume des divers gaz simples doit être la même. C'est ce que Delaroche et Bérard avaient constaté approximativement; c'est aussi ce que les expériences ultérieures ont vérifié d'une manière plus précise, au moins pour les gaz simples suffisamment éloignés de leur point de liquéfaction.

Cette loi est encore exacte pour les gaz composés, tels que le bioxyde d'azote, qui se forment sans contraction.

On sait que 11 litres d'hydrogène à 0° et sous la pression de 76 centimètres pèsent 1 gramme. Pour les autres gaz simples, à volume égal, les masses sont : 14^{gr} pour l'azote; 35^{gr},5 pour le chlore; 16^{gr} pour l'oxygène. Si nous admettons l'hypothèse faite sur la constitution des gaz, ces mêmes nombres représentent les poids atomiques de l'azote, du chlore et de l'oxygène. — Soit A le poids atomique d'un gaz simple et C sa chaleur spécifique, le produit CA doit être le même pour tous les gaz simples. Ce produit représente la capacité calorifique de 11 litres de chacun de ces gaz, le volume étant mesuré à 0° et sous la pression atmosphérique; il représente encore la capacité calorifique de N atomes à l'état gazeux, N étant le nombre d'atomes contenus dans 1 gramme d'hydrogène ou dans A grammes d'un corps simple quelconque. Le tableau suivant montre que la loi est vérifiée, sauf pour le chlore.

	A	C	CA		A	C	CA
Hydrogène	1			Oxygène	16	0,217	3,472
Azote	14	0,214	5,416	Chlore	35,5	0,121	4,295

Il est à remarquer que la capacité calorifique de l'atome simple n'est pas la même, suivant que le corps est solide ou gazeux; la capacité calorifique

de N atomes simples, groupés à l'état solide ou à l'état liquide, est $6^{m}4$ quand ces mêmes atomes sont groupés à l'état gazeux, leur capacité calorifique n'est plus que $5,4$.

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

558. Chaleur de fusion. — On nomme *chaleur latente de fusion* d'un corps, ou simplement *chaleur de fusion*, la quantité de chaleur qu'absorbe 1 gramme 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 gramme de glace à 0° , pour le transformer en eau liquide, à la même température.

559. Détermination de la chaleur de fusion de la glace. — Pour déterminer la chaleur de fusion de la glace, on peut employer la méthode des mélanges.

Dans un calorimètre V (fig. 255), 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 θ 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 à θ , a été employée, d'une part à fondre la glace, d'autre part à échauffer de 0 à θ 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 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, MM. de la Provostaye et Desains ont trouvé, pour la chaleur de fusion de la glace, le nombre $79,25$.

560. Méthode de Bunsen. — Le calorimètre à glace de Bunsen, qui a été décrit plus haut (542), 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 $0^{m}0,09069$. 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 $x = 80,45$.

561. 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°	12,64	0,051	0,056
Eau.	0	79,25	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	9,57	0,051	0,040
Soufre.	110	9,57	0,205	0,254
Zinc.	430	28,15	0,095	»

362. **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 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.

363. **Détermination de la chaleur de vaporisation de l'eau à 100°.** — Les premières expériences précises sur la chaleur de vapo-

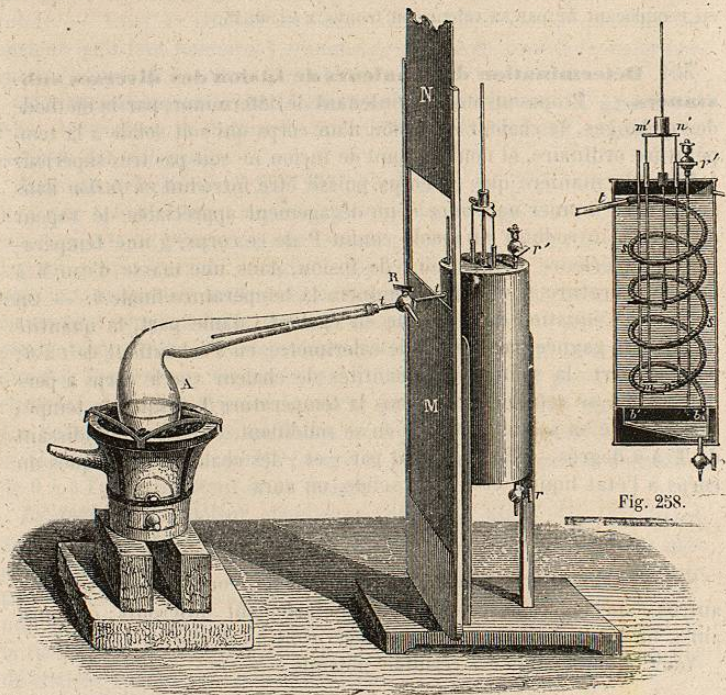


Fig. 257. — Chaleur de vaporisation de l'eau. (Appareil de Despretz.)

risation de l'eau ont été faites par Despretz, au moyen de l'appareil représenté par la figure 257.

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 258; *ss* est un serpentín 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. 257) 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. 258) un petit tube métallique vertical; le robinet *r'* qui le termine reste ouvert pendant l'expérience actuelle. La vapeur arrive dans le serpentín, 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 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 *θ* la température finale; on aura l'équation

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

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.

364. **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°.

(*) 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 257, 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 156; il permet de faire communiquer à volonté la cornue avec l'extérieur ou avec le serpentín. 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.

565. **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 $t + \lambda$. — 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 :

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

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 :

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

566. **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.	100,0	557
Esprit de bois.	66,5	264
Essence de térébenthine.	161,0	69
Éther sulfurique.	53,5	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.

567. **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 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 54500 calories, ou, en grandes calories, 54^{cal},5.

568. — 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. 259*).

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 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 des vapeurs. Le cylindre A et le serpentín 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

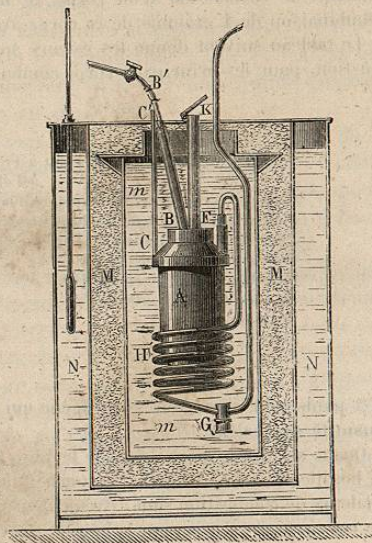


Fig. 259.
Calorimètre de MM. Favre et Silbermann.

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, MM. Favre et Silbermann ont fait usage d'un calorimètre disposé à peu près comme le calorimètre de glace de Bunsen (542), mais 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.

Il est préférable d'employer le calorimètre de glace de Bunsen (542). On introduit dans le moufle les substances dont la réaction dégage de la chaleur, et on note la rétrogradation du mercure dans le tube horizontal; le nombre de calories dégagées dans la réaction s'obtient en faisant le produit du nombre de divisions observé, par la constante du calorimètre.

569. 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 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)	51 500
— (— — à l'état gazeux)	29 400
Carbone (produisant de l'acide carbonique)	7 850
Soufre (produisant de l'acide sulfurique)	2 260
Phosphore (produisant de l'acide phosphorique)	5 870
Protocarbure d'hydrogène C ² H ⁺	15 125
Bicarbure d'hydrogène C ⁴ H ⁺	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 de la tourbe varient entre 5000 et 5400.

CHAPITRE X

CHAUFFAGE ET MACHINES A VAPEUR

I. — NOTIONS SUR LES DIVERS MODES DE CHAUFFAGE.

570. 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 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 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