

qui se serre à l'aide d'une clef *c*, est destinée à fermer le conduit intérieur avant sa bifurcation en *x*. Pour cela, elle comprime une boule de plomb qui ferme hermétiquement l'orifice du conduit. C'est de la même manière que sont fermés les orifices *d* et *b* à l'aide d'écrous de pression.

Les deux cylindres étant identiques, on prend pour générateur

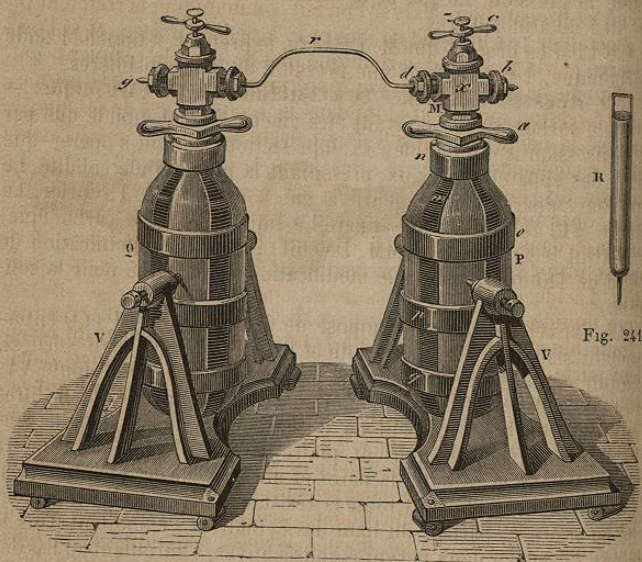


Fig. 240.

Fig. 240 (h = 85).

de l'acide carbonique celui qu'on veut; l'autre sert de récipient pour sa liquéfaction. Supposons que ce soit le cylindre P qu'on ait choisi pour générateur; le robinet M étant enlevé, on introduit dans le cylindre 1800 grammes de bicarbonate de soude, 3 litres d'eau chauffée à 39°, et 1-kilogramme d'acide sulfurique. Afin que ce dernier ne décompose pas tout de suite le bicarbonate de soude, on le verse dans un long tube de cuivre rouge R (fig. 241), et on place ce tube, qui reste ouvert à l'extrémité supérieure, dans le cylindre P.

Cela fait, on remet le robinet M, qu'on serre fortement, puis, la vis *z* fermant le robinet, on incline doucement le cylindre, en le faisant osciller sur ses deux pivots, de manière qu'une petite quan-

tité d'acide sulfurique se déverse du vase R et tombe sur le bicarbonate. On incline ainsi successivement le cylindre, mais à plusieurs fois, jusqu'à ce que tout l'acide soit déversé.

On estime à sept minutes le temps nécessaire pour que la réaction chimique soit terminée. L'acide carbonique qui s'est produit dans le générateur est alors en partie liquéfié et mélangé à l'eau qui a servi à sa préparation. Mais si l'on fait communiquer le récipient Q au générateur par un tube de cuivre *r*, à petit diamètre, et si l'on desserre la vis *z*, l'acide carbonique distille dans le récipient, où il se liquéfie de nouveau par sa propre pression. Thilorier a estimé que la pression qui a lieu alors dans le récipient est de 50 atmosphères, la température étant de 15 degrés.

En recommençant cinq ou six fois la même opération, on condense dans le récipient jusqu'à deux litres d'acide carbonique liquide.

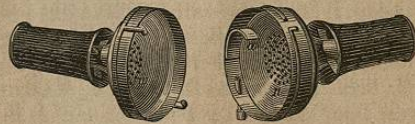


Fig. 242.

Pour obtenir le même acide à l'état solide, le robinet du récipient porte, à sa partie inférieure, une tubulure qui plonge dans l'acide liquide. Par suite, lorsqu'on ouvre un orifice *g* placé sur le côté du robinet, par l'effet de la pression qu'il supporte, l'acide carbonique liquide jaillit avec force, en repassant à l'état aériforme. Mais une partie du liquide seulement se gazéifie, car le calorique latent absorbé pendant ce changement d'état est si considérable (329), que l'autre partie du liquide, cédant son calorique de liquéfaction, se solidifie en flocons blancs, cristallisés sous une forme filamenteuse. On recueille ces flocons dans une boîte sphérique de laiton mince, dont chaque hémisphère est muni d'une poignée tubulaire garnie de feutre épais (fig. 242). L'acide carbonique liquide arrive par un tube qui pénètre à l'intérieur tangentiellement à la paroi. A la sortie de ce tube, le jet vient frapper sur une petite lame *a*, qui le divise et accélère la vaporisation. La portion qui se gazéifie se dégage par de petits trous *m*, *n*, et par les tubulures qui servent de poignées, tandis que celle qui se solidifie s'agglomère dans l'intérieur de la boîte.

L'acide carbonique solide ne se vaporise que très-lentement. On peut constater alors, au moyen d'un thermomètre à alcool, que sa température est d'environ - 78 degrés. Cependant, placé sur la main, il n'y produit pas une sensation de froid aussi vive qu'on pourrait le penser, ce qui provient de ce qu'il n'y a pas contact parfait; mais si on le mélange avec de l'éther, le froid est tellement

intense, qu'un flocon d'acide carbonique solide placé sur les chairs désorganise les tissus, comme le ferait une vive brûlure. Un pareil mélange solidifie en quelques secondes quatre fois son poids de mercure. En y plongeant un tube plein d'acide carbonique liquide, M. Faraday a pu solidifier ce dernier en une masse compacte présentant l'apparence d'un morceau de glace bien transparente.

335. **Appareil à liquéfier le protoxyde d'azote.** — Dans l'appareil qui vient d'être décrit, c'est le gaz acide carbonique qui se comprime lui-même en se produisant en quantité suffisamment abondante. Or, tous les gaz ne s'obtiennent pas dans des conditions convenables pour pouvoir se liquéfier ainsi par leur propre pression. Il faut alors avoir recours à une pression artificielle : c'est de la sorte que M. Natterer a liquéfié plusieurs gaz en les comprimant dans un canon de fusil à l'aide d'une pompe foulante.

M. Bianchi a modifié l'appareil de M. Natterer et lui a donné la forme représentée en perspective dans la figure 243, et en coupe, sur une plus grande échelle, dans la figure 244. Cet appareil se compose d'un réservoir A, de fer forgé, d'une capacité de 7 à 8 décilitres, et pouvant résister à des pressions de plus de 600 atmosphères. A la partie inférieure de ce réservoir est vissée une petite pompe foulante. La tige *t* de son piston reçoit son mouvement de va-et-vient d'une bielle E, mise en mouvement au moyen d'une manivelle M. Comme la compression du gaz et le frottement du piston donnent lieu à un grand dégagement de chaleur, on entoure le réservoir A d'une cuvette B, dans laquelle est de la glace; de plus, l'eau provenant de la fusion de la glace se rend par une tubulure *m* dans un manchon de cuivre C, qui enveloppe la pompe foulante, et de là se dégage par une seconde tubulure *n* et un robinet *o*. Enfin, tout le système est monté sur un châssis de fonte PQ.

Le gaz qu'on veut liquéfier est recueilli d'avance dans des poches imperméables R, d'où il se rend dans un vase V plein de chlorure de calcium, ou de toute autre matière desséchante; puis, de là, à la pompe foulante, par un tube de caoutchouc H. Lorsqu'on a fait marcher l'appareil un certain temps, on dévisse le réservoir de dessus la pompe, et cela sans que le gaz liquéfié puisse s'échapper, le réservoir A se trouvant hermétiquement fermé, à sa partie inférieure, par une soupape S (fig. 244). Pour recueillir ensuite le liquide contenu dans le réservoir, on retourne celui-ci et l'on desserre un bouchon à vis *r*, qui donne issue au liquide par une petite tubulure *x*.

La liquéfaction la plus remarquable obtenue à l'aide de cet appa-

reil est celle du protoxyde d'azote. Une fois liquéfié, ce gaz, quoique en vase ouvert, ne se vaporise que lentement et se maintient à une température fixe de 88 degrés au-dessous de zéro. Le mercure qu'on y projette en petite quantité se congèle aussitôt. Il en est

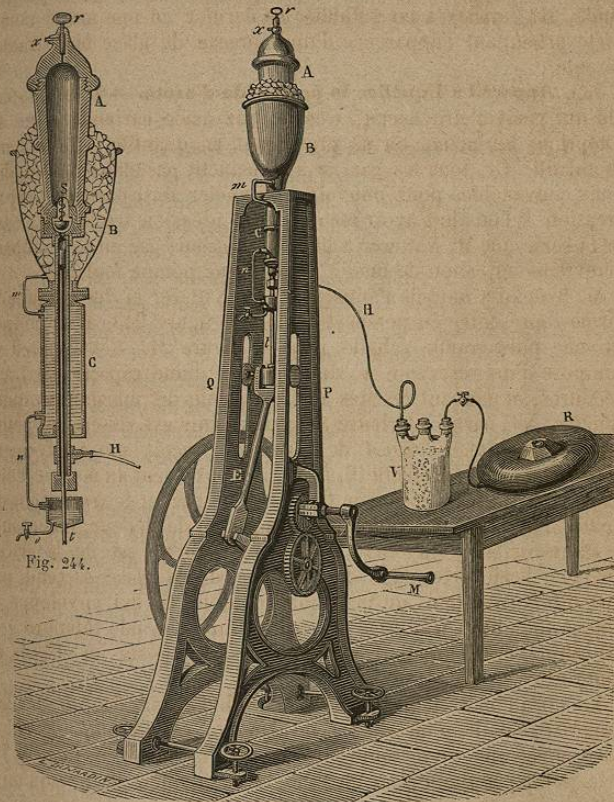


Fig. 244.

Fig. 243.

de même de l'eau; mais il faut la verser goutte à goutte, sinon le calorique latent de ce liquide étant beaucoup plus grand que celui du mercure (363), la chaleur cédée par l'eau, au moment de sa congélation, peut être assez considérable pour faire détoner le protoxyde d'azote.

Le protoxyde d'azote, étant facilement décomposé par la chaleur, a, comme on sait en chimie, la propriété d'entretenir la combustion presque aussi vivement que l'oxygène. Or, il conserve encore cette propriété à l'état liquide, malgré sa basse température. En effet, si l'on y projette un petit morceau de charbon incandescent, celui-ci brûle aussitôt avec un vif éclat.

## MÉLANGES DES GAZ ET DES VAPEURS.

336. **Lois des mélanges des gaz et des vapeurs.** — Tout mélange d'un gaz et d'une vapeur présente les deux lois suivantes :

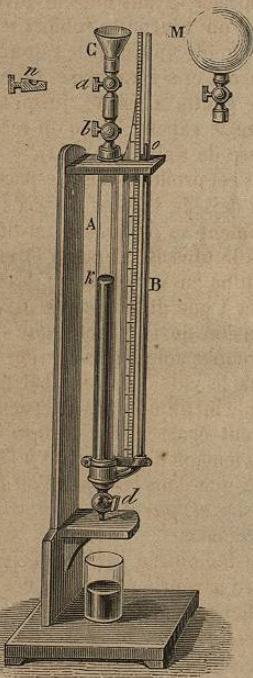


Fig. 245 (h = 1<sup>m</sup>, 18).

Cela posé, le tube A étant rempli de mercure, et les robinets *b* et *d* étant fermés, on visse d'abord sur le robinet *b*, à la place de l'entonnoir C, un ballon de verre M fermé lui-même par un robinet, et rempli d'air desséché, ou de

1<sup>o</sup> La tension et, par suite, la quantité de la vapeur qui saturé un espace donné, sont les mêmes, à température égale, quand cet espace contient un gaz, que lorsqu'il est vide.

2<sup>o</sup> La force élastique du mélange égale la somme des forces élastiques du gaz et de la vapeur mélangés, le gaz étant rapporté à son volume primitif.

Ces lois, connues sous le nom de lois de Dalton, qui le premier les a fait connaître, se démontrent au moyen de l'appareil suivant, dû à Gay-Lussac. Il se compose d'un tube de verre A (fig. 245), mastiqué par ses deux extrémités à deux robinets de fer *b* et *d*. Le robinet inférieur est muni d'une tubulure qui met en communication le tube A avec un second tube B d'un plus petit diamètre. Une échelle placée entre ces deux tubes est destinée à mesurer la hauteur des colonnes de mercure contenues dans chacun.

tout autre gaz. Puis, ouvrant les trois robinets, on laisse écouler du tube A une partie du mercure, qui est remplacée par l'air sec du ballon. On ferme alors les robinets, et comme l'air qui est dans l'espace A s'est dilaté en sortant du ballon, il est à une pression moindre que la pression atmosphérique; on l'y ramène en versant du mercure dans le tube B, jusqu'à ce que le niveau soit le même dans les deux tubes. Enfin, on enlève le ballon et son robinet, et l'on met à la place un entonnoir C muni lui-même d'un robinet *a*, qui diffère des robinets ordinaires. En effet, il n'est pas percé de part en part, mais porte seulement une petite cavité, ainsi qu'on le voit en *n* sur la gauche de la figure. Ayant versé dans l'entonnoir C le liquide qu'on veut faire vaporiser, ayant noté le niveau *k* du mercure et ouvert le robinet *b*, on tourne le robinet *a* de manière que sa cavité se remplisse de liquide; puis on le retourne, afin que le liquide pénètre dans l'espace A et s'y vaporise. On continue à faire tomber ainsi le liquide goutte à goutte, jusqu'à ce que l'air qui est dans le tube soit saturé de vapeur; ce qu'on reconnaît quand le niveau *k* du mercure cesse de s'abaisser (311).

Comme la tension de la vapeur qui s'est produite dans l'espace A s'est ajoutée à celle de l'air qui y était déjà, le volume du gaz s'est augmenté; mais on le ramène facilement au volume primitif en versant de nouveau du mercure dans le tube B. Lorsque le mercure est ainsi remonté dans le gros tube au niveau *k* qu'il avait d'abord, on observe dans les tubes B et A une différence de niveau *Bo*, qui représente évidemment la tension de la vapeur qui s'est produite; car, l'air ayant repris son premier volume, sa tension n'a pas changé. Or, si l'on fait passer dans le vide d'un tube barométrique quelques gouttes du même liquide introduit dans l'espace A, on observe une dépression précisément égale à *Bo*; ce qui démontre bien qu'à température égale, la tension d'une vapeur à l'état de saturation est la même dans les gaz que dans le vide: d'où l'on conclut qu'à température égale, la densité et, par suite, la quantité de vapeur, à volume égal, sont aussi les mêmes.

Quant à la seconde loi, elle se trouve démontrée par l'expérience ci-dessus, puisque, lorsque le mercure a repris son niveau *k*, le mélange supporte la pression atmosphérique qui s'exerce au sommet du tube B, plus le poids de la colonne de mercure *Bo*. Or, ces deux pressions représentent précisément, l'une la tension de l'air sec, et l'autre la tension de la vapeur. Du reste, la seconde loi peut être regardée comme une conséquence de la première.

L'appareil que nous venons de décrire ne permet d'expérimenter qu'à la température ordinaire; mais M. Regnault, au moyen d'un appareil qui peut être porté à différentes températures, a comparé

successivement, dans l'air et dans le vide, les tensions des vapeurs d'eau, d'éther, de sulfure de carbone et de benzine, et il a constamment observé que la tension dans l'air est plus faible que dans le vide. Toutefois les différences sont tellement petites, qu'elles n'infirmant pas la loi de Dalton et de Gay-Lussac: aussi M. Regnault pense-t-il qu'on doit continuer à admettre cette loi comme rigoureuse théoriquement, attribuant les petites différences qu'il a constatées à l'affinité hygroscopique des parois des tubes.

337. **Problèmes sur les mélanges des gaz et des vapeurs.** — I. Étant donné un volume d'air sec  $V$ , à la pression  $H$ , on demande quel sera son volume  $V'$  quand il sera saturé, la température et la pression restant les mêmes.

Si l'on représente par  $F$  la force élastique de la vapeur qui saturé l'air, celui-ci, dans le mélange, est seulement soumis à la pression  $H - F$  (336, 2°). Or, d'après la loi de Mariotte, les volumes  $V$  et  $V'$  étant en raison inverse des pressions qu'ils supportent, on a

$$\frac{V'}{V} = \frac{H}{H - F}, \text{ d'où } V' = \frac{VH}{H - F}.$$

II. Étant donné un volume d'air saturé  $V$ , à la pression  $H$  et à la température  $t$ , quel sera son volume  $V'$ , aussi saturé, à la pression  $H'$  et à la température  $t'$  ?

Si l'on représente par  $f$  la tension maximum de la vapeur à  $t$  degrés, et par  $f'$  aussi sa tension maximum à  $t'$  degrés, l'air seul, dans chacun des mélanges  $V$  et  $V'$ , sera soumis respectivement aux pressions  $H - f$  et  $H' - f'$ . En supposant d'abord la température constante, on aura donc, d'après la loi de Mariotte,

$$\frac{V'}{V} = \frac{H - f}{H' - f'}.$$

Pour tenir compte du changement de température, il faut observer que les volumes  $V$  et  $V'$  étant l'un à la température  $t$ , l'autre à la température  $t'$ , ils doivent être entre eux dans le rapport de  $1 + \alpha t'$  à  $1 + \alpha t$ ,  $\alpha$  étant le coefficient de dilatation de l'air: donc la formule cherchée est enfin

$$\frac{V'}{V} = \frac{H - f}{H' - f'} \cdot \frac{1 + \alpha t'}{1 + \alpha t}.$$

III. On demande le poids  $P$  d'un volume d'air  $V$ , saturé de vapeur d'eau, à la température  $t$  et à la pression  $H$ .

Pour résoudre cette question, observons que le volume  $V$  d'air saturé est en réalité un mélange de  $V$  litres d'air sec à  $t$  degrés, à la pression  $H$  moins celle de la vapeur, et de  $V$  litres de vapeur saturée à  $t$ .

Or, si l'on représente par  $F$  la tension de la vapeur, la pression de l'air considéré seul sera  $H - F$ , et le problème est ainsi ramené à chercher: 1° le poids de  $V$  litres d'air sec à  $t$  degrés et à la pression  $H - F$ ; 2° le poids de  $V$  litres de vapeur saturée à  $t$  degrés et à la pression  $F$ .

Pour résoudre la première partie du problème, on sait qu'un litre d'air sec à zéro et à la pression 76 pèse  $1^{\text{sr}},293$ , et qu'à  $t$  degrés et à la pression  $H - F$  il

pèse  $\frac{1^{\text{sr}},293 (H - F)}{(1 + \alpha t) 76}$  (292, prob. vi); donc  $V$  litres d'air sec pèsent

$$\frac{1^{\text{sr}},293 V (H - F)}{(1 + \alpha t) 76} \quad [1].$$

Enfin, pour obtenir le poids de la vapeur, il faut d'abord chercher le poids d'un

même volume d'air sec, à la même température et à la même pression, puis le multiplier par la densité de la vapeur (292, prob. vii). Or,  $V$  litres d'air sec, à  $t$

dégrés et à la pression  $F$ , pèsent  $\frac{1^{\text{sr}},293 V \cdot F}{(1 + \alpha t) 76}$ ,  $V$  litres de vapeur, dont la densité est  $\frac{5}{8}$ , pèsent

$$\frac{1^{\text{sr}},293 V \cdot F \times 5}{(1 + \alpha t) 76 \times 8} \quad [2].$$

Donc, enfin, le poids cherché  $P$  égalant la somme des poids [1] et [2], on a

$$P = \frac{1^{\text{sr}},293 V (H - F)}{(1 + \alpha t) 76} + \frac{1^{\text{sr}},293 V \cdot F \times 5}{(1 + \alpha t) 76 \times 8} = \frac{1^{\text{sr}},293 V}{(1 + \alpha t) 76} \left( H - \frac{3}{8} F \right).$$

#### \* ÉTAT SPHÉROÏDAL.

338. **Expériences de M. Boutigny.** — Les liquides versés sur des surfaces métalliques incandescentes présentent des phénomènes remarquables, observés pour la première fois par Leidenfrost, il y a près d'un siècle, et étudiés ensuite par quelques physiciens; mais c'est particulièrement M. Boutigny qui depuis quelques années a fait connaître les expériences curieuses dont nous allons exposer les principales.

Ayant chauffé jusqu'au rouge une capsule d'argent ou de platine, à parois épaisses, si l'on y verse quelques grammes d'eau au moyen d'une pipette, on remarque que le liquide ne s'étale pas dans la capsule et ne la mouille pas, comme il le fait à la température ordinaire, mais qu'il prend la forme d'un globe aplati, ce que M. Boutigny exprime en disant que le liquide passe à l'état sphéroïdal. A cet état, l'eau est animée d'un mouvement giratoire rapide sur le fond de la capsule, et non-seulement elle n'entre pas en ébullition, mais elle se vaporise 30 fois plus lentement que s'il y avait ébullition. Enfin, si la capsule se refroidit, il vient un moment où elle n'est plus assez chaude pour maintenir l'eau à l'état sphéroïdal. Ses parois sont alors mouillées par le liquide, et une ébullition violente se manifeste tout à coup.

Tous les liquides peuvent prendre l'état sphéroïdal, et la température nécessaire pour que le phénomène se produise est d'autant plus élevée, que le point d'ébullition du liquide l'est lui-même davantage. Pour l'eau, la capsule doit être chauffée au moins à 200 degrés; pour l'alcool, à 134.

M. Boutigny a observé que la température des liquides à l'état sphéroïdal est constamment inférieure à celle de leur ébullition. L'eau, par exemple, reste à 95°,5; l'alcool, à 75°,5; l'éther, à 34 degrés; l'acide sulfureux, à -10°,5. Mais la température de la vapeur qui se dégage est égale à celle de la capsule, d'où l'on doit conclure que cette vapeur ne se produit pas dans la masse du liquide.

Cette propriété des liquides à l'état sphéroïdal, de se maintenir à une température inférieure à celle de leur point d'ébullition, a conduit M. Boutigny à une expérience remarquable, celle de la congélation de l'eau dans une capsule incandescente. Ce physicien chauffe au rouge blanc une capsule de platine et y verse quelques grammes d'acide sulfureux anhydre. Ce liquide, qui ne bout qu'à -10 degrés, se comporte dans la capsule comme on l'a vu ci-dessus, c'est-à-dire que sa température s'abaisse au-dessous de -10 degrés. Si alors on ajoute à l'acide sulfureux une petite quantité d'eau, celle-ci, refroidie par l'acide, se congèle instantanément, et la capsule étant encore rouge, on en retire, non sans étonnement, un morceau de glace.

A l'état sphéroïdal, il n'y a point contact entre le liquide et le corps chaud. M. Boutigny s'en est assuré en faisant rougir une plaque d'argent disposée bien

horizontalement, et en versant dessus un gramme d'eau colorée en noir. Ce liquide passe à l'état sphéroïdal; or, si l'on place la flamme d'une bougie à une certaine distance sur le prolongement de la plaque, on distingue nettement et d'une manière continue cette flamme entre le sphéroïde d'eau et la plaque. On conclut de là que le liquide se maintient à une petite distance de celle-ci, ou qu'il fait des vibrations assez rapides pour que l'œil ne puisse les distinguer.

Pour expliquer les phénomènes que présentent les liquides à l'état sphéroïdal, on admet que le globule liquide est soutenu à distance du vase par la tension de la vapeur qui se produit à sa surface, en sorte que le liquide, n'étant pas chauffé par contact, mais seulement par rayonnement, ne se vaporise que lentement, surtout si l'on observe que l'eau étant diathermane pour les rayons émis par une source intense (393), la plus grande partie de calorique rayonnant la traverse sans l'échauffer. M. Boutigny pense que la cause qui empêche le liquide de mouiller le métal est une force répulsive qui se produit entre le corps chaud et le liquide, répulsion qui serait d'autant plus intense que la température est plus élevée. Cette hypothèse s'accorde avec l'expérience suivante de M. Perkins, en Angleterre. Un robinet ayant été posé sur un générateur de vapeur, au-dessous du niveau de l'eau, le liquide ne s'écoulait pas par le robinet lorsque les parois du générateur étaient portées à une très-haute température, quoique la pression intérieure fût considérable; mais, à une température moins élevée, le liquide jaillissait avec force.

\* DENSITÉS DES VAPEURS.

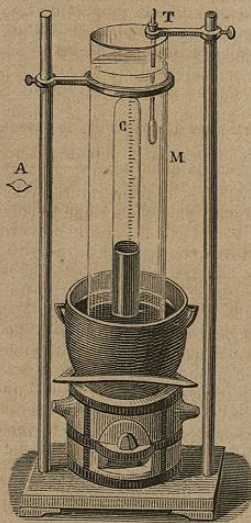


Fig. 246 (h = 51).

lement jusqu'à ce que l'eau du manchon atteigne une température supérieure de

339. **Méthode de Gay-Lussac.** — La densité d'une vapeur est le rapport entre le poids d'un certain volume de cette vapeur et celui d'un même volume d'air, à température et à tension égales.

Deux méthodes ont été suivies pour déterminer les densités des vapeurs : la première, due à Gay-Lussac, est applicable aux liquides qui entrent en ébullition au-dessous de 100 degrés ou peu au-dessus; la seconde, due à M. Dumas, permet d'opérer à des températures qui peuvent aller jusqu'à 360 degrés environ.

La figure 246 représente l'appareil de Gay-Lussac. Il se compose d'une marmite de fonte remplie de mercure dans lequel plonge un manchon de verre M. Celui-ci est plein d'eau ou d'huile, dont la température est indiquée par un thermomètre T. Dans l'intérieur du manchon est une cloche graduée C, qui est d'abord remplie de mercure.

Pour expérimenter avec cet appareil, on introduit le liquide à vaporiser dans une petite ampoule de verre comme celle qui est représentée en A, à gauche de la figure; fermant ensuite cette ampoule à la lampe, on la pèse, et en retranchant du poids obtenu celui de l'ampoule quand elle était vide, on a le poids du liquide introduit. On fait alors passer l'ampoule dans la cloche C, et l'on chauffe graduel-

quelques degrés à celle à laquelle le liquide de l'ampoule entre en ébullition. Celle-ci éclate par la dilatation du liquide qu'elle contient, et, en se vaporisant, ce liquide déprime le mercure qui est dans la cloche, comme on le voit dans la figure. Il importe que l'ampoule soit assez petite pour que tout le liquide qu'on y a introduit soit réduit en vapeur. C'est ce qui a lieu lorsque, le bain ayant atteint la température d'ébullition du liquide de l'ampoule, le niveau du mercure est cependant un peu plus haut à l'intérieur de la cloche qu'à l'extérieur. Cela montre, en effet, qu'il ne reste pas sous la cloche de liquide non vaporisé, car alors le niveau intérieur serait le même qu'à l'extérieur (314). On est donc certain que le poids du liquide qui était dans l'ampoule représente exactement le poids de la vapeur qui s'est formée dans la cloche C. Quant au volume de cette vapeur, il est connu au moyen de l'échelle graduée qui est sur la cloche. Sa température est donnée par le thermomètre T, et la pression égale la hauteur du baromètre, moins celle du mercure qui reste dans la cloche. Il n'y a donc plus qu'à calculer le poids d'un volume d'air égal à celui de la vapeur, dans les mêmes conditions de température et de pression; puis enfin à diviser le poids de la vapeur par celui de l'air: le quotient est la densité ou le poids spécifique cherché.

Voici, du reste, la marche à suivre pour établir ces calculs. Représentons par  $p$  le poids de la vapeur en grammes, par  $v$  son volume en litres, par  $t$  sa température, par  $H$  la hauteur du baromètre, et par  $h$  la hauteur du mercure dans la cloche, d'où il résulte que la pression de la vapeur est  $H-h$ .

Il s'agit d'obtenir le poids  $p'$  d'un volume d'air  $v$  à la température  $t$  et sous la pression  $H-h$ . Or, à zéro et sous la pression  $0^m,76$ , un litre d'air pesant  $1^sr,293$ , le poids du volume  $v$ , à la même pression et à zéro, est  $1^sr,293 \times v$ . Pour calculer le poids du même volume d'air à  $t$  degrés, soit  $a$  le coefficient de dilatation de l'air, le volume sera augmenté de zéro à  $t$  degrés dans le rapport de  $1$  à  $1+at$ ; au contraire, le poids, à volume égal, décroît dans le rapport de  $1$  à  $1+at$ . Donc le poids du volume d'air  $v$ , à  $t$  degrés et à la pression  $0^m,76$ , est

$$\frac{1^sr,293 \times v}{1+at} \quad (292, \text{prob. vi}).$$

Enfin, le poids d'un même volume d'air étant proportionnel à la pression, on passe de la pression  $0^m,76$  à la pression  $H-h$ , en multipliant la quantité  $\frac{1^sr,293 \times v}{1+at}$  par  $\frac{H-h}{0,76}$ , ce qui donne  $\frac{1^sr,293 \times v (H-h)}{(1+at) \times 0^m,76}$  pour le poids  $p'$  d'un volume d'air  $v$  à la pression  $H-h$  et à  $t$  degrés. Par conséquent, on a, pour la densité cherchée,

$$D = \frac{p}{p'} = \frac{p (1+at) 0^m,76}{1^sr,293 v (H-h)}.$$

340. **Méthode de M. Dumas.** — Le procédé que nous venons de décrire n'est pas applicable aux liquides dont le point d'ébullition surpasse 150 ou 160 degrés. En effet, pour porter à cette température l'huile dont on remplit alors le manchon, il faut chauffer le mercure qui est dans la marmite à un degré beaucoup plus élevé, auquel il se dégage des vapeurs mercurielles qu'il est dangereux de respirer. De plus, dans la cloche graduée, la tension des vapeurs de mercure tend à s'ajouter à celle de la vapeur sur laquelle on expérimenter, ce qui serait une cause d'erreur.

Le procédé suivant, dû à M. Dumas, permet d'opérer jusqu'à la température à laquelle le verre serait déformé, c'est-à-dire environ 400 degrés. L'appareil se compose d'un ballon de verre B à col effilé (fig. 247), d'un demi-litre de capacité environ. Après avoir bien desséché ce ballon intérieurement et extérieurement, on le pèse pendant qu'il ne contient que de l'air, ce qui donne le poids du verre. On introduit ensuite, par la pointe effilée, le liquide qu'on veut vaporiser, puis

on plonge le ballon dans un bain d'eau saturée de sel, ou dans un bain d'huile de pied de bœuf ou d'alliage de d'Arcet, suivant la température d'ébullition du liquide qui est dans le ballon.

Afin de maintenir celui-ci dans le bain, on fixe, sur l'une des anses de la marmite qui le contient, une tige de fer, le long de laquelle peut glisser un support de même métal. Ce support porte deux anneaux entre lesquels est placé le ballon, ainsi que le montre la figure. Sur l'autre anse, une tige semblable à la première porte un thermomètre à poids D.

Ayant plongé le ballon et le thermomètre dans le bain, on chauffe un peu au delà de la température d'ébullition du liquide qui est dans le ballon. La vapeur, en se dégageant par la pointe effilée, chasse l'air qui est dans l'appareil. Au moment où cesse le jet de vapeur, ce qui a lieu lorsque tout le liquide est vaporisé, on ferme à la lampe, avec un chalumeau, la pointe effilée du ballon, en ayant soin de noter aussitôt la température du bain et la hauteur du baromètre. Enfin, lorsque le ballon est refroidi et essuyé avec soin, on le pèse de nouveau, et le poids  $P'$  qu'on obtient représente celui de la vapeur qu'il contient, plus le poids du verre, moins celui de l'air déplacé (167). Pour avoir le poids de la vapeur, il faut donc de  $P'$  retrancher le poids du verre, et ajouter à la différence le poids de l'air déplacé, ce qui sera facile après qu'on aura déterminé le volume du ballon.

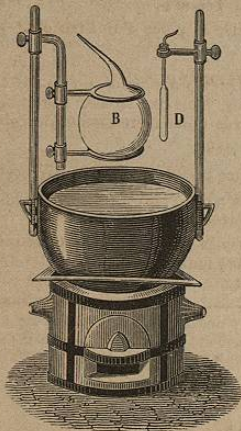


Fig. 247.

Pour cela, on plonge la pointe effilée dans le mercure, et l'on en brise l'extrémité avec une petite pince. Comme la vapeur s'est condensée, le vide s'est fait dans le ballon, d'où il résulte que le mercure s'y précipite par l'effet de la pression atmosphérique, et le remplit complètement si tout l'air en a été expulsé. C'est en versant ensuite, dans une cloche graduée, le mercure qui est entré dans le ballon, qu'on détermine le volume de ce dernier à la température ordinaire. Par le calcul on en déduit facilement le volume du ballon, à la température du bain (278, probl. vi), et, par suite, celui de la vapeur à la même température. Etant ainsi arrivé, par ce procédé, comme par celui de Gay-Lussac, à connaître le poids d'un certain volume de vapeur, à une température et à une pression déterminées, le reste du calcul se fait comme ci-dessus. S'il restait de l'air dans le ballon, celui-ci ne se remplirait pas complètement de mercure, mais le volume du mercure introduit représenterait encore le volume de la vapeur.

*Densités de quelques vapeurs par rapport à l'air.*

Air . . . . .	1,0000	Vapeur d'essence de térébenthine . . . . .	5,0130
Vapeur d'eau . . . . .	0,6235	— de mercure . . . . .	6,976.
— d'alcool . . . . .	4,6138	— d'iode . . . . .	8,716.
— d'éther sulfurique . . . . .	2,5860		
— de sulfure de carbone . . . . .	2,6447		

341. **Rapport entre un volume de liquide et celui de sa vapeur.**—La densité d'une vapeur étant connue, on en déduit facilement le volume qu'un poids connu de cette vapeur doit occuper, à l'état de saturation, à une tempéra-

ture donnée. Soit proposé, par exemple, de calculer le volume d'un gramme de vapeur d'eau à 100 degrés et à la pression 0<sup>m</sup>,76.

La densité de la vapeur d'eau, à 100 degrés, étant, par rapport à celle de l'air, 0,6235, on aura le poids d'un litre de vapeur d'eau à 100 degrés et à la pression 0<sup>m</sup>,76, en cherchant le poids d'un litre d'air à la même température et à la même pression, et en multipliant ce poids par 0<sup>m</sup>,6235. Or, on a vu (292, probl. vi) qu'en représentant par  $P'$  le poids d'un litre d'air à  $t$  degrés, par  $P$  le poids du même volume à zéro, et par  $a$  le coefficient de dilatation de l'air, on a

$$P = P'(1 + at); \text{ d'où } P' = \frac{P}{1 + at}.$$

Par conséquent, dans le cas que nous considérons, le poids d'un litre d'air sec, à 100 degrés, est

$$\frac{1^{\text{gr}}, 293}{1 + 0,00367 \times 100} = \frac{1^{\text{gr}}, 293}{1,367} = 0^{\text{gr}}, 946.$$

Par suite, un litre de vapeur saturée, à 100 degrés et à la pression 0<sup>m</sup>,76, pèse  $0^{\text{gr}}, 946 \times 0,6235 = 0^{\text{gr}}, 5898$ .

Pour avoir, à la même température et à la même pression, le volume  $V$  occupé par 1 gramme de vapeur, il n'y a qu'à diviser 1 gr. par 0<sup>gr</sup>,5898; d'où

$$V = 1^{\text{gr}} : 0,5898 = 1695 \text{ centimètres cubes.}$$

En se transformant en vapeur à 100 degrés et à la pression 0<sup>m</sup>,76, l'eau prend donc un volume près de 1700 fois plus grand qu'à l'état liquide.

## CHAPITRE VI.

## HYGROMÉTRIE.

342. **Objet de l'hygrométrie.**—L'hygrométrie a pour objet de déterminer la quantité de vapeur d'eau contenue dans un volume d'air déterminé. Cette quantité est très-variable; mais l'air n'est jamais saturé de vapeur d'eau, du moins dans nos climats. Il n'est non plus jamais complètement sec; car si l'on y expose des substances hygrométriques, c'est-à-dire ayant une grande affinité pour l'eau, comme le chlorure de calcium, l'acide sulfurique, en tout temps ces substances absorbent de la vapeur d'eau.

343. **État hygrométrique.**—L'air n'étant point, en général, saturé, on nomme *état hygrométrique* ou *fraction de saturation* de l'air, le rapport de la quantité actuelle de vapeur d'eau qu'il renferme à la quantité qu'il contiendrait s'il était saturé, la température étant la même dans les deux cas. Le degré d'humidité de l'air ne dépend pas de la quantité absolue de vapeur d'eau contenue dans l'atmosphère, mais de la plus ou moins grande distance à laquelle l'air se trouve de l'état de saturation. L'air, lorsqu'il est froid, peut être très-humide avec peu de vapeur, et très-sec, au con-