

Densités de l'eau de 0 à 30 degrés, la densité à 4 degrés étant prise pour unité.

TEMPÉ- RATURES	DENSITÉS.	TEMPÉ- RATURES	DENSITÉS.	TEMPÉ- RATURES	DENSITÉS.
0	0,999873	11	0,999640	22	0,997784
1	0,999927	12	0,999527	23	0,997566
2	0,999966	13	0,999414	24	0,997297
3	0,999999	14	0,999285	25	0,997078
4	1,.....	15	0,999125	26	0,996800
5	0,999999	16	0,998978	27	0,996562
6	0,999969	17	0,998794	28	0,996274
7	0,999929	18	0,998612	29	0,995986
8	0,999878	19	0,998422	30	0,995688
9	0,999812	20	0,998213	50	0,988093
10	0,999731	21	0,998004	100	0,958634

Cette table fait voir que la densité de l'eau décroît très-irrégulièrement, de 4 à 100 degrés, et que, par suite, il en est de même, en sens inverse, de son coefficient de dilatation. C'est pourquoi il n'y aurait aucune rigueur dans les calculs à faire usage du coefficient de dilatation moyen de l'eau entre 0 et 100 degrés; et Δ étant ce coefficient, on ne peut davantage faire entrer dans les calculs le binôme $1 + \Delta t$. Mais la densité de l'eau à t degrés étant donnée par la table ci-dessus, on pourra toujours faire usage directement de la formule $P = VD$, pour calculer soit le poids à t degrés d'une masse d'eau dont le volume est connu; soit le volume, si c'est le poids qui est donné.

Par exemple, si l'on veut calculer le poids P d'un volume d'eau V à t degrés, on cherchera dans la table ci-dessus la densité d' de l'eau à t degrés, et le poids, qui serait V à 4 degrés, sera Vd' à t degrés. On a donc $P = Vd'$, V étant exprimé en décimètres cubes, et P en kilogrammes.

* 290. **Corrections des poids spécifiques des solides et des liquides.** — Dans les différentes méthodes qui ont été données pour la détermination des poids spécifiques (102 et 104), on a supposé les corps solides ou liquides à la température de zéro, et l'eau à celle de 4 degrés. Or, en général, ces conditions n'étant pas satisfaites, on a plusieurs corrections à effectuer. Pour cela, considérons le cas où l'on fait usage de la balance hydrostatique, et admettons en outre qu'on fasse la correction de pesée dans l'air (168).

Soient p le poids réel du corps, K son coefficient de dilatation cubique, d son poids spécifique à zéro, c'est-à-dire l'inconnue que l'on cherche, et t la température.

$\frac{p}{d}$ étant le volume du corps à zéro, son volume à t degrés est $\frac{p}{d}(1 + Kt)$. En représentant par a le poids d'un litre d'air à la température t , et à la pression barométrique au moment de l'expérience, la perte de poids dans l'air est donc $\frac{p}{d}(1 + Kt)a$, et le poids apparent du corps est

$$p - \frac{p}{d}(1 + Kt)a = p \left[1 - \frac{(1 + Kt)a}{d} \right].$$

Or, P étant le poids réel des poids échantillonnés qui font équilibre au corps, D leur poids spécifique, K' leur coefficient de dilatation cubique, on a de même,

pour leur poids apparent, $P \left[1 - \frac{(1 + K't)a}{D} \right]$. Donc la première pesée, celle dans l'air, fournit l'égalité

$$p \left[1 - \frac{(1 + Kt)a}{d} \right] = P \left[1 - \frac{(1 + K't)a}{D} \right] \quad [1].$$

Passons actuellement à la deuxième pesée, celle dans l'eau. On vient de voir que le volume du corps dont on cherche le poids spécifique est, à t degrés,

$\frac{p}{d}(1 + Kt)$. Si l'on cherche dans la table de M. Despretz la densité d' de l'eau à t degrés, le produit $\frac{p}{d}(1 + Kt)d'$ représente le poids de l'eau déplacée par le corps.

Or, si l'on appelle P' les poids gradués qui font équilibre au corps pesé dans l'eau, c'est-à-dire au poids apparent de ce corps moins le poids de l'eau déplacée, la différence $P - P'$ des poids employés dans les deux pesées est précisément le poids de l'eau déplacée. On a donc, la correction de pesée dans l'air faite,

$$\frac{p}{d}(1 + Kt)d' = (P - P') \left[1 - \frac{(1 + K't)a}{D} \right] \quad [2].$$

Divisant membre à membre l'équation [1] par l'équation [2], afin d'éliminer p , qui est inconnu, et supprimant le facteur commun $\left[1 - \frac{(1 + K't)a}{D} \right]$, il vient

$$\frac{d - (1 + Kt)a}{(1 + Kt)d'} = \frac{P}{P - P'}$$

d'où l'on tire $d = (1 + Kt) \left[a + \frac{P d'}{P - P'} \right]$.

Quant à a , nous verrons que, pour le déterminer rigoureusement, il faut tenir compte non-seulement de la température et de la pression, mais de la vapeur d'eau contenue dans l'air (351, prob. II).

Si, au lieu de faire usage de la balance hydrostatique, on employait la méthode du flacon, ou celle des aréomètres, la marche à suivre pour les corrections serait la même.

CHAPITRE IV.

DILATATION ET DENSITÉ DES GAZ.

291. **Méthode de Gay-Lussac, ses lois.** — Les gaz sont les corps les plus dilatables, et en même temps ceux dont la dilatation présente le plus de régularité. De plus, en prenant pour coefficient de dilatation des gaz, de même que pour les solides et les liquides, l'accroissement de l'unité de volume de zéro à 1 degré, on trouve que les coefficients de dilatation des divers gaz ne diffèrent entre eux que de quantités extrêmement petites.

Gay-Lussac a mesuré le coefficient de dilatation des gaz, au moyen de l'appareil représenté dans la figure 216, lequel se compose d'une boîte rectangulaire de fer-blanc, de 40 centimètres de longueur environ, et remplie d'eau dont on peut élever plus ou moins la température. Au milieu de l'eau est un thermomètre à air formé d'un réservoir sphérique A et d'une tige capillaire AB. Le tube est d'avance partagé en parties d'égale capacité (254), et l'on détermine combien le réservoir A contient de ces parties. Pour cela, on remplit l'appareil de mercure, et ayant déterminé le poids qu'il en contient à zéro, on chauffe légèrement de manière à faire sortir du tube AB une quantité de mercure telle, que, ramené à zéro, il n'en contienne plus qu'une petite colonne. Pesant de nouveau, on a une diminution de poids qui correspond au vo-

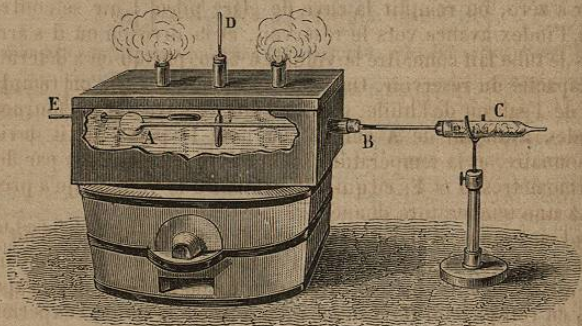


Fig. 216 (1 = 40).

lume de mercure écoulé, et, par suite, au nombre de parties du tube qui maintenant sont vides de ce liquide. On en déduit ensuite le volume du mercure resté dans l'appareil, puis le volume du réservoir, par un calcul analogue à celui qu'on a déjà fait pour déterminer la capacité du piézomètre (page 59).

En effet, soient n le nombre de parties d'égale capacité contenues dans le tube capillaire, n' le nombre de ces parties actuellement vides de mercure, et N le nombre des mêmes parties que contient le réservoir A. En représentant par P et P' les poids obtenus dans les deux pesées, $P - P'$ est le poids du mercure sorti, lequel correspond à n' divisions du tube, tandis que P correspond aux

$N + n$ parties du réservoir et du tube. On a donc $\frac{P}{P - P'} = \frac{N + n}{n'}$, d'où

$$N = \frac{Pn'}{P - P'} - n.$$

Il reste à remplir d'air sec le tube et le réservoir. Pour cela, les

ayant d'abord remplis de mercure, on fait bouillir celui-ci dans le réservoir pour le dessécher; puis on fixe à l'extrémité du tube, au moyen d'un bouchon, un tube C plein de substances desséchantes, de chlorure de calcium par exemple. On introduit alors dans le tube, à travers le tube C, un fil fin de platine qu'on agite dans le tube, en inclinant en même temps celui-ci, de manière à faire écouler le mercure goutte par goutte. L'air entre alors bulle à bulle dans le réservoir, mais après s'être desséché sur le chlorure de calcium. Enfin, on a soin de conserver dans le tube un petit index de mercure qui, en se déplaçant, fait connaître le volume du gaz.

En cet état, le thermomètre à air est fixé dans la cuve, à travers une tubulure B fermée par un bouchon. Pour avoir le volume d'air à zéro, on remplit la cuve de glace pilée. L'air se contractant, l'index avance vers le réservoir, et la division où il s'arrête dans le tube fait connaître le volume à zéro, puisqu'on a déterminé la capacité du réservoir. On retire alors la glace, qu'on remplace par de l'eau ou de l'huile, et on chauffe la cuve sur un fourneau. L'index avançant de A vers B, on note le point où il devient stationnaire, et la température indiquée en même temps par deux thermomètres D et E, ce qui fait connaître le volume qu'a pris le gaz à une température donnée.

Si l'on suppose d'abord que la pression atmosphérique n'ait pas varié pendant l'expérience, et si l'on néglige la dilatation du verre, qui est très-petite, on a la dilatation totale de l'air, dans l'appareil, en retranchant du volume qu'il a pris à la fin de l'expérience celui qu'il avait à zéro. Divisant alors par la température finale, on a la dilatation correspondante à 1 degré, et divisant enfin par le nombre d'unités contenues dans le volume à zéro, on obtient la dilatation correspondante à un seul degré et à une seule unité de volume, c'est-à-dire le coefficient de dilatation.

On verra dans les problèmes qui suivent (292) comment on doit faire les corrections de pression et de température, si l'on veut avoir égard aux variations de pression atmosphérique et à la dilatation du verre pendant l'expérience.

Avec l'appareil que nous venons de décrire, Gay-Lussac avait trouvé que le coefficient de dilatation de l'air était 0,00375; mais, par des méthodes plus précises, on a constaté depuis que ce nombre est trop grand, et que la vraie valeur du coefficient de dilatation de l'air est 0,00367.

De plus, Gay-Lussac avait donné, sur la dilatation des gaz, les deux lois suivantes, remarquables par leur simplicité :

1^o Tous les gaz ont le même coefficient de dilatation que l'air.

2^o Ce coefficient conserve la même valeur, quelle que soit la pression supportée par les gaz.

Mais on va voir ci-après (293) que ces lois ne peuvent être admises d'une manière rigoureuse, et qu'elles n'expriment qu'approximativement le phénomène de la dilatation des gaz.

292. **Problèmes sur la dilatation des gaz.** — I. Le volume d'un gaz à zéro est V ; quel sera son volume à t degrés, le coefficient de dilatation étant α et la pression étant constante?

Soit V' le volume cherché; si l'on répète ici le même raisonnement que pour la dilatation linéaire (278), on trouve sans peine

$$V' = V + \alpha Vt, \text{ ou } V' = V(1 + \alpha t) \quad [1].$$

II. Le volume d'un gaz est V' à t degrés; quel sera son volume V à zéro, la pression restant constante, et le coefficient de dilatation étant α ?

Cette question se résout au moyen de la formule [1] ci-dessus, de laquelle on tire, en divisant les deux membres par $1 + \alpha t$,

$$V = \frac{V'}{1 + \alpha t} \quad [2].$$

III. Connaissant le volume V' d'un gaz à t degrés, calculer son volume V'' à t' degrés, la pression étant la même.

Il faut d'abord réduire le volume à zéro par la formule [2], ce qui donne

$$\frac{V'}{1 + \alpha t}$$

Puis on ramène ce dernier volume de zéro à t' degrés au moyen de la formule [1], et l'on a enfin

$$V'' = \frac{V'(1 + \alpha t')}{1 + \alpha t} \quad [3].$$

IV. Le volume d'un gaz, à t degrés et à la pression H , est V' ; quel sera le volume V de la même masse de gaz à zéro et à la pression $0^m,76$?

Il y a à faire ici deux corrections, l'une relative à la température, l'autre à la pression. Il est indifférent de commencer par l'une ou par l'autre. Si l'on fait d'abord la correction de température, le volume à zéro sera, d'après la formule

[2], $\frac{V'}{1 + \alpha t}$, mais encore à la pression H . On le ramène de cette pression à la

pression $0^m,76$, en posant, d'après la loi de Mariotte (152),

$$V \times 0,76 = \frac{V'}{1 + \alpha t} \times H,$$

$$\text{d'où } V = \frac{VH}{(1 + \alpha t) 0,76} \quad [4].$$

Comme application numérique, soit à résoudre la question suivante. Étant donnés 8 litres d'air à 23 degrés et à la pression $0^m,74$, quel sera le volume à zéro et à la pression $0^m,76$?

Si l'on fait d'abord la correction de pression, on a $\frac{x}{8} = \frac{74}{76}$;

$$\text{d'où } x = \frac{74 \times 8}{76} = 7^m,789.$$

Le volume ainsi obtenu est à la pression $0^m,76$, mais encore à 23 degrés; il reste

à le ramener à zéro. Pour cela, on fait usage de la formule [2] ci-dessus, ce qui donne, pour le volume cherché,

$$V = \frac{7,789}{1 + 0,00367 \times 23} = \frac{7,789}{1,0915} = 7^m,1436.$$

On pourrait aussi directement faire usage de la formule [4], en remplaçant H , V' , α et t par leurs valeurs.

V. La densité ou le poids spécifique d'un gaz étant d à zéro, on demande sa densité à t degrés.

Soit d' la densité du gaz à t degrés; si l'on représente par 1 un certain volume de ce gaz à zéro, le volume à t degrés sera $1 + \alpha t$. Or, les densités étant, à masse égale, en raison inverse des volumes (41), on a

$$\frac{d'}{d} = \frac{1}{1 + \alpha t}, \text{ d'où } d' = \frac{d}{1 + \alpha t} \quad [1], \text{ et } d = d'(1 + \alpha t) \quad [2].$$

La formule [1] fait voir que la densité à t degrés est en raison inverse du binôme de dilatation $1 + \alpha t$. Quant à la formule [2], elle sert à calculer la densité à zéro, quand on connaît la densité à t degrés.

VI. Un certain volume de gaz à t degrés pèse P' , quel sera le poids du même volume de ce gaz à zéro?

Soient P le poids cherché, α le coefficient de dilatation du gaz, d' sa densité à t degrés, et d sa densité à zéro. Les poids étant proportionnels aux densités,

on a l'égalité $\frac{P'}{P} = \frac{d'}{d}$. Or, on a vu ci-dessus (prob. v) que $\frac{d'}{d} = \frac{1}{1 + \alpha t}$; donc

$$\frac{P'}{P} = \frac{1}{1 + \alpha t}, \text{ d'où } P = P'(1 + \alpha t).$$

De cette dernière égalité on tire aussi $P' = \frac{P}{1 + \alpha t}$, formule qui fait trouver le poids à t degrés quand on connaît le poids à zéro, et qui montre que le poids P' est en raison inverse du binôme de dilatation $1 + \alpha t$.

VII. Calculer le poids P d'azote qui serait contenu, à 32°, dans un ballon de verre dont le volume, à zéro, est $12^m,3$, le coefficient de dilatation de l'azote étant $0,003668$, le coefficient de dilatation linéaire du verre $0,00000861$, et le poids spécifique de l'azote $0,9714$; on suppose la pression atmosphérique égale à $0^m,76$.

Soient k le coefficient de dilatation linéaire du verre et V le volume du ballon à zéro, son volume à t degrés sera $V(1 + 3kt)$ (273 et 277). Pour trouver le poids d'azote contenu dans ce ballon, observons qu'un litre d'air à zéro et à la pression $0^m,76$ pesant $1^r,3$, un litre d'azote, à la même température et à la même pression, pèse $1^r,3 \times 0,9714$, puisque le nombre $0,9714$ est le poids spécifique de l'azote par rapport à l'air; par conséquent, à t degrés, un litre d'azote pèse $\frac{1^r,3 \times 0,9714}{1 + \alpha t}$ (prob. vi), α étant le coefficient de dilatation de l'azote. Donc,

enfin, le poids demandé est $\frac{1^r,3 \times 0,9714}{1 + \alpha t} \times V(1 + 3kt)$. Substituant à la place

de V , k , t et α leurs valeurs, on trouve $P = 14^r,025$.

293. **Méthode de M. Regnault.** — M. Regnault a successivement fait usage de quatre procédés pour déterminer le coefficient de dilatation des gaz. Dans les uns, la pression était constante et le volume du gaz variable, comme dans le procédé de Gay-Lussac; dans les autres, le volume demeurait le même, mais la pression pouvait varier à volonté. Nous ne décrivons que le premier procédé qu'a employé M. Regnault, le même dont s'étaient déjà servis Dulong et M. Rud-

berg, et dans lequel la pression est constante. Mais ce qui caractérise les expériences de M. Regnault, ce sont les soins avec lesquels ont été évitées les chances

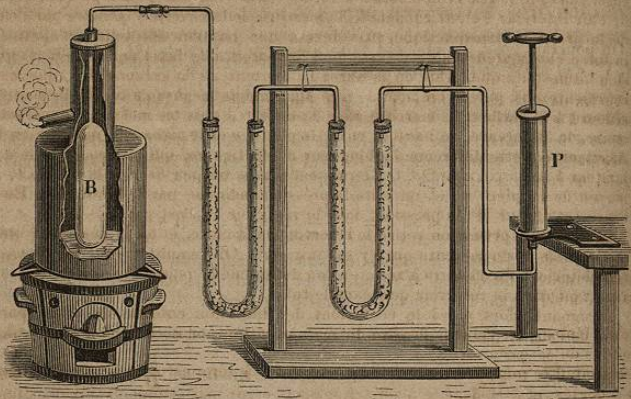


Fig. 217.

d'erreur. Son appareil se compose d'un réservoir cylindrique B (fig. 217) d'une assez grande capacité, auquel est soudé un tube capillaire recourbé. Afin de remplir ce réservoir d'air parfaitement sec, on le dispose, comme le montre la figure, dans un vase de fer-blanc semblable à celui qui sert à prendre le point 100 des thermomètres; puis, au moyen d'une feuille de caoutchouc, on raccorde la tige capillaire à une suite de tubes en U remplis de substances desséchantes. Ces tubes vont aboutir à une petite pompe à air, au moyen de laquelle on fait le vide dans ces tubes et dans le réservoir, tandis que celui-ci est enveloppé de vapeur d'eau à 100 degrés. On laisse ensuite rentrer l'air lentement, puis on fait le vide de nouveau, et ainsi de suite un grand nombre de fois. De la sorte, on arrive à dessécher complètement l'air qui se trouve dans le réservoir, car l'humidité qui était adhérente aux parois se dégage en vapeur à la température de 100 degrés, et l'air qui rentre, chaque fois qu'on a fait le vide, est desséché à son passage dans les tubes en U.

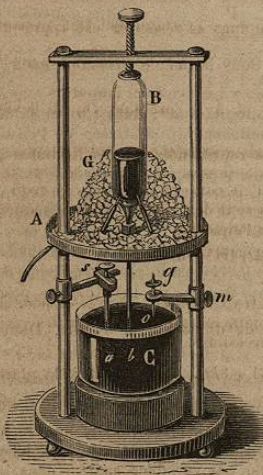


Fig. 218.

Cela fait, on laisse, pendant environ une demi-heure, l'air prendre la température de la vapeur d'eau, puis on enlève les tubes desséchants, et l'on ferme à la lampe l'extrémité du tube, en ayant soin de noter en même temps la hauteur H du baromètre. Le réservoir B étant refroidi, on le place dans l'appareil qui représente la figure 218.

On l'enfonce alors complètement de glace pour amener à zéro l'air qu'il contient, et l'on plonge l'extrémité du tube capillaire dans une cuvette C remplie de mercure. Lorsque le réservoir B est à zéro, on casse avec une petite pince la pointe h; l'air intérieur s'étant condensé, le mercure de la cuvette y pénètre par l'effet de la pression atmosphérique, et s'élève à une hauteur oG telle, qu'ajoutée à la force élastique de l'air qui reste dans l'appareil, elle fasse équilibre à la pression atmosphérique. Afin de mesurer la hauteur de la colonne Go, que nous représenterons par h, on abaisse une tige mobile go jusqu'à ce que la pointe o affleure à la surface du mercure dans la cuvette, puis on mesure, au cathétomètre, la différence de hauteur entre la pointe g et le niveau du mercure en G. Ajoutant à cette différence la longueur de la tige go, qui est connue, on a la hauteur h de la colonne Go. On ferme enfin avec un peu de cire la pointe b, au moyen de la pièce a, et on note la pression indiquée par le baromètre. En la représentant par H', la pression, dans le réservoir B, l'est par H' - h.

Ces mesures prises, on retire le réservoir de la glace, et on le pèse pour obtenir le poids P du mercure qui s'y est introduit. On remplit ensuite ce réservoir complètement de mercure à zéro, et l'on détermine le poids P' du mercure contenu tant dans le réservoir que dans le tube.

Désignant alors par δ le coefficient de dilatation cubique du verre, par α celui de l'air, et par D la densité du mercure à zéro, on détermine α par le calcul

suivant. Le volume du réservoir et du tube à zéro est $\frac{P'}{D}$, d'après la formule

$P = VD$ (106); par conséquent, à t degrés, ce volume est $\frac{P'}{D} (1 + \delta t)$ (278, prob.

vi), à la pression H qui avait lieu quand on a fermé à la lampe. Donc, à la pression 76, il est $\frac{P' (1 + \delta t) H}{D \cdot 76}$ [1], d'après la loi de Mariotte. Or, d'après la

formule $P = VD$, le volume de l'air qui reste dans le réservoir est représenté par $\frac{P' - P}{D}$, à zéro et à la pression H' - h. Sous la même pression, mais à t

degrés, ce volume est donc $\left(\frac{P' - P}{D}\right) (1 + \alpha t)$; et à la pression 76, il devient

$\frac{(P' - P) (1 + \alpha t) (H' - h)}{D \cdot 76}$ [2]. Or, les volumes représentés par les formules [1]

et [2] ne sont autre chose que le volume de l'air contenu dans le réservoir et dans le tube à t degrés et à la pression 76; ils sont donc égaux. Par conséquent, en supprimant le dénominateur commun, on a l'équation

$$P' (1 + \delta t) H = (P' - P) (1 + \alpha t) (H' - h) \quad [3],$$

d'où l'on déduit la valeur de α .

En opérant ainsi, M. Regnault a trouvé, entre zéro et 100 degrés, et pour des pressions comprises entre 0^m,30 et 0^m,50, les coefficients suivants pour des variations de température de 1 degré et sous une pression constante :

Hydrogène	0,003661
Oxyde de carbone	0,003669
Air	0,003670
Acide carbonique	0,003710
Protoxyde d'azote	0,003719
Cyanogène	0,003877
Acide sulfureux	0,003903

Ces nombres montrent que les coefficients des gaz, sauf pour les deux derniers, ne diffèrent que de quantités très-petites. M. Regnault a constaté, en outre,

qu'à une même température la dilatation d'un gaz quelconque est d'autant plus grande, qu'il est soumis à une plus forte pression. Enfin, ce savant a observé que les coefficients de dilatation de deux gaz différent d'autant plus, que ces deux gaz sont soumis à des pressions plus considérables.

* 294. **Thermomètre à air.** — Le *thermomètre à air*, ainsi que son nom l'indique, est fondé sur la dilatation de l'air. Le plus simple serait le tube capillaire à boule dont s'est servi Gay-Lussac pour mesurer le coefficient de dilatation des gaz (fig. 216). En effet, de même que, la température étant connue, on a déduit du déplacement de l'index dans le tube le coefficient de dilatation de l'air; réciproquement, une fois celui-ci connu, il est facile de calculer la température correspondante à chaque déplacement de l'index. Mais la marche de cet index entraînerait toujours la même cause d'erreur qui a fait trouver à Gay-Lussac un coefficient de dilatation trop grand, et l'on obtiendrait des températures trop élevées. C'est pourquoi on prend de préférence pour thermomètre à air un tube semblable à celui qui a servi à mesurer le coefficient de dilatation des gaz dans l'appareil de M. Regnault (fig. 217 et 218). Opérant avec ce tube comme dans l'expérience du paragraphe 293, on détermine les quantités P, P', H, H' et λ , qui entrent dans l'équation [3], et comme α et δ sont connus, on déduit de cette équation la température t à laquelle le tube a été porté.

Mais l'emploi de ce thermomètre exige beaucoup de temps et de soins. Aussi le thermomètre à mercure, à tige ou à poids, lui est-il généralement préféré. Cependant on ne doit pas perdre de vue que les thermomètres à air présentent sur les thermomètres à mercure deux avantages importants. 1° Ils sont beaucoup plus sensibles, l'air étant vingt fois plus dilatable que le mercure. 2° Tandis que deux thermomètres à mercure sont rarement concordants, sauf de -36 à 100 degrés (262), deux thermomètres à air sont toujours comparables entre eux; ce qui découle encore de la grande dilatation des gaz, devant laquelle disparaît la faible différence de dilatation des diverses espèces de verres dont les thermomètres sont construits.

D'après les recherches de M. Regnault, le thermomètre à air et le thermomètre à mercure sont sensiblement d'accord jusqu'à 240 degrés, quand le verre du thermomètre à mercure est du verre vert; s'il est de cristal, la discordance est plus grande, et quand le thermomètre à air marque 350 degrés, le thermomètre à mercure marque $360,5$.

295. **Poids spécifiques des gaz par rapport à l'air.** — Le *poids spécifique* ou la *densité d'un gaz par rapport à l'air* est le rapport du poids d'un certain volume de ce gaz à celui d'un même volume d'air, le gaz et l'air étant tous les deux à zéro et à la pression $0^m,76$.

D'après cette définition, pour connaître la densité d'un gaz, il faut chercher le poids d'un certain volume de ce gaz à zéro et à la pression $0^m,76$, puis celui d'un même volume d'air à la même température et à la même pression, et diviser le premier poids par le second. A cet effet, on fait usage d'un ballon de verre de 8 à 10 litres de capacité, dont le col porte un robinet qui peut se visser sur la machine pneumatique (fig. 78, page 103). On pèse ce ballon successivement vide, plein d'air et plein du gaz dont on cherche la densité, l'air et le gaz étant desséchés par le procédé décrit plus haut, et au moyen de l'appareil représenté dans la figure 217. En soustrayant du poids obtenu dans les deux dernières pesées celui du ballon, on a le poids de l'air et le poids du gaz sous le même

volume. Dans le cas où, durant ces différentes pesées, la température aurait été constamment zéro, et la pression $0^m,76$, il n'y aurait qu'à diviser le poids du gaz par le poids de l'air, et le quotient serait la densité cherchée. Mais le procédé que nous venons de faire connaître nécessite, en général, de nombreuses corrections pour ramener les poids des deux gaz à zéro et à la pression $0^m,76$, ainsi que pour réduire à zéro le volume du ballon.

Pour faire ces corrections, on doit d'abord avoir soin d'opérer sur des gaz secs, ce qu'on obtient en les faisant passer sur des matières desséchantes avant de les introduire dans le ballon. L'air doit en outre passer sur de la potasse caustique pour perdre l'acide carbonique qu'il contient. De plus, comme les meilleures machines pneumatiques ne font jamais le vide parfait, afin de ne pas tenir compte, dans les pesées, du gaz qui reste dans le ballon, on fera le vide à chaque fois jusqu'à ce que l'éprouvette marque la même tension e .

Cela posé, on fait le vide dans le ballon, puis on y laisse rentrer de l'air sec; et ainsi de suite plusieurs fois jusqu'à ce que le ballon soit parfaitement desséché. Faisant alors le vide une dernière fois jusqu'à ce que l'éprouvette marque la tension e , on pèse et l'on a le poids p' du ballon vide. On laisse alors rentrer l'air lentement à travers des tubes contenant, les uns du chlorure de calcium, les autres de la potasse; on pèse de nouveau et on trouve que le poids du ballon plein est P' . En appelant H' la hauteur barométrique et t' la température au moment de la pesée, $P' - p'$ est donc le poids de l'air contenu dans le ballon à la température t' et à la pression $H' - e$.

Pour ramener ce poids à la pression 760 et à la température de zéro, soient α' le coefficient de dilatation de l'air et δ le coefficient de dilatation cubique du verre. D'après la loi de Mariotte, le poids, qui est $P' - p'$ à la pression $H' - e$, sera, à la pression 760 , $(P' - p') \frac{760}{H' - e}$, la température étant toujours t' . Or, si celle-ci devient zéro, la capacité du ballon diminue dans le rapport $1 + \delta t'$ à 1 , tandis que le poids du gaz augmente dans le rapport de 1 à $1 + \alpha' t'$, ainsi que cela découle des problèmes vi (278) et v (292). Donc le poids de l'air contenu dans le ballon à zéro et à la pression 760 est

$$(P' - p') \frac{760}{H' - e} \cdot \frac{1 + \alpha' t'}{1 + \delta t'} \quad [1].$$

Soient de même α le coefficient de dilatation du gaz dont on cherche la densité, P le poids du ballon plein de ce gaz, à la température t et à la pression barométrique H , et enfin p le poids du ballon vide quand on en a retiré le gaz jusqu'à la tension e ; le poids du gaz contenu dans le ballon, à la pression 760 et à la température de zéro, sera représenté par

$$(P - p) \frac{760}{H - e} \cdot \frac{1 + \alpha t}{1 + \delta t} \quad [2].$$

Divisant la formule [2] par la formule [1], on a donc pour la densité cherchée,

$$D = \frac{(P - p) (H' - e) (1 + \alpha t) (1 + \delta t')}{(P' - p') (H - e) (1 + \alpha' t') (1 + \delta t)}$$

formule qui est indépendante du volume du ballon.

Si la température et la pression ne varient pas pendant l'expérience, on a $H = H'$, et par suite $D = \frac{(P - p) (1 + \alpha t)}{(P' - p') (1 + \alpha' t)}$; et si enfin on suppose $\alpha = \alpha'$, il

$$\text{vient } D = \frac{P - p}{P' - p'}.$$

296. Méthode de M. Regnault pour trouver la densité des gaz.

— Dans la méthode qu'on vient de décrire, il y a à effectuer de nombreuses corrections; M. Regnault les fait disparaître en partie par le procédé suivant. On prend deux ballons à robinet identiquement de même verre, et approximativement de volumes extérieurs égaux; puis on ferme le plus grand par une tubulure à robinet, et le plus petit par une tubulure simplement à crochet. Pour

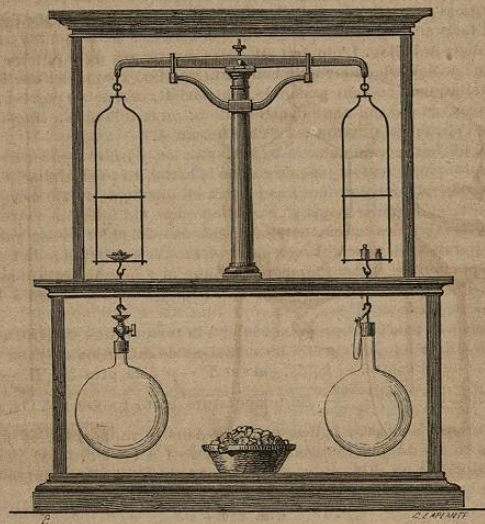


Fig. 219.

achever ensuite de rendre les volumes des deux ballons identiques, on les remplit d'eau, et on les suspend aux plateaux d'une balance, en ayant soin d'établir l'équilibre au moyen d'une tare. Les faisant plonger dans une cuve remplie d'eau, l'équilibre est rompu, et le nombre de grammes p qu'il faut ajouter pour le rétablir représente, en centimètres cubes, la différence des volumes des ballons (96). Construisant alors un tube de verre fermé dont le volume extérieur soit de p centimètres, on le suspend au crochet du plus petit ballon. Après s'être ainsi procuré un système rigoureusement de même volume que le ballon dont on doit faire usage, on expérimente sur celui-ci comme il a été dit plus haut (295), en le pesant successivement vide, plein d'air et plein du gaz dont on cherche la densité. Mais on a soin, dans chaque pesée, de lui faire

équilibre avec le deuxième ballon, comme le montre la figure 219. De plus, les deux ballons sont renfermés dans une cage vitrée dont on dessèche l'air avec de la chaux vive. Par cette disposition, les pertes de poids dans l'air étant égales des deux côtés, il est évident qu'on n'a à faire aucune correction pour les pesées dans l'air.

De plus, afin d'éviter les corrections de dilatation du verre et

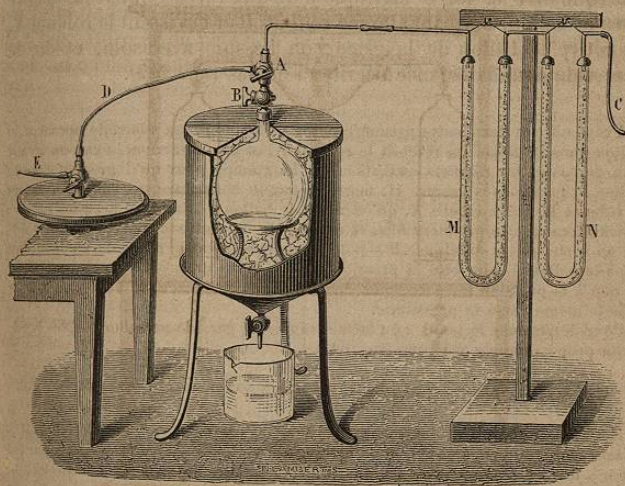


Fig. 220.

des gaz sur lesquels on expérimente, on a soin de remplir le ballon successivement d'air et de gaz à la température de zéro. Pour cela, le ballon est placé dans un vase plein de glace, comme le montre la figure 220. Là, on visse sur le robinet du ballon un second robinet A, à trois voies, lequel donne le moyen de faire communiquer à volonté le ballon avec une machine pneumatique par un tube de caoutchouc D, ou avec des tubes M, N, dans lesquels le gaz est amené par un tube C. Les tubes M, N contiennent différentes substances destinées, les unes à dessécher le gaz, les autres à le purifier, c'est-à-dire à retenir les gaz qui pourraient être mélangés avec lui.

Cela posé, le robinet A étant tourné de manière qu'il n'y ait communication qu'avec la machine pneumatique, on fait le vide dans le ballon; puis, à l'aide du même robinet, la communication

étant interrompue avec la machine, mais établie avec les tubes M, N, le gaz arrive et remplit le ballon. Toutefois, comme on ne peut faire le vide absolu dans celui-ci, et qu'il y reste toujours un peu d'air, on recommence à faire le vide et à laisser rentrer le gaz, et cela plusieurs fois jusqu'à ce qu'on juge que tout l'air est expulsé. Faisant enfin le vide une dernière fois, un baromètre différentiel (fig. 403, page 434), qui communique avec l'appareil par le tube E, fait connaître la force élastique e du gaz raréfié qui reste encore dans le ballon. Fermant alors le robinet B et dévissant le robinet A, on retire le ballon de la glace, on l'essuie avec soin, et on le pèse vide dans la balance décrite ci-dessus (fig. 249).

Ayant obtenu dans cette première pesée un poids p , on place de nouveau le ballon dans la glace, on rétablit le robinet A, et on fait arriver le gaz, en ayant soin de laisser les robinets ouverts assez longtemps pour qu'il prenne dans le ballon la pression extérieure H, marquée par le baromètre. Si l'on ferme alors le robinet B, qu'on enlève A, qu'on retire le ballon de la glace avec les mêmes précautions que la première fois, et qu'on pèse de nouveau, on trouve un poids P; en sorte que la différence $P - p$ des deux pesées est le poids du gaz contenu dans le ballon à zéro et à la pression H — e . Nous disons à la pression H — e et non à la pression H, parce que, dans la première pesée, le ballon contenait déjà le même gaz à la pression e .

Pour déterminer le poids x du même volume de gaz à la pression 760, les poids étant proportionnels aux pressions, on a

$$\frac{x}{P - p} = \frac{760}{H - e}, \text{ d'où } x = \frac{760 (P - p)}{H - e}.$$

Enfin, recommençant identiquement les mêmes pesées avec l'air, c'est-à-dire pesant d'abord le ballon vide, puis plein d'air sec à zéro, et représentant par les mêmes lettres que ci-dessus les quantités de même espèce, on trouve que le poids de l'air contenu dans le ballon à zéro et à la pression 760 est donné par

$$\text{la formule } x' = \frac{760 (P' - p')}{H' - e'}.$$

Si l'on divise le poids du gaz par le poids de l'air, on obtient pour le poids spécifique cherché

$$D = \frac{x}{x'} = \frac{(P - p) (H' - e')}{(P' - p') (H - e)}.$$

Si la hauteur du baromètre n'a pas varié pendant l'expérience, et si dans les deux cas on a fait le vide au même degré, c'est-à-dire si $e = e'$, on a

$$D = \frac{P - p}{P' - p'}.$$

297. **Densité des gaz qui attaquent le cuivre.** — Pour les gaz qui attaquent le cuivre, comme le chlore, par exemple, on ne peut se servir d'un ballon à robinet. On fait alors usage d'un flacon à l'émeri, dont on détermine d'avance la capacité en le pesant plein d'eau, et dans lequel on fait arriver le gaz par un tube re-

courbé qui plonge jusqu'au fond du flacon. Lorsqu'on juge que tout l'air est expulsé, on retire le tube et l'on ferme le flacon. Pesant alors ce dernier plein de chlore, soit P le poids qu'on obtient; soit p le poids du flacon plein d'air. La différence $P - p$ est évidemment l'excès du poids du chlore sur celui de l'air à volume égal. Or, la capacité du flacon étant connue, on en déduit le poids de l'air qu'il contient, et ce poids, ajouté à la différence $P - p$, sera le poids du chlore. Il ne reste donc plus qu'à diviser ce poids par celui de l'air, en ayant soin toutefois de faire les corrections de température et de pression nécessaires pour ramener les deux poids au même volume, à la température de zéro et à la pression 760.

Densités des gaz à zéro et à la pression 0^m,760, celle de l'air étant prise pour unité.

Air	1,0000	Acide sulhydrique	1,1912
Hydrogène	0,0693	Acide chlorhydrique	1,2472
Hydrogène protocarboné	0,539.	Protoxyde d'azote	1,5269
Gaz ammoniac	0,5967	Acide carbonique	1,5290
Oxyde de carbone	0,9569	Cyanogène	1,8064
Azote	0,9714	Acide sulfureux	2,2474
Oxyde d'azote	1,0388	Chlore	3,4216
Oxygène	1,1056	Acide iodhydrique	4,443.

298. **Poids spécifiques des gaz par rapport à l'eau.** — On a déjà vu (129) que le poids spécifique de l'air par rapport à l'eau est le quotient du poids d'un litre d'air à zéro par le poids d'un

litre d'eau à 4 degrés, c'est-à-dire $\frac{1\text{gr},293}{1000} = 0,001293$. Quant aux

poids spécifiques des autres gaz par rapport à l'eau, on les détermine en multipliant les densités obtenues ci-dessus par le nombre 0,001293. En effet, si l'on représente par a le poids d'un litre d'air à zéro et à la pression 760 millimètres, et par a' le poids d'un litre de gaz quelconque, d'hydrogène par exemple, dans les mêmes conditions de température et de pression, le poids spécifique de l'air

par rapport à l'eau est $\frac{a}{1000}$, et celui de l'hydrogène par rapport

à l'air $\frac{a'}{a}$, c'est-à-dire le nombre 0,0693 contenu dans le tableau

du paragraphe précédent. Or, le produit des fractions $\frac{a}{1000}$ et $\frac{a'}{a}$ est

$\frac{a'}{1000}$, qui est bien le poids spécifique de l'hydrogène par rapport à l'eau.

L'emploi, dans les calculs, du poids spécifique des gaz par rapport à l'eau offre l'avantage de donner immédiatement en kilogrammes le poids du litre du gaz que l'on considère. Par exemple, dans le calcul ci-dessus, si l'on multiplie le nombre 0,0693, qui représente le poids spécifique de l'hydrogène par rapport à l'air, par le nombre 0,001293, qui est le poids spécifique de l'air par rapport à l'eau, le produit $0^{\text{kg}},0000896$, ou $0^{\text{gr}},0896$, est le poids d'un litre d'hydrogène à zéro et à la pression 760 millimètres.

CHAPITRE V.

CHANGEMENTS D'ÉTAT, VAPEURS.

299. **Fusion, ses lois.** — Des divers phénomènes que présentent les corps sous l'influence du calorique, il n'a été question jusqu'ici que de leur dilatation. Or, en ne considérant d'abord que les solides, il est facile de reconnaître que cette dilatation a une limite. En effet, à mesure qu'un corps absorbe une plus grande quantité de calorique, la force répulsive que celui-ci exerce entre les molécules augmente, et il vient un moment où l'attraction moléculaire est insuffisante pour maintenir le corps à l'état solide. Un nouveau phénomène se produit alors : il y a *fusion*, c'est-à-dire passage de l'état solide à l'état liquide par l'influence de la chaleur.

Toutefois un grand nombre de substances, comme le papier, le bois, la laine, certains sels, ne fondent pas sous l'action d'une température élevée, mais sont décomposées. De tous les corps simples, un seul n'a pu être fondu jusqu'ici par l'action des sources de chaleur les plus intenses : c'est le carbone. Cependant, en le soumettant à l'action d'un courant électrique très-puissant, M. Despretz est parvenu à ramollir ce corps jusqu'à le rendre flexible, ce qui indique un état voisin de la fusion.

L'expérience fait voir que la fusion des corps est constamment soumise aux deux lois suivantes :

- 1° *Tout corps entre en fusion à une température déterminée, invariable pour chaque substance, si la pression est constante.*
- 2° *Quelle que soit l'intensité de la source de chaleur, depuis le moment que la fusion commence, la température cesse de s'élever et reste constante jusqu'à ce que la fusion soit complète.*

Températures de fusion de diverses substances.

Mercure.	— 40°	1 d'étain, 4 de bismuth.	+ 94°
Glace.	0	Soufre.	111
Chlorure de calcium hydraté.	29	Étain.	228
Snif.	+ 33	Bismuth.	264
Phosphore.	44	Plomb.	326
Sperma ceti.	49	Zinc.	360
Potassium.	55	Antimoine.	432
Acide margarique.	57	Argent.	1000
Stéarine.	60	Fonte blanche.	1100
Cire jaune.	61	Fonte grise.	1200
Cire blanche.	69	Or.	1250
Acide stéarique.	70	Acier.	1350
Sodium.	90	Fer doux.	1500
Alliage de d'Arcet (1 de plomb,		Platine.	1910 à 2000

M. Hopkins, en Angleterre, a récemment constaté par l'expérience que la température de fusion s'élève d'une manière sensible à mesure que la pression augmente. Les corps sur lesquels il a expérimenté sont le soufre, la cire, la stéarine et le sperma-ceti. M. W. Thompson a observé le contraire pour la glace ; c'est-à-dire que son point de fusion s'abaisse lorsque la pression croît. D'où l'on voit que la température de fusion, pour un même corps, n'est pas fixe, comme on l'avait admis jusqu'ici, mais varie avec la pression.

300. **Calorique latent.** — Lors du passage d'un corps de l'état solide à l'état liquide, la température restant constante pendant toute la durée de la fusion (299, 2°), quelle que soit l'intensité du foyer, on doit en conclure que pour changer d'état, les corps absorbent une quantité de chaleur considérable, dont l'unique effet est de les maintenir à l'état liquide. Cette quantité de chaleur, qui n'agit pas sur le thermomètre, et qui se combine en quelque sorte avec les molécules des corps, se désigne sous le nom de *calorique latent* ou *calorique de fusion*.

L'expérience suivante est propre à donner une idée exacte de ce qu'il faut entendre par calorique latent. Si l'on mélange d'abord 1 kilogramme d'eau à zéro avec le même poids d'eau à 79 degrés, on a immédiatement 2 kilogrammes d'eau à 39 degrés $\frac{1}{2}$, c'est-à-dire à une température moyenne entre celle des deux liquides mélangés ; ce qu'il était facile de prévoir, puisque tous les deux étaient de même nature et en quantité égale. Mais si l'on mélange 1 kilogramme de glace pilée avec un égal poids d'eau à 79 degrés, la glace se fond aussitôt et on obtient 2 kilogrammes d'eau à zéro. On voit par là que, sans changer de température et uniquement pour se fondre, 1 kilogramme de glace absorbe la quantité de chaleur nécessaire pour élever de zéro à 79 degrés 1 kilogramme