

les deux tubes sont mastiqués présente un robinet à trois voies, qui, par les quatre positions indiquées par la figure 136 permet, à volonté, d'établir la communication entre les deux tubes (position 1), ou de faire écouler le mercure des deux tubes à la fois (position 2), ou de le faire écouler seulement du tube de gauche ou du tube de droite (position 3 ou position 4). — On voit enfin que, si ce robinet est tourné à 45 degrés de l'une de ces quatre positions, les trois voies sont fermées, et il intercepte toute communication.

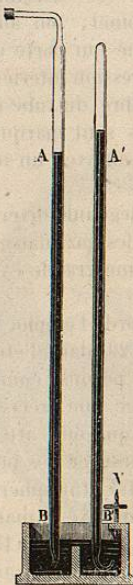


Fig. 137.  
Manomètre barométrique.

effectuée au cathétomètre, donne la valeur de la pression.

### III. — MÉLANGES DES GAZ.

**149. Diffusion des gaz.** — Les divers liquides ne peuvent pas toujours se mélanger entre eux. Si l'alcool et l'eau, par exemple, tendent à se mêler intimement, l'eau et le mercure ne peuvent se pénétrer de la même façon : lorsqu'on cherche à effectuer le mélange par l'agitation, le mercure suspendu d'abord en gouttelettes au milieu de l'eau, se rassemble par le repos à la partie inférieure, de manière que la surface de séparation des deux liquides arrive toujours à être nettement déterminée. — Il n'en est pas de même des gaz. Deux gaz, mis en présence l'un de l'autre, tendent toujours à se mélanger, alors même qu'ils seraient, à l'origine, superposés de façon que leur différence de densité tendit à les maintenir séparés.

C'est ce que montre l'expérience suivante, qui est due à Berthollet. — On plaça dans les caves de l'Observatoire, c'est-à-dire dans un lieu

à température constante, deux ballons à robinet (fig. 138), vissés l'un au-dessus de l'autre : le ballon supérieur contenait de l'hydrogène; le ballon inférieur, de l'acide carbonique, dont la densité est vingt-deux fois plus grande; chacun des gaz avait été introduit sous une pression exactement égale à la pression atmosphérique. Les robinets ayant été ouverts, le mélange s'effectua de façon que, au bout d'un temps suffisant, chacun des deux ballons contient les deux gaz en proportions sensiblement égales. — Donc, quand deux gaz sont mis en présence, la force élastique de chacun d'eux a toujours pour résultat de lui faire occuper la capacité totale de l'enveloppe, sans que la présence de l'autre gaz soit un obstacle à cette expansion. Cette pénétration des gaz les uns par les autres a reçu le nom de *diffusion* (\*).

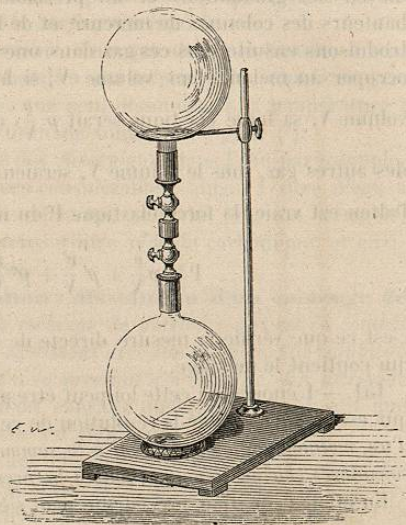


Fig. 138. — Expérience de Berthollet.

Ces phénomènes expliquent comment les odeurs dues à des gaz ou à des vapeurs se répandent dans l'air avec tant de rapidité. — Ils permettent aussi de concevoir comment les vapeurs d'un liquide volatil peuvent se former dans un espace occupé déjà par un gaz, à peu près comme elles le feraient dans un espace vide.

**150. Loi du mélange des gaz.** — Dans un mélange de plusieurs gaz, la force élastique est égale à la somme des forces élastiques de tous les gaz, considérés chacun comme occupant le volume du mélange tout entier. — Cette loi, énoncée vers 1805 par Dalton, peut se démontrer de la manière suivante :

Plaçons sur le mercure plusieurs éprouvettes C, C', C''... (fig. 139),

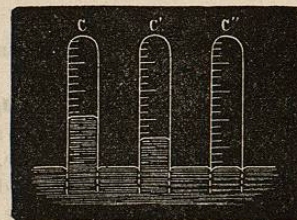


Fig. 139.

(\*) Il va sans dire que, si les gaz sont superposés de façon que le plus dense soit à la partie supérieure, la diffusion se fait plus vite; mais la seule différence est dans la rapidité avec laquelle la pénétration a lieu, et non dans le résultat définitif.



graduées en parties d'égaies capacités, et contenant différents gaz : observons, dans chacune d'elles, les volumes des gaz  $v, v', v'', \dots$ , au moyen des graduations et les pressions  $p, p', p'', \dots$ , au moyen des hauteurs des colonnes de mercure et de la pression barométrique. Introduisons ensuite tous ces gaz dans une même éprouvette, et faisons occuper au mélange un volume  $V$ ; si le premier gaz occupait seul le volume  $V$ , sa force élastique serait  $p \frac{v}{V}$ , de même les forces élastiques des autres gaz, sous le volume  $V$ , seraient  $p' \frac{v'}{V}, p'' \frac{v''}{V}, \dots$ . Si la loi de Dalton est vraie, la force élastique  $P$  du mélange doit donc être

$$P = p \frac{v}{V} + p' \frac{v'}{V} + p'' \frac{v''}{V} + \dots;$$

c'est ce que vérifie la mesure directe de la pression, dans l'éprouvette qui contient le mélange.

151. — L'énoncé de cette loi peut être présenté sous une autre forme, qui est commode pour la résolution de certaines questions : *Le volume d'un mélange de gaz est égal à la somme des volumes de tous les gaz, considérés chacun comme soumis à la pression totale du mélange.*

En effet, l'équation précédente peut s'écrire

$$PV = pv + p'v' + p''v'' + \dots;$$

d'où l'on tire

$$V = v \frac{p}{P} + v' \frac{p'}{P} + v'' \frac{p''}{P} + \dots,$$

formule qui est la traduction du dernier énoncé.

#### IV. — MÉLANGES DES LIQUIDES ET DES GAZ.

152. **Dissolution des gaz dans les liquides.** — L'eau, mise en présence d'une atmosphère d'un gaz pur, d'oxygène par exemple, en absorbe une quantité déterminée, quantité qui augmente avec la pression du gaz; le gaz absorbé se dégage lorsqu'on vient à faire le vide à la surface du liquide, et il reste de l'eau pure. — Ce phénomène ne présente aucun des caractères des actions chimiques : les molécules du gaz semblent simplement pénétrer entre celles de l'eau; la force élastique du gaz reste même encore manifeste, puisqu'il abandonne le liquide, ou y pénètre de nouveau, selon que la pression du gaz extérieur diminue ou augmente. — C'est aux phénomènes présentant ce caractère que nous donnerons le nom de *dissolution des gaz*.

155. **Première loi de Dalton : dissolution d'un gaz dans un liquide.** — **Coefficient de solubilité.** — *Les quantités d'un gaz dissoutes par l'unité de volume d'un liquide sont proportionnelles à la pression que ce gaz exerce sur la surface du liquide.*

On appelle *coefficient de solubilité* d'un gaz dans un liquide, à une température déterminée  $t$ , le nombre qui exprime le volume de gaz, ramené à 0° et 76 centimètres, que peut dissoudre, à la température  $t$  et sous la pression normale, l'unité de volume du liquide (\*).

Les coefficients de solubilité des divers gaz, dans l'eau par exemple, offrent entre eux des différences considérables; ainsi, 1 litre d'eau à la température de 15 degrés absorbe, sous la pression normale, 0<sup>m</sup>,050 d'oxygène, 0<sup>m</sup>,015 d'azote, 1 litre d'acide carbonique, et environ 670 litres de gaz ammoniac.

154. **Deuxième loi de Dalton : dissolution d'un mélange de plusieurs gaz.** — *Lorsqu'un mélange de plusieurs gaz est en contact avec un liquide, chacun d'eux se dissout avec son coefficient de solubilité propre, et proportionnellement à la pression qui doit lui être attribuée dans le mélange.* C'est ce qu'on exprime quelquefois en disant que chacun des gaz se dissout comme s'il était seul.

Cette loi a été vérifiée dans des circonstances très diverses. — Nous nous contenterons d'indiquer la vérification qui consiste à en déduire, *a priori*, les proportions relatives d'oxygène et d'azote qui doivent se dissoudre dans l'eau au contact de l'air atmosphérique.

Un volume quelconque d'air atmosphérique, mesuré sous une pression quelconque  $H$ , contient environ  $\frac{1}{5}$  d'oxygène et  $\frac{4}{5}$  d'azote, mesurés sous la même pression. Chacun de ces gaz étant considéré comme occupant le volume tout entier, la force élastique partielle de chacun d'eux est représentée, pour le premier, par  $\frac{1}{5} H$ ; pour le second, par  $\frac{4}{5} H$ .

(\*) La loi de Dalton et la définition du coefficient de solubilité peuvent être énoncées d'une manière un peu différente. — Soit  $a$  le coefficient de solubilité, défini comme on vient de le faire, et  $v$  le volume de gaz ramené à 0° et 76 centimètres, qui se dissout dans l'unité de volume du liquide, sous une pression  $h$ . On aura, comme on vient de le voir :

$$v = a \cdot \frac{h}{76};$$

on en déduit

$$\frac{v \cdot 76}{h} = a.$$

Or, le premier membre exprime le volume que prendrait, *sous la pression  $h$* , la quantité de gaz absorbée par l'unité de volume du liquide; on voit que ce volume est toujours représenté par la constante  $a$ . — On peut donc énoncer la loi de la dissolution, en disant que *l'unité de volume du liquide absorbe, sous une pression quelconque  $h$ , un volume constant du gaz, ce volume étant toujours évalué sous la pression  $h$* . La valeur de ce volume constant n'est autre que le *coefficient de solubilité*.

Il est aisé de voir qu'on peut encore définir le *coefficient de solubilité* comme étant le rapport de la force élastique du gaz dissous, considéré comme occupant le volume du liquide tout entier, à la force élastique du gaz qui presse sur la surface du liquide.



Leurs coefficients de solubilité, à la température de 45° par exemple, étant 0,050 et 0,015, un litre d'eau doit dissoudre, sous la pression totale  $H$ , des quantités de chaque gaz qui, mesurées sous la pression de 760 millimètres, seraient représentées par

$$0^{\text{m}},050 \times \frac{H}{76} \text{ d'oxygène,}$$

$$0^{\text{m}},015 \times \frac{H}{76} \text{ d'azote.}$$

Le rapport de ces deux volumes est indépendant de  $H$ ; la composition du mélange gazeux extrait de l'eau doit donc être indépendante de la pression sous laquelle la dissolution s'est effectuée. — Ce rapport est égal à  $\frac{0,050}{0,015}$  ou  $\frac{1}{3}$ . L'analyse du mélange gazeux extrait de l'eau montre, en effet, que, après l'élimination de l'acide carbonique que l'eau tient en dissolution, ce mélange est formé de  $\frac{1}{3}$  d'oxygène et  $\frac{2}{3}$  d'azote. Il est donc relativement plus riche en oxygène que l'air.

Quant à la quantité absolue de gaz dissoute dans un litre d'eau, elle varie proportionnellement à la pression  $H$ . Sous une pression de 76 centimètres, en particulier, les expressions précédentes fournissent  $0^{\text{m}},006$  d'oxygène et  $0^{\text{m}},012$  d'azote. Donc, en tout, 18 centimètres cubes de gaz. — C'est là, en effet, le résultat que fournissent les eaux pures et bien aérées, recueillies dans les pays de plaines, quand on en extrait les gaz par l'ébullition, comme on l'indique dans les Cours de chimie.

**155. Applications.** — Les lois précédentes expliquent comment les eaux des lacs ou des sources dissolvent les gaz de l'air en quantités variables, selon la pression de l'atmosphère. Au sommet des montagnes, les eaux sont beaucoup moins aérées que dans les pays de plaines : il est probable, d'après M. Boussingault, que l'usage de ces eaux peu aérées est l'une des causes de la production du goitre.

Certaines sources d'eaux minérales laissent dégager des gaz, et en particulier des bulles d'acide carbonique, qui les rendent effervescentes : ces gaz s'échappent quand l'eau arrive au contact de l'air, qui n'en contient que des traces. — Les eaux gazeuses artificielles s'obtiennent en comprimant de l'acide carbonique dans de l'eau, au moyen de pompes, jusqu'à une pression d'environ 5 atmosphères. Les vins mousseux, la bière, le cidre, contiennent également en dissolution de l'acide carbonique, produit par la fermentation qui s'est continuée dans les bouteilles après qu'elles ont été bouchées. Quand on les débouche, la plus grande partie du gaz dissous se dégage progressivement, en produisant une mousse qui est due à la viscosité du liquide (\*).

(\*) On remarque cependant qu'un liquide chargé d'une grande quantité de gaz dissous ne laisse pas dégager immédiatement tout l'excès de gaz, au moment où ce

**156. Actions des solutions salines sur les gaz.** — Quand on met les gaz en présence des solutions salines, les quantités de gaz absorbées semblent le plus souvent se soustraire au lois de la dissolution. — Ces actions ont été étudiées par M. É. Fernet, dans divers cas particuliers. Voici quelques-uns des résultats obtenus.

Dans la plupart des cas, l'action des solutions salines sur les gaz est un phénomène complexe, dépendant à la fois de la dissolution simple et de la combinaison chimique ; le volume de gaz absorbé se compose de deux termes, dont l'un varie proportionnellement à la pression, l'autre est indépendant de la pression et est proportionnel à la quantité de sel dissoute. Le coefficient de solubilité propre, qui entre dans le premier de ces deux termes, est toujours moindre que celui de l'eau pure pour le même gaz, et diminue à mesure que la quantité de sel augmente.

De là résulte : 1° que, pour les gaz qui ne peuvent pas se combiner chimiquement avec le sel dissous, l'absorption totale est toujours moindre que dans l'eau, et suit d'ailleurs la loi de la dissolution (155). Tel est le cas des solutions de chlorure de sodium (sel marin), mises en présence de l'oxygène ou de l'air : la présence de ce sel peut donc être considérée comme diminuant l'absorption de ces gaz par l'eau. — 2° Au contraire, si le gaz peut se combiner avec le sel, en proportion un peu considérable, l'influence de la pression sur le phénomène devient relativement presque insensible, et ne peut être observée que par des méthodes assez délicates. Tel est le cas des solutions de phosphate de soude ou de carbonate de soude, mises en présence de l'acide carbonique ; bien que ces sels diminuent la solubilité propre du gaz, leur présence a pour effet d'augmenter considérablement le pouvoir absorbant total du liquide, et de rendre l'absorption presque indépendante de la pression.

Ces résultats fournissent l'explication d'un grand nombre de phénomènes naturels. — Les eaux des sources, des rivières, des lacs, des mers, tiennent en dissolution un certain nombre de sels, dont l'influence s'ajoute à celle de l'altitude (155), pour faire varier les quantités d'air qu'elles absorbent, et leurs qualités comme boisson. — De là résulte aussi que ces diverses eaux ne sont pas également propres à fournir les gaz nécessaires à la respiration des animaux aquatiques.

Enfin, ces principes trouvent une application immédiate dans la théorie même de la respiration. En effet, la partie liquide du sang, qui vient, dans les organes respiratoires, absorber les gaz de l'air pour les transmettre aux globules, ou qui rend à l'air l'acide carbonique abandonné par les globules, ne se comporte pas à l'égard de ces gaz comme le ferait l'eau pure : parmi

liquide se trouve au contact de l'air : on dit alors qu'il reste sursaturé. — Mais si l'on vient à agiter vivement, le dégagement de gaz recommence, et la sursaturation tend à se détruire. Il en est de même quand on y introduit un corps solide : chacun a pu observer, par exemple, l'effervescence que l'on produit dans de l'eau de Seltz ou dans du vin de Champagne, quand on y plonge un biscuit ou même un grain de raisin. — M. Gernez a montré que, dans tous les phénomènes de ce genre, l'influence du corps solide est due à l'air qui est condensé à sa surface, et qui forme une sorte d'atmosphère intérieure dans laquelle le gaz peut se dégager. Ainsi, un fil de platine peut produire un effet semblable ; mais il cesse de produire cet effet si on l'a chauffé préalablement au rouge, puis refroidi brusquement dans l'eau, de manière à empêcher l'air de se condenser à sa surface.



les sels qui s'y trouvent en dissolution, les uns augmentent le pouvoir absorbant de l'eau pour les gaz de la respiration, les autres le diminuent. On s'explique ainsi comment, si certains de ces sels viennent à s'écarter des proportions normales, ces variations coïncident avec une suractivité ou un ralentissement de la fonction respiratoire.

V. — EXTENSION DU PRINCIPE D'ARCHIMÈDE AUX GAZ.  
AÉROSTATS.

157. **Poussée éprouvée par les corps plongés dans les gaz.**

— La démonstration du principe d'Archimède, donnée pour les corps plongés dans les liquides (88), s'applique aux corps plongés dans les gaz. — *Tout corps plongé dans un gaz éprouve une poussée de bas en haut, égale en grandeur au poids du gaz déplacé.*

Ce principe est applicable, en particulier, aux corps plongés dans l'air. — Il en résulte que tout corps dont le poids surpasse celui de l'air déplacé doit être considéré comme sollicité par une force dirigée de haut en bas, son *poids apparent dans l'air*, qui est l'excès de son poids réel sur le poids du gaz déplacé. Ce cas est celui des corps solides ou liquides. — On dit encore quelquefois que le corps plongé dans l'air *perd une partie de son poids*, égale au poids de l'air déplacé.

Au contraire, si le poids du corps est plus petit que celui de l'air déplacé, le corps s'élève comme s'il était sollicité, de bas en haut, par une force égale à la différence entre la poussée et son poids. Tel est le cas des bulles de savon gonflées avec de l'hydrogène.

158. **Vérification expérimentale.** — La poussée de l'air sur les corps qui y sont plongés peut être constatée par l'expérience suivante :

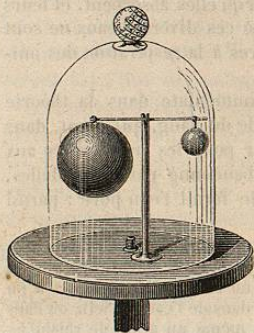


Fig. 140. — Baroscope.

Aux deux extrémités d'un petit fléau de balance (fig. 140) sont suspendues deux sphères métalliques creuses, dont les volumes sont très inégaux, mais dont les poids sont peu différents. La virole qui soutient la petite sphère peut se mouvoir sur un pas de vis, pratiqué sur le fléau : on règle la distance de la virole au point de suspension, de façon que le fléau se tienne horizontal lorsque l'appareil est placé dans l'air. On place alors l'instrument sous une cloche, dans laquelle on fait le vide au moyen de la machine pneumatique : à mesure que l'air se raréfie, on voit le fléau s'incliner du côté de la grosse sphère : il redevient horizontal quand on laisse rentrer l'air. — C'est bien là le résultat que l'on pouvait prévoir ; en effet, en enlevant l'air de la cloche, on

supprime les poussées qu'il exerçait sur les deux sphères, et qui intervenaient dans l'équilibre horizontal du fléau ; or, la poussée étant plus grande pour la sphère qui a le plus grand volume, l'équilibre ne peut subsister dans le vide, et le fléau doit s'incliner du côté de la grosse sphère.

Cet appareil, connu sous le nom de *baroscope*, avait été imaginé par Otto de Guericke pour constater, par les variations d'inclinaison du fléau, les variations de la pression atmosphérique. — Il faudrait, pour qu'il pût servir à cet usage, lui donner une grande sensibilité.

159. **Corrections des pesées effectuées dans l'air.** — Tout corps plongé dans l'air éprouvant une poussée de bas en haut, les pesées qu'on effectue dans l'air doivent, pour fournir des résultats exacts, subir une correction.

Désignons par  $x$  la masse du corps qui a été soumis à la pesée ; soit  $M$  la somme des marques des masses échantillonnées qu'on a employées pour établir l'équilibre. La pesée ayant eu lieu dans l'air, nous allons écrire que les *poids apparents* du corps et des masses échantillonnées sont égaux. Soit  $D$  la densité du corps,  $\Delta$  celle du métal dont sont faits les poids marqués et  $a$  la masse du centimètre cube d'air. Le volume du corps est  $\frac{x}{D}$ , la masse d'air déplacée est  $\frac{x}{D} a$  ; le poids du corps dans

le vide est  $xg$ , la poussée qu'il éprouve de la part de l'air est  $\frac{x}{D} ag$  ;

son poids apparent est donc  $x \left(1 - \frac{a}{D}\right) g$ . De même, le poids apparent

des masses échantillonnées est  $M \left(1 - \frac{a}{\Delta}\right) g$ . — On a donc :

$$x \left(1 - \frac{a}{D}\right) g = M \left(1 - \frac{a}{\Delta}\right) g ;$$

on en tire :

$$x = M \frac{1 - \frac{a}{\Delta}}{1 - \frac{a}{D}}$$

Les densités  $D$  et  $\Delta$  sont supposées connues. — Lorsqu'il s'agit de pesées effectuées sur des corps *solides* ou *liquides*, on peut remplacer la densité  $a$  de l'air extérieur par le nombre 0,0015, qui est la densité de l'air sous la pression de 76 centimètres et à la température de 0° ; en effet, dans ce cas, les *variations* que peut éprouver la poussée due à l'air, quand la pression et à la température s'écartent un peu de ces valeurs, sont négligeables à côté du poids de la masse  $x$ .

Au contraire, si le corps à peser était *un gaz*, la poussée serait du



même ordre de grandeur que le poids : alors, les plus petites variations dans la densité de l'air extérieur ayant une influence appréciable. L'approximation qui précède ne serait plus suffisante, et on devrait remplacer  $a$  par la valeur de la densité de l'air *au moment de l'expérience*. — Mais, dans ce cas, il est préférable d'éviter cette correction, en employant une *tare compensée*, comme nous l'indiquerons à propos de la détermination de la densité des gaz (livre II, chap. III).

Nous verrons également plus loin comment on tient compte de la poussée de l'air pour déterminer, d'une manière rigoureuse, les poids spécifiques des corps solides ou liquides (livre II, chap. IV).

**160. Aérostats.** — On donne le nom général d'*aérostats* à des appareils formés d'une enveloppe mince, contenant un gaz moins dense que l'air : si le poids total du gaz, de l'enveloppe et des divers accessoires est moindre que le poids de l'air déplacé, la poussée l'emporte sur le poids et l'appareil tend à s'élever dans l'atmosphère.

Les *montgolfières* sont des aérostats gonflés avec de l'air chaud. — Les premiers appareils de ce genre furent construits en 1780, par les frères Montgolfier (Joseph et Étienne), fabricants de papier à Annonay.

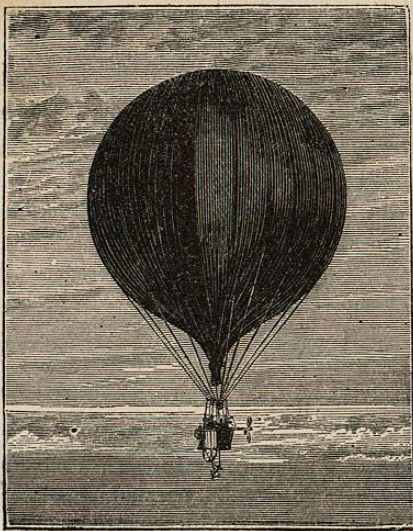


Fig. 141. — Ballon.

**161. Ballons.** — Les *ballons* sont des aérostats gonflés avec de l'hydrogène, ou avec le gaz d'éclairage. — C'est avec des globes de

C'étaient des globes de toile, doublés de papier, et ayant une douzaine de mètres de diamètre. On allumait un grand feu au-dessous d'une large ouverture pratiquée à la partie inférieure ; on y suspendait ensuite un panier en fils de fer, rempli de matières en combustion, pour entretenir la température de l'air intérieur. — Ces appareils ont le grand inconvénient d'être trop dangereux pour que des aéronautes puissent s'aventurer dans des ascensions de ce genre. Malgré ces dangers, de semblables ascensions furent entreprises un certain nombre de fois, et quelques-unes coûtèrent la vie aux voyageurs.

papier remplis d'hydrogène qu'avaient été faites les premières expériences des frères Montgolfier. Peu de temps après, et sans connaître le gaz employé par eux, le physicien Charles enleva dans les airs, au Champ de Mars, à Paris, un ballon gonflé avec de l'hydrogène : l'enveloppe avait 4 mètres de diamètre.

Les ballons que l'on construit aujourd'hui (fig. 141) ont des dimensions beaucoup plus considérables ; l'enveloppe est formée soit de taffetas verni, soit de feuilles de caoutchouc et de taffetas superposées. Le ballon est couvert d'un filet, qui supporte une nacelle destinée à recevoir les aéronautes, le lest et tous les objets nécessaires au voyage. — Pour gonfler le ballon, on commence par l'aplatir pour en chasser l'air, et on y fait arriver le gaz par une ouverture qu'il présente à sa partie inférieure.

**162. Force ascensionnelle, au départ.** — On nomme *force ascensionnelle* d'un aérostat, à un instant déterminé, la différence entre la poussée due à l'air qui l'environne et son poids total.

Pour que l'ascension se fasse dans les conditions convenables, il est bon que cette force ascensionnelle, mesurée avant le départ à l'aide d'un dynamomètre, ne représente qu'une force de quelques kilogrammes. — Il faut remarquer enfin que l'enveloppe doit toujours être assez vaste pour que le ballon puisse s'élever *avant d'être complètement distendu* : en effet, si le volume du ballon ne pouvait plus s'accroître dans des régions de l'atmosphère où la pression est moindre, la pression intérieure pourrait amener la déchirure de l'enveloppe.

**163. Variations de la force ascensionnelle pendant l'ascension.** — Si l'enveloppe est assez vaste pour continuer toujours à se distendre, à mesure que le ballon s'élève, son volume varie en raison inverse de la pression extérieure ; mais, comme la densité de l'air qu'il déplace varie proportionnellement à la pression, il en résulte que la poussée, c'est-à-dire le produit du volume de cet air par sa densité, ne change pas. On voit donc qu'un ballon n'emportant aucun accessoire, et formé seulement d'une *enveloppe parfaitement imperméable*, conserverait une force ascensionnelle sensiblement *constante*. — Pour un ballon muni de ses accessoires, la diminution de force ascensionnelle, pendant qu'il s'élève, devrait être attribuée uniquement à la diminution de la poussée éprouvée, dans un milieu plus rare, par les corps *non gazeux* du système : l'aérostat conserverait donc encore une force ascensionnelle *presque égale* à celle qu'il aurait reçue au départ.

Mais l'hypothèse de l'imperméabilité de l'enveloppe est loin d'être réalisée, au moins dans la plupart des cas. L'expérience a montré qu'une partie de l'hydrogène s'échappe dans l'atmosphère, et est remplacée par de l'air. Or, d'après les lois suivant lesquelles s'effectue cet échange de gaz, l'air qui pénètre dans le ballon a, à la fois, un *volume moindre* et un *poids plus grand* que l'hydrogène qui s'échappe. De là,



une diminution de poussée et un accroissement de poids, c'est-à-dire une diminution rapide dans la force ascensionnelle.

Les aéronautes, une fois qu'ils sont parvenus à une certaine hauteur, n'ont plus aucun point fixe qui leur permette de constater si le ballon continue à monter, ou s'il cesse de monter : ils ont recours à l'observation du baromètre qui leur permet d'évaluer approximativement, à chaque instant, la hauteur à laquelle ils se trouvent (154). — Quand ils veulent accélérer le mouvement d'ascension, ils jettent une partie du sable qui sert de lest. — Quand ils veulent descendre, ils laissent échapper du gaz, en ouvrant, à l'aide d'une corde, une soupape disposée à la partie supérieure du ballon : alors, le volume du ballon devenant progressivement moindre, la poussée diminue et la descente commence.

C'est en réglant ainsi les mouvements d'ascension et de descente qu'on arrive à maintenir le ballon dans l'air jusqu'à ce qu'il se trouve au-dessus d'un lieu où l'on puisse toucher terre sans danger.

164. **Calcul de la force ascensionnelle.** — La force ascensionnelle peut être déterminée à priori par le calcul.

Supposons, par exemple, qu'il s'agisse d'un ballon gonflé avec de l'hydrogène. Prenons comme unité de force le kilogramme. Le poids d'un mètre cube d'air, à 0° et sous la pression de 76 centimètres, est d'environ 1<sup>kit</sup>,5; le poids d'un mètre cube d'hydrogène, dans les mêmes conditions, est 1<sup>kit</sup>,5 × 0,0692. Soit V le volume du gaz introduit, exprimé en mètres cubes, sous la pression H de l'air environnant; soit v le volume, en mètres cubes, de tous les corps non gazeux du système, et P leur poids. Admettons, pour plus de simplicité, que la température soit partout de 0°. Pour calculer le poids du gaz intérieur, ramenons son volume à la pression de 76 centimètres; il deviendra  $\frac{VH}{76}$ ; son poids est donc 1<sup>kit</sup>,5 × 0,0692 ×  $\frac{VH}{76}$ . Le poids de l'air déplacé par l'enveloppe est de même 1<sup>kit</sup>,5 ×  $\frac{VH}{76}$ . Enfin, le poids de l'air déplacé par les corps non gazeux est 1<sup>kit</sup>,5 ×  $v \frac{H}{76}$ . La force ascensionnelle est donc :

$$1^{kit},5(1-0,0692)V\frac{H}{76} + 1^{kit},5 \times v \frac{H}{76} - P.$$

En général, on considère comme déterminés à l'avance les objets que le ballon doit enlever, en sorte que P est connu, ainsi que v. On égale donc l'expression précédente à la force ascensionnelle A que l'on veut obtenir, et l'on a ainsi une équation d'où l'on peut tirer la valeur de V, c'est-à-dire du nombre de mètres cubes de gaz qu'il faudra introduire dans le ballon. — Quant au volume à donner au ballon lui-

même, supposé distendu, il doit être plus considérable, comme nous l'avons montré (162) : on fait en sorte que ce volume surpasse, d'un tiers environ, la valeur de V qui est fournie par le calcul, c'est-à-dire qu'on donne à l'enveloppe une capacité au moins égale à  $\frac{4}{3}V$ .

Si le gaz employé est le gaz d'éclairage, dont le mètre cube pèse environ 1<sup>kit</sup>,5 × 0,55, la force ascensionnelle est donnée de même par l'expression :

$$1^{kit},5(1-0,55)V\frac{H}{76} + 1^{kit},5 \times v \frac{H}{76} - P.$$

La quantité entre parenthèses a une valeur beaucoup moindre que dans l'expression précédente; en sorte que, avec les mêmes valeurs de P et de v, on est obligé de donner au volume V une valeur beaucoup plus grande. Le prix de l'enveloppe est, par cela même, plus considérable; mais, en revanche, le prix du gaz est beaucoup moindre, et c'est là surtout ce qui est à considérer quand un même ballon doit être employé pour un certain nombre d'ascensions. — On ne fait guère usage de l'hydrogène que pour les ascensions destinées à atteindre une grande hauteur, ou bien encore lorsqu'on veut y faire participer un grand nombre de personnes à la fois (\*).

165. — Comme question théorique, on peut encore se proposer de construire l'aérostat de façon qu'il arrive en équilibre à une hauteur déterminée dans l'atmosphère, sans que rien ait été changé à son poids. — Soit H' la pression, approximativement connue à cette hauteur (154), et V' le volume de l'air correspondant, c'est-à-dire le volume que doit atteindre le ballon dans sa distension maximum. La force ascensionnelle devant être nulle à ce moment, on aura, pour un ballon gonflé avec de l'hydrogène :

$$1^{kit},5(1-0,0692)V'\frac{H'}{76} + 1^{kit},5 \times v \frac{H'}{76} - P = 0,$$

équation qui donnera le volume V' du ballon distendu. — Il sera facile d'en déduire le volume de gaz qu'il faut y introduire, sous la pression H, à la surface du sol, au moment du départ.

(\*) Le grand ballon captif qui a fonctionné à Paris en 1878, pendant l'Exposition universelle, avait un volume de 25 000 mètres cubes. Il était gonflé avec de l'hydrogène; la nacelle pouvait recevoir, à la fois, une cinquantaine de personnes.