

DEUXIÈME PARTIE

ACTIONS MOLÉCULAIRES

I

GAZ

Il est indispensable, pour l'étude d'un grand nombre de phénomènes, entre autres dans les recherches sur la respiration, de connaître les propriétés fondamentales des gaz, qui peuvent se résumer de la façon suivante.

1° Loi de Mariotte. — A une même température, le volume d'une certaine masse de gaz est en raison inverse de la pression que supporte ce gaz, ou bien, ce qui revient au même, de la pression qu'il exerce contre les parois du récipient dans lequel il est contenu.

Ainsi si nous prenons une certaine masse de gaz enfermée dans un mètre cube sous une certaine pression, pour réduire ce volume à un demi-mètre cube il nous faudra doubler la pression. Pour réduire le volume à un tiers de mètre cube il faudra tripler la pression, et ainsi de suite.

2° Loi de Gay-Lussac. — Pour une même pression constante l'accroissement de volume d'un certain volume de gaz est proportionnel à la température.

Si l'on part de 0°, pour chaque élévation de température de 1 degré centigrade, le volume augmente de $\frac{1}{273}$ du volume à 0°.

Au lieu de conserver la pression constante et de laisser varier le volume, on peut faire l'inverse. Dans ces conditions, le volume

restant constant la pression augmente avec la température suivant la même loi, c'est-à-dire que l'augmentation de pression est proportionnelle à l'augmentation de température; et si l'on part de zéro, pour chaque degré centigrade la pression augmente de $\frac{1}{273}$ de la pression à zéro.

3^e Loi de Dalton. — Si l'on met en présence deux ou plusieurs gaz ils se mélangent d'une façon parfaite. Chacun de ces gaz se comporte dans le récipient où ils se trouvent enfermés comme s'il y était seul. Il y exerce la même pression, et la pression totale du mélange est égale à la somme des pressions exercées par chaque gaz.

La loi de Dalton semble rigoureusement vraie; il n'en est pas de même pour la loi de Mariotte et la loi de Gay-Lussac qui ne sont qu'approchées. Il faut en effet remarquer, ainsi que l'ont montré des recherches précises, que les divers gaz ne se comportent pas de la même façon et ont, lors des variations de température, des coefficients de dilatation différents.

De plus il y a lieu de faire intervenir dans ces opérations un facteur très important; c'est ce que l'on appelle le voisinage de point de liquéfaction.

Tout gaz peut se transformer en un liquide par une compression et un abaissement de température suffisants. De même tout liquide peut donner des vapeurs qui, à une température assez élevée, sont de véritables gaz.

Or au moment où un gaz ou plutôt une vapeur va se liquéfier, les lois de Mariotte et de Gay-Lussac sont complètement en défaut. Elles se rapprochent d'autant plus de la vérité que l'on est plus éloigné de ce point de liquéfaction, et lorsqu'on en est très loin, comme cela arrive pour l'oxygène, l'azote, l'hydrogène, et d'autres gaz encore dans les conditions habituelles, elles sont vraies pour des limites assez étendues de variation de pression ou de température. On dit alors que ces gaz sont à l'état parfait.

II

DENSITÉ DES GAZ

La densité d'un gaz est le rapport d'un certain volume de ce gaz au même volume d'air, dans les mêmes conditions de température et de pression.

Pour avoir le poids d'un gaz on cherche le poids du même volume d'air, dans les mêmes conditions de température et de pression, et on multiplie ce volume par la densité du gaz.

Inversement, pour avoir la densité d'un gaz, on cherche le poids du gaz, puis on cherche le poids du même volume d'air dans les mêmes conditions de température de pression et on divise l'un par l'autre.

Dans les traités de physique élémentaire on décrit les méthodes employées pour peser un gaz. Elles consistent, en principe, à peser un ballon dans lequel on a fait le vide, puis à y laisser rentrer le gaz sur lequel on veut expérimenter et à faire une nouvelle pesée. Par différence, on a le poids du gaz.

Remarque. — La densité d'un gaz ne représente plus le poids de l'unité de volume comme pour les solides et les liquides. Ainsi la densité de l'acide carbonique est 1,529 et le poids du décimètre cube est 1,977, cela tient à ce que le poids du décimètre cube d'air, substance par rapport à laquelle est prise la densité, n'est pas 1 gramme, mais 1^r.293.

III

MENSURATION DES GAZ

De même que pour un liquide ou un solide, on peut évaluer une masse de gaz en volume ou en poids, et l'on peut passer d'une de ces évaluations à l'autre; mais pour les gaz il faut tenir grand compte dans ces opérations de la pression et de la température. Nous savons qu'un kilogramme d'eau fait un litre environ; si l'on ne nous donne ni la température ni la pression supportée par ce liquide, nous n'introduirons cependant pas, de ce chef, d'erreur importante dans nos opérations, au moins dans les circonstances ordinaires. C'est ce qui nous permet l'emploi facile des mesures graduées en volume, éprouvettes, pipettes, etc.

Pour un gaz il n'en est pas de même. Les variations de volume sous l'influence des changements de température et de pression sont trop considérables pour pouvoir être négligées, aussi faut-il toujours spécifier dans quelles conditions les mesures ont été faites, et l'on a pris l'habitude de ramener toutes les déterminations à une même température et à une même pression. Cette

température est 0°, la pression est une atmosphère, c'est-à-dire 760 mm. de mercure.

Certains expérimentateurs rapportent leurs mesures à 1 m. de mercure, ce qui est plus rationnel et simplifie certaines opérations de calcul.

Il est indispensable, pour faire divers calculs, de connaître le volume occupé par un gramme des divers gaz, ou le poids du litre de ce gaz à 0° et à 760 mm. de pression. Voici ces valeurs pour ceux d'entre eux qui interviennent en physiologie :

Gaz.	à 0° et à 760 mm.	
	Poids du litre.	Volume du gramme.
Air	1 g. 293	0 l. 773
H ²	0 g. 090	11 l. 111
O ²	1 g. 430	0 l. 698
Az ²	1 g. 256	0 l. 796
CO ²	1 g. 977	0 l. 506
Vapeur d'eau	0 g. 806	1 l. 241

A l'aide de ces chiffres, si l'on connaît le poids d'un gaz, on en déduit immédiatement son volume à 0° et à 760 mm. On peut ensuite passer à une température ou un volume quelconque. Pour la température il suffit pour chaque élévation de 1° d'ajouter au volume à 0° ce volume multiplié par $\frac{1}{273} = 0,00366$. S'il y a t ° d'élévation de température il faut ajouter $Vt \times 0,00366$. Le volume sera donc $V + Vt \times 0,00366 = V(1 + t \cdot 0,00366)$.

Pour passer de la pression 760 à une autre pression H, d'après la loi de Mariotte il faudra multiplier le volume à 760 par $\frac{H}{760}$.

Donc, finalement, pour passer du volume à 0° et 760 mm., au volume à t ° et H mm. de pression, il faut multiplier le volume à 0° par

$$(1) \quad \frac{760}{H} (1 + t \cdot 0,00366).$$

Inversement si l'on connaît un volume de gaz à t et à la pression H, pour avoir ce même volume à 0° et 760 il faudra diviser par (1). Ce résultat obtenu on pourra, à l'aide du chiffre approprié de la table précédente, trouver le poids de gaz.

Dans les recherches biologiques on ne dose généralement en poids que CO² ou H²O. Ces corps sont absorbés par des substances

convenablement choisies, et, par des pesées faites avant et après l'absorption, on connaît le poids de CO^2 ou de H^2O cherché.

Les autres gaz se dosent en volume, ce que, bien entendu, on peut aussi faire et ce que l'on fait d'ailleurs souvent pour CO^2 . C'est dans ce cas qu'il est extrêmement important de bien tenir compte de la température et de la pression.

La température se détermine au thermomètre. Il faut être bien certain que le gaz s'est mis en équilibre de température avec le thermomètre; comme cela prend un certain temps il est bon de ne faire ses mesures que sous l'eau et il faut, pour cela, employer des procédés de technique dans le détail desquels il est impossible d'entrer ici. Dans l'air, les courants et variations brusques ne permettraient pas d'obtenir un résultat certain.

La pression se détermine au moyen du baromètre. Bien entendu suivant le degré de précision que l'on désire atteindre, il faut un baromètre plus ou moins parfait.

Une fois la pression barométrique déterminée, il faut vérifier que le gaz étudié est à cette même pression, sinon il sera nécessaire de tenir compte de la différence, de l'ajouter ou de la retrancher suivant que le gaz est au-dessus ou au-dessous de la pression atmosphérique. A cet effet les appareils où les gaz seront recueillis doivent être munis d'un manomètre indiquant la différence de pression entre le gaz qui y est contenu et l'atmosphère.

Il y a encore un élément dont il est important de tenir compte, c'est la vapeur d'eau que peut contenir le gaz, car un volume donné ne contient pas la même masse de gaz, suivant que ce gaz est humide ou sec. Si le gaz est complètement sec il n'y a aucune difficulté; mais cet état est difficile à obtenir et à maintenir, les substances absorbantes étant généralement humides ainsi que les parois des vases. Pour ne pas avoir de doute sur la quantité de vapeur d'eau contenue dans le gaz il est bon de le tenir toujours saturé, c'est-à-dire de maintenir en sa présence une très légère quantité d'eau. Dès lors il est aisé de connaître la quantité de vapeur d'eau contenue dans ce gaz, car chaque unité de volume, chaque centimètre cube ou litre en contient une quantité qui ne dépend que de la température, comme on le verra au chapitre de l'hygrométrie. Cette vapeur d'eau se comporte comme un gaz dans le mélange, elle a sa pression propre qu'il faut retrancher de la pression totale pour avoir la pression réelle du gaz étudié. La

pression de la vapeur d'eau aux diverses températures est donnée par des tables spéciales.

Pour pouvoir mesurer les gaz et les analyser, il faut au préalable les recueillir.

Lorsqu'il s'agit de suivre les échanges respiratoires d'un animal,

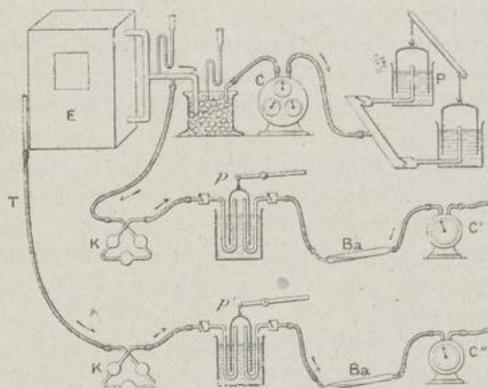


Fig. 182. — Schéma de l'appareil de Pettenkofer et Voit.
E, chambre respiratoire; P, grande pompe aspiratrice pour y déplacer l'air; C, compteur mesurant le volume d'air déplacé; p, p', petites pompes avec C, C' leurs compteurs particuliers placés en dérivation, l'un p sur le courant de sortie, l'autre p' sur le courant d'entrée, K, K'; Ba, Ba', barboteurs destinés à retenir l'acide carbonique et l'eau.

le procédé le plus simple consiste à placer l'animal soumis à l'expérience dans une enceinte close. On fait une prise de gaz au début, ou bien on admet que ce gaz a la composition de l'air, puis on fait une nouvelle prise à la fin de l'expérience. Cette deuxième prise est analysée, et, si l'on sait quel est le volume total du récipient on peut en déduire la quantité d'oxygène absorbée et la quantité de CO_2 exhalée. Cette méthode a l'inconvénient de faire respirer à l'animal un air

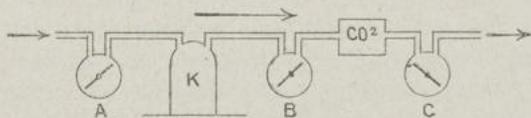


Fig. 182 bis.

confiné, dont la composition se modifie au cours de l'expérience, cela peut introduire certains troubles, il vaut mieux ne lui donner que de l'air frais.

On peut pour cela faire passer un courant continu d'air dans la chambre où se trouve l'animal, mais alors CO_2 produit se trouve dilué dans une grande quantité d'autre gaz et le dosage en est assez

délica
d'oxy
des e
et Ric

La
leque
moye
passe
écha
succ
vape
l'acid
l'air
teur
niqu

De
reil,
peut
l'ani
en A

Da
K (fi
et m

par
le p
trom
l'air
mes
d'air

C
vari
com
U

cule
on l
lanc
dem
de l
cons
dépe

délicat; il devient encore plus difficile de déterminer la quantité d'oxygène absorbée. On y arrive cependant à l'aide de la méthode des compteurs employée par Pettenkoffer et Voit, et par Hanriot et Richet; voici le principe de ce procédé.

La méthode de Pettenkoffer et Voit consiste à placer le sujet sur lequel on opère dans une enceinte E (fig. 182); l'air est aspiré au moyen d'une pompe P et un compteur C donne la quantité d'air qui passe ainsi. De plus une deuxième pompe p , plus petite, puise un échantillon d'air qui sera mesuré au compteur C' et qui barbote successivement dans de l'acide sulfurique K pour déterminer la vapeur d'eau qu'il contient et dans de la baryte Ba pour mesurer l'acide carbonique. Enfin une troisième petite pompe p' , puise de l'air avant l'entrée de l'appareil. Cet air est mesuré par le compteur C', on détermine également la vapeur d'eau et l'acide carbonique qu'il contient.

De cette façon on connaît le volume d'air qui traverse l'appareil, on sait quelle est sa composition à l'entrée et à la sortie, on peut en déduire la vapeur d'eau et l'acide carbonique éliminé par l'animal. Un grand nombre de déterminations ont été faites ainsi en Allemagne.

Dans le dispositif de Hanriot et Richet, l'animal se trouve en K (fig. 182 *bis*) et reçoit l'air pur traversant le compteur à gaz A et mesuré par lui. A la sortie de K l'air est de nouveau mesuré par le compteur B, puis débarrassé de son acide carbonique par le passage sur de la potasse, et finalement mesuré en C. Une trompe à eau produit une aspiration continue pour faire passer l'air dans le sens des flèches. La différence entre les volumes mesurés en C et en A donne l'oxygène absorbé. La différence d'air entre C et B donne l'acide carbonique produit.

Cette méthode est très délicate, sujette à erreur par suite des variations de température de l'air et du dérèglement possible des compteurs; elle demande à être maniée avec beaucoup de prudence.

Un autre procédé dû à Regnault et Reiset consiste à faire circuler toujours le même air dans la cloche où se trouve l'animal, on l'aspire sur de la potasse pour le débarrasser de CO_2 et on le lance à nouveau dans la chambre. A ce jeu il s'appauvrit rapidement en oxygène et la pression baisse, mais alors on fait rentrer de l'oxygène pur dans la cloche de façon à y maintenir la pression constante. A la fin de l'expérience il suffit de mesurer l'oxygène dépensé et de peser l'augmentation de poids de la potasse pour

avoir tous les éléments du problème. Ce procédé a subi de notables perfectionnements, on sait aujourd'hui enregistrer d'une façon continue l'acide carbonique produit et l'oxygène dépensé.

C'est sur ce même principe qu'est construite la chambre dans laquelle un homme peut séjourner plusieurs jours, et qui a servi à Atwater et à Bénédicet, en Amérique, pour leurs expériences.

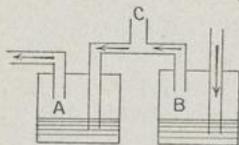


Fig. 183.

Un bon procédé, pour étudier les échanges respiratoires, consiste à étudier directement l'air sortant des poumons et par conséquent à ne recueillir que cet air sans s'occuper de l'atmosphère dans lequel est plongé l'animal.

On emploie dans ce but la soupape de Müller (fig. 183). Elle

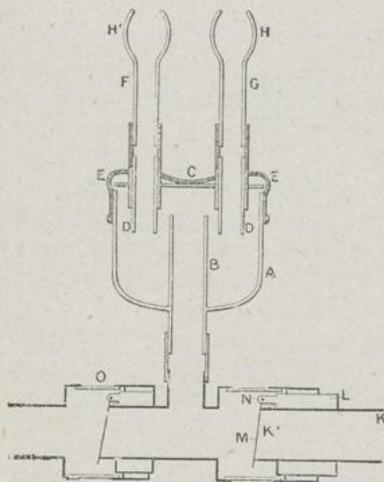


Fig. 184.

consiste essentiellement en deux flacons dont les bouchons percés reçoivent des tubes allant les uns jusque vers le fond des flacons, les autres restant à la partie supérieure ainsi que l'indique la figure. Chaque vase contient une petite quantité de liquide, d'eau par exemple. L'animal respire par le tube C, qu'il prend en bouche quand c'est l'homme, qu'il faut lier sur la trachée quand c'est un animal.

L'air ne peut circuler que dans le sens des flèches, au moment de l'aspiration il entre par B et va par C à

l'animal. Au moment de l'expiration il est refoulé de C par A dans l'air. En passant ainsi, l'air barbote dans le liquide au fond des vases; si l'on voulait renverser le courant cela ferait monter ce liquide dans les tubes qui y plongent, il en résulterait une résistance considérable. C'est grâce à ce mécanisme que l'air ne peut circuler que dans le sens indiqué par les flèches.

Ce dispositif a un grave inconvénient; l'air traverse un liquide

en barbotant, il en résulte une certaine pression à vaincre, aussi bien à l'inspiration qu'à l'expiration. Cette pression est faible il est vrai, mais elle suffit pour modifier la mécanique de la respiration. MM. Chauveau et Tissot se servent d'une soupape à valves métalliques très légères (fig. 184) fonctionnant comme la soupape de Müller. Pour éviter que les valves ne viennent à coller sur leur support, ce qui arrive facilement, aussitôt qu'une petite quantité de vapeur s'est condensée dans l'appareil, elles reposent sur un orifice à bord tranchant qui ne peut donner lieu à aucune adhérence. Dans le cas de la figure la soupape porte une double canule H, H' destinée à se fixer aux narines du sujet.

Dans ces conditions on recueille tout l'air provenant de la respiration, dans un réservoir approprié, on le mesure et on l'analyse. Mais on conçoit que sitôt que l'on opère sur de gros animaux, sur l'homme, par exemple, on a affaire à des volumes gazeux très considérables et il devient difficile d'avoir des récipients assez vastes pour les contenir. M. Chauveau a, pour éviter cette difficulté, imaginé un appareil à dérivation partielle, c'est-à-dire qu'on ne recueille qu'une fraction connue de l'air expiré. Un dixième de l'air expiré est retenu, mesuré et analysé, et il suffit de multiplier tous les résultats par 10 pour obtenir le même résultat que si l'on avait opéré sur tout l'air de la respiration.

Bien entendu les récipients dans lesquels, au moment de la respiration, l'animal envoie l'air qu'il respire ne doivent donner lieu à aucune contre-pression, sans cela il en résulterait, comme pour la soupape de Müller, une résistance à vaincre qui modifierait les résultats.

Lorsqu'on emploie des gazomètres consistant en une cloche renversée sur l'eau, dans laquelle l'air pénètre par un tube tra-

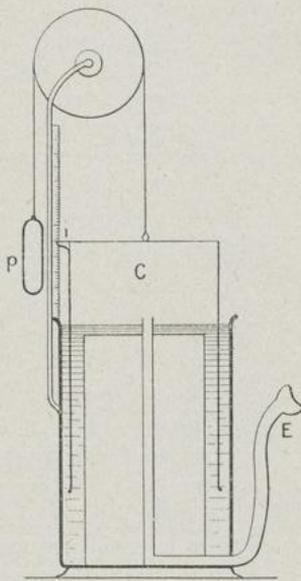


Fig. 185.

versant le bassin contenant cette eau, recouverte par une légère couche d'huile pour éviter la dissolution des gaz, la cloche de ces appareils se soulève à mesure de la rentrée d'air. Le poids de cette cloche doit donc être soigneusement compensé, pour ne pas exercer de pression sur l'air qui y est contenu. Ce résultat est assez difficile à atteindre car la valeur du contrepoids varie avec la plongée de la cloche; il doit croître, à mesure que la cloche se soulève et subit une poussée moindre de la part de l'eau.

Tissot, modifiant des appareils de Pflüger et de Frédéricq, a construit un gazomètre où la valeur du contrepoids se règle automatiquement, de façon que la pression dans l'intérieur de l'appareil soit toujours rigoureusement égale à la pression atmosphérique.

On se sert aussi, dans le laboratoire de M. Chauveau, de vessies. Quand elles sont bien choisies, minces et convenablement enduites de graisse, on peut y conserver le gaz de la respiration sans crainte de pertes à travers la paroi, et par suite de leur souplesse elles ne créent aucune contre-pression appréciable au moment où l'on y envoie l'air expiré.

Pour évaluer la quantité de gaz expiré, on peut effectuer directement la mesure dans la cloche où il a été recueilli, c'est en somme en cela que consiste le spiromètre de Hutschinson (fig. 185).

Cet appareil a l'avantage de retenir les gaz et de permettre, après les avoir mesurés, de les analyser. D'autres spiromètres vendus dans le commerce sont de simples compteurs à gaz à travers lesquels passe l'air expiré pour se perdre dans l'atmosphère, on peut alors évaluer le volume de cet air, mais on ne connaît pas sa composition. D'ailleurs ces appareils ne peuvent être que très approximatifs par suite de l'ignorance dans laquelle on se trouve sur la température et la pression de l'air qui les traverse.

IV

PHÉNOMÈNES MÉCANIQUES DE LA RESPIRATION

Les poumons se trouvent dans la cavité thoracique close de toute part; par suite de leur plasticité, leur surface externe s'applique contre la surface interne de cette cavité, si toutefois il y a le vide entre ces deux surfaces. S'il vient à se produire une ouver-

ture mettant la cavité thoracique en communication avec l'atmosphère, l'air se précipite dans l'intérieur de cette cavité, le poumon quitte la paroi et s'affaisse sur lui-même.

Si, au contraire, aucune rentrée d'air n'est possible, quand la cavité thoracique augmente de volume par suite du soulèvement des côtes et de l'abaissement du diaphragme, le poumon augmente de volume et l'air y pénètre par la trachée, c'est la période d'inspiration. Au moment du relèvement du diaphragme et de l'abaissement des côtes c'est l'inverse qui se produit, le volume du poumon et celui de la cavité thoracique diminuent, c'est la période d'expiration pendant laquelle l'air est de nouveau chassé dans l'atmosphère.

On se rend très bien compte de ces divers phénomènes à l'aide d'un dispositif schématique représenté sur la figure 186. Les poumons d'un chien, par exemple, sont extraits de la cavité thoracique avec la trachée, en faisant bien attention de ne pas blesser ces poumons. On ligature sur la trachée un tube que l'on fait passer au travers d'un bouchon placé sur le goulot d'une cloche. Un second tube donne accès à un manomètre et par un branchement on fixe un tube de caoutchouc que l'on pourra à volonté fermer avec une pince.

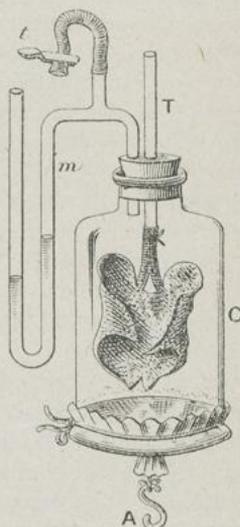


Fig. 186.

L'ouverture inférieure de la cloche est fermée par une épaisse membrane en caoutchouc, munie en son milieu d'une poignée ou d'un crochet.

Le poumon étant en place dans l'intérieur de la cloche et la membrane de caoutchouc liée sur l'ouverture inférieure, on commence par aspirer par *t* une partie de l'air de la cloche. A mesure que cette opération se fait, on voit le poumon se gonfler de plus en plus, il est inutile pour la suite d'aller jusqu'à le faire s'appliquer en tous points sur la paroi interne de la cloche. On ferme le tube *t* et l'on constate au manomètre une dépression permanente à l'intérieur de la cloche, cela tient à ce que, par suite de son élasticité, le poumon tend à revenir sur lui-même et à

diminuer son volume extérieur; si l'on mettait un manomètre à la trachée et que l'on ouvre le tube t , on constaterait que, par suite de cette élasticité, le poumon exerce une pression d'air dans ce manomètre; il souffle pour ainsi dire dans le manomètre.

La membrane de caoutchouc se trouve bombée vers le haut tant que la pression dans l'intérieur de la cloche se trouve au-dessous de la pression atmosphérique. Si maintenant l'on saisit la poignée qui se trouve au milieu de cette membrane et qu'on l'abaisse, on produit dans la cloche une diminution de pression visible au manomètre m , le poumon se dilate et fait une inspiration. Quand on laisse remonter la membrane l'inverse se passe, les choses reviennent en l'état primitif et il se produit une expiration. La membrane joue ainsi absolument le rôle du diaphragme et l'on voit, en observant le poumon et le manomètre, comment les variations de pression dans la cavité où est contenu le poumon influent sur ses changements de volume et sur la respiration. Dans la réalité il n'existe pas d'intervalle entre le poumon et la cavité thoracique; il y a accolement parfait; mais le mécanisme est le même.

Pour suivre d'une façon précise les phénomènes mécaniques de la respiration on fait usage de la méthode graphique sous différentes formes.

Un procédé simple, lorsqu'il ne s'agit que d'étudier le rythme respiratoire, consiste à enfermer l'animal à étudier dans un bocal, tous les mouvements de dilatation ou de contraction du thorax se traduisent par des variations de pression de l'air, et il suffit de mettre cet air en communication avec un tambour de Marey pour enregistrer ces variations. A première vue il semble que la quantité d'air emprisonné dans l'enceinte où se trouve l'animal restant la même il ne doive résulter des mouvements de cet animal aucune variation de pression de cet air; mais il faut considérer qu'au moment de l'inspiration par exemple, la dilatation du thorax précède un peu la rentrée de l'air dans les poumons, par conséquent, à ce moment, il y a une compression de l'air ambiant. Inversement, au moment de l'expulsion de l'air du poumon, cette expulsion est causée et par suite précédée par un retrait de la cage thoracique, entraînant une diminution de pression de l'air dans lequel se trouve l'animal.

Si l'animal soumis à l'expérience ne doit pas être conservé, on peut lui fixer une canule sur la trachée. Cette canule sera reliée à un tube passant à travers le bouchon d'un vase clos de toute part

et contenant de l'air. C'est l'air de cet enclos qui servira uniquement à la respiration de l'animal et il sera alternativement comprimé et dilaté. Ces variations de pression pourront être enregistrées comme précédemment. Dans les deux dispositifs que nous venons de décrire on a recueilli les produits de la respiration et on peut les analyser. Si l'on n'y tient pas, il vaut mieux employer le dispositif de Hering, grâce auquel l'animal ne respire pas de l'air confiné. On lui lie une canule dans la trachée, l'animal est placé en vase clos pour faire l'enregistrement des mouvements

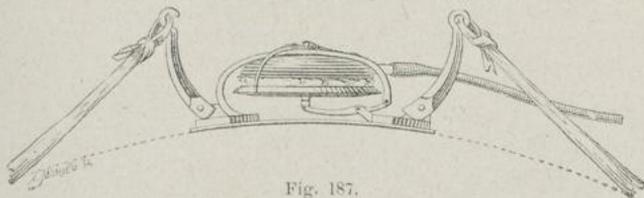


Fig. 187.

respiratoires, mais sa trachée communique avec l'atmosphère et il prend ainsi de l'air pur.

Suivant ce que l'on veut obtenir il faut adopter un de ces trois dispositifs.

On a aussi imaginé des appareils dits pneumographes, qui permettent d'enregistrer les mouvements de la cage thoracique sans se préoccuper de la manière dont sera recueilli l'air de la respiration.

La figure 187 représente le pneumographe de Marey. L'appareil se compose d'une bande métallique élastique que l'on applique sur le devant de la poitrine. Une ceinture reliée à deux leviers solidaires de cette plaqué fait le tour de la cage thoracique qui, en se dilatant, exerce une traction sur les extrémités de ces deux leviers.

Dans ces conditions la bande métallique se courbe plus ou moins, la membrane du tambour se comprime et ses mouvements sont transmis par la méthode habituelle à un tambour récepteur inscrivant sur un cylindre tournant les variations de volume du thorax.

Cet appareil a subi de nombreuses modifications, mais toutes sont basées sur le même principe. La figure 188 représente le modèle de Laulanié, qui est d'une application très facile et dont il est aisé de saisir le fonctionnement par l'examen du dessin en se reportant aux explications données plus haut.

Le ruban C vient, après avoir fait le tour de la poitrine, se fixer aux dents D sur lesquelles il tire lors de la dilatation de la

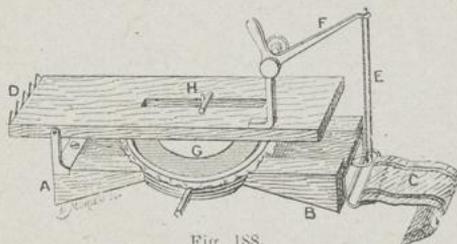


Fig. 188.

cage thoracique. Les mouvements de la planchette articulée H sont modérés par le lien élastique E et se transmettent à la membrane du tambour G.

On a aussi fait des modèles dans

lesquels on peut enregistrer séparément les dilatations du côté gauche et du côté droit de la poitrine. Le principe de ces appareils est le suivant. Une plaque métallique est placée sur le devant de la poitrine, elle porte deux tambours isolés l'un de l'autre et la ceinture faisant le tour de la cage thoracique exerce

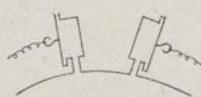


Fig. 189.

ses tractions sur les deux tambours, soit en étant reliée directement au centre de la membrane de caoutchouc, comme dans la figure 189, soit par un autre dispositif variable suivant les modèles. Il faut prendre

de grandes précautions dans l'emploi de ce genre d'appareils, car les dilatations d'un côté de la poitrine peuvent très bien se transmettre au tambour du côté opposé, soit par glissement de l'instrument sur le devant du thorax, soit par glissement du ruban. Le mieux est de maintenir en place l'instrument par des bandes de diachylon bien collées sur la peau et de fixer également le ruban au niveau de la colonne par le même procédé.

V

DISSOLUTION DES GAZ

La dissolution des gaz est soumise aux lois suivantes :

1° *Lorsqu'un mélange de gaz se trouve en présence d'un liquide, chaque gaz se dissout comme s'il était seul.* C'est-à-dire que tout se passe pour chaque gaz comme si l'on faisait disparaître les autres gaz mélangés avec lui. Il ne reste donc qu'à examiner comment se comporte un seul gaz en présence d'un liquide.

2° Pour un même gaz et un même liquide, à une température donnée, la quantité de gaz dissoute dans le liquide est proportionnelle à la pression que le gaz exerce à la surface du liquide une fois la dissolution effectuée.

Ainsi, si l'on place un gaz en présence d'un liquide, pendant que la dissolution s'effectue la masse de gaz libre peut varier et sa pression changer, mais à la fin de l'opération, lorsque l'équilibre est établi, la quantité de gaz en dissolution est proportionnelle à la pression que le gaz libre exerce à la surface libre du liquide.

3° Pour une même pression finale et une même température, la quantité de gaz dissous dépend de la nature du gaz et de celle du liquide.

4° La quantité d'un gaz qui se dissout dans un liquide à une pression déterminée diminue quand la température s'élève.

Voici une table donnant la quantité de gaz qui se dissout dans

GAZ	0°	4°	10°	15°	20°
Air	0,0247	0,0224	0,0195	0,0179	0,0170
Azote	0,0203	0,0184	0,0160	0,0148	0,0140
Oxygène	0,0411	0,0372	0,0325	0,0299	0,0284
Hydrogène	0,0193	0,0193	0,0193	0,0193	0,0193
Acide carbonique . . .	1,7987	1,5126	1,1847	1,0020	0,9014
Oxyde de carbone . . .	0,0329	0,0299	0,0263	0,0243	0,0231

l'eau à diverses températures, pour une pression de 760 mm. et pour les gaz les plus usuels en biologie. Cette table donne les volumes de gaz se dissolvant dans un volume d'eau égal à 1.

A l'aide de ces chiffres on peut calculer la quantité de gaz dissoute dans l'eau à une pression quelconque pour les limites de température comprises entre 0° et 20°.

On voit que lorsqu'on désire obtenir la dissolution de la plus grande quantité de gaz possible, il faut opérer à basse température et à haute pression. Si, au contraire, on désire chasser le gaz d'une dissolution, deux moyens sont à notre disposition : on peut faire le vide au-dessus du liquide ou le chauffer. Dans ce dernier cas il faut arriver à l'ébullition pour obtenir le départ des dernières traces du gaz dissous, aussi, dans bien des cas, lorsque l'on craint d'altérer certains produits se trouvant dans le

liquide, on préfère avoir recours au premier procédé. Souvent on les combine en faisant agir à la fois l'élévation de température et l'abaissement de pression.

VI

OCCLUSION DES GAZ

Les corps solides jouissent de la propriété de condenser les gaz, tout se passe comme si le gaz se dissolvait dans un liquide. Certains corps sont particulièrement remarquables à cet égard; ainsi le palladium peut absorber jusqu'à 643 fois son volume d'hydrogène. Au moment de cette absorption il se produit une élévation considérable de la température. Un des corps les plus intéressants à ce point de vue pour le biologiste est le charbon de bois, dont on se sert parfois pour absorber les gaz provenant des corps en putréfaction.

Un volume de charbon de bois peut absorber

Ammoniaque	90 volumes.	CO ²	35 volumes.
HCl	85 —	O ²	9,25 —
SO ²	56 —	Az	7,70 —
H ² S	55 —	H ²	4,75 —

Une élévation considérable de température débarrasse les corps des gaz qui y sont occlus. Si l'on veut avoir du charbon ne contenant ainsi aucun gaz il faut le chauffer au rouge et l'éteindre sous le mercure.

VII

DIFFUSION DES GAZ

Lorsque deux gaz sont en présence sans agitation, ils se pénètrent l'un l'autre, chacun d'eux finit par se comporter dans le vase où ils sont enfermés comme s'il s'y trouvait seul, on dit que les gaz ont diffusé l'un dans l'autre.

Lorsque les gaz sont séparés par un diaphragme mince percé d'une ou plusieurs petites ouvertures, le mélange se fait par le

passage des gaz à travers ces orifices. La loi de passage est dans ce cas fort simple, la vitesse de chaque gaz est en raison inverse de la racine carrée de sa densité. C'est-à-dire que si, dans le même temps, il passe deux fois plus d'un gaz A que d'un gaz B, c'est que le gaz A est quatre fois moins dense que B. La nature de la paroi n'a aucune influence.

Il n'en est plus de même pour les diaphragmes épais et poreux, il se produit alors des actions spéciales de la part des parois limitant les orifices, la nature de cette paroi intervient, le phénomène se complique et il n'y a plus de loi simple à formuler pour le mélange des gaz situés de part et d'autre du diaphragme.

Il y a un cas particulièrement important, c'est celui où le diaphragme ne semble présenter aucun orifice, quelque petit qu'il soit; il en est ainsi du caoutchouc. Les gaz passent à travers la membrane de caoutchouc avec une vitesse variable suivant la nature du gaz. Le tableau suivant donne les vitesses relatives par rapport à celle de l'azote.

Azote	1
Oxyde de carbone	1,143
Air	1,149
Gaz des marais	2,148
Oxygène	2,556
Hydrogène	5,500
CO ²	13,585

On conçoit pourquoi un ballon d'hydrogène maintenu dans l'air diminue rapidement de volume, l'hydrogène en sort plus vite que l'air n'y rentre. Au contraire un ballon d'air dans l'hydrogène ou CO² se gonfle au point d'éclater.

Il faut remarquer que la pression totale des gaz ne joue dans ce phénomène qu'un rôle secondaire; ainsi, dans la dernière expérience, l'H ou le CO² extérieur, quoique étant à une pression moindre que la pression du ballon, y pénètre cependant. Bien entendu lorsque la pression de H ou de CO², considérés isolément, sera la même à l'intérieur du ballon qu'à l'extérieur, le passage cessera de s'effectuer.

Ce passage des gaz à travers le caoutchouc est un phénomène important à connaître, il montre à quelles erreurs on s'expose lorsque l'on veut conserver dans des sacs en caoutchouc des gaz destinés à être analysés, en vue d'une étude des échanges respiratoires, par exemple.

VIII

DISSOCIATION

La dissociation est un phénomène des plus importants au point de vue de la stabilité des composés chimiques dans lesquels entre un gaz, en particulier c'est lui qui intervient lors de la fixation, avec combinaison, d'un gaz sur un solide, aussi allons-nous l'exposer avec quelques détails.

Prenons un corps solide pouvant par sa décomposition dégager un gaz, par exemple un carbonate, et, pour préciser, nous prendrons le carbonate de chaux à la température de $1\ 040^{\circ}$. Si, dans ces conditions, le carbonate de chaux se trouve à l'air libre, il se décompose en chaux restant à l'état solide et CO^2 qui se perd dans l'atmosphère.

Enfermons au contraire dans un espace clos, où nous pourrons faire varier la pression, du carbonate de chaux, de la chaux vive et de l'acide carbonique le tout à une température de $1\ 040^{\circ}$. Il y aura divers cas à considérer.

Si la pression de l'acide carbonique est de 520 mm., on se trouvera dans un régime d'équilibre, il ne se formera pas de carbonate de chaux nouveau et il ne s'en décomposera pas; les quantités de carbonate de chaux et d'acide carbonique resteront constantes. Par un procédé quelconque, refoulons maintenant de l'acide carbonique dans le réservoir; il semblera que la pression doive monter; or il n'en sera rien. Une certaine quantité d'acide carbonique se combinera avec la chaux, la pression se maintenant à 520 mm.

Inversement, si nous extrayons du gaz, il se dégagera de l'acide carbonique par suite de la décomposition du carbonate jusqu'à ce que la pression soit remontée à 520 mm.

Il y a là quelque chose d'analogue à ce que l'on observe avec les vapeurs saturées en présence de leur liquide. On sait que si, dans un espace clos, on a un liquide surmonté de sa vapeur, si la température reste constante on a beau chercher à augmenter ou à diminuer la pression, on ne peut y arriver, il se liquéfie de la vapeur ou il se vaporise du liquide de façon que la pression reste sans cesse constante.

Il en est absolument de même pour la dissociation de carbonate de chaux, il se dégage ou il se fixe de l'acide carbonique de façon que la pression reste constante. Bien entendu, si l'on pousse les choses trop loin, si l'on enlève sans cesse de l'acide carbonique, tout le carbonate finit par être décomposé, et, à partir de ce moment, une nouvelle extraction donne lieu à une chute de la pression. Ou bien si, en refoulant de l'acide carbonique dans l'appareil, on transforme toute la chaux en carbonate, à partir de ce moment toute nouvelle introduction ou compression donne lieu à une hausse de la pression.

Remarquons encore ce fait important. Si, au lieu de maintenir dans l'appareil de l'acide carbonique pur, nous y introduisons un mélange de gaz, par exemple de l'acide carbonique et de l'air, tout se passe comme si l'air était absent, c'est-à-dire que l'acide carbonique, pour sa part seule, devra atteindre la pression 520 mm., la pression totale du mélange sera suivant la loi du mélange des gaz égale à la somme des pressions de l'air et de l'acide carbonique. Si par exemple, l'air et l'acide carbonique sont mélangés à parties égales, chacun aura 520 mm. de pression et la pression totale sera 1 040 mm. S'il y a deux parties d'air et une d'acide carbonique, cet acide carbonique devra toujours avoir 520 mm. et l'air deux fois 520, soit 1 040 mm.; le mélange aura 1 560 mm. et ainsi de suite.

On dit que la tension de dissociation du carbonate de chaux à 1 040° est de 520 mm.

A mesure que la température baisse, la tension de dissociation baisse aussi, c'est-à-dire que le carbonate de chaux peut exister à une pression moindre, il devient de plus en plus stable. Au contraire, à mesure que la température s'élève la tension de dissociation s'élève et le carbonate de chaux devient de plus en plus instable.

Cette loi s'applique toutes les fois qu'un corps gazeux se combine avec un corps solide; naturellement, suivant la nature des corps, la valeur de la tension de dissociation à une température donnée n'est pas la même. Dans la plupart des traités de Physiologie on établit une analogie entre la fixation de l'anhydride carbonique sur la chaux et la fixation de l'oxygène sur l'hémoglobine. Pareil rapprochement est complètement inexact, car il en résulterait, pour une température donnée, une tension de dissociation bien déterminée de l'oxyhémoglobine. Au-dessous de cette tension il ne pourrait se fixer d'oxygène sur le sang, tandis qu'au-dessus ce

dernier se saturerait complètement. Or il n'en est rien, on sait, d'après les mesures qui ont été faites, que la quantité d'oxygène qui se fixe sur un volume donné de sang croît graduellement avec

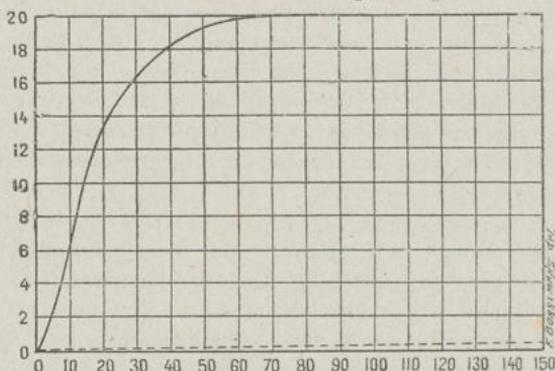


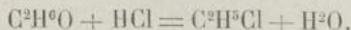
Fig. 190.

la pression comme le représente la figure 190. La loi qui règle ce phénomène est la loi des équilibres chimiques dans les solutions, qu'il importe d'examiner maintenant, pour montrer en quoi il diffère de la dissociation.

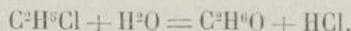
IX

ÉQUILIBRES CHIMIQUES DANS LES SOLUTIONS

Quand on fait réagir les uns sur les autres divers corps en solution, et que les produits qui se forment restent eux-mêmes en solution, la réaction n'est en général pas complète. Prenons un exemple. Mélangeons de l'alcool avec de l'acide chlorhydrique; il se formera de l'éther chlorhydrique et de l'eau suivant la formule :

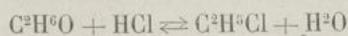


Inversement si l'on mélangeait de l'éther chlorhydrique et de l'eau on aurait :



Réaction inverse de la précédente. On conçoit qu'aucune d'elles ne puisse être complète, il y a pour l'une comme pour l'autre une

limite correspondant à un état d'équilibre, le même dans les deux cas. La réversibilité du phénomène s'exprime par le symbole :



et le point d'équilibre se règle de la façon suivante. Appelons C, C' les concentrations dans la solution, de C²H⁶O et de HCl, c'est-à-dire le poids de ces corps par litre de solution. De même appelons C₁, C'₁ les concentrations de C²H⁵Cl et H²O, l'équilibre aura lieu, quand les concentrations satisferont à l'égalité

$$\frac{C \times C'}{C_1 \times C'_1} = K$$

ou :

$$C \times C' = K \times C_1 \times C'_1.$$

K étant une constante ne dépendant que de la nature des corps en présence et de la température.

Appliquons cette règle à la transformation d'hémoglobine réduite en oxyhémoglobine. Supposons que dans un certain volume de liquide il y ait une quantité C d'hémoglobine, C' d'oxygène, C'' d'oxyhémoglobine. l'équilibre chimique aura lieu si on a :

$$C \cdot C' = KC''.$$

Remarquons que, conformément à la loi de dissolution des gaz, la quantité d'oxygène en solution, C', dépendra de la pression que ce gaz exerce sur la surface libre du liquide. Si cette tension est très faible, C' sera très petit, le premier membre de l'équation sera voisin de zéro et par suite il en sera de même du second membre, il y aura peu d'oxyhémoglobine. A mesure que la tension de l'oxygène augmente il s'en dissout de plus en plus, C' va aller en croissant graduellement et il en sera de même du premier membre de l'égalité et par suite de C''. Peu à peu l'hémoglobine se transforme en oxyhémoglobine en fixant d'autant plus d'oxygène que la tension est plus élevée, mais jamais la transformation ne pourra être rigoureusement complète, car alors il n'y aurait plus d'hémoglobine réduite C = 0, le premier membre serait nul, ce qui entraînerait C'' = 0, c'est-à-dire une contradiction. Ce résultat est conforme à ce qui est exprimé par la courbe de la figure 190.

On voit que la quantité d'oxyhémoglobine va en croissant avec

la tension de l'oxygène, sans que jamais, quelle que soit la pression, il y ait transformation complète de l'hémoglobine en oxyhémoglobine. Ceci serait inexplicable par un phénomène analogue à la décomposition du carbonate de chaux, où, pour une pression supérieure à la tension de dissociation, il y a fixation du gaz jusqu'à transformation complète saturée, tandis que pour une pression inférieure à la tension de dissociation il y a décomposition complète.

X

INFLUENCE DE LA PRESSION SUR LES ANIMAUX

En moyenne au bord de la mer la pression atmosphérique est d'environ 760 mm. de mercure, à mesure qu'on s'élève, cette pression moyenne diminue. On peut, dans les limites où l'homme vit habituellement, admettre approximativement une dépression d'un peu moins de 1 mm. par 10 m. d'altitude, cette chute est de moins en moins rapide à mesure qu'on monte. Quand on descend dans l'eau il y a une augmentation de pression d'une atmosphère par 10 m. de profondeur.

Les régions les plus élevées habitées par l'homme se trouvent dans la Cordillère des Andes, la localité de la Paz est à 3 720 m., la pression barométrique y tombe à 480 mm. Mais on peut s'élever plus haut, quelques aéronautes ont pu dépasser 8 500 m., moyennant des précautions spéciales que nous indiquerons plus loin; le physiologiste Mosso a subi sans dommage, dans une cloche pneumatique, une dépression faisant tomber le baromètre à 192 mm., ce qui correspondait à une altitude de 11 650 m.

On a vu que la fixation de l'oxygène sur le sang est la conséquence d'une combinaison chimique, et que cette fixation est directement liée à la tension de l'oxygène en contact avec le sang. Il y a une limite au-dessous de laquelle la tension de l'oxygène ne peut pas tomber sans mort certaine, la quantité d'oxygène qui se fixe n'étant plus alors suffisante pour entretenir la vie. Nous avons montré aussi que les conditions de fixation ne dépendent que de la pression partielle de l'oxygène dans le mélange de gaz azote et l'oxygène formant l'atmosphère. Si, par exemple, la pression était réduite de moitié, on ne changerait rien aux conditions de fixation de l'oxygène sur le sang, en prenant la précaution de

doubler le titre en oxygène de l'air inspiré. Quand on s'élève dans l'air, pendant un certain temps les changements de pression sont trop faibles pour que l'on s'en ressente. A partir d'un certain point, suivant des conditions très variables, on éprouve le mal des montagnes, sur lequel nous reviendrons plus loin, puis on arrive à la zone réellement dangereuse pour tout individu, où la tension de l'oxygène est trop faible pour suffire aux conditions de la vie. Pour remédier à cela, il faut respirer de l'air plus riche en oxygène ou mieux de l'oxygène pur, moyennant quoi on peut continuer à s'élever. C'est dans ces conditions que certains aéronautes ont pu s'élever très haut et que Mosso a pu supporter la dépression considérable dont nous avons parlé précédemment.

Pendant la dépression barométrique, il se produit un certain nombre de phénomènes importants. Dans les limites où l'on a expérimenté jusqu'ici les mouvements respiratoires varient peu, il en résulte que l'on inspire ou expire sensiblement les mêmes volumes d'air dans le même temps; mais, à mesure que l'on monte, la pression étant de plus en plus faible, ces volumes correspondent à des poids de plus en plus réduits de gaz. Il semblerait que les échanges de l'organisme fussent se ralentir. Mais il résulte de l'analyse de ces gaz expirés que, plus on monte, plus la fixation d'oxygène et l'élimination d'acide carbonique deviennent importants, de telle sorte qu'il s'établit une compensation. L'air sortant du poumon à 2 000 ou 3 000 m. d'altitude contient moins d'oxygène et plus d'acide carbonique qu'à terre.

Les causes du mal des montagnes ne sont pas encore entièrement connues, ce phénomène dépend en effet de beaucoup de conditions. En premier lieu, de l'accoutumance, peut-être de la température. Chose étrange : il se prend plus facilement dans certaines montagnes que dans d'autres, les personnes qui y sont sujettes en ressentent généralement les premières atteintes à la limite des neiges, ce qui concorde avec cette observation que dans les Alpes il se produit à une altitude plus basse que dans les Cordillères ou dans l'Himalaya. Regnard a montré, par comparaison sur des animaux au repos et au travail, que la dépense d'énergie musculaire facilite l'apparition du mal des montagnes. Cela explique pourquoi il est possible de s'élever en ballon sans le ressentir, à une altitude au-dessus de laquelle on est généralement déjà pris lors d'une ascension en montagne.

L'homme et les animaux supportent mieux l'augmentation de

pression que la diminution, au moins quand on ne dépasse pas certaines limites. On utilise dans les travaux publics des appareils à air comprimé pour exécuter les travaux sous l'eau, caissons ou scaphandres, qui permettent d'une façon courante de descendre à 20 m. de profondeur. Cela correspond à une augmentation de pression de 2 atm. Exceptionnellement on a travaillé dans les caissons à air comprimé à 4 atm. 5, et certains plongeurs sont descendus avec des scaphandres à 54 m., ce qui fait un total de 6 atm. 5.

Pendant ces opérations il y a deux périodes à considérer, la phase de compression et celle de décompression.

Pendant la première il n'arrive généralement pas d'accident grave, on peut avoir quelques bourdonnements d'oreilles, même quelques douleurs dues au refoulement du tympan, mais il est aisé de les faire passer par quelques mouvements de déglutition qui rétablissent l'égalité de pression des deux côtés de cette membrane.

C'est au moment de la décompression qu'il faut opérer avec prudence. Jusqu'à une dizaine de mètres de profondeur, c'est-à-dire pour une augmentation de pression de 1 atmosphère environ, on n'observe pour ainsi dire rien quand on revient à la pression normale. Au delà jusqu'à 20 m., il se produit au retour à la pression ordinaire des démangeaisons à la peau, quelquefois des gonflements de certains muscles et des douleurs péri-articulaires. Pour de plus fortes pressions apparaissent les accidents graves et même mortels, les paralysies, syncopes, altérations de la vue ou de l'ouïe, etc. Ces accidents suivent immédiatement la sortie de l'appareil ou parfois mettent quelque temps, jusqu'à vingt-quatre heures à se produire. Il y a à cet égard une règle absolue à observer. Le danger est d'autant plus grand que la compression, et surtout la décompression se produisent plus rapidement. C'est pourquoi dans les grands caissons servant à la fondation des piles de pont, on ne pénètre pas directement dans la chambre à air comprimé, mais on entre par une pièce intermédiaire jouant le rôle d'écluse où se produisent graduellement les variations de pression; augmentation à l'entrée, diminution à la sortie. En procédant avec lenteur, surtout à la sortie, on évite presque tout accident.

Paul Bert, d'autres après lui, ont étudié les effets de la compression au moyen d'appareils de laboratoire consistant en chambres métalliques hermétiquement closes où l'on pouvait enfermer soit l'homme, soit les animaux.

Jusqu'à 5 atm. environ, Paul Bert a constaté les mêmes phénomènes que ceux qui viennent d'être énumérés. Les auteurs qui l'ont suivi ont montré que, dans ces conditions, ni les échanges respiratoires ni le rythme de la respiration n'étaient modifiés. A 5 atm. l'air contient sous le même volume autant d'oxygène que le même volume d'oxygène pur à la pression atmosphérique; or on a étudié les effets de l'oxygène pur et l'on a reconnu que l'inspiration de ce gaz ne modifiait pas l'intensité des échanges.

Les accidents pendant la décompression semblent provenir du fait suivant. Pendant que l'animal se trouve à haute pression, les gaz de l'air, outre la fixation d'oxygène sur l'hémoglobine, se dissolvent dans le plasma du sang proportionnellement à la pression. Au moment de la décompression, ils se dégagent en bulles. L'oxygène peut être utilisé par les tissus, mais l'azote forme, comme il sera montré à propos de la capillarité, des embolies gazeuses qui ne se résorbent que très difficilement et entravent la circulation dans les petits vaisseaux.

Quand la pression s'élève au-dessus de 6 atm., les accidents graves se produisent chez les animaux; à partir de 8 atm. ils sont toujours mortels pour les mammifères, les oiseaux résistent un peu au-dessus, jusque vers 10 atm. Ces accidents sont dus principalement à des troubles des centres nerveux, se traduisent par des convulsions et des paralysies. Ces phénomènes ne sont pas d'origine purement mécanique, car en mettant les animaux dans l'oxygène pur, on les voit apparaître aussitôt que la pression monte à 3 atm. environ. L'oxygène sous pression est donc toxique pour l'organisme; il produit, dans les conditions indiquées, des convulsions éloniques et toniques auxquelles l'animal finit par succomber si la pression a été poussée trop loin ou maintenue trop longtemps.

Les animaux aquatiques peuvent supporter des pressions beaucoup plus considérables que les animaux terrestres sans en être incommodés. L'expérience du laboratoire prouve qu'un poisson comprimé à 100 atm. dans l'eau n'en ressent aucun malaise, il ne meurt qu'à 300 atm. Un fait qui concorde avec celui-ci est que les pêches en eau profonde et dragages ramènent des poissons vivant habituellement à la surface, dans les prises faites jusqu'à 3 000 m. de profondeur, au delà ils disparaissent. Ces 3 000 m. correspondent bien à 300 atm. Mais beaucoup plus bas la vie continue, et jusque dans les plus grandes profondeurs explorées jus-

qu'ici on a trouvé divers animaux. Dans le laboratoire on a pu voir des crustacés vivre à 600 atm.; les ferments ne sont pas détruits à 1 000 atm. Enfin Roger a montré que divers bacilles sont à peine atténués, d'autres nullement influencés par des pressions atteignant près de 3 000 atm.

XI

TENSION SUPERFICIELLE ET CAPILLARITÉ

La surface de séparation d'un liquide au contact d'un gaz, ou d'un liquide au contact d'un autre liquide incapable de se mélanger avec lui présente une particularité très remarquable. Tout se passe comme si cette surface de séparation était constituée par une membrane élastique.

Voici quelques expériences élémentaires qui mettent ce phénomène en évidence.

Expérience de Pasteur. — Si l'on saupoudre du lycopode à la surface de l'eau, et que l'on vienne à enfoncer normalement à la surface libre une baguette de verre, légèrement graissée pour ne pas être mouillée, on voit le lycopode former autour de la baguette une véritable gaine qui se déprime comme une membrane élastique et reprend sa forme plane quand on retire la baguette; on a absolument l'impression d'une lame de caoutchouc tendue à la surface de l'eau.

Expérience de Dupré (fig. 491). — Prenons une cuve à fond plat, ayant une paroi CD mobile autour de l'axe horizontal C, et dont les bords seulement sont légèrement graissés pour éviter les fuites d'eau entre elle et la paroi fixe.



Fig. 491.

Versons l'eau dans cette cuve : nous verrons, malgré la pression exercée par l'eau de dedans en dehors, la paroi mobile être attirée de D vers D' par suite de l'élasticité de la surface libre. C'est bien là l'explication, car si on graisse toute la surface de la paroi de manière à empêcher l'eau de prendre son point d'attache en la mouillant, cette rétraction de D vers D' ne se fait plus.

Cette même influence se manifeste nettement dans les lames minces de liquide, où l'on a deux surfaces de séparation du liquide et de l'air accolées, on peut alors faire un grand nombre d'expériences montrant la traction élastique se produisant à la surface libre.

Prenons par exemple un petit cadre métallique (fig. 192) et plongeons-le dans de l'eau de savon, il s'y formera une lame mince de liquide. Jetons sur cette lame mince un fil de cocon dont les deux bouts sont reliés pour former un anneau, cet anneau prendra une forme quelconque, mais si nous venons à percer la lame mince au milieu, elle disparaît en dedans de l'anneau qui, subissant en tous ses points une traction de dedans en dehors seulement, prendra une forme circulaire. On conçoit maintenant par quel mécanisme les bulles de savon se forment, la membrane liquide joue le même rôle que la membrane élastique des petits ballons de caoutchouc, et si, après les avoir gonflés, on ne ferme pas l'ouverture par où on a introduit de l'air, elles

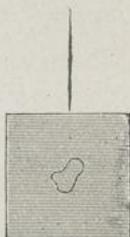


Fig. 192.

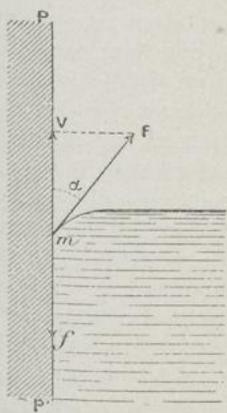


Fig. 193.

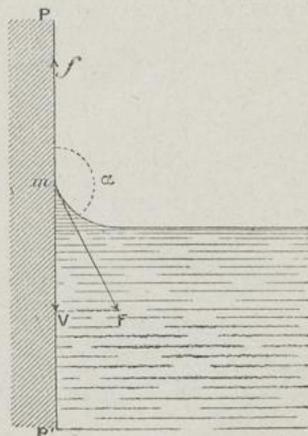


Fig. 194.

se dégonflent en refoulant à l'extérieur le gaz qu'elles contenaient. C'est encore pour cette raison qu'une goutte de liquide plongée dans un autre liquide non miscible avec le premier prend une forme sphérique.

Que va-t-il se passer au contact de la surface libre d'un liquide avec la paroi du vase qui le contient? Deux cas peuvent se présenter.

Si (fig. 193) le liquide ne mouille pas la paroi, que nous supposons verticale, il ne pourra pas venir se terminer normalement à cette paroi, la membrane élastique qui forme sa surface et se continue tout le long de la paroi du vase a pour effet d'arrondir le bord comme l'indique la figure, et la surface de séparation du liquide et de l'air rencontre la paroi du vase sous un angle α , dit angle de raccordement. Cet angle de raccorde-

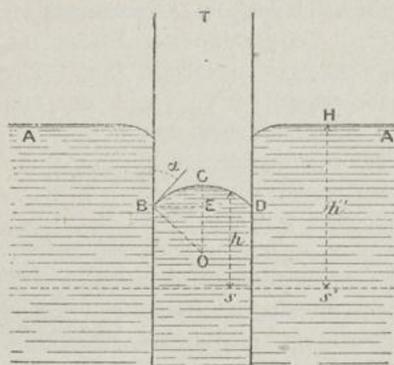


Fig. 195.

ment est constant pour un même liquide et une même nature de paroi, il est facile à observer dans un vase en verre contenant du mercure par exemple.

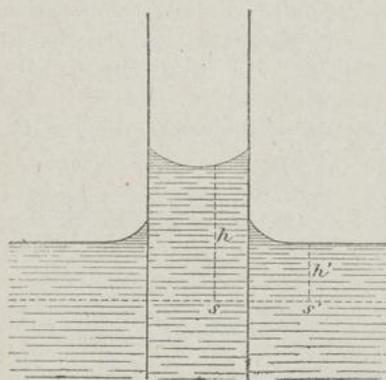


Fig. 196.

Si le liquide mouille la paroi (fig. 194) la membrane liquide exerce sur le bord une traction de bas en haut; il y a en ce point un soulèvement du liquide, l'angle de raccordement est de sens inverse du précédent.

On peut dès lors s'expliquer facilement ce qui se passe dans les tubes plongés dans un liquide. Si (fig. 195) le liquide ne mouille pas la paroi, la surface libre dans le tube doit prendre la forme d'un ménisque convexe vers le haut, par suite de la traction élastique de la membrane qui le sépare de l'air, il en résulte une dépression, le liquide monte moins haut que ne le feraient penser les lois de l'hydrostatique. C'est par suite de ce phénomène qu'il

se pourra pas venir se terminer normalement à cette paroi, la membrane élastique qui forme sa surface et se continue tout le long de la paroi du vase a pour effet d'arrondir le bord comme l'indique la figure, et la surface de séparation du liquide et de l'air rencontre la paroi du vase sous un angle α , dit angle de raccordement. Cet angle de raccorde-

ment est constant pour un même liquide et une même nature de paroi, il est facile à observer dans un vase en verre contenant du mercure par exemple.

Si le liquide mouille la paroi (fig. 194) la membrane liquide exerce sur le bord une traction de bas en haut; il y a en ce point un soulèvement du liquide, l'angle de raccordement est de sens inverse du précédent.

On peut dès lors s'expliquer facilement ce qui se passe dans les tubes plongés dans un liquide. Si (fig. 195) le liquide ne mouille pas la paroi, la surface libre dans le tube doit prendre la forme d'un ménisque convexe vers le haut, par suite de la traction élastique de la membrane qui le sépare de l'air, il en résulte une dépression, le liquide monte moins haut que ne le feraient penser les lois de l'hydrostatique. C'est par suite de ce phénomène qu'il

se produit dans les baromètres une dépression dont il faut tenir compte pour avoir la véritable pression atmosphérique. Quand le liquide mouille le tube (fig. 196), il y a au contraire une traction vers le haut, la force exercée par la membrane étant naturellement toujours dirigée du côté de la concavité; le liquide monte plus haut qu'il ne devrait.

La hauteur d'ascension ou de dépression du liquide dans un tube capillaire varie avec la nature du liquide et du tube. En plus elle dépend du diamètre du tube, à ce point de vue on peut formuler une loi fort simple :

Loi de Jurin. — *Les hauteurs d'ascension ou de dépression d'un liquide dans des tubes étroits de même substance, mais de différents diamètres, varient en raison inverse du diamètre des tubes.* Ainsi, en passant d'un tube à l'autre on constate une ascension double par exemple, on peut dire que le diamètre est réduit de moitié.

La tension superficielle des liquides permet d'expliquer divers phénomènes paradoxaux au premier abord. Si l'on prend un petit fil métallique ou une aiguille à coudre mince, il suffit de passer celle-ci entre les doigts pour la graisser légèrement, et pouvoir la

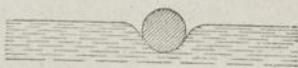


Fig. 197.

faire flotter sur l'eau comme l'indique la figure 197. Cela tient à ce qu'elle est maintenue par la membrane élastique formant la surface libre, l'eau ne mouillant pas l'aiguille et donnant lieu à

un ménisque convexe par le haut sur les bords, mais concave sous l'aiguille et exerçant une poussée de bas en haut. Si on lave l'aiguille à l'éther, aussitôt elle est mouillée et tombe au fond de

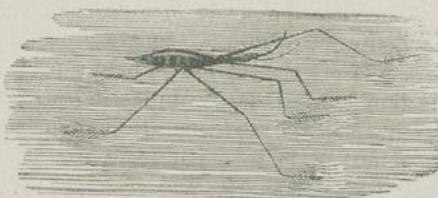


Fig. 198.

l'eau. C'est par le même mécanisme que certains insectes plus lourds que l'eau (fig. 198) peuvent cependant se maintenir à la surface et s'y promener. Il suffit de leur laver les pattes à l'éther pour les débarrasser de leur matière grasse et voir ces insectes s'enfoncer dans l'eau.

Nous trouvons aussi là l'explication des mouvements de bulles liquides dans les tubes capillaires et de la résistance des embolies gazeuses.

Considérons un tube capillaire conique (fig. 199) et dans ce tube une bulle liquide, il pourra arriver que ce liquide

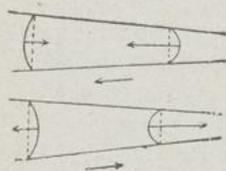


Fig. 199.

moille ou ne mouille pas le tube. Dans les deux cas la force exercée sur chaque ménisque sera dirigée vers sa concavité, mais la force du petit ménisque est supérieure à celle du grand, comme on le voit dans le cas de la loi de Jurin, c'est donc toujours la force du petit ménisque qui l'emportera. Si le liquide mouille la paroi, on voit que la bulle sera entraînée vers les parties les plus étroites, s'il ne la mouille pas, la bulle sera repoussée vers les parties les plus larges.

Une bulle d'air dans un liquide mouillant la paroi donnera lieu à deux ménisques et opposera une résistance à une force tendant à la pousser vers les parties rétrécies du tube.

Il faut bien remarquer, et c'est ce que l'on oublie trop souvent, que ces phénomènes sont localisés aux surfaces de séparation des liquides et des gaz ou de deux liquides non miscibles, et que, même dans des tubes très étroits, il ne peut être question de phénomènes capillaires, au sens que nous venons de donner à ce terme, si le liquide remplit complètement le tube.

Ainsi, prenons un tube étiré à sa partie inférieure et versons-y du mercure qui ne le mouille pas, il se formera dans le tube capillaire un ménisque concave du côté du mercure, il en résultera une pression de bas en haut capable de soutenir une colonne de liquide assez élevée, un mètre par exemple si le tube est assez étroit. Mais si, par un artifice quelconque, nous arrivons à remplir tout le tube plongeant par sa pointe dans un bain de mercure de façon à ne plus avoir de ménisque entre le mercure A et le mercure B, toute action capillaire sera supprimée et le mercure s'écoulera lentement mais complètement de A en B. C'est pour cela qu'il est parfois difficile dans la filtration du mercure d'amorcer l'écoulement, mais une fois qu'il est commencé il se fait complètement. De même dans un système capillaire entièrement rempli d'un liquide mouillant la paroi, il n'y a d'autres résistances à vaincre que celles dues au frottement, mais s'il s'y

introduit de l'air, il se forme des bulles, des ménisques et des résistances parfois invincibles.

Une autre application intéressante de la capillarité se trouve dans le compte-gouttes.

Quand on fait écouler lentement un liquide par un orifice dont le plan est horizontal, on n'a pas un filet continu, mais, si le liquide mouille la paroi de l'orifice, une série de gouttes de poids sensiblement constant. En effet, le liquide adhère au pourtour de l'orifice qu'il mouille, et il se forme un petit globule dont la surface fonctionne comme une enveloppe élastique (fig. 200), quand le poids de ce globule devient trop considérable, il y a rupture au pourtour de l'orifice et une goutte tombe. On conçoit très bien, d'après ce mécanisme, que la goutte doit se détacher pour un poids d'autant plus grand que le pourtour de l'orifice est plus considérable puisque cela augmente la portion de membrane servant à soutenir la goutte. Généralement l'orifice est l'extrémité inférieure d'un tube tenu verticalement; on peut prévoir, et l'expérience le vérifie, que dans ces conditions le poids des gouttes pour un même liquide est proportionnel au pourtour du tube. Dans la pratique pharmaceutique on est convenu d'adopter un tube déterminé, de façon que les gouttes aient toujours la même valeur pour un même liquide, ce tube a 3 mm. de diamètre extérieur, et dans ces conditions l'eau distillée donne 20 gouttes par gramme.



Fig. 200.

Des tables que l'on trouve dans les formulaires indiquent combien il y a de gouttes au gramme pour les divers liquides qui se mesurent de cette façon, en admettant que l'on fasse usage du compte-gouttes que nous venons de spécifier.

Le compte-gouttes de Duclaux (fig. 201) dont on fait un usage fréquent dans les laboratoires a, à partir d'un trait supérieur *b*, un volume convenable, et un diamètre du tube d'écoulement tel que l'eau distillée qu'il contient donne 100 gouttes à la température ordinaire des laboratoires. Si un liquide aqueux donne un nombre de gouttes plus grand, c'est que l'on a affaire à de l'eau contenant en solution un corps abaissant la tension superficielle, de l'alcool par exemple, en quantité d'autant plus importante que le nombre de gouttes est plus grand.

Il y a finalement lieu de faire une remarque importante au point de vue pratique, en ce qui concerne certains effets de la

capillarité. Quand on plonge dans un liquide une tige mouillée par le liquide, il se forme au point d'immersion un ménisque comme celui de la figure 202, le liquide exerce une véritable traction de haut en bas sur la tige. Si la tige n'est pas mouillée (fig. 203), le sens du ménisque change; le liquide exerce sur la tige une action de sens contraire à celle du cas précédent.

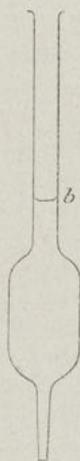


Fig. 201.



Fig. 202.

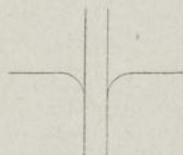


Fig. 203.

On conçoit que lorsqu'on fait usage d'un aréomètre, suivant que la tige de cet aréomètre sera parfaitement nette et mouillée par un liquide ou légèrement grasse, on pourra obtenir des indi-

cations différentes de l'appareil. Il est donc bon de surveiller cette cause d'erreur, et au besoin de laver l'aréomètre à l'éther avant d'en faire usage.

XII

VISCOSITÉ

On dit qu'un liquide est plus visqueux qu'un autre, lorsque toutes choses égales d'ailleurs, il s'écoule plus difficilement à travers un tube étroit. La manière même dont on mesure la viscosité fera encore mieux comprendre ce qu'on entend par cette dénomination.

Viscosimètre d'Ostwald. — L'appareil en verre représenté sur la figure 204 sert à mesurer la viscosité d'un liquide par rapport à celle de l'eau prise comme unité.

Pour cela on place le liquide à étudier dans l'appareil, de façon à ce qu'il s'élève jusque vers *d*, la boule A étant complè-

tement pleine, ainsi que le capillaire C, mais la boule B ne contenant que peu de liquide. Il suffit pour maintenir les choses en état de boucher l'orifice E avec un doigt.

A un moment donné on débouche E, l'appareil étant vertical. Le liquide coule de A vers B. Au moment où le niveau libre passe à l'étranglement *a*, où se trouve un index, on note le temps. On compte combien il faut de secondes pour que la boule A se vide jusqu'en *b*, soit θ ce nombre de secondes.

Ce temps d'écoulement est d'autant plus long que la viscosité *v* du liquide est plus grande. Il est au contraire en raison inverse de la pression qui produit l'écoulement, c'est-à-dire de la différence de niveau, et de la densité du liquide. En appelant *K* une constante qui dépend de l'appareil on a donc :

$$\theta = K \frac{v}{hd} \quad \text{ou} \quad Kv = h.d.\theta. \quad (1)$$

Si on recommence la même opération avec de l'eau dont la viscosité sera, par définition, prise comme unité, et que l'on opère avec la même quantité de liquide, d'où résultera la même valeur de *h*, on aura, puisque la densité de l'eau = 1.

$$K = h\theta'. \quad (2)$$

D'où par division de (1) par (2) :

$$v = d. \frac{\theta'}{\theta}.$$

Il suffira donc pour avoir la viscosité d'un liquide par rapport à celle de l'eau de prendre le rapport des temps d'écoulement dans le même appareil et de multiplier ce quotient par la densité du liquide.

La température ayant une grande influence sur la valeur de la viscosité, il importe d'immerger l'appareil, jusqu'au-dessus de la boule A, dans de l'eau où l'on plongera aussi un thermomètre.

La méthode d'Ostwald ne peut s'appliquer au sang, d'abord parce qu'il en faudrait une trop grande quantité, plusieurs centimètres cubes, et en second lieu parce que l'opération demande un certain temps, ce qui entraîne des coagulations dans le capillaire.

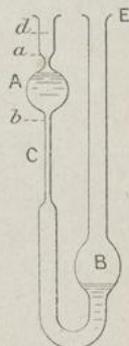


Fig. 204.

On fait alors usage du viscosimètre de Hess pour lequel il suffit de prendre une goutte de sang par une piqûre faite au doigt.

Viscosimètre de Hess. — Le viscosimètre de Hess se compose essentiellement de deux capillaires fins C et K, prolongés de chaque côté par des tubes notablement moins capillaires, devant en somme servir de réservoirs. La poire P permet en bouchant l'orifice *f* au doigt de faire des aspirations ou des refoulements de liquide. On commence par ouvrir le robinet R, et, mettant une

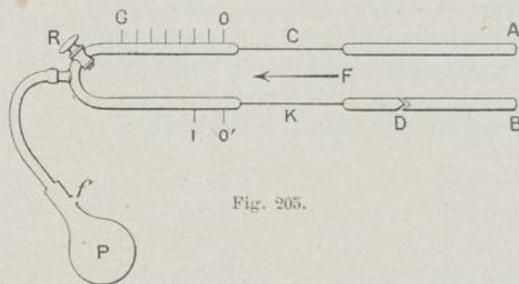


Fig. 205.

goutte d'eau distillée en A on fait pénétrer le liquide jusqu'au trait *o*; à ce moment on ferme R. On prend alors le tube amovible BD, et, faisant une piqûre au doigt on le remplit de sang.

On met le tube aussi rapidement que possible en place, en assurant le contact en D. On aspire le sang avec la poire de façon à le faire venir jusqu'au trait *o*. Puis ouvrant R, on aspire les deux liquides à la fois, ils se déplacent dans le sens F. Le sang va d'autant moins vite par rapport à l'eau, qu'il est plus visqueux. Quand il est arrivé en *i*, on arrête l'aspirateur et on lit sur la graduation empirique OG quelle est la viscosité.

Aussitôt l'opération faite il faut, pour éviter les coagulations, ce qui mettrait l'appareil hors d'usage, vider le capillaire K, par compression de la poire, y faire pénétrer de l'ammoniaque et le laver à l'eau distillée.

Le viscosimètre de Hess a l'inconvénient d'être fragile; de plus s'il se produit une coagulation dans le capillaire K, l'appareil est perdu.

Viscosimètre de Denning et Watson. — Ce viscosimètre consiste essentiellement en un petit tube capillaire comme celui

qui est représenté sur la figure 206. Il porte en A un petit renflement et en B un entonnoir capable de contenir une goutte de liquide.

Une fois pour toutes on a déterminé le temps qu'il faut à l'eau distillée, dont une goutte a été déposée en B, pour remplir le petit renflement de *a* en *b*. Ce temps est inscrit sur le tube.

Pour faire une mesure de viscosité, on dépose une goutte de sang en B, il file dans le capillaire, et on compte le temps nécessaire pour que le sang passe de *a* en *b*. En prenant le rapport des temps d'écoulement pour le sang et l'eau distillée, ou en se reportant à une table dressée d'avance, on a la valeur de la viscosité.

L'appareil n'est pas fragile, la seule crainte que l'on puisse avoir est celle d'une coagulation dans le capillaire; la perte n'est pas grande, vu le prix minime de ces tubes.

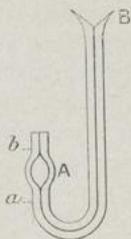


Fig. 206.

XIII

DISSOLUTION DES SOLIDES ET DES LIQUIDES

Un liquide peut dissoudre un autre liquide ou un solide. Parfois deux liquides peuvent se mélanger en proportion indéfinie, c'est le cas de l'alcool et l'eau, par exemple. Mais dans d'autres cas, comme celui de l'eau en présence d'éther ou de chloroforme, l'eau ne dissout qu'une certaine quantité de ces liquides. De même les liquides ne dissolvent les solides que jusqu'à une certaine limite; à ce moment on dit que la solution est saturée, on a beau ajouter du corps il ne s'en dissout plus.

Pour chaque espèce de corps en présence il y a un coefficient spécial donnant la proportion de corps dissous; généralement cette proportion se donne pour 100 parties du dissolvant mesuré en volume. Ainsi on dira que tel sel se dissout à raison de 10 gr. par 100 cm³ d'eau. La température a, du moins en général, une grande influence sur cette dissolution. Quand elle s'élève la solubilité augmente; il n'y a que quelques exceptions rares à cette règle. Pour certains corps, comme le chlorure de sodium, l'augmentation de solubilité avec la température est faible, pour d'autres

elle est très considérable. Les tables de solubilité donnent pour chaque corps la loi de variation avec la température.

Si l'on a fait dissoudre un corps, un sel par exemple, dans un liquide chaud, et que l'on ait obtenu une solution saturée à haute température, au moment du refroidissement le sel se dépose en partie, ne laissant en solution que la quantité de sel correspondant à la saturation à basse température. Toutefois il se présente souvent un phénomène remarquable. On a beau abaisser la température, le sel ne se dépose pas; la solution en contient alors une trop grande proportion pour cette température basse: elle est dite sursaturée. Il suffit d'y précipiter un petit cristal du sel, ou même parfois de donner un petit choc contre le vase contenant la solution pour voir aussitôt l'excès de sel se précipiter, en même temps que la température du liquide s'élève.

Pendant qu'un sel se dissout dans un liquide, il y a abaissement de température parfois très considérable. Il y a à cette règle des exceptions apparentes dues à une réaction chimique accompagnant la dissolution, et quelques exceptions réelles pour des sels dont la solubilité va en diminuant quand la température s'élève.

XIV

IONISATION DES SOLUTIONS

La dissolution d'un corps est souvent accompagnée d'un phénomène de grande importance appelée *ionisation*. Ce phénomène consiste en une décomposition, spontanée, par le seul fait de la mise en solution des molécules du corps entrant dans cette solution. Ainsi si l'on dissout dans l'eau du chlorure de sodium, NaCl, l'ionisation de ce chlorure consiste en une décomposition de la molécule NaCl en un Ion sodium Na, et un Ion chlore Cl.

On verra plus loin que diverses propriétés des dissolutions dépendent de ce que l'on nomme le nombre des molécules qu'elles contiennent. Si l'on vient à étendre une solution, il semble, au premier abord, évident que chaque unité de volume doit se comporter comme si elle contenait un nombre de molécules variant en raison inverse de la dilution. C'est là une conséquence de la constance du nombre de molécules dans le volume total, quel que soit son degré de dilution. L'expérience démontre que pour diverses substances, le sucre de canne par exemple, la glycérine, etc., il en est bien ainsi;

mais pour la plupart des acides, des bases, des sels, il se présente une anomalie; le nombre des molécules semble aller en augmentant dans le volume total, à mesure qu'on y ajoute du solvant.

On a interprété ce fait en admettant que la molécule se divise en particules nommées *ions*, qui, à certains points de vue tout au moins, jouent chacune le même rôle que la molécule entière.

Prenons comme exemple une solution aqueuse de chlorure de sodium (NaCl), contenant 5 gr. 8 de sel par litre, on peut par certaines méthodes dont l'exposé n'a pas sa place ici, déterminer le nombre de molécules ionisées, et dans le cas particulier où nous nous sommes placés, on trouve qu'il y en a 50 p. 100 environ. — Etendons le volume à 10 fois sa valeur primitive; 80 p. 100 des molécules seront ionisées; en répétant la même opération, la presque totalité des molécules seront ionisées. Comme chaque NaCl donne un ion Na et un ion Cl, la dernière solution contiendra deux fois plus d'ions qu'on y a mis de molécules.

Nous verrons plus loin le rôle joué par cette ionisation dans divers phénomènes, et nous trouverons des corps qui au lieu de donner par division de la molécule deux ions seulement, en donnent trois ou quatre.

Les corps qui en se dissolvant dans l'eau ne s'ionisent pas, comme le sucre de canne par exemple, ne rendent pas l'eau conductrice de l'électricité. Les corps qui, au contraire, s'ionisent confèrent à la solution une conductibilité d'autant plus grande, pour un même poids de corps dissout, que l'ionisation est plus prononcée. Ces derniers corps sont nommés des *électrolytes*.

XV

IMBIBITION

Certaines substances organiques, plongées dans un liquide, ne s'y dissolvent pas, mais absorbent une certaine quantité de ce liquide en se gonflant. En augmentant ainsi de volume elles peuvent, si l'on veut s'opposer à leur dilatation, exercer une pression assez considérable. Cette propriété est bien connue des anatomistes, qui pour désarticuler les os d'un crâne, le remplissent de graines sèches, de haricots par exemple, par le trou occipital, puis le plongent dans l'eau. L'augmentation de volume des haricots produit une pression de dedans en dehors à laquelle les sutures des divers

os du crâne ne peuvent résister. On emploie aussi en chirurgie des fragments d'éponge sèche ou d'un bois appelé laminaire, de calibre assez réduit, mais qui, humectés, augmentent de volume et peuvent ainsi servir à dilater certaines cavités.

XVI

DIFFUSION

Si l'on met de l'eau dans une éprouvette (fig. 207) et que l'on fasse passer avec précaution, en se servant d'une pipette, une



Fig. 207.

solution saline à la partie inférieure de l'éprouvette, on constate que les deux liquides, quoique miscibles, présentent une surface de séparation horizontale très nette. Peu à peu elle s'estompe, le sel de la solution pénètre dans l'eau, et au bout d'un certains temps, si on prélève une partie de cette eau, on constate qu'elle contient d'autant plus de sel que la prise d'eau a été faite plus près de la surface de séparation primitive, et que l'expérience dure depuis plus

longtemps. Telle est l'expérience fondamentale de la diffusion, des liquides due à Graham. Il est aisé de la répéter avec les objets usuels; prenons un verre d'eau et versons-y avec précaution du vin rouge, on peut, avec un peu de patience, et en faisant tomber les gouttes de vin sur un petit morceau de papier flottant sur l'eau, obtenir deux couches séparées par une surface nette, l'eau étant à la partie inférieure du verre, le vin plus léger à la partie supérieure. Peu à peu on verra cette surface devenir de moins en moins nette, les deux liquides se pénétrant par diffusion et grâce à la couleur du vin on pourra en suivre la marche. Une condition indispensable à la réussite de ces expériences est que les deux liquides soient solubles l'un dans l'autre, elle ne pourrait réussir avec l'eau et l'huile par exemple.

De ses expériences Graham a tiré les trois lois suivantes :

1^o La vitesse de diffusion varie avec la nature de la substance en dissolution.

2^o Les quantités de sel diffusé dans un même temps par des solutions diversement concentrées d'une même substance sont proportionnelles aux degrés de concentration.

3° La quantité de sel diffusé par une solution donnée augmente rapidement avec la température.

En étudiant ainsi les divers corps, on constate qu'ils peuvent se classer en deux catégories, les uns diffusent d'une façon abondante, les autres diffusent difficilement. Les premiers sont ceux qui sont capables de cristalliser, Graham les a désignés sous le nom de cristalloïdes, réservant le nom de colloïdes aux seconds qui ne cristallisent pas.

Voici des chiffres qui donneront une idée de la différence qu'il y a entre ces deux espèces de corps; ils représentent le temps nécessaire pour une même diffusion.

Cristalloïdes.		Colloïdes.	
Acide chlorhydrique.	1	Albumine.	49
Sel marin.	2,33	Caramel	98
Sulfate de magnésie.	7		
Sucre.	7		

La diffusion dans l'eau peut permettre de séparer, partiellement au moins deux corps inégalement diffusibles, par exemple un cristalloïde et un colloïde, mais nous verrons que pour cette opération il y a avantage à modifier quelque peu l'expérience. Pendant la diffusion il peut se présenter des décompositions, ainsi si l'on fait diffuser une solution de bisulfate de potasse, elle se décompose en sulfate neutre et acide sulfurique qui diffuse plus vite. L'alun de potasse se décompose généralement en sulfate d'alumine et sulfate de potasse.

Il importe dans ces expériences d'éviter les variations de température des liquides, car il en résulte des courants de convection qui faussent complètement les résultats. On évite cette cause d'erreur en ajoutant à l'eau un peu de gélatine par exemple. La dissolution de cette gélatine se fait à chaud, et par refroidissement on a une masse solide dans laquelle la diffusion se fait comme dans de l'eau pure, à la condition que la quantité de gélatine ne soit pas trop grande; qu'il y en ait juste assez pour faire prendre l'eau. Une fois la masse prise on y découpe des cubes que l'on plonge dans la solution saline, au bout d'un certain temps on les en retire et on y prélève des fragments que l'on soumet à l'analyse. On peut aussi couler la solution de gélatine dans une éprouvette, et la masse une fois prise, verser à la surface libre la solution saline sur laquelle on veut expérimenter.

XVII

ÉTAT COLLOÏDAL

Graham avait distingué les cristalloïdes des colloïdes par la propriété que possèdent les premiers de diffuser rapidement tandis que les seconds ne le font que très lentement. En réalité nombre de corps peuvent, suivant les circonstances de leur préparation, être ou ne pas être à l'état colloïdal, nous citons par exemple nombre de métaux; cependant on ne dira pas qu'ils sont des colloïdes.

L'état colloïdal se distingue par ce fait que le corps se trouve à l'état très divisé en suspension stable dans un liquide. Cette constitution peut se vérifier au moyen d'un dispositif nommé ultramicroscope permettant de déceler des grains complètement invisibles par les méthodes microscopiques ordinaires.

On a pu estimer ainsi que les granules des solutions colloïdales varient environ de $1\mu\mu$ à $100\mu\mu$, suivant la substance envisagée, $1\mu\mu$, représentant 1 millionième de millimètre. Le nombre de ces granules varie suivant la nature et la concentration des solutions, il nous suffira de dire qu'une solution contenant 5 milligrammes d'or colloïdal dans 100 cm^3 renferme environ 1 milliard de granules par millimètre cube.

On constate aussi que tous ces éléments sont animés de petits mouvements vibratoires constituant ce que l'on appelle le « mouvement Brownien ».

Lorsqu'on fait passer un faisceau lumineux dans un liquide ou une solution parfaite, ne contenant ni poussière ni corpuscules en suspension, le faisceau traverse le liquide sans y laisser de trace lumineuse, un observateur placé sur le côté ne peut en aucune façon se rendre compte de l'extinction ou de la réapparition de la lumière. Tyndall a exprimé cela en disant que ce liquide est optiquement vide. Mais il n'en est plus de même s'il contient en suspension des particules capables de s'éclairer et de diffuser la lumière. Il se produit alors un phénomène analogue à celui que l'on observe quand un rayon solaire pénètre dans une chambre noire où l'air est poussiéreux. On voit le trajet du faisceau lumineux. C'est ce qui se passe pour les solutions colloïdales, elles ne sont pas optiquement vides.

Parmi les propriétés les plus remarquables des solutions

colloï
posen
du pé
colloï
négati
charg
positi
d'anil
de Ma
Il r
parer
Les
de la
rappo
le liq
autres
on vie
une a
l'emp
résult
colloï
d'anil
en par
soluti
acides

Des
faire e
consti
tible d
Dut
dont l
(fig. 2
gradu
critall
de l'ea

colloïdales il y a lieu de citer ce fait que les grains qui les composent se déplacent sous l'influence du champ électrique, tantôt du pôle + vers le pôle —, tantôt en sens inverse. Les solutions colloïdales dont les granules vont vers le pôle + sont dites électro-négatives, les granules allant vers le pôle — parce qu'ils sont chargés négativement. Les autres solutions colloïdales sont électro-positives. Ainsi l'or et l'argent colloïdal, le glycogène, le bleu d'aniline, sont électro-négatifs, le cadmium, l'aluminium; le rose de Magdala sont électro-positifs.

Il n'y a pas lieu ici de décrire les méthodes permettant de préparer les solutions colloïdales.

Les solutions colloïdales sont stables grâce à la division extrême de la matière, car alors la surface des granules étant énorme par rapport à leur masse, ils ne se déplacent que très difficilement dans le liquide. Les granules sont maintenus à distance les uns des autres par la répulsion des charges électriques qu'ils portent. Si on vient à les décharger ils se collent les uns aux autres, forment une agglomération plus importante dans laquelle la masse finit par l'emporter et il y a précipitation ou floculation. Pour obtenir ce résultat il suffit de mélanger dans une proportion convenable deux colloïdes inverses, par exemple du rose de Magdala et du bleu d'aniline. Les solutions d'électrolytes produisent le même effet, en particulier les colloïdes électro-positifs sont précipités par les solutions basiques et les colloïdes électro-négatifs par les solutions acides.

XVIII

OSMOSE

Des expériences analogues à celle de la diffusion peuvent se faire en interposant entre les deux liquides une cloison, un septum constitué par un morceau de vessie ou de tout autre corps susceptible d'être mouillé par les deux liquides.

Dutrochet construisit son *endosmomètre* à l'aide d'une fiole dont le fond était remplacé par une vessie de porc formant cloison (fig. 208). Dans le goulot il plaçait un tube vertical muni d'une graduation et le tout plongeait par sa partie inférieure dans un cristalliseur. Quand on mettait de l'alcool à l'intérieur du flacon et de l'eau extérieurement, au bout d'un certain temps on constatait

le passage d'une partie d'alcool dans l'eau et inversement d'une partie de l'eau dans l'alcool. Ce dernier passage était même plus abondant que le premier car le niveau s'élevait dans le tube gradué. Dutrochet désigna ces deux passages sous le nom d'endosmose et d'exosmose, mais ces expressions n'ont aucune raison

d'être, car si l'on met l'alcool extérieurement et l'eau intérieurement le phénomène est renversé, le niveau baisse dans le tube gradué et chacun des liquides passe comme précédemment, mais en sens inverse.

La nature de la membrane a une influence considérable, si on remplace la vessie de porc par une lame de caoutchouc, l'alcool passe plus vite que l'eau. Si l'on place d'un côté de la vessie de porc de l'eau et de l'autre une solution saline, il y

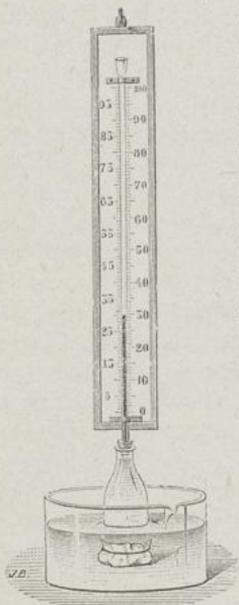


Fig. 208.

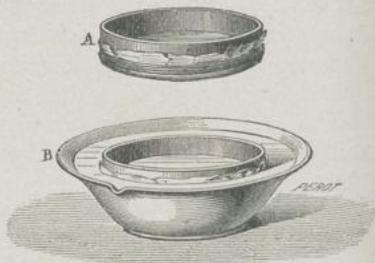


Fig. 209.

a double échange comme pour l'alcool et l'eau, mais le courant allant de l'eau vers la solution l'emporte, autrement dit le niveau s'élève dans le tube gradué si c'est la solution saline qui se trouve dans la fiole.

Il y a encore un point remarquable à signaler, c'est que pour certaines membranes les conditions d'osmose se modifient lorsqu'on retourne cette membrane.

Les phénomènes d'osmose à travers une membrane ont eu une application pratique importante. Les diverses substances solubles dans l'eau passant avec des vitesses très différentes à travers les membranes, en particulier les cristalloïdes passant très rapidement par rapport aux colloïdes, on peut séparer ces deux espèces de corps par ce que l'on appelle la dialyse. Le dialyseur se compose

essentiellement d'un vase peu élevé A (fig. 209), dont le fond a été remplacé par une membrane, consistant le plus souvent en une feuille de papier parchemin, c'est ce que l'on a trouvé de mieux. On verse dans l'intérieur de l'appareil le liquide à traiter et on place le tout dans un récipient B contenant de l'eau pure. Les colloïdes restent dans le vase A, les cristalloïdes passent en B. Si l'on ne tient pas à recueillir ces cristalloïdes on établit à l'extérieur du vase A un courant continu d'eau, on peut alors se débarrasser complètement des cristalloïdes. Dans le cas où l'on ne change pas l'eau qui est en B, elle s'enrichit en cristalloïdes jusqu'à un état d'équilibre qu'on ne peut dépasser, il faut alors enlever l'eau de B et la remplacer par de l'eau fraîche et ainsi de suite jusqu'à épuisement des cristalloïdes de A, l'opération est bien plus longue qu'avec le courant d'eau.

Il n'y a pas lieu d'insister sur les autres résultats expérimentaux que l'on a obtenus en opérant de cette façon, ni sur les théories que l'on a faites des phénomènes osmotiques. La question s'est présentée sous un aspect nouveau et a pris un intérêt capital grâce à l'emploi de membranes dites semi-perméables et à la notion de pression osmotique.

Membranes semi-perméables.

Il est possible de confectionner des membranes jouissant de la propriété remarquable de ne se laisser traverser que par l'eau et nullement par les corps en dissolution dans cette eau. Ajoutons toutefois que cette imperméabilité pour les corps dissous n'est absolue que pour certains d'entre eux; pour d'autres, seulement quand la solution n'est pas trop concentrée; pour d'autres enfin, il passe toujours un peu de corps à travers la membrane. Mais l'important est que l'on puisse trouver des corps ne passant pas du tout et permettant de faire des expériences parfaites.

Pour réaliser ces membranes on met en présence deux solutions donnant un précipité. Traube prenant au bout d'une baguette de verre une solution de colle, la plongeait (fig. 210) dans une solution de tannin. Il se formait à la surface de séparation des deux liquides une pellicule de tannate de gélatine transparente, et l'on avait une sorte de cellule qui, plongée dans l'eau, augmentait de volume par passage de l'eau du dehors en dedans, mais à travers laquelle le tannin ne passait pas.

Pour réaliser dans de meilleures conditions un appareil muni d'une membrane semi-perméable et permettant d'étudier les échanges entre deux solutions, voici comment on opère aujourd'hui d'après les indications de Pfeffer.

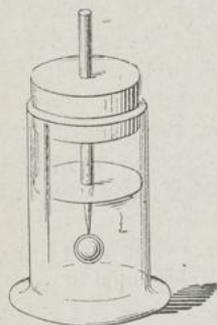


Fig. 210.

On prend un vase de pile à pâte fine que l'on rince convenablement, d'abord aux alcalis puis à l'acide chlorhydrique étendu. Ceci fait, on l'imbibe soigneusement d'eau distillée de façon à chasser tout l'air qu'il peut contenir, enfin on verse à l'intérieur du vase une solution de sulfate de cuivre et on le plonge extérieurement dans une solution de ferrocyanure de potassium. Les deux sels vont à la rencontre l'un de l'autre à travers la paroi du vase, viennent au contact dans son épaisseur, et y forment une membrane de précipité de ferrocyanure de cuivre. Cela fait on munit le vase de pile d'une garniture permettant de le fermer et de le mettre en communication avec un manomètre (fig. 211).

Pression osmotique.

Quand l'on place dans l'intérieur de l'appareil de Pfeffer une solution de sucre à une concentration inférieure à 5 p. 100, et qu'on le plonge dans l'eau, il ne passe pas de sucre à travers la membrane semi-perméable, mais l'eau diffuse de l'extérieur vers l'intérieur en faisant monter la pression jusqu'à un moment où l'équilibre est établi. Cette pression est la pression osmotique.

Voici dès lors les lois remarquables auxquelles satisfait cette pression limite osmotique.

1° En faisant varier le titre des solutions, la pression osmotique est proportionnelle à la concentration.

2° Pour une même solution, quand la température varie, la pression osmotique croît proportionnelle au binôme de dilatation $(1 + \alpha t)$; nous verrons plus loin quelle est la valeur de α .

3° La pression osmotique est la même quand on change la matière dissoute, pourvu que le nombre de molécules dissoutes reste le même.

4° La pression osmotique est indépendante de la nature du dissolvant.

Quand on examine ces lois on est frappé de leur analogie avec les lois qui règlent la pression des gaz.

Nous avons en effet :

1° La loi de Mariotte, qui nous dit que la pression d'un gaz est en raison inverse de son volume, ou, ce qui revient au même, que la pression à volume constant est proportionnelle à la densité du gaz, ce qui équivaut à la concentration d'une solution. En effet tous deux ne dépendent que du poids de gaz ou de substance qui se trouvent dans le volume.

2° La loi d'Ampère, d'après laquelle à volume constant la pression du gaz croît comme le binôme de dilatation

$(1 + \alpha t)$ où α est égal à $\frac{1}{273}$. Cette même

loi se retrouve pour la pression osmotique, et, fait des plus remarquables, α a la même valeur dans les deux cas.

3° La loi d'Avogadro, d'après laquelle tout gaz contenu dans un certain volume exerce la même pression quelle que soit la nature du gaz, pourvu que le nombre des molécules soit le même. C'est la troisième loi de l'osmose, et ce qui est remarquable c'est que cette pression gazeuse exercée par un certain nombre de molécules est la même que la pression osmotique exercée par le même nombre de molécules dissoutes dans l'eau, si le volume d'eau est le même que le volume gazeux.

En résumé la pression osmotique est absolument assimilable à la pression des gaz, les corps en solution se comportent comme s'ils étaient transformés en gaz dans le même volume, la pression osmotique étant remplacée par la pression gazeuse.

Le parallèle va plus loin. On sait que les lois de Mariotte et d'Ampère ne sont exactes que pour les gaz éloignés de leur point de liquéfaction, c'est-à-dire ne contenant pas un trop grand nombre de molécules dans un volume donné, plus on se rapproche de ce point de liquéfaction et moins les lois s'appliquent avec précision.

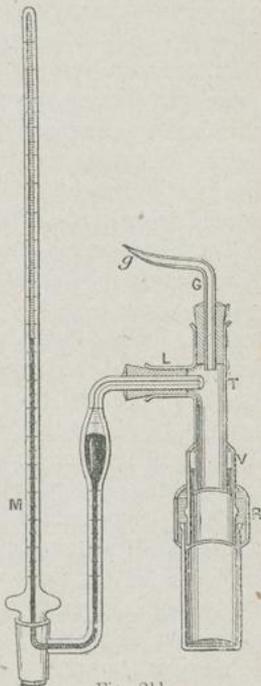


Fig. 211.

Il en est même pour la pression osmotique. Aussitôt que l'on veut opérer sur des solutions trop concentrées, les lois que nous avons énoncées sont en défaut.

Enfin l'on sait que certaines vapeurs semblaient fort longtemps se trouver en contradiction avec la loi d'Avogadro, en particulier les vapeurs de chlorhydrate d'ammoniaque, de pentachlorure de phosphore, d'hydrate de chloral, etc. Quand ces vapeurs contiennent, dans un volume donné, le même nombre de molécules qu'un gaz, l'oxygène par exemple, elles exercent une pression plus forte que l'indiquerait la règle. On a démontré depuis que cela ne tient pas à une exception à la loi, mais que ces vapeurs se dissocient et que le volume contient par suite un plus grand nombre de molécules qu'il ne semble.

Il en est de même pour la plupart des sels en solution, ils se dissocient ou, comme il a été dit plus haut, s'ionisent plus ou moins suivant le degré de concentration de la solution, complètement si cette solution est assez étendue, et il en résulte que le liquide contient un plus grand nombre de molécules qu'il ne semble *a priori*; il a une plus forte pression osmotique. Prenons par exemple le chlorure de sodium, s'il est en dissolution très étendue il est complètement dissocié, chaque molécule en donne deux et la pression osmotique est double de celle que l'on pourrait prévoir en ne comptant pas avec cette dissociation.

Puisque la pression osmotique ne dépend que du nombre de molécules en dissolution, on conçoit qu'il y a là un moyen de déterminer le degré de concentration d'une solution en comparant sa pression osmotique à celle d'une solution connue, mais ce procédé exigerait une expérimentation délicate. De plus elle nécessiterait une assez grande quantité de liquide et beaucoup de temps; nous verrons plus loin d'autres procédés qui conduisent rapidement au même résultat.

Isotonie.

On peut, dans l'appareil de Pfeffer, placer une solution saline de chaque côté de la membrane semi-perméable. On se trouve alors en présence de trois cas possibles.

1° Le niveau s'élève dans le tube; cela prouve qu'il passe de l'eau de l'extérieur à l'intérieur, la solution intérieure est plus concentrée que la solution extérieure.

2° Le niveau baisse dans le tube au-dessous du niveau extérieur, c'est la solution extérieure qui est la plus concentrée.

3° Le niveau est le même à l'extérieur qu'à l'intérieur, la concentration est la même des deux côtés de la membrane. Si c'est le même sel qui se trouve dans les deux solutions, il n'y a aucune difficulté, les deux solutions sont identiques, elles contiennent par litre la même quantité de sel. Si ce sont des sels ou des corps différents, dire que les deux solutions ont la même concentration veut dire qu'elles contiennent, à volume égal, le même nombre de molécules, d'après la troisième loi du chapitre précédent, car c'est dans ce cas qu'elles ont la même pression osmotique; aucune d'elles ne doit l'emporter sur l'autre.

Deux solutions contenant ainsi le même nombre de molécules sont dites isotoniques. De deux solutions ne contenant pas le même nombre de molécules, la plus concentrée est dite hypertonique par rapport à l'autre qui est dite hypotonique. Il est bien entendu que dans cette concentration moléculaire il faut tenir compte de la dissociation ou ionisation qui peut se produire comme nous l'avons vu plus haut.

Nombre de molécules et Concentration moléculaire.

Il y a lieu de revenir sur ces deux expressions souvent employées, afin de bien les préciser et de montrer comment on est arrivé à ces considérations.

Partons de la loi d'Avogadro, qui dit que dans un même volume de gaz ou de vapeur, à la même température et à la même pression, il y a le même nombre de molécules. Il n'y a pas lieu de montrer ici comment cette loi a été établie, il nous suffira de l'admettre.

Si nous prenons un même volume d'hydrogène, d'oxygène, de chlore, de vapeur de soufre, d'acide carbonique, etc., ces volumes contiendront le même nombre de molécules. Or si nous prenons le poids de ce volume d'hydrogène comme = 2, nous trouvons pour les poids du même volume gazeux des autres corps :

Hydrogène.	2
Oxygène.	32
Chlore.	71
Soufre.	64
CO ²	44
Etc.	

Ce qui revient à dire, puisque chacun de ces volumes contient le même nombre de molécules, que si la molécule d'hydrogène pèse 2, les autres pèsent respectivement 32, 71, 64, 44, etc.

Il en est de même pour tous les corps, qu'ils soient à l'état gazeux ou non, le nombre qui est donné comme représentant leur poids moléculaire indique le poids de leur molécule par rapport à celui de l'hydrogène pris comme égal à 2. Si par exemple on dit que le poids moléculaire de glucose est 180, cela veut dire que sa molécule pèse 90 fois plus que celle de l'hydrogène. Il en résulte qu'en prenant un poids 180 de glucose, on a autant de molécules qu'en prenant 2 d'hydrogène, 32 d'oxygène, etc.

Dans la pratique pour faire des pesées, il faut adopter une unité pratique, on a pris le gramme. On appelle dès lors molécule-gramme d'hydrogène, 2 g. d'hydrogène. Une molécule-gramme d'oxygène sera 32 g. d'oxygène, etc., une molécule-gramme de glucose sera de 180 g. de glucose.

Par convention, si l'on fait dissoudre une molécule-gramme d'un corps dans un litre de dissolvant, on a la solution dite *normale*.

Ainsi la solution normale de glucose contient 180 g. de glucose par litre, la solution normale de chlorure de sodium 58 g. de sel et ainsi de suite.

Ces solutions sont en général trop concentrées pour les usages de la pratique, on fait alors usage de solutions *décinormales* contenant une molécule-décigramme par litre.

Les solutions 100 fois moins concentrées que la solution normale sont dites *centinormales*, celles qui sont 1 000 fois moins concentrées, *millinormales*, etc.

Je reviens ici sur un point capital. Les solutions de glucose ne se dissocient pas, il en est de même pour l'alcool, la glycérine et divers autres corps. Les solutions normales de ces corps contiennent donc le même nombre de molécules.

Il n'en est plus de même pour un grand nombre de sels qui se dissocient plus ou moins suivant l'état de concentration de leur solution.

Prenons comme type le chlorure de sodium NaCl, faisons une solution normale de ce sel. Cette solution contiendra des molécules NaCl, mais une partie de ces molécules se divisera en ce que nous avons appelé des Ions Na et des Ions Cl. Chaque molécule dissociée ou ionisée se comportera alors comme deux

molécules. Tout se passe au point de vue osmotique, et à d'autres points de vue que nous étudierons, comme si l'on avait dissout plus d'une molécule du corps.

Cette dissociation est proportionnellement d'autant plus importante que la solution est plus étendue. Ainsi pour les solutions décimales, qui se rapprochent, par leur concentration, des liquides de l'organisme, l'expérience montre que 50 p. 100 environ du NaCl est ionisé. Pour les solutions centimales, 80 p. 100. Pour les millimales, pratiquement il y a ionisation complète et la solution semble contenir deux fois plus de molécules que celles qu'on y a introduites. En mettant 58 g. de NaCl dans un mètre cube d'eau on a une solution dont la pression osmotique sera double de celle qui contient 180 g. de glucose.

Remarquons encore qu'un sel ayant une formule analogue à celle du chlorure de calcium par exemple, CaCl_2 donnera par ionisation Ca et 2Cl, c'est-à-dire 3 ions, — K_3PO_4 donne 4 ions, 3K et PO_4 .

Une solution normale, décimale ou centimale ou millimale, se comportera donc différemment suivant le corps en solution. Prenons 10 l. d'eau et mettons-y soit une molécule de glucose, de NaCl, de CaCl_2 ou de K_3PO_4 , comme la moitié du corps s'ionise, d'après ce qui a été dit plus haut, le nombre apparent de molécules dans la solution sera :

Pour le glucose 1.

« NaCl $\frac{1}{2} + \frac{1}{2} \times 2 = 1,5$.

« CaCl_2 $\frac{1}{2} + \frac{1}{2} \times 3 = 2$.

« K_3PO_4 $\frac{1}{2} + \frac{1}{2} \times 4 = 2,5$.

Faute de tenir compte de ce fait on peut commettre de graves erreurs.

Recherches de l'isotonie par la méthode de De Vries.

Les cellules végétales sont pourvues extérieurement d'une enveloppe rigide, la membrane cellulaire, tapissée intérieurement par la membrane limitante du corps cellulaire ou membrane plas-

mique. Cette dernière est semi-perméable comme la membrane de ferrocyanure de cuivre de l'appareil de Pfeffer, la membrane cellulaire jouant un rôle de soutien comme le vase de pile poreux. Si une pareille cellule est placée dans une solution aqueuse très étendue, l'eau tend à pénétrer dans son intérieur, la membrane plasmique gonflée s'applique sur la membrane cellulaire (fig. 212 A). Si au contraire, la solution aqueuse est très concentrée, une partie de l'eau de la cellule tend à passer à l'extérieur, il y a diminution de volume, la membrane plasmique tend à se séparer de la membrane cellulaire (fig. 212 C).

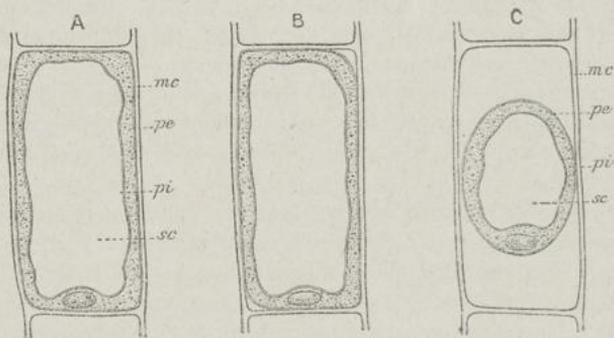


Fig. 212.

Il y a un certain degré de concentration moléculaire de la solution où il n'y a pas d'échange d'eau avec la cellule (fig. 212 B). Pour le trouver on fait une série de solutions d'un sel, de concentrations diverses allant en croissant régulièrement. Dans chacune on met un petit fragment du végétal que l'on emploie, et l'on cherche, au microscope, au bout d'une heure et demie, par exemple, quelle est la solution où la séparation des deux membranes commence à se faire; cette solution est déjà un peu concentrée, l'isotonie se trouve entre elle et la solution au-dessous. La séparation des deux membranes porte le nom de plasmolyse (fig. 212 B). Divers végétaux peuvent servir à cette opération, un des plus commodes est le *Tradescantia discolor*, dans lequel on pratiquera de petites coupes minces faciles à observer au microscope.

En opérant avec diverses substances on peut ainsi trouver quelles sont les solutions isotoniques au contenu cellulaire et par

suite isotoniques entre elles. De Vries a trouvé de cette façon que les solutions isotoniques entre elles ont la même concentration moléculaire.

*Recherches de l'isotonie par la méthode
de Hamburger.*

Hamburger a fait des recherches analogues à celles de De Vries, mais il employait comme indicateur des globules sanguins qui ne restent inaltérés que dans des solutions isotoniques avec le sérum sanguin. Il faut, bien entendu, faire cette observation au microscope. On peut, en opérant avec divers sels, trouver quelles sont les concentrations isotoniques entre elles, et l'on retrouve encore que ce sont celles qui contiennent le même nombre de molécules. Dans ces expériences on observe aussi un autre phénomène que celui de la déformation des globules, c'est le passage de la matière colorante de ces globules dans le liquide qui les baigne. Ce phénomène nommé hémolyse ne se produit qu'avec des solutions bien moins concentrées que les solutions isotoniques au sérum sanguin. Ainsi si l'on opère sur les globules du sang de la grenouille, il faut une solution de 0,21 p. 100 environ pour faire apparaître la matière colorante dans le liquide, tandis que la solution isotonique au sérum sanguin est 0,64 p. 100. Il y a, dans ces expériences, une cause d'erreur qui peut faire varier le titre de la solution pour laquelle se produit l'hémolyse : c'est la non-stérilité du liquide. M. Vaquez a montré qu'il y avait là une condition indispensable à une bonne expérience, la matière colorante n'apparaît pas dans une solution trop concentrée, à la condition que cette solution soit faite dans des conditions d'asepsie parfaite. Il suffit pour cela de faire une solution mère concentrée que l'on stérilise à l'autoclave, puis avec de l'eau distillée bouillie on fait une série de solutions de titre différent graduellement variable. Dans chacune de ces solutions on met une ou deux gouttes de sang défibriné et l'on cherche quelle est, en descendant l'échelle des concentrations, la première des solutions produisant l'hémolyse. On a basé sur ce phénomène un procédé destiné à étudier la résistance des globules sanguins dans divers états pathologiques; mais, il faut le répéter, l'hémolyse ne se produit pas, comme certains auteurs l'ont dit par erreur, pour un liquide de concentration moléculaire immédiatement inférieure à celle du sérum sanguin.

XIX

TONOMÉTRIE

Les corps en dissolution dans l'eau ou les autres liquides modifient la tension de vapeur de ces liquides et par suite leur point d'ébullition.

En particulier si l'on considère les solutions aqueuses, les seules qui aient, en somme, leur intérêt en biologie et les seules dont nous occuperons dans la suite, on trouve que l'abaissement de la tension de vapeur est proportionnel au nombre de molécules du corps dans un même volume du dissolvant. On peut baser sur ce principe un procédé de détermination de la concentration moléculaire d'un liquide soit en mesurant directement sa tension de vapeur, soit en cherchant le point d'ébullition sous une pression barométrique donnée. Mais ces procédés sont délicats et peu précis, ils ne sont pas usités dans la pratique.

XX

CRYOSCOPIE

De même que la présence d'un corps en solution dans l'eau abaisse la tension de vapeur, elle abaisse aussi le point de congélation. L'abaissement du point de congélation est proportionnel au nombre de molécules dissoutes dans un même volume d'eau. Par conséquent en abaissant la température d'une solution aqueuse et observant la température à laquelle la glace commence à se former, nous pouvons déterminer la concentration moléculaire d'un liquide comme on peut le faire par l'étude de la pression osmotique ou de la tension de vapeur. Ce procédé de recherche est très pratique et est employé d'une façon courante en biologie, nous allons le décrire avec quelques détails et insister sur les précautions à prendre.

En premier lieu il y a un fait important à connaître : lorsqu'une solution se congèle, la glace formée est de l'eau pure solidifiée, les corps en solution restent dans le liquide qui se concentre de plus en plus. Il peut arriver, quand on a une solution trop concentrée, que, lors du refroidissement, une partie du corps dissous se sépare à l'état solide et se mélange mécaniquement avec

la glace, ou bien encore il se peut qu'une partie de la solution reste prise entre les lamelles de glace, mais cette glace, en elle-même, séparée du liquide dans lequel elle baigne ou des corps solides déposés, provient de l'eau pure comme la vapeur d'eau distillée.

Si l'on prend une solution plus ou moins étendue et que l'on procède à la congélation, à mesure que la glace se formera, la concentration moléculaire du liquide restant augmentera, le point de congélation s'abaissera de plus en plus. Il faut donc, pour avoir rigoureusement le point de congélation d'une solution, observer la température au moment où les premiers cristaux de glace apparaissent. Sinon on mesure le point de congélation de ce qui reste encore à l'état liquide.

Il y a intérêt à refroidir doucement, avec lenteur, en agitant sans cesse le mélange et observant le moment où les cristaux de glace commencent à apparaître.

On peut être gêné par ce que l'on appelle le phénomène de la surfusion. Supposons que l'on refroidisse de l'eau; régulièrement elle devrait geler à 0°; mais dans un tube de verre propre elle peut s'abaisser jusqu'à plusieurs degrés au-dessous de 0 sans se prendre. S'il se forme à ce moment un peu de glace en un point, la congélation s'étend à une masse plus ou moins considérable du liquide et la température remonte à 0. Si nous opérons de même avec une solution saline, le même phénomène se présentera, il se formera tout d'un coup d'autant plus de glace que la température est descendue plus bas. A ce moment le thermomètre montera non pas au point de solidification de la solution primitive, mais au point de solidification de ce qui reste de cette solution après formation de la glace. Nous aurons ainsi une température trop basse.

Comme la surfusion cesse aussitôt qu'il apparaît une parcelle de glace en un point de la solution refroidie, il suffira, pour amorcer la formation de la glace, de plonger dans le liquide dont la température est un peu plus basse que le point de congélation une tige de verre portant à son extrémité un peu de glace.

Voici dès lors la manière la plus simple d'opérer en pratique.

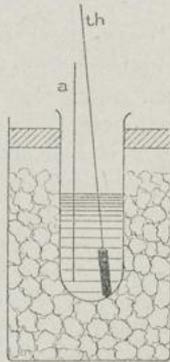


Fig. 213.

Avant tout il est indispensable d'avoir un excellent thermomètre à mercure divisé en $\frac{1}{50}$ de degré, ce qui permet de lire le centième, et dont on vérifie de temps en temps la position du 0 en le plongeant dans la glace fondante. Un déplacement de ce 0, accident fréquent, donnerait lieu, on le conçoit, à des erreurs des plus fâcheuses. Le liquide à étudier sera placé dans un tube à essai, où l'on plongera aussi le thermomètre *th* et un agitateur *a* (fig. 213). Il ne faut pas prendre un agitateur ordinaire en verre qui, entre autres inconvénients de sa masse, casse le réservoir mince du thermomètre au moindre choc. Une mince petite tige de métal remplit très bien l'office. Le petit tube à essai est fixé dans un vase, où l'on placera le mélange réfrigérant destiné à abaisser la température du liquide. On agitera sans cesse et, au moment où la température aura baissé d'un demi-degré environ au-dessous du point cryoscopique présumé, on plongera dans le liquide une parcelle de glace qui fera cesser la surfusion. Aussitôt il se formera de petites aiguilles de glace dans le liquide, le thermomètre remontera à un point où il restera fixé un certain temps, c'est ce point qu'il faut lire.

On se procure facilement le petit fragment de glace destiné à faire cesser la surfusion; en effet très rapidement on voit apparaître une couche de givre sur la surface extérieure du vase contenant le mélange réfrigérant. Il suffit, au moment voulu, de passer la pointe de l'agitateur *a* sur cette surface pour entraîner un petit cristal, en replongeant l'agitateur dans le liquide la surfusion cesse.

Nous avons dit qu'il fallait refroidir doucement pour permettre à l'équilibre de température de se faire à chaque instant. Le mélange de glace et de sel marin est un réfrigérant un peu trop énergique, entre des mains peu exercées il conduit facilement à des points cryoscopiques trop bas. On peut avec avantage se servir des mélanges suivants.

Glace et alun donnent.	— 0°,47
— sulfate de soude crist.	— 0°,70
— chromate de potasse	— 1°,00
— sulfate de potasse.	— 1°,50
— sulfate ferreux	— 2°,00
— nitrate de potasse.	— 3°,00

On choisira un mélange abaissant la température un peu au-dessus du point cryoscopique présumé.

On peut aussi, en se servant de la glace et du sel marin, ralentir le refroidissement en munissant le tube à essai d'une double enveloppe à chemise d'air mauvaise conductrice (fig. 214). On a alors l'appareil de Beckmann. Par suite de l'air M interposé entre le liquide et le mélange réfrigérant le refroidissement se fait très lentement. Le bouchon portant le thermomètre doit être muni de deux autres ouvertures :

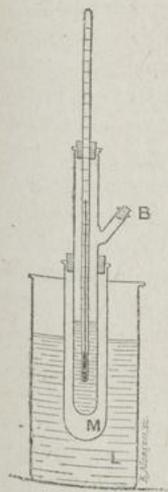


Fig. 214.

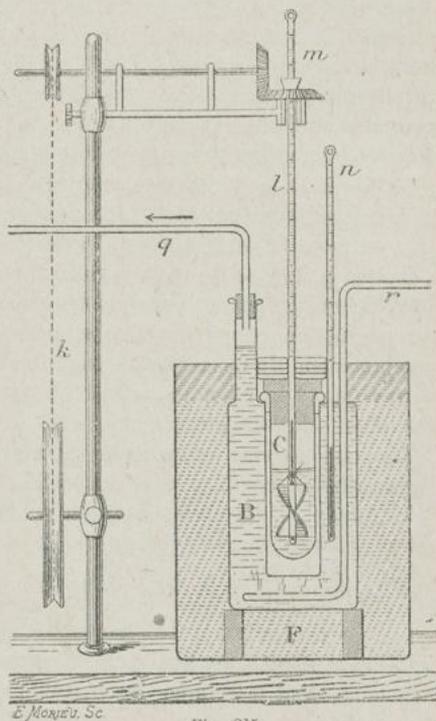


Fig. 215.

l'une permettant de jeter un petit cristal de glace dans la solution pour faire cesser la surfusion au moment voulu, l'autre pour donner passage à la tige d'un agitateur à anneau que l'on fait monter et descendre pour assurer le mélange et l'égalisation des températures dans le liquide.

Cet appareil très simple donne d'excellents résultats.

On peut enfin, si l'on se propose de faire des recherches très précises, employer le cryoscope de précision de Raoult (fig. 215) muni d'un agitateur rotatif assurant un mélange parfait et dans lequel l'abaissement de température se règle admirablement par

évaporation de l'éther. Il est bon de faire chaque fois deux déterminations, l'une pour donner approximativement le point de congélation; la seconde, mieux réglée, où l'on abaisse lentement la température un peu au-dessous de ce point pour le point cryoscopique avec formation de très peu de glace, et par suite sans variation de concentration du liquide restant.

Si nous considérons une solution d'un corps, non dissocié dans cette solution, et contenant une molécule-gramme par litre, nous constatons un abaissement du point de congélation de $-1^{\circ},85$. Réciproquement si nous constatons qu'une solution aqueuse se congèle à $-1^{\circ},85$ nous pouvons dire qu'elle contient une molécule-gramme par litre, cette molécule étant non dissociée. Si au contraire la molécule se dissocie, le point de congélation s'abaisse et il ne se trouvera ramené à $-1^{\circ},85$ que si le nombre total de molécules et d'ions est équivalent à une seule molécule. Supposons, par exemple, qu'un sel en solution puisse se dissocier complètement de façon que chacune de ses molécules en produise deux; quand le point de congélation sera $-1^{\circ},85$ il n'y aura en réalité en solution qu'une demi-molécule du sel par litre.

Ce principe nous permet donc de calculer, étant donné un point de congélation, combien la solution contient de molécules-grammes.

EXEMPLE. — Le sérum sanguin se congèle à $-0^{\circ},55$, quelle est sa concentration moléculaire?

Elle sera $\frac{0,55}{1,85} = 0,292$, puisque la concentration moléculaire est proportionnelle à l'abaissement du point de congélation. La solution contient donc une série de corps, dissociés en partie ou non, mais dont la somme des particules libres est équivalente à 0 mol. 292. On peut par ce procédé déterminer par différence le nombre de molécules organiques ou inorganiques d'une solution.

EXEMPLE. — Un sérum sanguin donne un abaissement du point de congélation de $0^{\circ},595$. Il contient donc $\frac{0,595}{1,85} = 0$ mol. 321 par litre. On évapore, on incinère de façon à détruire les matières organiques et on redissout dans l'eau pour ramener au volume primitif. Le point de congélation est $-0,480$, il y a donc $\frac{0,480}{1,85} = 0$ mol. 259 par litre, c'est la partie inorganique. La partie organique sera la différence 0 mol. 062 organiques et 0 mol. 259 inorganiques.

Ce procédé permet aussi de déterminer facilement quelle est la quantité d'eau qui a pu être ajoutée à un liquide.

EXEMPLE. — Le point de congélation normal du lait est $-0^{\circ},55$, il doit donc contenir 0 mol. 292 par litre. Si le point de congélation d'un lait est $-0^{\circ},48$ il ne contient plus que 0 mol. 257 par litre, on a donc ajouté de l'eau dans la proportion suivante.

Avec un litre de lait on a fait $\frac{0,292}{0,259} = 1 \text{ l. } 12$ de liquide.

On peut ainsi très aisément par ce procédé déterminer la concentration moléculaire de l'urine et suivre la marche de l'élimination des produits dissous dans cette urine.

XXI

FILTRATION

La-filtration des liquides a pour but de les débarrasser des particules solides qu'ils tiennent en suspension; pour cela on les fait passer à travers une substance poreuse qui retiendra des particules d'autant plus petites que ses orifices seront plus fins. Il ne faudrait pas croire cependant qu'un filtre agisse simplement à la façon d'une passoire sur laquelle restent les corps de dimension plus grande que les trous, tandis que les corps plus petits passent au travers. Les parois du filtre exercent en effet une attraction sur les particules en suspension dans les liquides, et l'on voit certains précipités ne pas passer avec le liquide traversant un corps poreux, alors que les pores sont cependant certainement plus grands que les éléments du précipité.

Dans les laboratoires on se sert généralement de filtres en papier à grain plus ou moins serré suivant le but que l'on se propose. Parfois aussi on emploie des étoffes, de la flanelle ou du feutre. Ces mêmes corps sont employés dans l'industrie pour la clarification des vins, de la bière ou des sirops.

Lorsqu'il s'agit de débarrasser l'eau des micro-organismes qu'elle peut contenir, les substances précédentes ne suffisent plus; il faut des filtres à grain plus serré. Pendant longtemps on s'est servi de fontaines filtrantes consistant en une (fig. 216) caisse à deux compartiments. On versait l'eau à filtrer dans la partie A, peu à peu elle passait en B à travers une paroi en pierre poreuse,

et on la puisait par un robinet G. Quand la pierre était encrassée et ne laissait plus que difficilement passer l'eau par suite d'un dépôt trop abondant à sa surface on la brossait, on la lavait à grande eau que l'on faisait écouler par F. Souvent on suspendait en A au moyen d'une chaîne un panier en fer contenant du

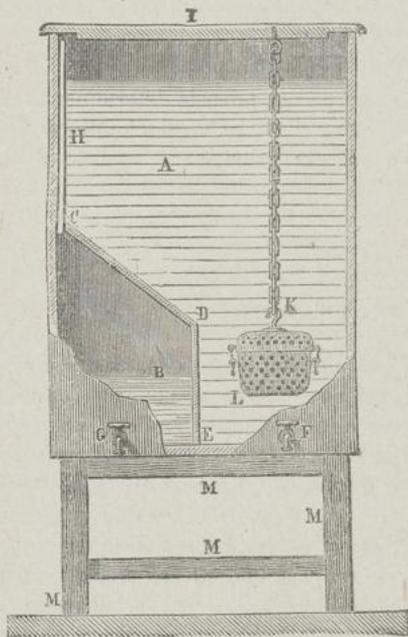


Fig. 216.

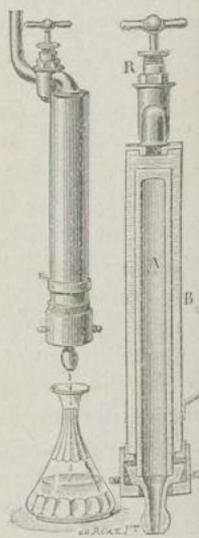


Fig. 217.

charbon de bois destiné à empêcher la putréfaction de l'eau dans A.

De nos jours l'alimentation en eau se faisant par des conduites l'amenant à domicile, on place généralement les filtres directement sur ces conduites. L'un des plus répandus est le filtre Chamberland (fig. 217), consistant en une bougie creuse, en porcelaine poreuse placée dans un tube en communication avec la conduite. L'eau arrive sous pression à l'extérieur de la bougie, passe à travers la paroi et s'écoule au fur et à mesure des besoins. La filtration étant assez lente il faut recueillir l'eau purifiée dans un réservoir propre afin d'en faire provision. Il y a des appareils pourvus d'un

plus ou moins grand nombre de bougies, et bien entendu le débit croit avec ce nombre. Les bougies s'encrassent comme la pierre des anciens filtres, il est aisé de démonter l'appareil pour en faire le nettoyage, mais en plus il est extrêmement important de faire bouillir la bougie de temps en temps pour la stériliser, tous les huit jours par exemple. En effet les micro-organismes peuvent, par culture, se propager de proche en proche à travers la paroi de la bougie, et il faut assez fréquemment procéder à la destruction de ces cultures.

On trouve dans le commerce un grand nombre d'autres filtres qu'il n'y a pas lieu de décrire ici, l'étude particulière de chacun d'eux peut seule renseigner sur leur valeur, mais d'une façon générale ils doivent, à une première expérience, débarrasser l'eau des micro-organismes, ce que révèle une analyse bactériologique, et de plus ils doivent être faciles à nettoyer et à stériliser.

Certaines villes, pour éviter la filtration à domicile, s'alimentent par des eaux purifiées en grand par leur passage à travers des terrains spécialement préparés. Dans ce but, sur une surface convenablement drainée et canalisée, on étend en premier lieu une couche de gravier ou de pierres grossièrement cassées. Puis du gravier de plus en plus fin, pour terminer par du sable. C'est là-dessus que les eaux sont amenées. Au début la filtration se fait assez rapidement, elle dépend, du reste, toutes choses égales d'ailleurs, de la pression, c'est-à-dire de la hauteur du plan d'eau que l'on règle de façon à faire passer un volume d'eau déterminé. A ce point de vue l'expérience a montré qu'un filtre débitant environ 4 m^3 par mètre carré en un jour se trouve dans de bonnes conditions. Bien entendu une vitesse moindre ne nuit pas, si l'on dépasse beaucoup cette valeur, on risque de ne filtrer qu'imparfaitement. Au bout d'un certain temps le filtre s'obstrue de plus en plus, à un moment donné une augmentation de pression ne suffit plus à le faire fonctionner convenablement, il faut le nettoyer. La durée d'un filtre varie, bien entendu, suivant l'état des eaux à purifier; il y a des villes où le nettoyage est nécessaire deux fois par mois.

Parfois, au lieu de filtrer purement et simplement l'eau, on commence à la stériliser chimiquement. Un des procédés les plus répandus et donnant d'excellents résultats, consiste à ajouter à l'eau du permanganate de chaux ou de potasse jusqu'au moment où l'eau garde une teinte rose permanente. A ce moment on filtre

sur du charbon de bois qui débarrasse l'eau du permanganate en excès qu'il absorbe et qui retient, en même temps, l'oxyde de manganèse précipité. On a ainsi une eau parfaitement pure; c'est un des procédés les plus recommandables par ses résultats et par la facilité qu'il y a à l'employer partout.

D'autres moyens de purification chimique des eaux avant filtration sont employés en grand, il n'y a pas lieu d'y insister ici.

L
deg
L
et la
760
1 de
fond
sous
C
tain
l'int
vape
pays
laqu
vape
on s
la gl
D
dans
à l'a
plus
Il
le se
l'éch