

Recherches  
sur la  
densité de l'ozone  
par M. Soret  
(1867)



Recherches  
 sur la  
 densité de l'ozone  
 par  
 M. J.-L. Soret  
 (1867)

# RECHERCHES

SUR LA

# DENSITÉ DE L'OZONE

PAR

M. J.-L. SORET

L'intérêt que présente l'ozone rend de grande portée dans le monde scientifique ces recherches, qui se rapportent à un des corps les plus remarquables de l'atmosphère ordinaire. C'est là le seul exemple bien positif d'une substance simple pouvant exister à l'état gazeux sous deux formes différentes.

Il est vrai que le gaz, les vapeurs de soufre et de sélénium ont été observés dans des circonstances analogues.

TIRÉ DES ARCHIVES DES SCIENCES DE LA BIBLIOTHÈQUE UNIVERSELLE  
 Décembre 1867.

*Avec l'autorisation de la Direction.*

Mais pour l'ozone, la lumière n'agit pas seulement sur le gaz à un état allotropique, comme on l'a vu au contraire.

Quant au point, la question n'est pas résolue. On sait que la densité du vapeur, à une température voisine du point d'ébullition, est trois fois plus grande qu'à une température de 800 degrés.

GENÈVE

IMPRIMERIE RAMBOZ ET SCHUCHARDT

RUE DE LA PÉLISSERIE, 48

1867

\* *Ann. Chim. Phys.*, t. LXXV, p. 301.  
 \* *Ann. Chim. Phys.*, t. LXXV, p. 301.  
 \* *Ann. Chim. Phys.*, t. LXXV, p. 301.  
 \* *Ann. Chim. Phys.*, t. LXXV, p. 301.

## RECHERCHES

SUR

### LA DENSITÉ DE L'OZONE<sup>1</sup>

L'intérêt que présente l'étude de l'ozone réside en grande partie dans le fait, maintenant généralement admis, que ce corps est un état allotropique de l'oxygène ordinaire. C'est là le seul exemple bien positif d'une substance *simple* pouvant exister à l'état gazeux sous deux formes différentes.

Il est vrai que le chlore, les vapeurs de soufre et de sélénium ont été signalés comme présentant des cas d'allotropie.

Mais pour le chlore, les recherches de MM. Bunsen et Roscoe<sup>2</sup> ont montré que l'action de la lumière n'amène réellement pas ce gaz à un état allotropique, comme on l'avait avancé.

Quant au soufre, la question n'est pas résolue. On sait que sa densité de vapeur, à une température voisine du point d'ébullition, est trois fois plus grande qu'à une température de 860 degrés<sup>3</sup>. La vapeur de sélénium pré-

<sup>1</sup> Un extrait de ce travail a été publié dans les *Comptes rendus de l'Académie des Sciences de Paris*, t. LXI, p. 941, et t. LXIV, p. 904.

<sup>2</sup> *Annales de Poggendorff*, 1857, t. C, p. 508. — *Archives des Sciences physiques et naturelles*, 1858, t. I, p. 151.

<sup>3</sup> H. Sainte-Claire-Deville et Troost, *Annales de Chimie*, 1860, t. LVIII, p. 257.

sente des variations analogues. Les chimistes ne sont pas d'accord sur l'interprétation de ce fait. Les uns l'expliquent par l'allotropie, et supposent que les atomes de soufre, par exemple, peuvent se grouper de deux manières différentes : à une température voisine du point d'ébullition, la vapeur de soufre serait entièrement à l'un de ces états caractérisé par une densité de 6,6 ; à 860°, elle serait entièrement à l'autre état caractérisé par une densité de 2,2 ; aux températures intermédiaires il y aurait mélange des deux corps allotropiques, la proportion de chacun d'eux variant avec la température. Mais, comme l'a fait remarquer M. H. Deville<sup>1</sup>, on peut admettre simplement que le coefficient de dilatation de la vapeur de soufre varie assez avec la température pour que la densité passe de 6,6 à 2,2.

Ce qui autorise cette dernière explication, c'est le fait que la densité de la vapeur de soufre ne dépend que de sa température actuelle : à une température déterminée la densité demeure toujours la même. Pour l'oxygène, il n'en est pas ainsi : à la même température ce corps peut exister sous deux états de condensation différents ; on ne saurait donc expliquer la différence de densité par une variation du coefficient de dilatation, et l'on est forcé d'admettre que l'ozone et l'oxygène, d'ailleurs si distincts par leurs propriétés chimiques, sont deux états allotropiques gazeux d'un même élément<sup>2</sup>.

<sup>1</sup> Sur les densités de vapeur, *Comptes rendus de l'Académie des Sciences*, 1866, t. LXII, p. 1157.

<sup>2</sup> On n'ignore pas que M. Schönbein admet aussi l'antozone comme un troisième état allotropique de l'oxygène. Mes recherches n'ont pas porté sur ce point, ou plutôt quelques essais que j'ai tentés sont restés infructueux.

A ce titre, l'étude de l'ozone présente un grand intérêt théorique, et c'est ce qui m'a engagé à chercher à déterminer la densité de ce corps.

On peut résumer de la manière suivante ce qu'avant les présentes recherches, l'on savait sur les relations volumétriques de l'ozone<sup>1</sup> :

1° L'oxygène ordinaire diminue de volume lorsqu'on l'ozonise, c'est-à-dire lorsqu'on en convertit une partie en ozone, par exemple en l'électrisant.

2° Lorsqu'on traite de l'oxygène chargé d'ozone par l'iodure de potassium et d'autres corps oxydables, l'ozone disparaît sans que l'on observe de changements dans le volume du gaz.

3° Sous l'action de la chaleur, l'oxygène chargé d'ozone subit une expansion égale au volume qu'occuperait la quantité d'oxygène que le gaz aurait été susceptible d'abandonner à l'iodure de potassium.

Ces faits conduisent à supposer que l'ozone et l'oxygène diffèrent par le nombre d'atomes qui sont groupés pour former les molécules. L'une des hypothèses les plus simples, à cet égard, est celle que j'ai indiquée précédemment<sup>2</sup> et dans laquelle on considère la molécule d'oxygène ordinaire comme formée de deux atomes,  $OO$ , et la molécule d'ozone comme formée de trois atomes  $OOO$ . Alors l'ozone contiendrait son volume d'oxygène ordinaire ; traité par l'iodure de potassium, il perdrait un atome  $O$ , sans changement de volume ; décomposé par la chaleur, il subirait une expansion de la moitié de son volume. La

<sup>1</sup> Voyez ma Note sur les Relations volumétriques de l'Ozone, *Archives*, 1863, t. XVIII, p. 65.

<sup>2</sup> *Ibidem*.

densité théorique devrait être, dans ce cas,  $1\frac{1}{2}$  fois celle de l'oxygène, soit 1,658.

Mais les faits connus jusqu'ici sont également compatibles avec d'autres hypothèses, dans lesquelles on admettrait des modes de groupements moléculaires différents de celui qui vient d'être indiqué. Ce n'est que la détermination expérimentale de la densité de l'ozone qui peut conduire à une solution de la question.

On ne peut obtenir cette densité par des pesées directes, puisque jusqu'ici on n'est pas parvenu à préparer l'ozone à l'état de pureté. Il faut donc recourir à d'autres procédés. Je vais exposer successivement les deux méthodes que j'ai employées et qui, comme on le verra, m'ont donné des résultats concordants.

#### I. Méthode d'absorption.

La plupart des corps oxydables, tels que l'iodure de potassium, l'acide arsénieux, l'iode, etc., ne peuvent donner aucune indication sur la valeur de la densité de l'ozone, puisque, lorsqu'on les fait agir sur un mélange d'oxygène et d'ozone, ils détruisent ce dernier corps sans changement de volume du gaz.

Mais si l'on trouvait un corps qui absorbât réellement l'ozone sans le décomposer et sans absorber en même temps l'oxygène, on pourrait comparer la diminution de volume que subirait une portion du gaz traitée par ce corps, avec la quantité d'oxygène qu'une autre portion du gaz abandonnerait à l'iodure de potassium, ou avec l'augmentation de volume produite par la chaleur. On obtiendrait ainsi les données nécessaires au calcul de la densité.

M. Osann a signalé un corps jouissant de la propriété

de faire disparaître l'ozone avec diminution de volume : c'est une dissolution de litharge dans la potasse caustique. J'ai fait quelques déterminations avec ce réactif; j'ai obtenu, en effet, une petite diminution de volume; mais les résultats de ces expériences ne sont pas concordants. Je pense que ce corps, mal défini, exerce sur l'ozone une réaction complexe : qu'il en absorbe réellement une partie sans le décomposer, mais qu'en même temps la potasse en excès, qui sert de dissolvant, détruit une certaine proportion d'ozone. Or, la potasse agit sur l'ozone à peu près comme la chaleur, en produisant une augmentation de volume<sup>4</sup>.

J'ai trouvé deux autres corps qui se prêtent beaucoup mieux à ces déterminations : ce sont l'essence de térébenthine et l'essence de cannelle.

Lorsqu'on traite l'oxygène ozoné par l'essence de térébenthine l'ozone disparaît; il se forme en même temps des fumées tellement épaisses que, dans un ballon d'un quart de litre, elles interceptent complètement la lumière solaire directe. Si on laisse le ballon immobile, ce nuage ne tarde pas à s'abaisser successivement; la partie supérieure du ballon s'éclaircit d'abord, et, à la limite de la couche de fumée, on observe par transparence de belles couleurs irisées. — L'essence de cannelle produit aussi des fumées, mais elles sont très-peu abondantes.

Si l'on mesure le volume du gaz avant et après l'action de l'une ou l'autre de ces essences, on trouve qu'il a diminué notablement. Il est donc naturel de supposer que l'ozone a été entièrement absorbé.

<sup>4</sup> Voyez ma Note sur les Relations volumétriques de l'Ozone. *Loc. cit.*

Dans une première série d'expériences, que je rapporte très-brièvement, j'ai comparé cette diminution de volume, que je mesurais dans un ballon de 250 centimètres cubes rempli d'oxygène ozoné préparé par l'électrolyse, avec la quantité d'oxygène abandonnée à l'iodure de potassium par un autre ballon de 250 centimètres cubes rempli du même gaz <sup>1</sup>.

Cette méthode présente quelques inconvénients. L'analyse par l'iodure de potassium donne le poids de l'oxygène absorbé; il faut donc calculer le volume qu'occuperait ce poids dans les conditions de température et de pression où se trouve le gaz mesuré dans l'autre ballon. Or ce calcul présente quelque incertitude, parce que le gaz contient un mélange de vapeur d'eau et d'essence. En outre, l'appareil ne permettait pas de mesurer la diminution de volume sans changement de pression; de là une nouvelle correction un peu incertaine.

Quoi qu'il en soit, on a trouvé par cette méthode que la diminution de volume due à l'absorption par l'essence est à peu près le double du volume qu'occuperait l'oxygène absorbé par l'iodure de potassium, ce qui s'accorde avec l'hypothèse d'une densité de l'ozone égale à  $1 \frac{1}{2}$  fois celle de l'oxygène.

Le tableau suivant donne le résultat des expériences: la première colonne indique l'essence qui a été employée comme absorbant; la deuxième, la diminution de volume produite par l'action de cette essence; la troisième, la moitié de cette diminution (ou le volume d'oxygène absorbable par l'iodure de potassium calculé dans l'hypothèse

<sup>1</sup> Les procédés de mesure du gaz et de son analyse sont les mêmes que ceux que j'avais précédemment employés. *Loc. cit.*, p. 605.

qu'il s'agit de contrôler); la quatrième, le volume d'oxygène absorbé donné par l'analyse; la cinquième, la différence.

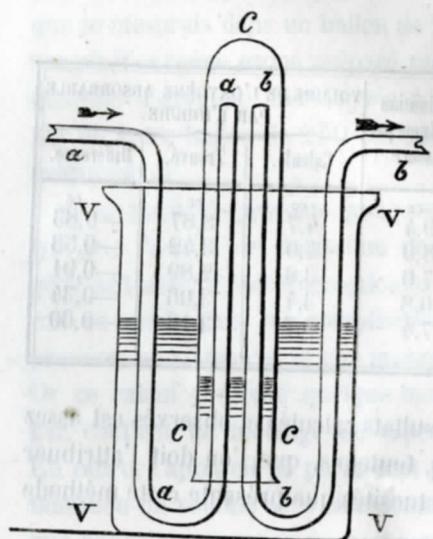
Corps absorbant.	Diminution de volume par l'essence.	VOLUME DE L'OXYGÈNE ABSORBABLE PAR L'IODURE.		
		Calculé.	Trouvé.	Différence.
Essence de térébenthine.	9.4	4.7	3.87	-0.83
"	8.0	4.0	3.42	-0.58
"	7.6	3.8	2.89	-0.91
"	6.8	3.4	3.06	-0.34
Essence de cannelle.....	7.4	3.7	3.10	-0.60

L'écart entre les résultats calculés et observés est assez considérable; je crois, toutefois, que l'on doit l'attribuer aux nombreuses défauts que présente cette méthode d'expérimentation.

Dans une seconde série d'expériences, que je vais décrire avec plus de détails, je crois avoir évité la plus grande partie des causes d'erreur qui viennent d'être signalées. Les différences principales entre ce nouveau procédé et le premier, consistent: 1° à déterminer la proportion d'ozone contenu dans le mélange, non plus par une analyse à l'iodure de potassium, mais par l'augmentation de volume que l'on obtient en détruisant par la chaleur l'ozone renfermé dans l'un des ballons; 2° à employer des ballons à long col gradué qui permettent de mesurer les variations de volume sans changement de pression.

La préparation de l'oxygène chargé d'ozone se faisait

soit par l'électrolyse<sup>1</sup>, soit par l'appareil de Siemens<sup>2</sup>. Dans les deux cas, le gaz était amené par un tube de verre



convenablement recourbé *a a a* (figure ci-contre, demi-grandeur naturelle), dans ce que j'appellerai la cloche de distribution. Cette cloche CCC formée d'un tube de verre de 20<sup>mm</sup> de diamètre environ, fermée à un bout, est renversée sur de l'acide sulfurique concentré placé dans un vase à précipité VVVV.

Pour la sortie du gaz de la cloche C, on dispose un second tube de verre *bbb*, qui, comme le tube *a*, aboutit au haut de la cloche. Le gaz peut ainsi passer, sans perte de pression, du tube *a* au tube *b*. On voit que le rôle de la cloche de distribution est celui d'une pièce de raccord entre les tubes *a* et *b*, pièce dans la construction de laquelle il n'entre ni métaux, ni mastic, ni caoutchouc, mais seulement du verre et de l'acide sulfurique, qui sont sans

<sup>1</sup> Voyez ma Note sur la Production de l'Ozone par l'Électrolyse, *Archives*, 1863, t. XVI, p. 208.

<sup>2</sup> L'oxygène préparé par le chlorate de potasse et le peroxyde de manganèse, se purifiait en passant dans des tubes à potasse caustique et se desséchait sur de l'acide sulfurique avant d'arriver à l'appareil de Siemens, où il était soumis à l'action d'un grand appareil de Ruhmkorff.

action sur l'ozone. Si de la cloche de distribution on désire faire passer le gaz, simultanément ou successivement, dans deux appareils différents, il faut amener au haut de la cloche C un troisième tube semblable au tube *b* : le gaz amené par le tube *a* pourra alors s'échapper par ces tubes de sortie. Dans ce cas, la cloche de distribution joue le rôle d'une pièce de raccord en forme de T. C'est cette dernière disposition que l'on a employée dans les expériences dont nous rendons compte actuellement.

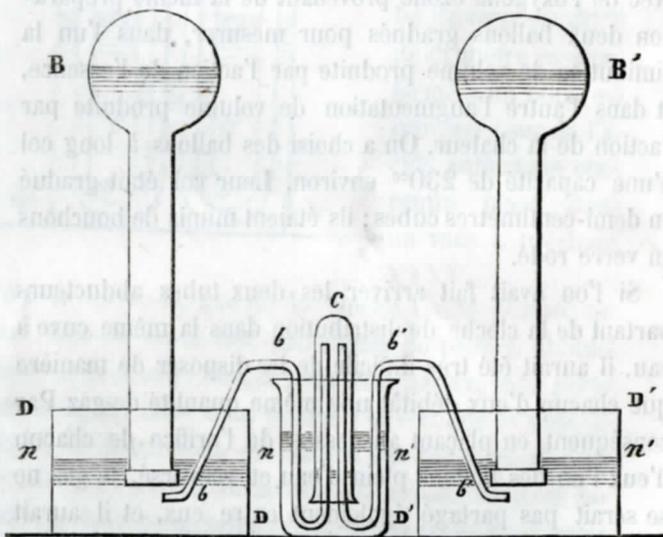
On devait, comme nous l'avons vu plus haut, remplir avec de l'oxygène ozoné provenant de la même préparation deux ballons gradués pour mesurer, dans l'un la diminution de volume produite par l'action de l'essence, et dans l'autre l'augmentation de volume produite par l'action de la chaleur. On a choisi des ballons à long col d'une capacité de 230<sup>cc</sup> environ. Leur col était gradué en demi-centimètres cubes ; ils étaient munis de bouchons en verre rodé.

Si l'on avait fait arriver les deux tubes abducteurs partant de la cloche de distribution dans la même cuve à eau, il aurait été très-difficile de les disposer de manière que chacun d'eux débitât une même quantité de gaz. Par conséquent, en plaçant au-dessus de l'orifice de chacun d'eux l'un des ballons plein d'eau et renversé, le gaz ne se serait pas partagé également entre eux, et il aurait fallu faire durer le dégagement d'un côté plus que de l'autre pour arriver à remplir les deux ballons. Or, comme la proportion d'ozone dont est chargé l'oxygène est loin d'être constante pendant toute la durée de la préparation, il eût été à craindre que les deux ballons ne contiennent des quantités d'ozone différentes.

Mais on parvient facilement, comme on va le voir, à

diviser le gaz en deux parties égales au fur et à mesure de sa production, en employant deux cuves à eau de même dimension et en plaçant l'un des ballons sur chacune d'elles.

Le gaz est donc amené dans la cloche de distribution C (figure ci-dessous,  $\frac{1}{5}$  environ de grandeur naturelle), qui est munie des deux tubes de sortie *bb* et *b'b'*, convenablement recourbés et venant plonger, l'un dans la cuve à eau DD, l'autre dans la cuve D'D'. Le tube d'introduction du gaz dans la cloche n'est pas représenté dans la figure.



Les cuves sont formées de simples vases cylindriques en verre, contenant de l'eau distillée jusqu'au niveau *mm*, *n'n'*. On dispose d'abord les tubes *b* et *b'* de manière que le gaz ait à surmonter sensiblement la même pression pour se dégager par chacun d'eux, c'est-à-dire que l'orifice des deux tubes doit se trouver à la même profondeur au-

dessous du niveau de l'eau. — Cela étant, après avoir laissé dégager, sans la recueillir, une certaine quantité de gaz pour chasser l'air de l'appareil, on en arrête pour un moment la production, on remplit d'eau distillée les deux ballons B et B', on les renverse sur les vases D et D' et on les place, soutenus par des supports, au-dessus de l'orifice des tubes *b* et *b'* de manière à recueillir le gaz dont on fait recommencer le dégagement.

Il est facile de comprendre que si les deux vases D et D' ont exactement les mêmes dimensions, le gaz se partagera également entre les deux ballons. En effet, supposons qu'à l'origine la pression que le gaz a à surmonter ne soit pas rigoureusement la même pour les deux tubes abducteurs, les premières bulles gazeuses se dégageront par l'un des tubes seulement, par exemple par le tube *b* et pénétreront dans le ballon B; mais l'eau déplacée fera monter rapidement le niveau dans la cuve D, jusqu'à ce que la pression qui s'oppose à la sortie du tube *b* soit égale à celle du tube *b'*. A partir de ce moment le gaz se partagera également entre les deux ballons, parce que le niveau de l'eau s'élèvera également dans les deux vases D et D' si, du moins, leurs sections sont égales<sup>1</sup>.

<sup>1</sup> Il n'est pas très-facile de trouver des vases ayant rigoureusement la même section; mais on peut aisément y remédier: si les sections sont approximativement les mêmes, on achèvera de les égaliser en plaçant verticalement dans le plus grand des deux vases une tige de verre de grosseur convenable.

Si l'on trouve que la pression que le gaz doit surmonter devient trop considérable par suite de l'élévation du niveau de l'eau dans les deux cuves, on enlève avec une pipette graduée des quantités égales d'eau de chacune d'elles.

Dans certains cas, on peut avoir à diviser le gaz autrement que par moitié; par exemple, on peut avoir à remplir deux ballons, dont l'un ait une capacité double de l'autre: on arrivera à effectuer le

On arrête le dégagement lorsque les ballons sont remplis jusqu'à la moitié du col environ. On les bouche alors et on les transporte tous deux sur une autre cuve à eau formée d'un grand vase cylindrique, en cristal bien transparent, et dont la profondeur doit être notablement plus grande que la longueur du col des ballons.

On débouche les ballons et on les fixe à des supports, de manière que le niveau auquel affleure le gaz dans le col gradué des ballons, soit un peu au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve; on place un thermomètre sensible entre les deux ballons, on s'assure qu'ils ne sont pas mouillés extérieurement, et, au besoin, on les sèche avec du papier à filtrer. Puis on place une vitre devant les ballons, de manière à pouvoir observer les points d'affleurement du gaz et le thermomètre, sans que la proximité de l'observateur influe sur la température. On laisse les ballons en place jusqu'à ce que le volume du gaz soit parfaitement stationnaire, en ayant soin de maintenir constante la température de la salle où l'on opère<sup>1</sup>. On rectifie alors la position des ballons, et, en élevant plus ou moins les supports, on les place de manière que le point où le gaz affleure dans le col de chaque ballon, soit à 1

partage dans cette proportion, en prenant pour cuves à eau des vases dont les sections soient dans le rapport de 2 à 1, et en plaçant le grand ballon sur le grand vase, et le petit ballon sur le petit vase.

J'ignore si ce procédé de division d'un courant de gaz en diverses proportions a été employé par d'autres que moi; je l'ai décrit avec quelque détail parce que je l'ai trouvé très-commode et qu'il peut servir dans plusieurs cas.

<sup>1</sup> Ces expériences ont été faites en hiver dans une grande salle chauffée par un calorifère à air chaud, et facile à aérer soit par les fenêtres, soit par des canaux de ventilation; en ouvrant convenablement les registres du calorifère et de ces canaux, on pouvait facilement maintenir constante la température de la salle.

ou 2 millimètres au-dessous du niveau de l'eau dans la cuve, c'est-à-dire que le gaz soit sensiblement à la pression de l'atmosphère. Cela fait, on mesure les volumes occupés par le gaz, et l'on note la hauteur du baromètre.

Après avoir ainsi déterminé le volume initial des quantités de gaz sur lesquelles on opère, il s'agit de traiter l'un des ballons par la chaleur, et l'autre par l'essence.

La décomposition de l'ozone par la chaleur se fait en introduisant dans le ballon que nous appellerons le premier une spirale de platine que l'on fait rougir par un courant électrique<sup>1</sup>.

Le traitement à l'essence se fait en remplissant de ce liquide un petit tube de verre fermé à un bout; on bouche ce tube avec le doigt et on l'introduit, sous l'eau, dans le col du second ballon. Si l'on opère avec l'essence de térébenthine qui est plus légère que l'eau, en renversant le petit tube, l'essence s'élève dans le col du ballon. Si l'on emploie l'essence de cannelle, qui est plus lourde que l'eau, il faut introduire le tube qui la contient dans le col du ballon et l'y laisser. Dans les deux cas, on bouche le ballon, on l'enlève du support et on l'agite fortement, de manière que l'absorption de l'ozone soit complète.

On replace ensuite les deux ballons dans leur position primitive sur la cuve à eau, et on les laisse bien reprendre la température ambiante qui doit être rigoureusement la

<sup>1</sup> J'ai suivi pour cette opération le procédé que j'ai décrit dans ma Note sur les Relations volumétriques de l'Ozone, *loc. cit.*, p. 74. Seulement, dans ce cas-ci, comme le col du ballon était plus long, les tubes de verre soutenant la spirale devaient aussi être plus longs, et il n'était pas nécessaire d'adapter une allonge. Après avoir enlevé la spirale, on bouchait le ballon et on l'agitait avec l'eau contenue dans son col pour humecter les parois et remettre le gaz dans les mêmes conditions que lors de la mesure du volume initial.

même que lors de la mesure du volume initial. Il faut au moins un quart d'heure d'attente avant que l'équilibre soit établi, car le ballon où l'on détruit l'ozone par la spirale rougie s'échauffe passablement pendant cette opération. On effectue ensuite la mesure des volumes exactement de la même manière que la première fois.

L'augmentation de volume du gaz par la chaleur est donnée directement par la différence des deux mesures pour le premier ballon (corrigée, s'il y a lieu pour la variation du baromètre). Quant au volume absorbé par l'essence donné par la différence des deux mesures dans le second ballon, il faut lui faire subir une correction pour l'effet que l'essence peut exercer par capillarité ou par tension de vapeur sur le volume apparent du gaz.

Pour trouver la valeur de cette correction, on répète sur le premier ballon, qui ne contient plus que de l'oxygène, l'opération que l'on a fait subir au second ballon, c'est-à-dire qu'on y introduit de l'essence avec laquelle on agite le gaz. On observe finalement la petite variation de volume que ce traitement fait subir au gaz; cette variation donne évidemment la correction cherchée, qui est toujours très-petite.

Les résultats que j'ai obtenus par cette méthode sont consignés dans le tableau ci-dessous, qui est disposé comme celui de la page 9.

Corps absorbant.	Diminution de volume par l'essence.	AUGMENTATION DE VOLUME PAR LA CHALEUR.		
		Calculée.	Observée.	Différence.
<i>Ozone préparé par l'électrolyse.</i>				
Essence de térébenthine	6,8	3,40	3,77	+0,37
» »	5,7	2,85	3,20	+0,35
» cannelle....	5,8	2,90	3,14	+0,24
» térébenthine	6,0	3,00	3,32	+0,32
» »	6,7	3,35	3,30	-0,05
» cannelle....	6,9	3,45	3,45	0,00
» »	5,7	2,85	2,72	-0,13
<i>Ozone préparé par l'appareil Siemens.</i>				
Essence de cannelle ...	3,3	1,65	1,85	+0,20
» »	7,65	3,575	3,30	-0,275
» »	6,1	3,05	2,90	-0,150

On voit que l'augmentation de volume observée lors de la destruction de l'ozone par la chaleur s'écarte toujours très-peu de la moitié de la diminution de volume due à l'absorption par l'essence : les différences ne dépassent pas les limites des erreurs d'observation.

*La densité de l'ozone, d'après ces expériences, est donc une fois et demie celle de l'oxygène.*

Toutefois ce chiffre pourrait laisser quelque doute, parce qu'il est déduit de variations de volume assez petites, mesurées sur l'eau, et qu'en outre la réaction qui se passe au contact de l'ozone et des essences n'est pas bien connue<sup>1</sup>. Il m'a donc paru nécessaire de contrôler

<sup>1</sup> Lorsqu'on fait dégager de l'oxygène chargé d'ozone dans une cuve à eau recouverte d'une couche d'essence de térébenthine, il se forme des pellicules blanches à la surface. Si l'on fait passer pendant longtemps un courant d'oxygène ozoné au travers d'une petite quantité de cette essence, contenue dans une ampoule de verre, le liquide s'é-

cette détermination par une méthode complètement différente, comme on va le voir.

## II. Méthode de diffusion.

La vitesse de *diffusion* des gaz dépend de leur densité. Les travaux de M. Graham<sup>1</sup> et de M. Bunsen<sup>2</sup> ont fait connaître les lois de ce phénomène étudié dans diverses conditions. Si donc l'on arrive à comparer la diffusion de l'ozone avec celles d'autres gaz de densité connue, on pourra déduire la densité de l'ozone de cette comparaison.

J'ai commencé par essayer d'appliquer à de l'oxygène chargé d'ozone, le procédé auquel M. Graham a donné le nom d'*atmolyse* dans son Mémoire sur la Mobilité moléculaire des Gaz<sup>3</sup>. Ce procédé consiste, comme on sait, à faire passer un mélange de deux gaz d'inégales densités au travers d'un tube poreux étroit, tel qu'un long tuyau de pipe hollandaise, placé dans l'axe d'un large tube de verre, en faisant le vide dans l'espace annulaire compris entre le tube de verre et le tuyau de pipe. Dans ces conditions celui des deux gaz qui a la moindre densité se diffuse au travers des parois du tube poreux plus rapidement que le gaz de plus grande densité, et la proportion du gaz le plus dense se trouve augmentée dans le mélange des deux gaz par son passage au travers du tube atmolyseur.

paissit. En chauffant ensuite cette essence épaissie, il s'en dégage, non pas de l'ozone, mais un gaz combustible qui m'a paru être de l'oxyde de carbone.

<sup>1</sup> Voyez divers volumes des *Philosophical Transactions* et du *Philosophical Magazine*.

<sup>2</sup> *Gazometrische Methoden*, p. 209.

<sup>3</sup> *Philosophical Magazine*, décembre 1863. — *Archives*, 1864, t. XIX, p. 288.

J'avais espéré parvenir par ce procédé à concentrer l'ozone, et à obtenir quelque indication sur sa densité d'après la rapidité de cette concentration comparée à celle d'autres gaz. Malheureusement le simple passage de l'ozone au travers d'un tube poreux en détruit une proportion considérable, effet qui compense celui de l'atmolyse.

Dans l'appareil que j'ai employé, en faisant passer l'oxygène chargé d'ozone dans le tube atmolyseur, d'abord sans faire le vide, puis en faisant le vide autour du tube poreux, en disposant l'expérience de manière que dans les deux cas le gaz restât pendant le même temps en contact avec le tube poreux, on obtient un gaz plus riche en ozone dans le second cas que dans le premier. C'est là une confirmation du fait déjà connu que la densité de l'ozone est plus grande que celle de l'oxygène. Mais la richesse du gaz en ozone n'est pas plus grande que celle du gaz recueilli directement sans qu'il ait passé par le tube atmolyseur.

Ce résultat m'a fait renoncer à l'emploi de diaphragmes poreux et m'a porté à étudier plutôt la diffusion libre de l'ozone en la comparant à celle d'autres gaz de densité connue.

Les recherches de M. Graham<sup>1</sup> conduisent à admettre que, lorsque la diffusion s'opère par une ouverture libre sans interposition d'un diaphragme poreux, la vitesse de diffusion est exactement en raison inverse de la racine carrée de la densité des gaz sur lesquels on opère.

Supposons que l'on ait deux vases superposés, de capacité égale, séparés par une paroi percée d'un simple trou qu'on puisse ouvrir ou fermer à volonté; supposons

<sup>1</sup> *Ibidem*.

qu'à l'origine le vase supérieur soit rempli d'oxygène pur et que le vase inférieur contienne un mélange d'oxygène et d'un autre gaz plus dense, que nous appellerons A. Il est clair que si la communication est établie entre les deux vases, le gaz A se diffusera au travers de l'ouverture, et qu'au bout d'un certain temps il s'en sera introduit dans le vase supérieur une quantité que l'on pourra mesurer. On peut prévoir (et l'on verra que cette prévision a été confirmée par l'expérience) que le rapport de la quantité  $v$  du gaz A qui aura pénétré dans le vase supérieur, à la quantité  $V$  du gaz A, mélangée à l'origine avec l'oxygène dans le vase inférieur sera toujours le même quel que soit  $V$ , pourvu que la durée  $t$  de la diffusion reste la même et que l'appareil n'ait pas été modifié<sup>4</sup>.

<sup>4</sup> En effet, soit  $V$  la quantité du gaz A introduite avec l'oxygène dans le vase inférieur, soit  $v$  la quantité de ce gaz A qui est parvenue dans le vase supérieur au bout du temps  $t$ ; soit  $d$  la densité de ce gaz A; soit  $a$  un coefficient constant, dont la valeur dépend de la forme de l'appareil et particulièrement de la dimension de l'ouverture qui réunit les deux vases: on peut admettre que la quantité  $\Delta v$  du gaz A qui passe du vase inférieur dans le vase supérieur dans un instant très-court  $\Delta t$  est directement proportionnelle à  $a$ , inversement proportionnelle à  $\sqrt{d}$ , et directement proportionnelle à la différence des quantités du gaz A contenues dans le vase inférieur et dans le vase supérieur au commencement de cet instant. Or, à cet instant, la quantité du gaz A qui reste dans le vase inférieur sera  $V-v$ , et la différence de cette dernière quantité et de  $v$  sera  $V-2v$ . On aura donc:

$$\Delta v = \frac{a}{\sqrt{d}} (V-2v) \Delta t. \quad (1)$$

Au commencement de l'expérience,  $v=0$ ; par conséquent, la quantité du gaz A qui passe dans le premier instant  $\Delta t$ , et que nous désignerons par  $v_1$ , sera:

$$v_1 = \frac{a}{\sqrt{d}} V \Delta t. \quad (2)$$

A la fin du second instant, la quantité du gaz A qui aura pénétré

Maintenant, après avoir déterminé par l'expérience la valeur de ce rapport pour le gaz A, opérons sur un autre gaz que nous appellerons B. Soit  $v'$  la quantité du gaz B qui a pénétré dans le vase supérieur au bout du même temps  $t$ , et  $V$  la quantité initiale du gaz mélangé à l'oxygène dans le vase inférieur: le rapport  $\frac{v'}{V}$  sera aussi constant quel que soit  $V$ ; il sera plus grand que le rapport  $\frac{v}{V}$  si la quantité  $v$  du gaz A qui aura pénétré dans le vase supérieur, et que nous désignerons par  $v_2$ , sera, comme il est facile de le voir:

$$v_2 = v_1 + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right).$$

Au bout du troisième instant, la quantité  $v_3$  du gaz A contenue dans le vase supérieur sera:

$$v_3 = v_1 + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right) + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^2;$$

et au bout du  $n^{\text{me}}$  instant:

$$v_n = v_1 + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right) + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^2 + \dots + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^{n-1}. \quad (3)$$

En faisant la somme des termes de cette progression géométrique, on aura:

$$v_n = \frac{v_1 \left[ \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^n - 1 \right]}{\left(1 - \frac{2v_1}{V}\right) - 1} = \frac{v_1}{2} \left[ 1 - \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^n \right].$$

Remplaçons  $v_1$  par sa valeur donnée dans la formule (1), on aura

$$v_n = \frac{V}{2} \left[ 1 - \left(1 - \frac{a}{\sqrt{d}} \Delta t\right)^n \right]. \quad (4)$$

Cette quantité  $v_n$  du gaz A qui a pénétré dans le vase supérieur au bout d'un certain temps  $t = n \Delta t$ , est donc proportionnelle à  $V$ ; donc  $\frac{v}{V}$  est bien constant, quelle que soit la valeur de  $V$ , et ne dépend que de la durée de l'expérience, du coefficient  $a$  et de la densité du gaz A.

densité  $d'$  du gaz B est plus faible que la densité  $d$  du gaz A, et *vice versa*.

Si l'expérience durait un temps très-court le rapport de ces rapports, soit  $\frac{\left(\frac{v}{V}\right)}{\left(\frac{v'}{V}\right)}$  serait exactement inverse du rapport des racines carrées des densités des gaz A et B<sup>1</sup>.

En pratique, il faut laisser la diffusion s'opérer pendant un temps notable, afin que la quantité du gaz diffusée soit assez considérable pour être susceptible d'une mesure précise. Mais si ce temps n'est pas trop long, le rapport  $\frac{\left(\frac{v}{V}\right)}{\left(\frac{v'}{V}\right)}$  trouvé ne s'écartera pas beaucoup du rapport  $\frac{\sqrt{d'}}{\sqrt{d}}$ ; il sera seulement un peu plus voisin de l'unité<sup>2</sup>.

<sup>1</sup> En effet, en conservant les mêmes désignations que précédemment, on aurait d'après l'équation (2)

$$v = v_1 = \frac{a}{\sqrt{d}} V \Delta t,$$

et de même

$$v' = v'_1 = \frac{a}{\sqrt{d'}} V \Delta t,$$

car le coefficient  $a$  n'a pas changé puisqu'on emploie le même appareil. De là

$$\frac{\left(\frac{v'}{V}\right)}{\left(\frac{v}{V}\right)} = \frac{\frac{a}{\sqrt{d'}} \Delta t}{\frac{a}{\sqrt{d}} \Delta t} = \frac{\sqrt{d'}}{\sqrt{d}}.$$

<sup>2</sup> La formule (3) de la note de la page 21 nous donne en effet:

$$v_n = v_1 + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right) + \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^2 + \dots + v_1 \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)^{n-1}.$$

Or, pour des valeurs croissantes de  $n$ , c'est-à-dire pour des temps de plus en plus longs, la somme des termes de cette progression

Je ne pense pas que, dans le cas qui nous occupe, tout au moins, il y ait de l'intérêt à aller plus loin et à chercher à déduire de la loi de Graham une formule permettant de calculer la densité d'un gaz tel que l'ozone, d'après sa diffusion comparée avec celle d'un autre gaz de densité plus forte, par exemple, tel que le chlore. On sait que la proportion d'ozone dont on peut charger l'oxygène est toujours faible. On doit donc opérer sur de petites quantités absolues, et les expériences sont trop délicates pour que les erreurs d'observation et la difficulté de construire un appareil réalisant absolument les conditions théoriques que nous avons énumérées, n'ébranlent pas la confiance que l'on pourrait accorder à ce calcul, qui du reste tiendrait difficilement compte de toutes les circonstances du phénomène<sup>1</sup>. On obtiendra un résultat d'une valeur bien plus grande en répétant l'expérience avec un troisième gaz de densité connue et plus faible que celle que l'on veut déterminer, et cette méthode de tâtonnement sera suffisante pour le but que l'on se propose. Il ne s'agit pas en effet de déterminer la densité de l'ozone avec une exactitude absolue: la question consiste à savoir

géométrique décroissante s'approchera de plus en plus de la valeur

$$\frac{v_1}{1 - \left(1 - \frac{2v_1}{V}\right)} = \frac{V}{2}.$$

On trouverait de même que  $v'$  tend vers la même valeur  $\frac{V}{2}$ ; par

conséquent, le rapport  $\frac{\left(\frac{v}{V}\right)}{\left(\frac{v'}{V}\right)}$  s'approche de plus en plus de l'unité à mesure que le temps croît.

<sup>1</sup> Le calcul pourrait se faire de la manière suivante. Nous avons vu dans la note de la page 20, formule (1) que, dans un instant très-

si elle est une fois et demie, deux fois ou trois fois celle de l'oxygène.

court, la quantité  $\Delta v$  de gaz qui passe du vase inférieur au vase supérieur est exprimée par  $\frac{a}{\sqrt{d}} (V - 2v) \Delta t$ ; en faisant  $\Delta t$  infiniment petit, cette expression deviendra

$$dv = \frac{a}{\sqrt{d}} (V - 2v) dt;$$

d'où

$$\frac{dv}{V - 2v} = \frac{a}{\sqrt{d}} dt,$$

En prenant les intégrales définies de 0 à  $v$  et de 0 à  $t$ , on aura

$$\int_0^v \frac{dv}{V - 2v} = \int_0^t \frac{a}{\sqrt{d}} dt,$$

et en effectuant le calcul

$$\frac{1}{2} l V - \frac{1}{2} l (V - 2v) = \frac{a}{\sqrt{d}} t. \quad (5)$$

En déterminant par l'expérience la valeur de  $v$  au bout d'un temps  $t$ , pour un gaz de densité connue, dont on aurait introduit une quantité  $V$  à l'origine, on pourrait, au moyen de l'équation ci-dessus, trouver la valeur du coefficient  $a$ . Cela fait, en répétant l'expérience sur le gaz dont on cherche la densité, on parviendrait à cette détermination en remplaçant  $a$  par sa valeur dans l'équation (5) et en y introduisant les valeurs de  $v$  et de  $V$  déduites de cette nouvelle expérience.

Mais, sans parler des erreurs d'observation, on peut faire les remarques suivantes :

1° Au commencement de l'expérience, le gaz mélangé à l'oxygène est uniformément réparti dans tout le vase inférieur; le vase supérieur ne contient que de l'oxygène; le contenu de chaque vase est donc homogène. Mais cette homogénéité ne peut pas persister pendant l'expérience. Évidemment, quand la diffusion s'effectue, les couches supérieures du vase inférieur qui sont près de l'ouverture contiennent une moindre proportion du gaz sur lequel on opère que les couches inférieures; de même les couches inférieures du vase supérieur en contiennent une plus forte proportion que les couches supérieures. Je ne pense pas que ce fait infirme les conclusions des notes précédentes; mais il est difficile de dire quelle influence il peut

Le dosage du chlore pouvant se faire avec beaucoup de précision, identiquement par la même méthode que le dosage de l'ozone, j'ai choisi d'abord le premier de ces gaz, comme terme de comparaison.

La construction d'un appareil permettant de réaliser les expériences que nous venons d'indiquer, présente quelques difficultés. On ne peut manier l'ozone et le chlore ni sur le mercure ni sur l'eau: il faut employer l'acide sulfurique concentré qui n'exerce pas d'action sensible sur ces gaz. D'autre part, les substances organiques et les métaux sont attaqués par l'ozone et le chlore: toutes les parties des vases qui sont mises en contact avec les gaz doivent donc être formées de verre.

L'appareil dont je me suis servi<sup>4</sup> est représenté dans la planche I, fig. 1.

avoir sur la valeur du coefficient  $a$ , et si ce coefficient, sauf dans le premier instant, est bien le même quel que soit le gaz que l'on étudie.

2° En même temps que le gaz sur lequel on opère se diffuse, il y a aussi une diffusion de l'oxygène qui est en plus grande quantité dans le vase supérieur que dans le vase inférieur. Si la diffusion de l'oxygène était égale à celle du gaz, elle ne modifierait en rien la marche du phénomène; mais ce n'est pas le cas, parce que l'oxygène est le moins dense des deux gaz. Il doit donc se faire un peu le vide dans le vase supérieur, et se produire une aspiration du gaz contenu dans le vase inférieur, dont une petite quantité entre ainsi par *effusion* dans le vase supérieur.

Il serait très-difficile de trouver, par le calcul, l'effet produit à cause de la non-homogénéité que nous avons signalée ci-dessus. L'expérience, comme on le verra plus bas, montre que cette influence n'altère pas sensiblement la constance du rapport  $\frac{v}{V}$ ; mais elle doit varier avec le gaz sur lequel on opère.

Je pense donc que l'on aurait tort de se servir de l'équation (5) pour le calcul de la densité.

<sup>4</sup> Il a été construit avec beaucoup de précision dans les ateliers de la Société genevoise pour la construction d'instruments de physique.

Les différentes pièces qui le composent s'adaptent à un fort support en fer SS reposant sur un pied en fonte.

Les deux vases, pareils l'un à l'autre, entre lesquels la diffusion doit s'opérer sont représentés en V et V' dans la figure 1. La figure 2, pl. II, reproduit, plus en grand, l'un de ces vases V séparé du reste de l'appareil (les parties figurées en lignes pointées se rapportant à la disposition destinée à l'analyse du gaz, dont il sera question plus bas). Chaque vase est formé d'un cylindre en verre de 40<sup>mm</sup> de diamètre intérieur environ. Ces deux cylindres ont été coupés sur un même tube, et leurs ouvertures soigneusement rodées perpendiculairement à l'axe du cylindre, de manière que leur capacité fût sensiblement égale<sup>2</sup> (250 centimètres cubes environ). L'un de ces tubes est supporté par le bras B, l'autre par le bras B'; ces deux bras de laiton, mobiles sur l'arbre du support auquel ils se fixent par les vis de pression *p* et *p'*, portent chacun un anneau à charnière, dans lequel s'engage l'un des tubes, V ou V'; trois vis de pression *q*, *q* et *q'*, *q'* fixent ces vases dans une position convenable. Les anneaux pouvant s'ouvrir à volonté, il est facile de placer ou d'enlever les vases V et V'.

Les deux tubes V et V' sont fermés par des obturateurs formés de plaques de verre parfaitement planes, *o*, *o'*, *o''*, *o'''*, percées de trous divers, comme nous le verrons plus bas. Chaque obturateur est maintenu dans sa position au moyen d'une pièce spéciale destinée à l'appliquer contre l'ouverture du tube, sans empêcher un mouvement de glissement latéral. Ces quatre pièces, presque semblables, sont représentées en *m*, *m'*, *m''* et *m'''*

<sup>1</sup> Le tube dans lequel ces cylindres ont été pris étant un peu conique, leur longueur n'est pas la même.

dans la fig. 1, pl. I; deux d'entre elles se retrouvent plus en grand dans la fig. 2, pl. II; enfin, la figure 3 donne le plan de l'une d'elles. Elles se composent d'une douille en laiton s'adaptant au tube de verre à l'aide d'une vis *r*. Cette douille porte quatre bras ou fourchettes *f*, *f*, dont chacune porte deux trous par lesquels passe à frottement doux une tige verticale *tb*, *tb* terminée par un bouton *b*, du côté de l'ouverture du tube de diffusion. Du côté opposé, les têtes de ces quatre tiges sont réunies par un cadre en laiton mobile avec elles. De petits ressorts à boudin tendent à les ramener du côté opposé à l'ouverture du tube. Pour placer l'obturateur, on appuie sur le cadre de manière à faire céder les ressorts et à faire avancer les tiges du côté de l'ouverture du tube; puis on glisse l'obturateur dont la largeur est égale à l'écartement des tiges prises deux à deux, de manière que les boutons l'appliquent contre l'ouverture du tube, quand en cessant d'appuyer sur le cadre, les tiges sont ramenées en arrière par les ressorts qui les commandent. On comprendra le jeu de ces pièces par l'inspection de la figure 2, dans laquelle on voit l'obturateur supérieur *o'* dans le sens de sa longueur, et l'obturateur inférieur *o* dans le sens de sa largeur.

Les tiges et les boutons correspondant à l'obturateur inférieur de chaque vase sont en platine, parce que, comme on le verra plus bas, ils doivent être mis en contact avec de l'acide sulfurique. Les tiges des obturateurs supérieurs sont en laiton.

L'obturateur inférieur *o* du vase inférieur V est représenté en plan dans la figure 4; il est formé d'une plaque rectangulaire de verre de 3<sup>mm</sup>,5 d'épaisseur, de 140<sup>mm</sup> de longueur et de 57 de largeur. Dans cette plaque, près

de l'une de ses extrémités, est percé un trou circulaire  $a$ ,  $a$  du même diamètre que le tube V. Lorsqu'en faisant glisser l'obturateur, on amène sa partie pleine devant l'ouverture du tube, celui-ci est fermé; si on amène le trou circulaire en coïncidence avec l'ouverture, le tube est complètement ouvert.

L'obturateur supérieur  $o'$  du vase inférieur V est représenté dans la figure 5; il est formé d'une plaque de verre de 7<sup>mm</sup> d'épaisseur, de 140 de longueur et de 57 de largeur. Il est percé de deux trous: l'un d'eux  $c$  est conique et a 9<sup>mm</sup> de diamètre dans sa plus grande largeur, et 8 dans sa partie la plus étroite. Nous indiquons plus loin l'usage auquel il est destiné. L'autre trou  $d$  est cylindrique et a 10<sup>mm</sup>,5 de diamètre. On peut, en faisant glisser l'obturateur entre les quatre tiges qui le maintiennent, ou fermer complètement l'ouverture, ou amener le trou  $d$  de manière qu'il coïncide avec l'axe du vase V, ou amener le trou conique  $c$  de manière qu'il communique avec l'intérieur du vase.

L'obturateur inférieur  $o''$  du vase supérieur V' est représenté dans la figure 6; il a 3<sup>mm</sup>,5 d'épaisseur, 111<sup>mm</sup> de longueur et 57 de largeur. Il est percé d'un seul trou  $e$  à 5<sup>mm</sup>,5 de diamètre. Suivant la position de cet obturateur, on peut fermer complètement l'ouverture, ou amener le trou  $e$  dans l'axe du tube V'.

Enfin, l'obturateur supérieur  $o'''$  du vase supérieur est représenté dans la figure 7; il a 7<sup>mm</sup> d'épaisseur, 107 de longueur et 57 de largeur. Il est percé d'un seul trou conique  $c'$  tout semblable au trou  $c$  de l'obturateur  $o'$ . On peut à volonté placer l'obturateur de manière à fermer l'ouverture, ou à établir le trou en communication avec l'intérieur du tube V'.

Ces quatre obturateurs sont formés de plaques de verre parfaitement planes, et quand on les lubrifie avec une goutte d'acide sulfurique, qui facilite leur glissement, ils ferment hermétiquement les vases à diffusion, sans permettre aucune fuite de gaz, tant que la pression de l'intérieur à l'extérieur ne dépasse pas certaines limites qui ne sont jamais atteintes dans les expériences. On s'en est assuré par plusieurs essais directs.

Comme nous venons de le dire, les obturateurs supérieurs des deux vases sont formés de plaques de verre épaisses, percées chacune d'un trou conique. Dans ces trous on peut engager l'extrémité, conique également et soigneusement rodée, de tubes de verre, qui servent à faire sortir les gaz, particulièrement pour l'analyse. Ces tubes de verre, dont l'un  $\alpha$ ,  $\alpha$ ,  $\alpha$  est représenté en lignes ponctuées dans la figure 2, se placent seulement quand on en a besoin. Une goutte d'acide sulfurique humectant leur extrémité conique rend le joint hermétique. L'épaisseur de l'obturateur est assez grande pour que le tube tienne en place sans qu'il dépasse du côté du vase, en sorte qu'il ne gêne pas le mouvement de glissement de l'obturateur.

Un troisième cylindre de verre C (fig. 1, pl. I) d'un décimètre de longueur, coupé dans le même tube dont on a déjà pris les vases V et V', est placé au-dessous d'eux. Il est engagé dans l'anneau qui termine le bras de fonte D fixé lui-même à l'arbre du support par la vis de pression  $l$ . Six autres vis de pression  $s$ ,  $s$ ,  $s$ , trois supérieures et trois inférieures, servent à fixer le tube dans l'anneau en le maintenant dans une position verticale. L'ouverture supérieure de ce tube est rodée avec soin, de manière à pouvoir être exactement fermée par l'obturateur  $o$  du vase V. L'ouverture inférieure plonge dans une cuve à acide

sulfurique, formée d'une grande éprouvette en verre E E présentant un large évasement à sa partie supérieure<sup>1</sup>.

Après avoir décrit les diverses pièces dont l'appareil est composé, nous avons à indiquer la marche suivie dans les expériences.

On dispose en premier lieu le support de manière qu'il soit bien vertical, les vases V et V' n'étant pas en place. On ajuste le cylindre C de manière que le plan de son ouverture supérieure soit parfaitement horizontal.

Après qu'on y est parvenu, la première chose à faire, c'est de remplir d'oxygène le vase supérieur V'. Pour cela, on le fixe au bras B immédiatement au-dessus du cylindre C, à la place où le vase V se trouve dans la figure 1; on place l'obturateur inférieur *o''* de manière que le trou *e* établisse la communication entre le vase V' et le cylindre C; l'obturateur supérieur est aussi placé dans une position telle que le trou *c'* établisse la communication de l'intérieur du vase avec l'extérieur. On fait alors passer un courant d'oxygène amené dans le cylindre C par un tube abducteur, sous l'acide sulfurique de l'éprouvette E. Cet oxygène, préparé par le chlorate de potasse et le peroxyde de manganèse, est fourni par un gazomètre, et avant d'arriver à l'appareil, il passe par un flacon laveur contenant une dissolution de potasse caustique, puis par un tube en U rempli de ponce im-

<sup>1</sup> La forme de cette éprouvette et celle du bras de fonte D ne sont pas justifiées dans la disposition de l'appareil que je viens de décrire. Je les avais adoptées dans une précédente disposition et pour des expériences faites d'après une méthode différente que je ne relate pas, parce qu'elle ne m'a pas donné de résultats suffisamment précis.

bibée de potasse; enfin, il se dessèche dans un long tube à acide sulfurique concentré. Quand le dégagement s'est produit pendant un temps suffisant pour que tout l'air soit chassé du vase V', on ferme rapidement, d'abord l'obturateur inférieur, puis l'obturateur supérieur, et le vase se trouve rempli d'oxygène pur à la pression de l'atmosphère. Pendant le dégagement d'oxygène, on a eu soin d'amener la salle à la température T (16°,3 C.), à laquelle toutes les expériences doivent être faites.

On enlève ensuite le vase V' du bras B; on l'adapte au bras B' que l'on a fixé au haut du support, et l'on passe à l'introduction dans le vase V, du mélange d'oxygène et du gaz sur lequel on veut opérer.

Pour cela, on adapte ce vase au bras B de manière qu'il s'ajuste bien sur le cylindre C. Le trou de l'obturateur inférieur *o* doit être en coïncidence avec l'ouverture du vase et établir ainsi la communication complète entre celui-ci et le cylindre C. L'obturateur supérieur est placé dans une position telle que le trou conique *c* communique avec l'intérieur du vase.

Il s'agit d'abord de remplir ce vase V et le cylindre C d'acide sulfurique. Dans ce but, on place un bout de tube droit dont l'extrémité conique s'ajuste exactement dans le trou *c*, tandis que son autre extrémité est munie d'un robinet en laiton. On met ce robinet en communication avec une pompe aspirante par l'intermédiaire d'un tube en caoutchouc, et en faisant doucement fonctionner la pompe, on aspire l'air contenu dans l'appareil: l'acide sulfurique monte de l'éprouvette E dans le cylindre C et le vase V, et quand, après les avoir complètement remplis, il arrive dans le tube ajusté dans le trou conique de l'obturateur, on ferme le robinet de ce tube.

Le vase V étant ainsi rempli d'acide sulfurique, il faut y introduire le mélange de gaz et d'oxygène.

Si c'est sur le chlore que l'on veut opérer, on l'introduit avant l'oxygène, au moyen d'une très-petite cloche formée d'un bout de tube de verre fermé à une de ses extrémités et auquel on a soudé un manche en verre. On remplit cette petite cloche avec du chlore fourni par une sorte de petit gazomètre qu'il serait inutile de décrire. Puis on fait passer le gaz qu'elle contient en la renversant sous l'acide sulfurique dans le vase V. Suivant la quantité de chlore que l'on veut faire passer dans ce vase, on répète plus ou moins de fois cette opération ; en tout cas, on n'introduit qu'un petit nombre de centimètres cubes de chlore, car il convient que la proportion de ce gaz mélangée à l'oxygène soit du même ordre que la proportion d'ozone qu'il est possible d'obtenir. Le chlore s'étant rassemblé à la partie supérieure, on achève de remplir le vase V et le cylindre C avec de l'oxygène fourni comme précédemment par le gazomètre. En même temps, on ramène la salle rigoureusement à la température T. On fait ensuite glisser l'obturateur supérieur  $o'$ , de manière à fermer le vase V par en haut ; puis on le ferme par en bas, en faisant glisser l'obturateur inférieur  $o$ . Le vase est ainsi rempli du mélange à la pression atmosphérique et à la température T. On enlève alors le tube de verre ajusté dans le trou conique de l'obturateur supérieur.

S'il s'agit d'introduire de l'oxygène chargé d'ozone au lieu de chlore, après avoir rempli le cylindre C et le vase V d'acide sulfurique comme précédemment, on fait dégager sous le cylindre C de l'oxygène ozoné préparé par l'électrolyse ou par l'appareil de Siemens jusqu'à ce que l'appareil en soit complètement plein. Pour faire varier la

proportion d'ozone, lorsqu'on le produit par l'électrolyse, on fait varier la température à laquelle s'effectue cette préparation : plus la température est basse, plus le mélange est riche en ozone. — On procède, du reste, exactement de la même manière.

Le vase V une fois rempli, on met en place le vase V' déjà plein d'oxygène, en le fixant au bras B' ; on a soin de le disposer de façon que son obturateur inférieur soit en croix avec l'obturateur supérieur du vase V, afin que les boutons des tiges qui les retiennent n'empêchent pas le contact parfait des deux plaques de verre ; une goutte d'acide sulfurique introduite entre elles, facilite leur glissement et remplit tous les interstices.

Cela fait, l'appareil se trouve dans la disposition représentée dans la figure 1, et tout est prêt pour l'expérience de diffusion.

Pour l'effectuer, on fait glisser l'obturateur supérieur  $o'$  du vase V de manière à porter son trou cylindrique  $d$  sur l'axe des vases de diffusion ; puis, à un instant donné que l'on note, on amène rapidement le trou  $e$  de l'obturateur  $o''$  en coïncidence avec celui de l'obturateur  $o'$ . La communication se trouve ainsi établie entre les deux vases<sup>1</sup>. On laisse la diffusion s'effectuer, en maintenant la salle à la température T, pendant 45 minutes, durée qui a paru convenable avec l'appareil employé. Au bout de ce temps, en faisant glisser les deux obturateurs en contact, on interrompt la communication entre les deux vases, et on les ferme complètement.

<sup>1</sup> On comprend qu'il était nécessaire de donner à l'un des obturateurs en contact une ouverture plus grande que celle de l'autre, car si elles avaient eu la même dimension, il eût été très-difficile d'amener entre elles une coïncidence parfaite, et par conséquent d'obtenir une ouverture constante.

Il ne reste plus maintenant qu'à faire l'analyse des gaz contenus dans les vases supérieur et inférieur. Cette opération étant identiquement la même pour chaque vase, il suffira de la décrire pour l'un d'eux.

On enlève du support S le vase avec le bras qui le soutient, et on le fixe au moyen d'un autre support sur une cuve à acide sulfurique formé d'une cuvette de photographe en porcelaine, en plaçant l'obturateur inférieur au-dessous du niveau de l'acide sulfurique qu'elle contient; les tiges qui maintiennent cet obturateur étant en platine, elles ne sont pas attaquées. Le vase V dans cette position est représenté dans la fig. 2, pl. II; la cuvette à acide sulfurique MM étant figurée en lignes ponctuées. On adapte alors dans le trou conique *c* de l'obturateur supérieur le tube recourbé  $\alpha\alpha\alpha$ , dont l'extrémité inférieure plonge dans un vase à précipités NN contenant une dissolution d'iodure de potassium. On fait glisser l'obturateur supérieur de manière à amener le trou conique et l'orifice du tube  $\alpha$ , qui y est engagé en communication avec l'intérieur du vase V, comme on le voit dans la figure 2. Comme l'obturateur inférieur est encore fermé, le gaz se trouve sous la pression de l'atmosphère, et il ne peut s'en échapper pendant ce mouvement. Une fois que le tube  $\alpha$  et l'obturateur sont bien ajustés dans leur position (les points de contact étant lubrifiés avec de l'acide sulfurique), il n'y a pas à craindre de perte de gaz, même si la pression du gaz est un peu plus grande à l'intérieur qu'à l'extérieur. On peut donc ouvrir le vase par en bas: c'est ce que l'on fait en poussant avec une tige de verre sous l'acide sulfurique l'obturateur inférieur, que l'on enlève complètement. Puis, pour chasser le gaz dans le vase N au travers de la dissolution d'iodure de potassium qui doit

absorber le chlore ou l'ozone<sup>1</sup>, on fait passer pendant longtemps un courant d'air amené par un tube abducteur  $\beta\beta$  sous le vase V. Cet air est fourni par un gazomètre où il a été dépouillé par de l'iodure de potassium des traces de chlore ou d'ozone qu'il pourrait contenir<sup>2</sup>.

Quand les vases ont été suffisamment lavés par le courant d'air, il ne reste plus qu'à analyser les dissolutions d'iodure de potassium contenues dans les vases à précipités. C'est ce que l'on a fait par la méthode de Bunsen.

On trouve ainsi les poids d'iode mis en liberté dans l'iodure pour le vase supérieur et pour le vase inférieur, poids que nous désignerons par *u* et *u'*. Il est évident que le rapport que nous avons représenté précédemment par  $\frac{v}{V}$  sera égal à  $\frac{u}{u+u'}$ . S'il s'agit du chlore, dont la densité est connue, on pourra déduire des valeurs *u* et *u'*

<sup>1</sup> On sait que la réaction de ces gaz sur l'iodure de potassium est très-prompte; toutefois, pour être certain d'obtenir une absorption complète, on ne laissait pas les bulles de gaz se dégager simplement à l'orifice du tube  $\alpha$ , mais on engageait cet orifice dans un bout de tube de verre de plus grand diamètre, ouvert à ses deux extrémités, noyé dans la dissolution d'iodure de potassium et placé presque horizontalement dans le vase N. Le gaz, en sortant du tube  $\alpha$ , était obligé, avant de se dégager, de passer bulle à bulle dans ce tube presque horizontal qui n'est pas représenté dans la figure.

<sup>2</sup> Les tiges de platine de l'obturateur inférieur étaient un peu trop courtes pour que l'on pût enfoncer le vase V dans l'acide sulfurique autant qu'il l'aurait fallu afin d'obtenir une pression suffisante pour faire sortir le gaz par le tube  $\alpha$ . Pour y arriver, après avoir enlevé l'obturateur inférieur, on était obligé de dévisser la douille qui porte les quatre tiges à ressort, de relever un peu cette pièce, puis de soulever la cuvette à acide sulfurique, tandis qu'un aide glissait une planchette au-dessous. Cette opération, un peu délicate, nécessitée par un défaut de construction, est la seule qui présente une difficulté réelle dans le maniement de l'appareil; toutefois, il ne m'est arrivé qu'une seule fois de manquer l'expérience en l'exécutant.

les poids ou les volumes des quantités de gaz sur lesquelles on a opéré. S'il s'agit de l'ozone, on saura seulement que ces poids ou volumes sont proportionnels à  $u$  et  $u'$ .

Avant de donner les résultats des expériences, nous dirons quelques mots sur une cause d'erreur que présente cette manière d'opérer. Les trous dont les obturateurs  $o'$  et  $o''$  sont percés contiennent une petite quantité de gaz qui se perd lorsqu'on ferme les vases après la diffusion. Il en résulte que la quantité  $u + u' = V$  trouvée par l'expérience est un peu trop faible, et que, par suite, le rapport de  $\frac{v}{V}$  est un peu trop fort. Mais je ne pense pas que cette petite cause d'erreur soit de nature à altérer la constance du rapport  $\frac{v}{V}$  pour des valeurs différentes de  $V$  : en effet, la quantité de chlore ou d'ozone contenue dans l'espace laissé dans les trous des obturateurs doit elle-même être proportionnelle à  $V$ .

Les autres causes d'erreur, telles que l'impureté possible des gaz employés, les variations de température et de pression atmosphérique, doivent exercer une très-petite influence.

En opérant d'après cette méthode sur des mélanges d'oxygène et de petites proportions de chlore, on a obtenu les résultats contenus dans le tableau suivant. Les quantités  $v$  et  $V$  sont données en volumes.

## Diffusion du chlore.

Quantité de chlore mélangée à l'oxygène dans le vase inférieur avant l'expérience. $V$	Quantité de chlore introduite par diffusion dans le vase supérieur en 45 minutes. $v$	Rapport. $\frac{v}{V}$	Différence entre la valeur de $v$ trouvée directement et calculée d'après la moyenne des expériences.
3,10	1,74	0,2387	+0,04
4,27	1,01	0,2365	+0,04
6,64	1,48	0,2230	-0,03
10,34	2,34	0,2263	-0,01
11,18	2,51	0,2245	-0,025
17,91	4,05	0,2261	-0,015
53,44	12,13	Rapport moyen. 0,2270	

Les valeurs du rapport  $\frac{v}{V}$  contenues dans la troisième colonne de ce tableau peuvent être considérées comme constantes si l'on remarque que les deux premiers nombres, dont l'écart avec la moyenne est le plus considérable, sont déduits d'expériences dans lesquelles on a opéré sur des quantités de chlore très-petites et où, par conséquent, la moindre erreur dans la détermination de  $v$  ou de  $V$  entraîne une variation considérable de leur rapport. C'est du reste ce que les chiffres de la quatrième colonne mettent en évidence : les différences entre les valeurs de  $v$  trouvées directement et calculées d'après la moyenne des expériences sont extrêmement petites et rentrent dans la limite des erreurs d'observation. Je puis même dire qu'en commençant ces recherches, je ne m'attendais pas arriver à une concordance aussi grande.

On peut en conclure de là que la quantité de chlore diffusée dans un temps déterminé est proportionnelle à la quantité de chlore mélangée à l'oxygène dans le vase inférieur au commencement de l'expérience.

Les résultats obtenus sur des mélanges d'oxygène et d'ozone préparés par l'électrolyse sont consignés dans le tableau suivant. Pour rendre les chiffres plus comparables, les valeurs de  $v$  et de  $V$  sont données en volumes calculés en supposant que le volume de l'ozone soit le double du volume de la quantité d'oxygène absorbée par l'iodure de potassium, c'est-à-dire en admettant 1,658 pour la densité de l'ozone. Il est évident que la valeur du rapport  $\frac{v}{V}$  n'est, en tout cas, pas modifiée par cette hypothèse.

*Diffusion de l'ozone préparé par l'électrolyse.*

V	v	$\frac{v}{V}$	Différence.
4,68	1,29	0,2756	+0,02
9,13	2,45	0,2683	-0,02
9,49	2,53	0,2660	-0,04
10,89	3,03	0,2782	+0,08
12,71	3,40	0,2675	-0,04
46,90	12,70	Rapport moyen. 0,2708	

Ici, comme pour le chlore, on voit que les variations du rapport  $\frac{v}{V}$  sont faibles et que les différences contenues dans la quatrième colonne sont très-petites : la

quantité d'ozone diffusée est donc proportionnelle à la masse d'ozone contenue au commencement de l'expérience dans le vase inférieur.

Mais la diffusion de l'ozone est plus rapide que celle du chlore : il faut en conclure que la densité de l'ozone est plus faible que celle du chlore.

Pour chaque centimètre cube de chlore contenu à l'origine dans le vase inférieur, il en pénètre 0<sup>cc</sup>,227 dans le vase supérieur en 45 minutes; tandis que dans le même temps, pour chaque centimètre cube d'ozone introduit dans le vase inférieur, il en pénètre 0<sup>cc</sup>,271 dans le vase supérieur. Le rapport de ces deux quantités  $\frac{0,227}{0,271} = 0,8382$ , se rapproche beaucoup du rapport inverse de la racine carrée des densités, si l'on admet que la densité de l'ozone est une fois et demie celle de l'oxygène : on a, en effet,  $\frac{\sqrt{1,658}}{\sqrt{2,44}} = 0,8243$ . Le rapport trouvé se rapproche plus de l'unité que le rapport théorique, comme cela devait être (voyez page 22).

Ainsi ces résultats s'accordent très-bien avec l'hypothèse, déjà vérifiée par les expériences rapportées dans la première partie de ce mémoire, que la densité de l'ozone est une fois et demie celle de l'oxygène.

J'ai cherché à contrôler ce résultat en étudiant la diffusion de l'acide carbonique. La densité de l'acide carbonique, 1,529, est un peu plus faible que celle admise pour l'ozone, mais elle s'en rapproche beaucoup. Par conséquent, la différence de ces deux gaz doit être peu différente, quoiqu'un peu plus rapide pour l'acide carbonique.

Les expériences ont été faites de la même manière que celles sur le chlore, avec les seules différences suivantes :

1° Après avoir rempli d'acide sulfurique le cylindre C et le vase V, on y fait arriver directement un peu d'acide carbonique à sa sortie de l'appareil où on le prépare : il n'est pas nécessaire de l'introduire avec la petite cloche en verre, comme on le faisait pour le chlore.

2° Pour faire l'analyse de l'acide carbonique contenu dans les vases après l'expérience, au lieu de diriger le gaz dans des vases à précipités contenant de l'iodure de potassium, on le faisait passer bulle à bulle dans de longs tubes remplis d'eau de baryte. Le gaz était chassé par un courant d'air dépourvu d'acide carbonique par son passage au travers d'un tube contenant de la ponce imbibée de potasse caustique. On faisait ensuite l'analyse de l'eau de baryte en partie convertie en carbonate, avec une dissolution titrée d'acide oxalique. Dans la première expérience, on a employé du papier de curcuma pour reconnaître le moment où l'on atteint la neutralité ; dans la seconde expérience, on s'est servi de teinture de tournesol.

Je suis disposé à croire que ces analyses m'ont donné une proportion d'acide carbonique un peu trop forte, soit que les réactifs colorés et particulièrement le tournesol ne soient pas aussi sensibles que l'amidon employé dans l'analyse du chlore et de l'ozone, soit que, pendant la manipulation, l'eau de baryte absorbe un peu d'acide carbonique contenu dans l'air ambiant. Il doit en résulter que la valeur trouvée pour le rapport  $\frac{v}{V}$  est un peu trop grande<sup>1</sup>.

<sup>1</sup> En effet, comme précédemment,  $\frac{v}{V} = \frac{u}{u+u'}$  ; si au lieu de  $u$  et  $u'$

Les résultats des deux expériences que l'on a faites sur des mélanges d'oxygène et d'acide carbonique sont donnés dans le tableau suivant :

*Diffusion de l'acide carbonique.*

V	v	$\frac{v}{V}$	Différence.
cc 17,47	cc 4,97	0,2845	cc -0,10
22,57	6,67	0,2951	+0,10
40,04	11,64	Rapport moyen. 0,2907	

On voit que la vitesse de diffusion de l'acide carbonique est très-voisine de celle de l'ozone, mais un peu plus grande. Ces expériences, quoiqu'un peu moins précises que les précédentes, permettent de conclure que *la densité de l'ozone est un peu plus grande que celle de l'acide carbonique*, ce qui confirme le résultat trouvé précédemment.

Dans mes premiers essais pour étudier l'appareil, j'avais opéré sur de l'oxygène ozoné préparé par l'appareil de Siemens, et j'avais obtenu pour le rapport  $\frac{v}{V}$  une valeur un peu inférieure à celle que j'ai trouvée ensuite en opérant sur de l'ozone électrolytique. D'après l'analyse donne des nombres trop forts  $u+\varepsilon$  et  $u'+\varepsilon$ , le rapport trouvé sera  $\frac{u+\varepsilon}{u+u'+2\varepsilon}$  et comme dans ces expériences on a toujours  $\frac{u}{u+u'} < \frac{1}{2}$ , on doit avoir  $\frac{u+\varepsilon}{u+u'+2\varepsilon} > \frac{u}{u+u'}$ .

cela, je me suis demandé s'il y a une différence réelle entre la vitesse de la diffusion des gaz préparés d'après les deux méthodes différentes. Malheureusement, je n'ai pu résoudre cette question d'une manière positive.

Lorsque j'ai pu m'occuper de ces nouvelles déterminations, que des causes indépendantes de ma volonté avaient retardées, la saison des chaleurs avait commencé : il n'était plus possible de maintenir le laboratoire à la température à laquelle toutes les expériences que nous avons rapportées avaient été faites (16°,3 C.). Or, la vitesse de la diffusion augmente avec la température; les résultats ne sont donc pas rigoureusement comparables avec les précédents. De plus, on sait combien il est difficile de maintenir constante la température d'une salle pendant l'été. Enfin, quoique j'aie employé pour électriser l'oxygène un puissant appareil de Ruhmkorff que M. A. Perrot avait bien voulu mettre à ma disposition, je n'ai pas réussi à obtenir une aussi forte proportion d'ozone par l'appareil de Siemens que par l'électrolyse.

On voit donc qu'il y a eu quelques causes d'incertitude dans ces déterminations. Quoi qu'il en soit, les chiffres que j'ai obtenus sont indiqués dans le tableau ci-dessous, qui est disposé comme les précédents, sauf que, dans une première colonne, on a indiqué la température à laquelle a eu lieu l'expérience et que, dans la dernière colonne, on a inscrit la différence entre les valeurs de  $v$  trouvée directement et calculée, non pas d'après la moyenne des expériences contenues dans le tableau, mais d'après le rapport moyen 0,2708, déduit des expériences sur l'ozone électrolytique.

Les deux premières expériences ont été faites en dirigeant au travers de l'appareil de Siemens de l'oxygène

préparé par le chlorate de potasse et le peroxyde de manganèse, purifié par la potasse et desséché par l'acide sulfurique. Dans les deux autres expériences, on a employé de l'oxygène préparé par la décomposition électrolytique de l'eau qui, avant de se rendre au gazomètre, passait dans un tube à oxyde de cuivre chauffé au rouge, où il se dépouillait des traces d'hydrogène qu'il aurait pu contenir.

*Diffusion de l'ozone préparé par l'appareil de Siemens.*

Température. T	V	v	$\frac{v}{V}$	Différence entre la valeur de v trouvée directement et calculée au moyen du rapport 0,2708.
19°,4	6,43	1,87	0,2905	+0,13
19°,1	6,75	1,91	0,2833	0,085
20°,5	6,03	1,72	0,2852	0,09
21°,4	6,24	1,78	0,2859	0,09
Tempér. moyenne. 20°,1	25,45	7,28	Rapport moyen. 0,2862	

On voit que le rapport  $\frac{v}{V}$  a été constamment supérieur à 0,2708, valeur obtenue avec l'ozone électrolytique. Les chiffres de la cinquième division montrent cependant que les différences en valeur absolue sont très-petites. Je ne pense pas néanmoins que l'on puisse les attribuer uniquement à la différence de température.

En effet, pour s'en assurer, on a fait trois nouvelles expériences sur de l'ozone préparé par l'électrolyse à des températures supérieures, la proportion d'ozone dont l'oxygène était chargé étant à peu près la même que

celle que l'on avait obtenue à l'appareil de Siemens. Le tableau suivant, qui est disposé comme le précédent, indique les résultats que l'on a obtenus.

*Diffusion de l'ozone préparé par l'électrolyse.*

T	V	v	$\frac{v}{V}$	Différence calculée d'après le rapport 0,2708.
22°,1	5,69	1,57	0,2760	0,030
22°,2	6,41	1,78	0,2782	0,047
22°,4	6,58	1,87	0,2839	0,086
Tempér. moyenne. 22°,1	18,68	5,22	Rapport moyen. 0,2796	

On voit que le rapport  $\frac{v}{V}$  est bien un peu plus grand que 0,2708, mais il est plus petit que la valeur trouvée dans les expériences sur l'ozone préparé par l'appareil de Siemens.

Faut-il attribuer ces petites différences dans la vitesse de diffusion à la nature même du gaz, à quelque cause d'erreur restée inaperçue, ou aux inexactitudes de ces expériences faites, comme nous l'avons vu, dans des conditions moins favorables que les précédentes? C'est ce que je ne me permettrai pas de décider.

*Résumé.*

En résumé, des expériences antérieures à celles qui font l'objet de ce mémoire avaient prouvé que l'ozone est un état allotropique de l'oxygène plus dense que l'oxygène ordinaire.

Les expériences rapportées dans la première partie de ce travail montrent que, lorsqu'on traite par l'essence de térébenthine ou l'essence de cannelle, de l'oxygène chargé d'ozone, la diminution de volume est sensiblement le double de l'augmentation de volume que l'on obtient en traitant le même gaz par la chaleur, c'est-à-dire en détruisant l'ozone. La conclusion naturelle de ce fait, c'est que la densité de l'ozone est une fois et demie celle de l'oxygène, soit 1,658.

Les expériences rapportées dans la seconde partie de ce mémoire confirment complètement ce résultat : la vitesse de diffusion de l'ozone est notablement plus grande que celle du chlore et très-voisine de celle de l'acide carbonique, mais un peu plus faible. Il faut en conclure que la densité de l'ozone est notablement inférieure à celle du chlore, voisine de celle de l'acide carbonique et un peu plus grande. Le chiffre 1,658, adopté pour la densité de l'ozone, s'accorde donc complètement avec l'ensemble des faits que nous avons rapportés.

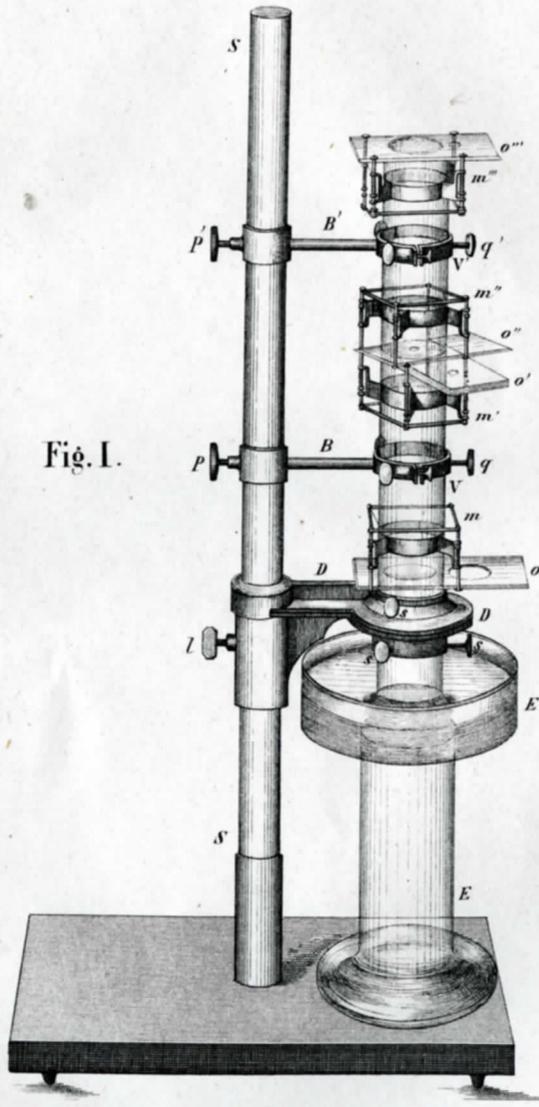


Fig. I.

$\frac{1}{6}$  environ de grandeur naturelle.

Fig. 2.

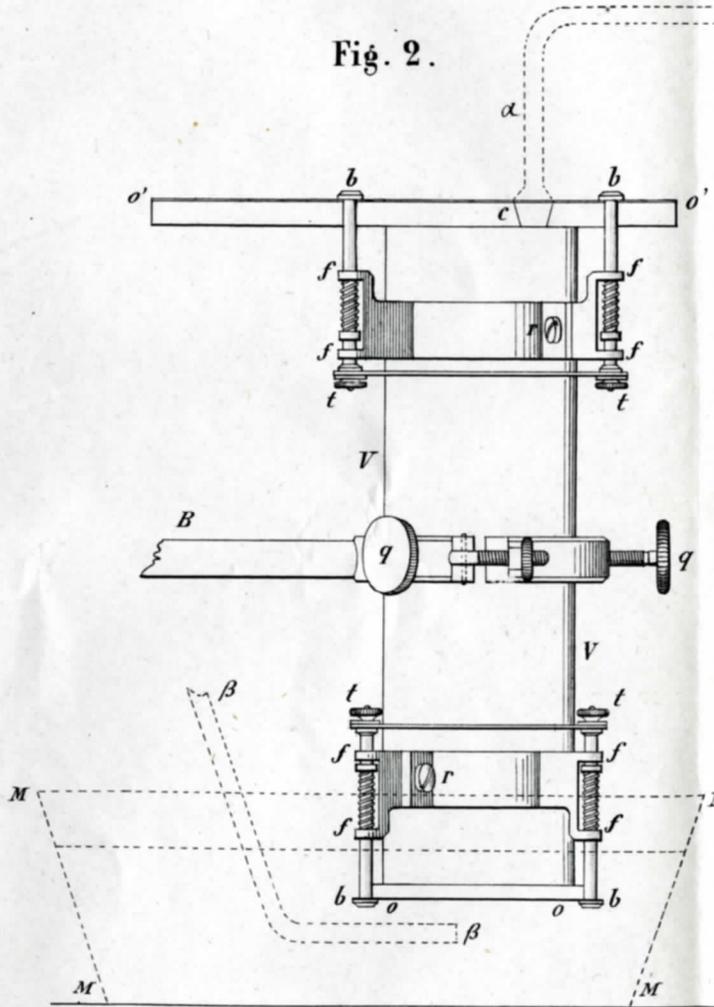


Fig. 3.

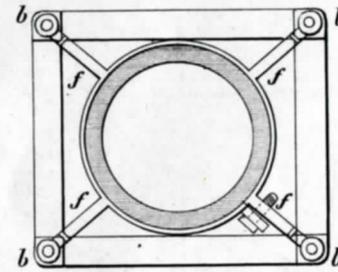


Fig. 4.

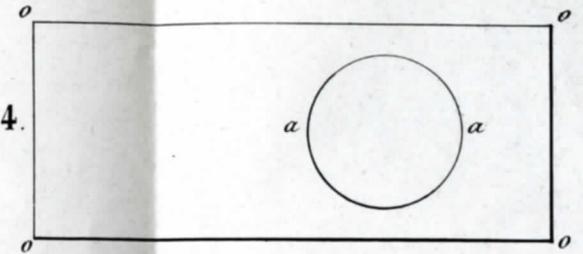


Fig. 5.

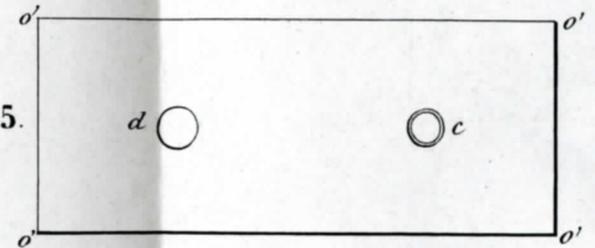


Fig. 6.

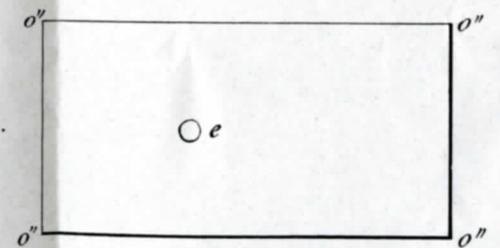


Fig. 7.

