

13  
19

RECHERCHES

PHYSICO-CHYMIQUES.

---

SECOND CAHIER.

---

*Quod, inquis, erit pretium operae? quo nullum  
majus est, nosse naturam.*

SENECA.

---

AMSTERDAM,

Chez LAURENT VAN HULST.

1793.



a M. le Laitcu van Bemmelé  
de la part de, auteurs

13/1

RECHERCHES

PHYSICO-CHYMIQUES.

---

TROISIEME CAHIER.

---

*Quod, inquis, erit pretium operae? quo nullum  
majus est, nosse naturam.*

S E N E C A.

---

AMSTERDAM,  
Chez LAURENT VAN HULST.

1794.





13  
179

# RECHERCHES

## PHYSICO-CHYMIQUES.

---

### PREMIER CAHIER.

---

*Quod, inquis, erit pretium operae? quo nullum  
majus est, nosse naturam.*

SENECA.

---

AMSTERDAM,

1792.





A.

M. M.

HENRI HOPE,

HENRI MUILMAN,

PIERRE MUILMAN,

PIERRE DESMETH,

GUILLAUME SIX,

E T

THOMAS HOPE.

*Messieurs!*

*Nous vous offrons les prémices d'un travail entrepris sous vos auspices, & soutenu par vos secours.*

*S'il est jugé pouvoir contribuer en quelque chose aux progrès des Sciences utiles, c'est à votre zèle pour ces Sciences qu'on en sera redevable.*

*Nous sommes avec les sentiments les plus respectueux.*

*Messieurs!*

*Vos très-humbles Serviteurs*

*Amsterdam*  
*ce 1 d'Avril*  
*1792.*

*J. R. DEIMAN.*  
*A. PAETS VAN TROOSTWYK.*  
*P. NIEUWLAND.*  
*N. BONDT.*

# M E M O I R E

SUR LA NATURE DES

## SULFURES ALKALINS,

O U

## FOIES DE SOUFRE.

---

On connoît depuis longtems les combinaisons du Soufre avec diverses substances, qu'on est convenu de désigner en général par le nom de *Sulfures* ou de *Foies de Soufre*; on a découvert quelques propriétés très remarquables de quelques unes de ces combinaisons, surtout des Sulfures métalliques & des Sulfures alkalis, genre auquel on peut rapporter aussi les combinaisons du Soufre avec la Chaux, la Baryte & la Magnésie. Telles

A

font,

font, par exemple, la décomposition de l'air atmosphérique par le moyen de ces derniers Sulfures & du Sulfure de Fer, quand on les place dans quelque air en contact avec de l'eau, & la production d'un gaz particulier fétide qu'on en obtient dans quelques occasions. Mais en comparant ces différens faits, il nous a paru, qu'on n'avoit pas réussi, jusqu'à présent, à les lier ensemble par une Théorie complète & fondée sur des expériences exactes.

Cette considération, jointe à celle du jour, qu'une connoissance plus approfondie de la nature des Sulfures & de leur affinité avec l'eau pourroit répandre sur la décomposition de cette dernière dans plusieurs circonstances, & sur différens points de la Physique générale, nous a engagé d'en faire un des objets de nos recherches. Nous nous sommes donc proposés de répéter les expériences, dont toutes les circonstances ne paraissaient pas constatées avec assez d'exactitude, d'en faire de nouvelles pour servir ou de liaison ou de supplément à celles qu'on avoit déjà faites; & de tirer des unes & des autres quelques résultats généraux pour éclaircir la nature & l'action de ces combinaisons. Nous nous bornerons pour le présent à cette partie de nos recherches, qui regarde les Sulfures alkalis.

## I.

On ne peut pas douter que le Soufre n'entre en combinaison vraie & intime avec les Alkalis, la Chaux &c. Pour s'en convaincre, on n'a qu'à remarquer, que le corps composé, qui en résulte, est doué de plusieurs propriétés dont le Soufre & les Alkalis ne jouissent pas étant seuls. Celle qui est la plus connue, & qui par là a obtenu en premier lieu notre attention, c'est la faculté de décomposer, & de gâter, c'est ainsi qu'on a coutume de s'exprimer, l'air de l'atmosphère. Dans les expériences, qu'on a faites à cet égard, on a presque toujours employé des Sulfures ou liquides, ou plus ou moins humectés, ou enfin placés dans des circonstances où ils pouvoient attirer de l'eau. Nous avons soupçonné, que cette circonstance pourroit bien influencer sur les phénomènes observés, & nous avons tenté d'éclaircir ce point par les expériences suivantes.

Nous avons pris deux quantités égales de Sulfure de Carbonate de Potasse au moment où il venoit d'être fait, & avant qu'il était entièrement refroidi; nous les avons enfermés dans des volumes égaux d'air atmosphérique, l'une sur du mercure l'autre sur de l'eau: nous n'avons observé aucune diminution dans la première; dans l'autre cette

di-



diminution se fit déjà remarquer le jour suivant : enfin après avoir laissé ces airs renfermés pendant dix jours , nous en examinâmes les résidus au moyen de l'Eudiomètre de Fontana , & nous trouvâmes les rapports suivans.

Deux mesures de l'air atmosphérique mar-	
quèrent avec la première de gaz nitreux.	1,93
avec la seconde.	2,14
Deux mesures de l'air du Sulfure, qui avoit	
été renfermé sur du mercure, avec la pre-	
mière de gaz nitreux.	1,95
avec la seconde.	2,18
Deux mesures de l'air du Sulfure, qui avoit	
été renfermé sur de l'eau, marquèrent avec	
la première de gaz nitreux.	3,00
avec la seconde.	4,00

Une autre fois, la température étant plus froide, nous avons renfermé sur de l'eau une certaine quantité du même Sulfure, qui avoit été conservé dans une bouteille bien fermée. Comme à cette température l'évaporation de l'eau est trop faible pour qu'elle puisse fournir au Sulfure l'humidité dont il a besoin, celui-ci n'exerça d'abord aucune action sur l'air; mais l'ayant un peu humecté d'eau, il fit diminuer le volume d'air de la manière ordinaire.

Nous avons pris du Sulfure de Baryte, qui avoit été fait depuis deux ou trois jours; nous l'avons renfermé dans de l'air atmosphérique sur du mer-

mercure. Après l'y avoir laissé pendant dix jours, non seulement l'air n'avoit subi aucune diminution sensible; mais examiné eudiométriquement, il présenta presque entièrement les mêmes phénomènes que l'air atmosphérique, pris au même instant & conservé pendant le tems indiqué.

Deux mesures d'air du Sulfure marquèrent  
 avec la première mesure de gaz nitreux. 2,10  
 avec la seconde. . . . . 2,52

Deux mesures d'air atmosphérique marquèrent avec la première mesure. . . . . 1,92  
 avec la seconde. . . . . 2,45

Il faut sans doute attribuer la petite différence qui a lieu ici, à ce que le sulfure employé dans cette expérience n'avoit pas été fait sur le champ, ou à ce que l'air tenoit un peu d'humidité en dissolution.

En renfermant du Sulfure de Baryte sec, fait sur le champ, dans de l'air atmosphérique sur l'eau, cette circonstance suffit pour que l'air diminue de volume & perde tout son oxygène en peu de jours.

L'attraction, que le Sulfure de Baryte exerce sur l'oxygène de l'air atmosphérique, est beaucoup augmentée en humectant ce sulfure immédiatement. C'est ce que nous avons constaté en ajoutant un peu d'eau au Sulfure de Baryte fait sur le champ, & en le placant ensuite dans de l'air renfermé sur de

l'eau. Au moment même, qu'il se trouvoit en contact avec l'eau, nous observâmes un dégagement considérable de calorique, qui chassoit même un peu d'air hors de la cloche, pendant qu'on étoit occupé à y introduire ce sulfure. Dans peu d'heures il y avoit une différence eudiométrique très considérable, & un jour après, le reste ne subissoit plus aucune diminution de volume par le moyen du gaz nitreux.

Afin de ne laisser aucun doute sur ce que l'attraction de l'oxygène se fait par le moyen de l'eau, qui se trouve combinée avec les Sulfures dans les expériences mentionnées, nous avons pris le même sulfure que nous avons employé pour la première expérience, nous y avons mêlé un peu d'eau, & nous l'avons exposé de nouveau à l'air atmosphérique. Ce sulfure, qui étant sec n'avoit eu aucune action sur l'air pendant dix jours, le priva maintenant si complètement de son oxygène dans l'espace de deux jours, que le reste n'étoit plus susceptible d'aucune diminution.

Nous n'avons pas cru nécessaire de répéter ces expériences sur les Sulfures secs de Soude, de Chaux, & de Magnésie: ils ne pourroient, à cause de leur analogie avec ceux de Potasse & de Baryte, qu'offrir les mêmes résultats. Pour celui d'Ammoniaque, qu'on obtient ordinairement sous forme liquide, & pour les autres Sulfures, quand  
ils

ils se trouvent dans cet état, il est clair, qu'ils ne peuvent pas servir à des expériences pour confirmer la théorie en question.

Nous ajouterons seulement aux expériences précédentes, qu'ayant exposé des Sulfures alkalis au gaz nitreux, nous avons trouvé que la décomposition de celui-ci est analogue à celle de l'air atmosphérique. Les sulfures secs n'exercent aucune action sensible sur ce gaz; mais il est décomposé, dès qu'on ajoute de l'eau au sulfure, & le reste est du gaz azote.

Nous croyons pouvoir inférer de ces expériences la conclusion suivante: savoir, que l'attraction, que les Sulfures alkalis paraissent exercer sur l'oxygène de l'atmosphère, tient à la présence de l'eau, qui s'y trouve plus ou moins mêlée. On sent d'abord, combien cette réflexion étoit propre à répandre du jour sur leur nature & leurs propriétés. Il s'agissoit donc d'examiner plus en détail quelle seroit l'influence de l'eau, & de quelle manière l'air atmosphérique auroit été décomposé dans les expériences que nous avons décrites.

#### I I.

Si nous comparons les faits, que nous venons d'indiquer, & que nous croyons avoir examiné les premiers exactement, avec un autre fait,

connu depuis longtems, favoir, que les sulfures donnent dans d'autres circonstances un gaz inflammable, qui ne peut tirer son origine que de l'eau, il se présentait naturellement l'idée, que l'attraction du sulfure sur l'oxygène s'exerce, non pas directement, comme on l'a cru jusqu'à présent, sur celui de l'atmosphère, mais sur celui de l'eau, & que cette eau est décomposée par les sulfures. Il s'agissoit donc d'examiner où se porte cet oxygène, & ce que devient l'autre principe, l'hydrogène. Pour nous éclaircir sur ce point, il était nécessaire de présenter l'eau au sulfure au moment où il se forme & sans qu'il se trouve à même d'attirer l'oxygène de l'atmosphère. Dans cette vue nous avons fait d'abord l'expérience suivante.

Nous mîmes un peu de soufre mêlé d'un peu de carbonate de potasse dans un tube de verre, à l'un des bouts du quel était attaché un petit matras de verre contenant de l'eau, & à l'autre un tuyau recourbé, qui donnoit dans une cuve à eau. Le tube fut placé sur des charbons, de sorte que le mélange se chauffa fortement, & que le soufre se montra sous forme de vapeur dans le tube. En même tems, nous fîmes passer à travers du tube la vapeur de l'eau, qui bouilloit dans le matras. Cette vapeur, en chassant l'air du tube, se trouvoit donc à même de se décomposer par le contact du sulfure qui venoit de se former

en

en même tems. Au commencement de l'opération il ne se développoit que le gaz acide carbonique du carbonate de potasse, mais dans la suite ce gaz se trouvoit mêlé de plus en plus à du gaz hydrogène sulfuré : à la fin nous n'obtinmes que ce dernier gaz. L'eau, sur la quelle nous le recueillîmes, s'en chargea en partie & prit une couleur brune; il y nagea des parcelles de soufre; enfin elle avoit non seulement l'extérieur mais encore le gout d'eaux sulfureuses. Le mélange dans le tube avoit pris tous les caractères d'un sulfure caustique. Comme il étoit parfaitement sec, l'eau ayant passé sous forme de vapeur, il n'exhala aucune odeur fétide. Le gaz hydrogène sulfure recueilli pendant l'expérience indiqua qu'il y avoit eu décomposition de l'eau. Pour examiner si l'oxygène uni au soufre avoit formé avec la potasse un sulfate, nous dissolvâmes ce sulfure dans l'eau & nous y ajoutâmes de l'acide muriatique (dont nous nous étions assurés, qu'il étoit bien pur & sans acide sulfurique), afin de précipiter le soufre & de saturer la potasse. Ayant ensuite filtré la liqueur, nous y versâmes un peu de muriate de baryte; & en effet la liqueur se troubla à l'instant & donna un précipité abondant de sulfate de baryte.

Nous aurions été très contents de ce résultat, si nous n'avions pas eu quelque soupçon sur la pureté de notre potasse, qui contient ordinairement

un peu de sulfate. En effet, saturant un peu de ce carbonate d'acide muriatique, & y versant du muriate de baryte, il y avoit également quelque précipité. Il falloit donc tâcher d'avoir un alkali ou une terre parfaitement libre de sulfate; & nous trouvâmes que notre soude n'en contenoit absolument rien. De plus, pour rendre l'expérience plus décisive, nous choisîmes la voie humide pour préparer le sulfure. Nous fîmes donc bouillir de la soude & du soufre avec de l'eau, dans un matras fermé d'un tube recourbé plongé sous le mercure, afin d'éviter tout contact de l'air atmosphérique. Après que la liqueur avoit pris une couleur foncée & une odeur hépatique, nous séparâmes le soufre & saturâmes la soude par l'acide muriatique, & nous filtrâmes ensuite la liqueur, qui devint par là parfaitement claire. Nous versâmes ensuite du muriate de baryte & nous la vîmes se troubler & précipiter une quantité considérable de sulfate de baryte.

Nous avons fait passer de la manière indiquée ci dessus (p. 12, 13.) l'eau en vapeur à travers d'un mélange de soufre & de chaux vive; nous avons obtenu également du gaz hydrogène sulfuré, mais nous n'avons pas examiné le résidu. Nous avons encore opéré de la même manière sur le soufre & la chaux, pris séparément, mais sans obtenir, soit de l'une soit de l'autre, aucun gaz;

preu-



preuve évidente de ce que nous avons avancé au commencement, que le sulfure de chaux, par exemple, est une vraie combinaison chimique, dont les propriétés & les affinités diffèrent de celles des corps, qui la composent.

### I I I.

L'expérience a donc démontré que l'oxygène de l'eau se portant sur le soufre forme un sulfate avec la base du sulfure. En même tems dans les expériences, où nous avons donné une chaleur rouge au sulfure en faisant passer la vapeur d'eau, on avoit obtenu un gaz inflammable, qu'on scait être une combinaison d'hydrogène & de soufre. Ce gaz ne peut devoir son origine qu'à l'eau, dont l'hydrogène, dégagé de son oxygène par l'attraction du soufre, se combine avec une autre portion de soufre, & forme ainsi ce gaz. On scait d'ailleurs, que le sulfure sec ne fournit jamais de gaz hydrogène sulfuré, mais que l'eau est indispensablement requise pour cet effet.

Afin d'éclaircir la manière dont le soufre se combine avec l'hydrogène, nous avons essayé d'effectuer l'union du soufre à l'hydrogène tout formé; mais en vain. Car, ayant fait passer très entement du gaz hydrogène par un tube de ver-

re rougi, contenant du soufre bouillant & réduit en vapeur, ce gaz ne prit dans ce passage aucune propriété du gaz hydrogène sulfuré. Il brula comme le gaz hydrogène ordinaire, et n'eut point du tout l'odeur hépatique. Il s'y manifesta, il est vrai, une odeur sulfureuse, mais qui n'était autre que l'odeur qu'exhale le soufre fondu. M. *Gingembre* a eu un autre résultat en fondant du soufre sous une cloche pleine de gaz hydrogène par les rayons du soleil rassemblés au foyer d'une lentille (\*): la différence dépend peut-être du plus grand degré de chaleur, qu'il a pu obtenir de cette manière. Quoiqu'il en soit, notre expérience nous sembla démontrer, que c'est une circonstance, si non nécessaire, du moins très favorable à la formation du gaz hydrogène sulfuré, que le soufre soit présenté à l'hydrogène au moment où celui-ci devient libre.

#### I V.

Nous procédâmes ensuite à examiner les circonstances, sous lesquelles le gaz hydrogène sulfuré se dégage des sulfures. Nos expériences nous avoient appris, qu'à une chaleur rouge ce gaz  
échap-

---

(\*) FOURCROY, Elem. de Chym. Tom. II. p. 375.

échappe quand on fait passer sur les sulfures la vapeur de l'eau bouillante: mais de l'autre côté il était clair, que les sulfures humectés & liquides renferment ce gaz. L'on sçait, qu'ordinairement on employe les acides pour le dégager de ces sulfures: nous crûmes devoir éclaircir toutes les circonstances de cette production.

Nous commençâmes à faire bouillir avec de l'eau les Sulfures Alkalins caustiques, ceux de Chaux, de Baryte & de Magnésie; mais nous fîmes bientôt convaincus, que la chaleur de l'eau bouillante ne suffit pas pour en dégager la moindre bulle de gaz. Les Sulfures des Carbonates de potasse & de soude, traités de la même manière, en fournirent, mêlé a du gaz acide carbonique; mais pour ce qui regarde ceux-ci, nous en parlerons dans la suite. En laissant bouillir le sulfure jusqu'à le rendre parfaitement sec, le gaz hydrogène sulfuré se développeroit: car nous verrons, que dans cet état le sulfure ne scauroit plus le tenir en dissolution.

En versant un acide sur ces mêmes sulfures caustiques, qui avoient été tenus pendant quelque tems en ébullition sans donner du gaz, le dégagement du gaz eut lieu d'abord; il fut beaucoup favorisé par la chaleur. L'on sçait, qu'il convient pour cet effet d'employer un acide, qui ne cède pas facilement son oxygène, & qu'il vaut mieux pour cette raison d'étendre dans de l'eau.

Nous ferons connoître en passant la méthode, dont nous nous sommes servis pour avoir le gaz hydrogène sulfuré parfaitement pur & avec facilité. Ayant rempli de mercure une petite cloche, nous y fîmes passer un peu de sulfure d'ammoniaque obtenu de deux parties de chaux vive, deux de muriate d'ammoniaque, & une de soufre. Nous y ajoutâmes ensuite le double d'acide sulfurique étendu dans trois parties d'eau. A l'instant il se dégagèa beaucoup de calorique, & il y eut une production considérable de gaz, qui était très pur, & , comme on voit, sans aucun mélange d'air atmosphérique. On peut opérer de la même manière sur les autres sulfures alkalis & terreux, & employer quelque autre acide; mais dans quelques uns de ces cas il faut employer un peu de chaleur.

#### V.

L'explication de cette production du gaz hydrogène sulfuré, dont l'origine ne peut-être attribuée qu'à l'eau, & qui pourtant ne se développe qu'au moyen des acides, a embarrassé les Chymistes; & on a été incertain, si les acides contribuent à sa formation, où s'ils servent seulement à le développer. Il est vrai que le gaz hydrogène sulfuré se dissout dans l'eau, & que c'est en grande partie à lui, que les Eaux Minérales Sulfureuses doivent leur

leur gout & leurs propriétés tant extérieures qu'intérieures. Mais cette dissolution se fait en trop petite quantité, pour pouvoir supposer, que le gaz hydrogène sulfuré n'existe tout formé que dans l'eau qui se trouve dans les Sulfures. Mais en supposant même, que le gaz hydrogène sulfuré est dissous dans l'eau des sulfures, cette nécessité d'ajouter un acide au sulfure, pour en dégager ce gaz, nous embarrassa d'autant plus, qu'il est bien constaté, que les eaux, qui tiennent ce gaz en dissolution, le laissent échapper par la chaleur seule.

Après avoir beaucoup réfléchi là-dessus, nous nous sommes avisés d'éprouver l'action des Alkalis sur ce gaz. Faisant donc passer dans le gaz hydrogène sulfuré, renfermé sur du mercure, de l'ammoniaque, de la potasse, & de la soude, caustiques & liquides, le volume du gaz a été diminué à l'instant & il a été bientôt absorbé entièrement. L'eau de chaux l'aborda également, mais avec moins de rapidité & en moindre quantité.

Ce résultat nous frappa d'autant plus, qu'on lit dans les excellens *Elémens de Chymie* de M. Fourcroy (\*), „ que les Alkalis paraissent n'avoir aucune action sur le gaz hydrogène sulfuré.”

La remarque, qu'on ne scauroit attribuer à l'Eau des

---

(\*) T. II. p. 356.

des Sulfures ni une absorption si complète & si rapide, ni la fixité du gaz quand on applique la chaleur, nous avoit engagé à éprouver l'action des Alkalis. La reproduction du gaz absorbé, en versant un acide dans la liqueur alkaline, qui le tenoit en dissolution, fut une preuve qui ne laissa là-dessus aucun doute. En effet, nous avons obtenu par ce moyen à l'instant le même volume de gaz hydrogène sulfuré qui avoit été absorbé: d'où il suit encore, que ce gaz n'est pas décomposé par les alkalis, qui le dissolvent.

Ces expériences nous fournirent de nouvelles lumières sur la manière dont les Acides agissent en dégageant le gaz hydrogène sulfuré des Sulfures Alkalins; & en général sur la nature des Sulfures humides. La dissolubilité de ce gaz dans les alkalis, propriété que nous croyons avoir découverte les premiers, démontra, que les acides, par leur plus grande affinité avec les alkalis & les bases terreuses des sulfures, ne font autre chose que déplacer le gaz hydrogène sulfuré de la combinaison où il se trouve fixé. Voici donc l'explication vraie & complète de cette action des acides, qu'on avoit tenté en vain d'expliquer exactement en la comparant à celle, que l'acide sulfurique étendu dans de l'eau exerce sur le fer (\*).

Cet-

---

(\*) FOURCROY Elémens de Chymie T. II. p. 356.

## V I.

Cette action des alkalis sur le gaz hydrogène sulfuré parut assez intéressante, pour l'examiner dans différentes circonstances.

Nous avons employé dans les expériences décrites les alkalis caustiques; le gaz est également absorbé par la solution des carbonates dans l'eau, sans doute en raison de l'alkali pur, que ces carbonates contiennent toujours plus ou moins.

L'eau ne laisse pas cependant de favoriser cette solution, & d'y servir d'interméde; de même qu'elle fait dans beaucoup de cas. En effet, ayant renfermé quelques parcelles de soude caustique sèche dans du gaz hydrogène sulfuré pendant plusieurs jours, nous n'observâmes aucune diminution de volume; mais y ayant fait passer un peu d'eau, l'absorption eut lieu à l'instant. De même, ayant fait passer d'abord un peu d'eau dans du gaz hydrogène sulfuré renfermé sur du mercure, il n'y avoit qu'une très petite absorption de gaz; mais en y faisant monter ensuite un petit morceau de soude, le gaz fut absorbé complètement. Dans l'un & l'autre cas le gaz reparut à l'instant, dès que nous y ajoutions quelque acide. Cette nécessité d'ajouter de l'eau aux alkalis, pour les mettre en état de dissoudre le gaz, nous explique pourquoi dans une expérience précédente (p. 12, 13.) nous



avons obtenu ce gaz en faisant passer sur le sulfure, tenu à une chaleur rouge, la vapeur d'eau. L'alkali du sulfure resta sec dans ce cas, & ne put par conséquent absorber aucun gaz.

Ces expériences nous fournissent un moyen de reconnoître le gaz hydrogène sulfuré, & de le distinguer des autres especes de gaz inflammable, telles que le gaz hydrogène carboné & phosphoré, qui ne sont pas absorbés par les alkalis; & surtout de le séparer, lorsqu'il se trouve mêlé à quelque autre espèce de gaz.

## V I I.

La remarque, que les alkalis fixes ne dissolvent le gaz hydrogène sulfuré, qu'entant qu'ils sont eux-mêmes dissous dans l'eau, nous fit naître l'idée de comparer à l'action de l'ammoniaque liquide sur ce gaz, dont nous avons rendu compte, celle qu'auroit sur lui l'ammoniaque gazeux ou gaz ammoniaque.

Un verre, dont la capacité était divisée en deux parties égales, fut rempli à moitié de gaz ammoniaque; nous y fîmes passer ensuite une quantité égale de gaz hydrogène sulfuré, de sorte que le volume des deux gaz auroit rempli tout le verre s'ils n'avoient éprouvé aucune diminution. Mais à l'instant même de leur contact ils subirent une di-  
mi-

minution considérable, il se forma une vapeur blanche semblable à celle qu'exhale le sulfure d'ammoniaque, on observa un dépôt de poudre noirâtre sur la surface du mercure, & le volume du mélange des gaz n'occupa que  $\frac{1}{3}$  de la capacité du verre. En répétant plusieurs fois cette expérience, nous avons trouvé, qu'en général deux volumes égaux de gaz ammoniaque & de gaz hydrogène sulfuré, combinés ensemble, se réduisent à un restant de gaz, qui est la quatrième partie de la somme de ces volumes. Il s'agissoit de connoître la nature de ce reste, qu'on auroit pu soupçonner être le produit même de la combinaison des deux gaz, lui-même dans un état gazeux.

Dans la première des expériences que nous avons faites à cet égard, nous laissâmes le résidu du mélange de deux parties égales de gaz hydrogène sulfuré & de gaz ammoniaque, jusqu'à ce que toute la vapeur se fut déposée aux parois du verre, où plutôt sur la surface du mercure: pour plus de précaution, nous fîmes encore passer le gaz dans une autre cloche remplie de mercure bien net, de sorte que le gaz se trouvoit très pur, comme aussi le verre qui le contenoit. Nous y ajoutâmes ensuite du gaz acide muriatique, qui, en même tems qu'il est très propre pour se combiner avec l'ammoniaque, n'a aucune action sur le gaz hydrogène sulfuré, parce qu'il retient son oxygène avec beau-

beaucoup de force. Le volume des gaz diminua d'abord & en même tems il s'y éleva de vapeurs blanches. Nous continuâmes de faire passer du gaz acide muriatique, jusqu'au point que le volume recommença à augmenter, & qu'ainsi nous étions furs d'avoir un excès d'acide. Pour le féparer, nous fîmes passer un peu d'eau; celle-ci absorba a l'instant tout le gaz a une petite bulle près, qui était de l'air commun. Il paroît donc certain, que le gaz restant dans les expériences précédentes, n'est que du gaz ammoniacque: & que les vapeurs blanchâtres qu'on voit naître dans cette expérience, en ajoutant du gaz acide muriatique, ne sont que du muriate d'ammoniacque (sel ammoniac).

Ayant fait de nouveau un mélange de parties égales de gaz hydrogène sulfuré & de gaz ammoniacque, nous laissâmes le résidu dans la même cloche & sur la même surface de mercure, où les gaz avoient été mêlés, & nous fîmes passer un peu d'acide sulfurique étendu. Le volume de gaz augmenta jusqu'a remplir la moitié du verre; étant examiné il se trouva être du gaz hydrogène sulfuré. L'acide sulfurique dans ce cas s'était combiné avec tout le gaz ammoniacque employé, tant avec celui qui restait, qu'avec celui, qui était entré en combinaison avec le gaz hydrogène sulfuré. Celui-ci devoit donc reparoître en conséquence.

Cet-

Cette différence, qu'il y a par rapport à la disparition & à la reproduction du gaz hydrogène sulfuré, dans le cas, où on fait passer le résidu des gaz dans un autre verre sur du mercure pur, & dans celui, où on le laisse dans la même cloche où on les a mêlés, fut rendue encore plus sensible par l'expérience suivante. Ayant fait passer le résidu du mélange de deux parties égales de gaz hydrogène sulfuré & de gaz ammoniac dans un autre verre & l'ayant nettoyé très exactement, nous fîmes passer un peu d'acide sulfurique étendu, tant dans le verre qui contenoit le gaz purifié que dans l'autre qui ne contenoit que les dépôts formés sur les parois du verre & sur la surface du mercure. Le gaz du premier fut absorbé complètement; il était donc du gaz ammoniac; dans l'autre il se développa un volume de gaz égal à celui du gaz hydrogène sulfuré employé, & qui en effet n'était autre chose que ce gaz même. Ce dernier résultat prouve de la manière la plus évidente que le gaz ammoniac & le gaz hydrogène sulfuré, en se combinant ensemble, quittent l'état gazeux; & que les dépôts qu'on observe sont en effet le produit de cette combinaison.

Dans les expériences rapportées jusqu'ici, nous avons fait passer dans le verre tout à la fois un volume de gaz ammoniac égal à celui du gaz

hydrogène sulfuré employé; dans la suivante nous l'avons fait passer bulle à bulle d'un petit flacon de verre à mesure qu'il s'y produisoit. Au commencement on ne voyoit aucun changement dans le volume de gaz, mais il se formoit un dépôt de poudre noirâtre sur la surface du mercure, & l'on voyoit naître une vapeur blanche & des enduits sur les parois du vase comme dans les expériences précédentes. On s'attendroit naturellement à voir diminuer le volume de ces gaz à mesure que ces dépôts se forment; & il est difficile d'expliquer cette circonstance (\*); mais elle n'est pas particulière à cette combinaison; on observe un phénomène analogue dans la combinaison du gaz oxygène & du gaz nitreux. En tout cas, cet état stationnaire du volume des gaz mêlés n'a lieu que pour un certain tems: & en continuant de faire passer du gaz ammoniacque, nous vîmes bientôt diminuer le gaz, de sorte que le verre qui en avoit été rempli n'en contenoit plus que pour  $\frac{1}{3}$  de sa capacité: ensuite il recommençoit à

aug-

---

(\*) On pourroit l'expliquer peut-être de la manière suivante. Le calorique, dégagé de la portion des gaz qui se fixe, augmente le volume du gaz restant, dont par conséquent la quantité ne paroitra pas diminuer à l'œil; mais qui en effet aura moins de densité qu'il n'avoit auparavant.

augmenter. Pendant ce procédé il se forma des enduits d'une vapeur ou plutôt d'une fumée blanche comme à l'ordinaire. Le restant de gaz, que nous n'essayâmes qu'après en avoir vu augmenter de nouveau le volume, fut trouvé constamment dans plusieurs expériences être du gaz ammoniac. Il était absorbé à l'instant par l'eau; après l'absorption nous y fîmes monter un peu d'acide sulfurique étendu, toujours dans la même cloche, dont les parois & le mercure étaient enduits des dépôts formés pendant l'opération. Cet acide, en s'emparant de l'ammoniac, tant de celui qui était en combinaison avec le gaz hydrogène sulfuré, que de celui qui était absorbé dans l'eau, fit reparoître le gaz hydrogène sulfuré dans sa quantité originale.

De toutes nos expériences de ce genre aucune ne nous a fourni de résultats si complets que la suivante. Ayant nettoyé & séché avec beaucoup de précaution une certaine quantité de gaz hydrogène sulfuré, nous y fîmes passer peu à peu du gaz ammoniac produit d'un flacon entièrement rempli d'ammoniac, afin d'en exclure tout air commun. Comme à l'ordinaire, il se forma d'abord de la vapeur blanche & du dépôt, mais il se passa quelque tems avant qu'il y eût du changement dans le volume du gaz; ensuite la diminution eut lieu, jusqu'à faire disparoître tout le gaz à très

D 2

peu

peu de chose près. La production rapide & abondante du gaz ammoniaque nous ayant empêché de saisir précisément cet instant pour la faire cesser, nous eûmes par conséquent un excès d'ammoniaque. Nous y fîmes passer un peu d'eau, qui l'absorba complètement à une très petite bulle près. Ayant fait passer ensuite dans cette liqueur un peu d'acide sulfurique concentré, il n'y eut d'abord aucune production; mais ayant saturé d'acide l'excès d'ammoniaque, le gaz hydrogène sulfuré se développa & reparut comme à l'ordinaire dans sa quantité originale.

Cette expérience a donc fait voir que le gaz hydrogène sulfuré & le gaz ammoniaque en se combinant ensemble quittent l'un & l'autre l'état gazeux, & forment une espèce de sulfure ammoniacal, ou au moins une combinaison de laquelle on peut produire du gaz hydrogène sulfuré, de même que des sulfures, en ajoutant un acide. Il restait donc encore à examiner, si peut-être la chaleur seule, & sans le moyen d'un acide, pourroit dégager du sulfure d'ammoniaque le gaz hydrogène sulfuré, qui s'y trouve. Pour cet effet nous fîmes bouillir un peu de sulfure ordinaire d'ammoniaque, & nous recueillîmes le produit sur du mercure. Ce produit était gazeux, mais troublé & rempli d'une vapeur parfaitement analogue à celle qu'exhale ordinairement ce sulfu-



fure , & qui l'a fait nommer *Liqueur fumante de Boyle*. Nous le partagâmes en deux parties, dont nous rendîmes l'une parfaitement claire, au moyen d'un papier à filtrer, qui absorboit les vapeurs : cette partie diminua ainsi à peu près de  $\frac{1}{3}$ . Ensuite nous fîmes passer dans ce gaz, de même que dans l'autre ou l'on avait laissé la vapeur qui le troublait, des quantités égales d'acide sulfurique; celui-ci ne développa aucun gaz hydrogène sulfuré du gaz transparent; mais il en fit reparoître une quantité considérable de l'autre, ou plutôt des vapeurs qui s'y trouvoient.

Ce résultat nous montra donc que la vapeur, ou plutôt la fumée blanchâtre, qu'on voit s'exhaler du sulfure d'ammoniaque, ne provient que de l'union du gaz ammoniaque avec le gaz hydrogène sulfuré qu'il entraîne en se volatilifant. Cette expérience nous fit voir en même tems, pourquoi la chaleur seule ne suffit pas pour dégager le gaz hydrogène sulfuré du sulfure d'ammoniaque, quoique celui-ci en contient en grande quantité. La même expérience nous apprend encore pourquoi dans tous les cas, où s'est formée cette fumée, dont nous parlons, & qu'elle est restée déposée aux parois du vase & à la surface du mercure, on obtient, en ajoutant un acide, une quantité de gaz hydrogène sulfuré égale à celle qui avoit disparu. Enfin la grande quantité de gaz

hydrogène sulfuré que contient la Liqueur fumante de BOYLE, la rapidité de sa production, qui est presque momentanée, & le dégagement considérable de calorique, qui l'accompagne, peuvent servir à expliquer l'espece de détonation, qu'a observée M. Fourcroy en versant sur cette liqueur de l'acide sulfurique très-concentré (\*).

### V I I I

Nous avons dit ci-dessus, & nous venons de le prouver encore par l'exemple du sulfure d'ammoniacque, que les Sulfures Caustiques ne donnent pas de gaz hydrogène sulfuré par la chaleur seule; qu'il faut au moins, pour l'obtenir, une chaleur beaucoup supérieure à celle de l'eau bouillante. Mais le cas est tout à fait différent pour les Sulfures de Carbonate de potasse, de soude &c. Ayant préparé ceux-ci par la voie sèche, & les ayant humecté d'un peu d'eau, nous les avons chauffés, & nous en avons obtenu une quantité assez considérable de gaz; mais ce gaz éteignit la lumière, troubla l'eau de chaux, fut absorbé par l'ammoniacque & ne parut être d'abord que du gaz acide carbonique. La même chose arrive, quand  
on

---

(\*) Elém. de Chymie T. II. p. 358.

on verse sur ces sulfures un acide un peu étendu d'eau : on en obtient dans ce cas un gaz, qui est doué des mêmes propriétés.

Au commencement de ces recherches nous ne fîmes absorber, par l'eau de chaux ou par l'ammoniacque, que la plus grande partie de ce gaz ; croyant pouvoir séparer de cette manière le gaz acide carbonique du gaz hydrogène sulfuré, qui y seroit mêlé, & d'obtenir celui-ci pour reste. Mais le résultat n'ayant pas répondu à notre attente à cet égard, puisque la lumière s'éteignoit dans le résidu tout comme auparavant, nous nous proposâmes d'essayer avant tout, si une certaine quantité de gaz hydrogène sulfuré pourroit être tellement masquée par le gaz acide carbonique, qu'on ne sauroit plus le reconnoître par les moyens ordinaires. Nous fîmes pour cet effet un mélange artificiel de parties égales de gaz acide carbonique & de gaz hydrogène sulfuré. Nous l'exposâmes à l'eau de chaux, & nous en laissâmes absorber une quantité beaucoup plus considérable que celle du gaz acide carbonique employé : cependant le résidu éteignoit la lumière comme auparavant, & ne donnoit aucun indice d'être du gaz hydrogène sulfuré.

Nous eûmes donc recours à un autre moyen pour reconnoître la présence du gaz hydrogène sulfuré dans le gaz obtenu des sulfures des carbonates ; & pour le distinguer du gaz acide carboni-

nique, auquel il est mêlé: ce moyen est celui de sa décomposition par l'acide nitrique, connue généralement (\*) & confirmée par nos expériences. Ayant fait bouillir du sulfure de carbonate de soude & en ayant recueilli le gaz sur du mercure, nous le transportâmes du mercure sur de l'eau. Ayant ensuite plongé l'ouverture de la cloche dans l'acide nitrique il y eut à l'instant diminution de gaz & formation de dépôts de soufre. Le gaz restant, étant examiné, se trouva être du gaz acide carbonique.

Nous croyons que cette production de gaz des sulfures non caustiques, & les soupçons très fondés qu'on avoit, que ce produit doit contenir du gaz hydrogène sulfuré, a induit en erreur les Chymistes, qui ont avancé, qu'on peut obtenir le gaz hydrogène sulfuré des sulfures en général par la chaleur seule. Ayant sans doute obtenu le même produit que nous pour les sulfures des carbonates, ils ont cru, qu'en continuant le procédé, & en séparant le gaz acide carbonique (ce qui ne se fait que difficilement, & point de tout, comme on l'a avancé, par l'ammoniaque ou par l'eau de chaux) on obtiendrait du gaz hydrogène sulfuré sans mélange, & qu'ainsi on obtiendrait également

---

(\*) FOURCROY Elém. de Chymie T. II. p. 357.

ment des sulfures d'alkalis caustiques, par la chaleur seule, du gaz hydrogène sulfuré qui ne seroit pas mêlé de gaz acide carbonique. Mais on s'est trompé dans cette idée; le gaz acide carbonique, étant combiné avec la potasse ou avec la soude, affoiblit l'affinité de celles-ci pour le gaz hydrogène sulfuré; & son action à cet égard, quoique très foible, n'en est pas moins analogue à celle des acides en général, qui, en s'emparant de l'alkali des sulfures, détruisent leur affinité pour le gaz hydrogène sulfuré. Un acide plus fort, en chassant le gaz acide carbonique, développe en même tems le gaz hydrogène sulfuré: la chaleur seule les développe tous les deux en même tems; mais il n'en suit pas, que le même effet aura lieu pour les sulfures caustiques, auxquels le gaz hydrogène sulfuré tient avec plus de force.

## I-X.

Il nous reste encore à éclaircir le phénomène intéressant de la décomposition de l'Air atmosphérique & de l'absorption du gaz oxygène par les sulfures humides. Nous savons maintenant que c'est l'eau qui est décomposée dans ce cas; que son oxygène se porte sur le soufre du sulfure, & que son hydrogène uni à un peu de soufre reste dissous dans l'alkali du sulfure, dont il est dégagé

E

par

par les acides. Nous favons également que le soufre & l'alkali n'ont, ni seuls, ni combinés dans l'état de sulfure sec ou de sulfate, la propriété d'attirer l'oxygène, soit pur, soit de l'air atmosphérique. Enfin il est connu, & nos expériences l'ont confirmé, que le gaz hydrogène sulfuré & le gaz oxygène, étant mêlés ensemble dans une certaine proportion, quittent l'un & l'autre l'état gazeux, de sorte que tout le gaz oxygène se trouve détruit. Ces réflexions nous ont engagé à rechercher, si le gaz hydrogène sulfuré conserveroit cette même faculté, pendant qu'il est dissous dans l'alkali, & si la propriété, qu'ont les sulfures humectés, d'attirer l'oxygène de l'atmosphère, ne dépendroit pas de cette action du gaz hydrogène sulfuré, que leur alkali tient en dissolution.

Pour cet effet nous saturâmes un peu de potasse liquide de gaz hydrogène sulfuré : & nous renfermâmes cette liqueur dans de l'air atmosphérique sur du mercure. Dans peu de jours il se manifesta une diminution dans le volume du gaz, que nous trouvâmes après quelques jours avoir perdu tout son oxygène, & n'être plus que du gaz azote.

Nous obtînmes le même résultat en renfermant la liqueur alkaline saturée de gaz hydrogène sulfuré dans du gaz oxygène pur. Dans  
deux

deux jours l'absorption de ce gaz fut complète.

C'est au moyen de ces expériences, combinées avec les résultats précédens, que nous croyons être en état d'expliquer d'une manière complète & exacte l'action réciproque des sulfures, de l'eau, & de l'air atmosphérique, & les décompositions & combinaisons qui en résultent. Nous allons conclure en présentant un résumé général des différens points théoriques, indiqués dans le cours de ce mémoire, & en faisant sur chaque point les réflexions, que nous croirons propres à l'éclaircir & à le constater.

## X.

## CONCLUSIONS GÉNÉRALES.

1. Le Soufre, s'unissant aux Alkalis, à la Chaux, à la Baryte & à la Magnésie, forme avec ces substances des combinaisons chimiques, qui ont des propriétés & des loix d'affinité différentes de celles de leurs composans.

2. Une des propriétés les plus remarquables, que le soufre acquiert dans cet état, c'est l'intension de la faculté d'attirer l'oxygène.

La raison de cette attraction plus active semble être, que l'alkali présente à la combinaison du sou-



fre & de l'oxygène, à mesure qu'elle se forme, une base, à la quelle cette combinaison se joint avec la plus grande avidité pour constituer un sulfate. La formation du sulfate sera donc dans ce cas l'effet de deux affinités, de celle que le soufre a par lui-même pour l'oxygène, mais qu'il n'exerce qu'à une température très élevée; & de celle que la base alcaline a pour la combinaison du soufre & de l'oxygène, c'est à dire, pour l'acide sulfurique; de sorte que la dernière donne à la première un plus grand degré d'intensité.

3. Toutefois cette faculté d'attirer l'oxygène n'est pas augmentée dans le soufre par sa combinaison avec les alkalis jusqu'au point de pouvoir faire quitter à l'oxygène l'état gazeux, pas même quand il se trouve combiné avec le gaz azote dans l'état de gaz nitreux. Ces sulfures exercent leur attraction pour l'oxygène en décomposant l'eau.

Il paroît que l'oxygène de l'eau est attiré dans ce cas par préférence à celui qui se trouve dans l'état gazeux, parce que dans ce dernier cas il se trouve uni à beaucoup de calorique. Au reste, c'est le même phénomène, qu'on observe, par exemple, dans le fer, qui ne s'altère pas sensiblement, soit dans l'atmosphère, soit même dans le gaz oxygène pur, tandis qu'il attire avidement l'oxygène de l'eau.

4. En

4. En examinant donc un sulfure humecté d'eau ou préparé par la voie humide, on trouve que l'oxygène de l'eau, uni à une partie de soufre, est converti en acide sulfurique; & que cet acide a formé avec la base du sulfure un sulfate.

5. L'hydrogène de l'eau, dès qu'il devient libre, s'unit de son côté avec une autre partie du soufre, & constitue la combinaison connue sous le nom de Gaz Hydrogène Sulfuré ou hépatique.

Pour que cette union du soufre & de l'hydrogène se fasse, il convient que ces deux substances se rencontrent au moment où l'hydrogène devient libre, & avant qu'il ait pris la forme de gaz.

6. Ce gaz, après avoir été formé, ne quitte pas la solution des sulfures, mais y reste combiné à la base alcaline ou terreuse, pourvu que cette base soit dissoute dans l'eau, qui favorise cette solution comme plusieurs autres.

Comme le gaz hydrogène pur n'est pas soluble dans les alkalis, l'affinité de ceux-ci pour le gaz hydrogène sulfuré paroît dépendre de leur affinité pour le soufre.

7. Le gaz hydrogène sulfuré dissout dans les alkalis y est assez fixé pour résister à la chaleur de l'eau bouillante, sans les quitter; il faut pour cet effet un acide, qui par une plus grande affinité s'em-

pare de l'alkali, le sature, & en dégage ainsi le gaz.

Il faut employer pour cet effet des acides qui ne cèdent pas facilement leur oxygène, pour qu'ils ne soient pas décomposés eux-mêmes par le gaz hydrogène sulfuré, qui s'emparerait de leur oxygène. On peut quelquefois prévenir cette décomposition des acides & du gaz en les étendant d'eau. Nous nous réservons de donner à une autre occasion un plus ample détail de l'action mutuelle des acides & du gaz hydrogène sulfuré.

8. Ce gaz enfin retient dans la dissolution alkaliné ses propriétés; & surtout celle d'attirer le gaz oxygène, & de former avec lui de l'eau en abandonnant le soufre.

9. Un sulfure alkalin, dissout dans l'eau, contient donc 1°. le sulfure proprement dit, ou la combinaison du soufre avec l'alkali; 2°. le sulfate qui s'est formé par la décomposition de l'eau, dont l'oxygène s'est uni à une portion de soufre; & 3°. le gaz hydrogène sulfuré dissout dans la base alcaline du sulfure.

Reunissons ces faits, & la manière, dont les sulfures agissent en décomposant l'air atmosphérique & en absorbant le gaz oxygène, deviendra évidente. Les sulfures secs n'ont aucune action sur le gaz oxygène; or, dans les sulfures liquides on a, outre ce sulfure dissout dans l'eau, le sulfate qui s'est  
for-

formé ; mais celui-ci n'exerce non plus aucune attraction sur l'oxygène. Il ne reste donc que le gaz hydrogène sulfuré dissout dans l'alkali ; & en effet, c'est à cette dernière portion du sulfure liquide seule, qu'il faut attribuer l'absorption du gaz oxygène. Les expériences rapportées dans ce mémoire ne laissent aucun doute à cet égard.

En dissolvant un sulfure alkalin dans l'eau, la décomposition de l'eau, (pourvu que l'opération se fasse dans des vaisseaux bien bouchés,) continuera jusqu'à ce que la base alkaline soit saturée de gaz hydrogène sulfuré : ce terme passé, il y aura équilibre, & l'eau ne sera plus décomposée. Aussi, c'est une circonstance bien connue, que les sulfures se conservent très bien, c'est-à-dire ne se changent pas entièrement en sulfates, quand on les conserve dans des bouteilles exactement bouchées. D'où il paroît résulter encore, que la décomposition de l'eau par les sulfures, causée en partie par l'attraction de l'alkali sur la combinaison de l'une des parties constituantes de l'eau avec le soufre, c'est à dire sur l'acide sulfurique, est favorisée en même tems par l'attraction de ce même alkali sur la combinaison du soufre avec l'autre partie constituante de l'eau, c'est à dire sur le gaz hydrogène sulfuré. C'est encore une des raisons peut-être, pourquoi le sulfure décompose l'eau plutôt que l'air atmosphérique.

Au contraire, si on laisse exposé à l'air atmosphérique un sulfure liquide, l'hydrogène cherche à reprendre son oxygène, & l'eau est reproduite; tandis que le soufre, qui avoit été uni à l'hydrogène, reste dissous dans l'alkali. Mais cette eau est encore décomposée à son tour & reproduite de nouveau: & ces opérations continuent alternativement; jusqu'à ce qu'enfin tout le sulfure, particule à particule, soit changé en sulfate.

Ce sont là les résultats des recherches que nous avons entreprises sur la combinaison du Soufre avec les substances Alkalines. Nous nous flattons d'avoir éclairci, par un examen suivi & par l'observation de quelques propriétés inconnues ou peu constatées, l'histoire de ces sulfures, & d'avoir lié, par une théorie qui est le résultat de faits bien constatés, leur manière d'agir sur l'eau & sur l'air atmosphérique avec la Théorie générale Physico-chymique.

Nous nous proposons de publier de tems en tems les recherches, qui nous paroîtront fournir de nouvelles lumières pour les progrès de la Physique & de la Chymie.

# MEMOIRE

SUR LA NATURE DE

L'OXIDE GAZEUX D'AZOTE,

NOMME PAR

M. P R I E S T L E Y

*Gaz nitreux déphlogistiqué.*

---

I.

Depuis que les découvertes de la nouvelle Chymie ont fait connaître l'oxygène comme une substance élémentaire, qui, en se combinant avec la plupart des autres substances, sert à former un très grand nombre de différentes combinaisons, produits de la nature ou de l'art; on n'a pas tardé à remarquer qu'une seule & même

A

sub-

substance élémentaire peut former avec l'oxygène plusieurs composés, dont les propriétés sont très différentes, à raison du rapport différent de l'oxygène à la base. Un premier degré d'oxygénation produit des oxides, un degré plus fort des acides; chacun de ces deux états est encore susceptible de différentes modifications dues à la même cause, à la variation de rapport entre l'oxygène & la base simple à laquelle il se trouve uni.

Il n'y a pas de substance, qui nous présente une succession de ces combinaisons plus complète & plus variée, que celle qu'on connaît sous le nom d'azote. Mêlée à l'oxygène dans un état gazeux sans qu'elle lui soit intimement unie, elle compose en grande partie l'atmosphère dans laquelle nous vivons, et de laquelle nous tirons l'oxygène dont nous avons besoin, tant pour entretenir la vie animale elle même, que pour mille autres usages qu'elle exige. Cette même substance, combinée avec l'oxygène d'une manière intime et chimique, se présente à nous sous les états successifs de gaz nitreux, d'acide nitreux, & d'acide nitrique, dont on a examiné avec succès les propriétés.

M. Priestley, et sans doute aussi d'autres Chymistes, en traitant le gaz & les acides mention-

tion-



tionnés, ont obtenu plusieurs fois une espece de gaz, dont les propriétés paraissaient le distinguer et du gaz nitreux, et des deux gaz qui en font les parties composantes, le gaz azote et le gaz oxygène. La chandelle, qui s'éteint dans le gaz nitreux et dans le gaz azote, y brule avec un éclat augmenté, les animaux y meurent comme dans ceux-ci; mêlé au gaz atmosphérique et au gaz oxygène il ne présente pas les mêmes phénomènes que le gaz nitreux; on n'y observe ni formation d'acide, ni la diminution de volume qui en est la suite. Ces caractères, pris ensemble, auraient suffi pour le faire distinguer de tous les gaz mentionnés, mais en ne l'examinant que d'une seule maniere, rien n'était plus facile que de le confondre avec l'un ou l'autre de ceux-ci; d'autant plus, qu'on obtient ce gaz ordinairement dans des circonstances, où l'on peut s'attendre naturellement à obtenir ou du gaz nitreux ou du gaz azote. En effet les expériences de M. Priestley prouvent, que ce gaz a été confondu plusieurs fois de cette maniere avec d'autres; que quelques fois on a cru lui trouver les propriétés mentionnées, d'autres fois on a eu de doutes là-dessus; enfin, jusqu'à present on n'a pas donné assez d'attention à ce gaz. •

Nous avons dit ailleurs (p. 11), qu'en exposant du gaz nitreux à l'action des sulfures alkalis humectés, nous avons obtenu du gaz azote. En comparant nos expériences à celles de M. Priestley (\*) nous avons trouvé, qu'il assure avoir obtenu dans le même cas cette espece particulière de gaz dont nous parlons; cette différence dans nos résultats nous a frappé, nous n'avons pas tardé à en chercher la cause: cette recherche non seulement nous a fait découvrir la solution du problème, que nous nous étions proposé, mais elle nous a engagé à nous occuper en général de l'examen de la nature et des propriétés de cette espece de gaz. C'est le résultat de ces recherches comparées aux expériences de M. Priestley, que nous allons présenter aux amateurs des sciences Physico-chymiques.

Avant d'entrer dans aucune discussion théorique, nous allons donner les expériences nécessaires pour déterminer les circonstances propres à obtenir le gaz en question. Nous examinerons ensuite les propriétés principales de ce gaz, et nous déduirons de l'ensemble de ces faits quelques

---

(\*) PRIESTLEY, Exp. sur les Airs (trad. franc.) I. p. 283—  
285. IV. p. 124.

ques remarques propres à les lier à la Théorie générale de la Chimie, et à assigner au gaz que nous traitons la place qui lui convient parmi les substances gazeuses en général et parmi les combinaisons oxygénées d'azote en particulier. Nous nous sommes servis pour le reconnaître principalement de ces deux propriétés, sur lesquelles nous entrerons dans un plus grand détail par la suite, que la chandelle y brûle avec une flamme vive et agrandie, ce qui le distingue du gaz azote et du gaz nitreux; et qu'il ne diminue pas en volume avec le gaz nitreux même, ce qui le distingue du gaz oxygène et de l'air atmosphérique. Nous croyons encore devoir remarquer d'avance, que le nom, sous lequel M. Priestley a cru devoir le désigner, celui de *gaz nitreux déphlogistique*, qui devrait se traduire en langage moderne par *gaz nitreux oxygéné*, ne doit son origine qu'à une explication fautive de la propriété, que possède ce gaz, d'entretenir la flamme de la chandelle, phénomène qui faisait présumer naturellement qu'il contenait plus d'oxygène que le gaz nitreux: mais nous verrons par nos expériences qu'il en contient réellement moins; que sa faculté d'entretenir la flamme tient à d'autres causes; et qu'ainsi le nom de gaz

*gaz nitreux déphlogistique* ou *oxygène* est tout-à-fait contraire à sa nature, et ne peut qu'in-  
duire en erreur à son égard. Nous avons cru  
nous conformer aux principes de la nouvelle  
nomenclature, en le désignant par le nom d'*Oxi-  
de gazeux d'azote*.

## II.

On peut diviser les différentes manières d'obtenir  
l'oxide gazeux d'azote en deux classes; l'une con-  
tient les cas, où le gaz nitreux tout formé se  
change en cette espèce de gaz dont il est question;  
l'autre ceux, où l'on obtient directement ce gaz  
par des opérations analogues à celles qui fournis-  
sent du gaz nitreux, mais dont on a modifié les  
circonstances d'une manière différente.

Voici d'abord les expériences, dans lesquelles  
nous avons réussi à changer le gaz nitreux  
en oxide gazeux d'azote.

1. Nous avons exposé plusieurs fois du gaz  
nitreux sur de l'eau à l'action de limaille de fer  
humectée. En l'examinant au bout d'un jour  
à-peu-près, nous avons trouvé que le gaz nitreux  
était changé en grande partie en oxide gazeux,  
mais qu'une portion considérable de gaz nitreux  
s'y trouvait encore mêlée.

Dans

Dans une autre expérience, nous n'examinâmes ce gaz qu'après deux ou trois jours; il était changé complètement en oxide gazeux, qui ne répandait plus aucune odeur d'acide nitrique.

Enfin, ayant laissé résider le gaz nitreux sur le fer pendant six jours, nous ne trouvâmes pour restant que du gaz azote.

Dans le premier cas, la diminution n'était que de  $\frac{2}{3}$  du total, dans le second, elle était de plus que  $\frac{2}{3}$ , dans le dernier, il en resta moins que  $\frac{1}{4}$ . Il paraît donc qu'on peut observer le changement de la manière la plus complète et la plus exacte, en examinant le résidu lorsqu'il est à-peu-près un tiers du volume total.

Quoique nous nous proposons de parler dans la suite des propriétés de l'oxide gazeux, nous devons ici faire connaître d'avance celle dont il jouit d'être absorbé, quoique lentement, par l'eau. C'est de cette propriété que dépend la circonstance, qu'en continuant l'expérience jusqu'à la fin on ne trouve pour résidu que du gaz azote. Ce dernier gaz n'est pas, comme on pourrait se l'imaginer, le produit d'une décomposition ultérieure, laquelle séparerait de l'oxide gazeux tout l'oxygène qui lui reste dans cet état; mais c'est du gaz azote mêlé accidentellement au gaz nitreux qu'on employe. L'oxide gazeux ne se décompose pas, mais il s'absorbe dans l'eau, quand

quand il réside longtems sur celle ci. C'est la raison, qu'on ne le trouve plus en l'examinant. Si l'on opère sur du mercure on obtient un résultat différent. Cette remarque doit s'appliquer aux résultats de toutes les expériences de ce genre.

Les expériences de M. Priestley (\*) sur ce sujet sont conformes aux nôtres, mais il n'a pas donné assez d'attention à la circonstance de l'eau.

II. Du gaz nitreux, exposé a l'action d'un sulfure de potasse ou de soude très peu humecté, se trouva devenu oxide gazeux, après avoir éprouvé une diminution de  $\frac{2}{3}$  de son volume. Mais en continuant l'opération jusqu'à ce qu'il n'en restait que  $\frac{1}{3}$ , ce reste ne fut que du gaz azote.

En comparant ce résultat à celui de nos expériences sur les sulfures, on voit que la raison, pour laquelle nous n'obtinmes alors que du gaz azote, n'était autre que celle d'avoir fait continuer trop longtems l'action des sulfures, et d'avoir fait l'opération sur l'eau.

III. Nous savions par les expériences intéressantes de M. Pelletier (†), que le muriate d'étain a beaucoup d'affinité avec l'oxygène, qu'il s'y

(\*) PRIESTLEY sur les Airs I. p. 73. IV. p. 136.

(†) Ann. de Chymie. XII. p. 225 suiv.

s'y unit directement, et qu'il l'enleve à plusieurs autres substances, pour se changer en muriate oxygéné d'étain. Nous avons donc éprouvé l'action du muriate d'étain sur le gaz nitreux, et nous avons trouvé par plusieurs expériences, faites sur du mercure, qu'il est changé en oxide gazeux, lorsque le volume en est diminué à peu près de  $\frac{2}{3}$  à  $\frac{7}{10}$ .

IV. Nous avons exposé le gaz nitreux à l'action d'ammoniaque, dans lequel se trouvait un petit morceau de cuivre, pendant trois ou quatre jours. Le volume se trouvant diminué à  $\frac{2}{3}$ ,  $\frac{1}{3}$ ,  $\frac{1}{4}$  près, nous examinâmes les résidus, et nous leur trouvâmes les propriétés d'oxide gazeux d'azote. On fait que l'ammoniaque peut dissoudre le cuivre, quoique en petite quantité, et que cette solution attire l'oxygène de l'atmosphère (\*). Le changement du gaz nitreux, que nous avons observé dans les circonstances indiquées, paraît tenir à la même cause.

V. Nous avons fait passer du gaz nitreux, à mesure qu'il se dégagait d'une solution de cuivre par de l'acide nitrique affaibli, le long de soufre fon-

---

(\*) FOURCROY Elem. de Chimie III. 323. 324.



fondu et rougi dans un tuyau de verre sur des charbons. Le gaz étant recueilli se trouva être de l'oxide gazeux, mêlé à un peu de gaz nitreux, mais de tems en tems plus pur durant le procédé de l'opération.

VI. En mêlant du gaz hydrogène phosphoré à du gaz nitreux, son volume diminue dans le tems d'une heure ou deux, et la chandelle brûle dans le résidu comme dans l'oxide gazeux.

### III.

Nous allons rendre compte des cas, dans lesquels on obtient directement de l'oxide gazeux d'azote, ou plutôt dans lesquels le gaz nitreux, à mesure qu'il se produit et avant que de prendre la forme gazeuse, se décompose et devient oxide gazeux.

I. La solution de fer dans un mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique tous les deux étendus d'eau, fournit d'abord du gaz hydrogène, ensuite de l'oxide gazeux, à la fin du gaz nitreux ordinaire. En employant un mélange d'acide muriatique et d'acide nitrique, le résultat est le même. Si l'on employe du cuivre on n'obtient que du gaz nitreux.

L'on fait que la solution du fer dans l'acide  
ful.

sulfurique étendu et dans l'acide muriatique fournissent ordinairement du gaz hydrogène. Dans nos recherches sur les sulfures nous avons vu, que ce gaz a la propriété de se combiner avec le soufre, pourvu qu'on lui présente celui-ci à l'instant que le gaz hydrogène vient de se dégager, mais qu'il n'exerce plus d'affinité sur le soufre dès qu'il a pris la forme gazeuse. Nous avons vu encore que le gaz hydrogène sulfuré lui-même attire l'oxygène avec beaucoup plus d'avidité, à mesure qu'il se dégage, qu'après qu'il se trouve dans l'état gazeux permanent (\*). Il nous a paru, qu'en général l'affinité des gaz et surtout celle du gaz hydrogène pour différentes substances est beaucoup plus forte à l'instant où ils naissent, qu'en-

---

(\*) On nous a fait la remarque, que l'attraction que le fer, les sulfures &c. exercent sur l'oxygène au moyen de l'eau, et que nous avons cru devoir attribuer à une décomposition et recomposition de l'eau, pourrait n'être qu'une attraction ordinaire pour l'oxygène de l'atmosphère, aidée par l'eau, ainsi que cela a lieu à l'égard de l'attraction de la chaux pour le gaz acide carbonique, et dans des autres cas. Nous nous proposons de faire des expériences ultérieures à cet égard: au reste l'analogie du cas que nous traitons avec les autres, que nous venons de citer, fera toujours la même (Ann. de Chimie, XIV. p. 312.)

qu'ensuite, lorsqu'ils se trouvent intimement unis au calorique, qui leur fait prendre l'état de gaz.

On reconnaîtra aisément la même circonstance, dans l'expérience dont il est question ici. C'est le gaz hydrogène *naissant*, qui enlève au gaz nitreux *naissant* une portion de son oxygène, et le change par là en oxide gazeux.

II. Les solutions de fer et de zinc dans l'acide nitrique étendu de beaucoup d'eau donnent depuis le commencement jusqu'à la fin de l'opération de l'oxide gazeux. A celui qu'on obtient du fer se trouve mêlé un peu de gaz nitreux: du zinc on en obtient qui est plus pur. Pour l'avoir dans la plus grande pureté, et tel que nous nous en sommes servis ordinairement, il faut employer celui, qui se dégage de la solution de zinc au commencement de l'opération, et avant qu'elle ait pris une couleur brune. Vers la fin de l'opération la solution s'embrunit, la production de gaz est peu considérable, et il s'y trouve du gaz nitreux mêlé.

III. La solution de zinc dans un mélange d'eau et d'acide nitromuriatique à parties égales donne également de l'oxide gazeux, mais en quantité beaucoup moindre que lorsqu'on emploie de l'acide nitrique seul, étendu de beaucoup d'eau.

M. Priest-

M. Priestley (\*) a obtenu aussi de l'oxide gazeux des solutions de fer, de zinc, et d'étain, dans l'acide nitrique étendu d'eau.

IV. Nous avons mis dans un petit flacon du nitrate d'ammoniaque, mêlé à trois fois son volume de sable, à fin de prévenir la production trop rapide, et nous l'avons chauffé fortement. Il y a production d'oxide gazeux, dont on obtient de cette manière une grande quantité. En poussant l'opération jusqu'à la fin, le produit est mêlé à beaucoup de gaz azote.

#### IV.

Avant que de passer à l'examen des propriétés du gaz que nous traitons, nous croyons devoir remarquer, que nous avons eu toujours la précaution de l'employer très pur, tel qu'on l'obtient de la solution de zinc dans l'acide nitrique avant qu'elle commence à devenir brune, ou du nitrate d'ammoniaque.

I. L'oxide gazeux d'azote, quand il est très pur, ne subit aucune diminution ou décomposition,

---

(\*) PRIESTLEY IV. p. 125. 126. 132. 21.

tion, quand on y ajoute du gaz oxygène ou de l'air atmosphérique.

II. Quand on ajoute de l'oxide gazeux au gaz nitreux ordinaire, il n'y a aucune diminution de part ou d'autre. La chandelle continue de brûler dans le mélange avec plus ou moins d'éclat, à mesure que c'est l'oxide gazeux ou le gaz nitreux qui domine.

III. En ajoutant du gaz acide muriatique oxygéné, soit tout d'un coup, soit bulle à bulle, on n'y observe aucun changement. En exposant le mélange à l'eau, il est absorbé complètement à un petit restant d'azote près, qui ne peut qu'avoir résidé dans l'un ou l'autre des gaz employés.

Dans une autre expérience, au lieu de faire absorber les gaz en les exposant à l'eau, nous y avons ajouté un peu de potasse liquide pour absorber le gaz acide muriatique oxygéné. Le résidu se trouva être de l'oxide gazeux comme auparavant. S'il y a du gaz nitreux mêlé à l'oxide gazeux, il y a diminution et changement de couleur, quand on ajoute du gaz acide muriatique oxygéné.

IV. L'oxide gazeux d'azote est absorbé par l'eau, quand on l'y secoue ou qu'on l'y laisse résider pendant quelques heures. Nous avons déjà fait

fait mention de cette propriété pour expliquer les circonstances des expériences faites sur la décomposition du gaz nitreux par les sulfures.

M. Priestley (\*) a observé cette même propriété; il a dégagé le gaz absorbé de l'eau au moyen de la chaleur et lui a trouvé encore les mêmes propriétés.

Ayant tenté cette expérience en placant un peu d'ammoniaque dans l'oxide gazeux exposé sur de l'eau, cette circonstance parût empêcher l'absorption, soit totalement, soit au moins en partie. Nous ne savons à quoi attribuer ce fait singulier.

L'alkali caustique liquide n'exerce aucune action sur l'oxide gazeux. Ayant laissé celui-ci exposé à cette action pendant deux jours, sur du mercure, il n'y avait qu'une diminution à peine perceptible, et le gaz n'avait subi aucun changement.

V. Le muriate d'étain que nous avons vu décomposer le gaz nitreux, et le changer en oxide gazeux d'azote, n'a plus aucune action sur celui-ci. L'ayant exposé à cette action sur du mer-

---

(\*) PRIESTLEY IV. p. 240.

mercure, il y avait une très petite absorption, due sans doute à l'eau du muriate. Le gaz, étant examiné ensuite, se trouva n'avoir subi aucune décomposition ou changement.

VI. La manière, dont se conduit l'oxide gazeux d'azote avec les différentes substances inflammables, nous a fait connaître la plus singulière et la plus intéressante de ses propriétés. Nous avons dit ci-dessus, que la chandelle y brûle d'un éclat augmenté, qui est d'autant plus vif que l'oxide gazeux est plus pur et moins mêlé à du gaz nitreux. On fait que la portion inflammable de la chandelle contient de l'hydrogène et du carbone. Pour démêler la nature de l'expérience mentionnée, il s'agit de déterminer si l'oxygène de l'oxide se porte sur toutes les deux, ou seulement sur l'une de ces deux substances. En général nous nous sommes proposés d'examiner les affinités, que l'oxygène de l'oxide gazeux exerce sur les différentes substances inflammables. Voici le résultat de nos recherches.

*a.* La chandelle brûle dans l'oxide gazeux avec un éclat vif et augmenté. S'il est très pur, l'étincelle s'y rallume comme dans du gaz oxygène.

*b.* L'oxide gazeux d'azote mêlé à un peu d'hydro-



drogène s'enflamme avec explosion (\*). Pour cet effet nous avons fait d'abord un mélange de 3 parties d'oxide gazeux et de 4 parties de gaz hydrogène dans un tuyau de  $\frac{3}{4}$  pouce de diametre; nous avons allumé ce mélange par l'étincelle électrique, et il y a eu dans l'instant explosion et diminution.

Dans une autre expérience nous nous sommes servis d'un petit ballon dans le quel nous avons mêlé ensemble 3 pouces d'oxide gazeux et 1 de gaz hydrogène. L'étincelle électrique les enflamma et les diminua. Dans le reste la chandelle brula, mais sans éclat, et il diminua avec du gaz nitreux à peu près de la même quantité que l'air atmosphérique.

Une autre fois, ayant employé 2 parties d'oxide gazeux et 1 de gaz hydrogène, la diminution par l'explosion était plus considérable. Le restant éteignit la chandelle; nous le jugeames être du gaz azote.

L'étincelle électrique n'a aucun effet sur l'oxide gazeux seul, quand on ne continue pas très longtems son action. Nous verrons dans la suite

---

(\*) PRIESTLEY IV. p. 255.

te l'effet des explosions électriques réitérées long-tems.

*c.* Nous fîmes monter une parcelle de phosphore dans un petit flacon, rempli d'oxide gazeux d'azote recueilli sur du mercure, et dans le quel on avait eu soin de ne laisser passer aucune humidité. Nous le plaçâmes ensuite dans de l'eau bouillante, tenant toujours le gaz renfermé par du mercure. Le phosphore se fonda, mais ne l'enflamma point: ayant ensuite retiré ce phosphore, la chandelle non seulement ne s'éteignit pas dans le gaz, mais son étincelle s'y enflamma même deux fois de suite.

Nous avons introduit du phosphore brulant dans un petit flacon à ouverture étroite rempli d'oxide gazeux. Le phosphore s'y éteignit trois fois de suite, quoiqu'il s'enflammait de soimême dans l'air, chaque fois qu'il fut retiré du flacon. Ayant ensuite introduit la chandelle dans ce même gaz, qui avait éteint trois fois le phosphore, elle brula comme à l'ordinaire dans l'oxide gazeux.

*d.* En faisant la dernière expérience avec du soufre brulant, le résultat est exactement et à tous égards le même qu'avec du phosphore.

*e.* Nous avons rempli d'oxide gazeux d'azote un petit flacon à ouverture étroite. Nous y  
avons

avons introduit un petit morceau de charbon de bois bien rougi (pour en séparer l'hydrogène) et attaché à un bouchon de liège, qui servait à fermer en même tems l'ouverture du flacon. Le charbon y continua de bruler, mais plus difficilement que dans du gaz oxygène. Lorsqu'il fut éteint, nous ouvrîmes le flacon dans de l'eau de chaux, elle y monta et se troubla, mais dans le restant du gaz la chandelle continua de bruler avec un éclat presqu'aussi vif que dans le gaz oxygène.

Dans une autre expérience nous observâmes la même chose chez le premier morceau de charbon introduit. Un second morceau s'éteignit à l'instant. Nous fîmes monter ensuite un peu d'ammoniaque, il se forma quelque vapeur, mais la diminution était peu considérable. La chandelle introduite dans le gaz restant y brula presque comme à l'ordinaire avec une flamme augmentée. Le gaz, privé du gaz acide carbonique qui avait pu se former, parut donc n'avoir subi aucun changement.

Le résultat de ces expériences ne nous ayant pas satisfait, et nous étant suspect tant à cause de la maniere peu exacte de les executer, qu'à cause de la difficulté qu'il y a de purifier le charbon de tout l'hydrogène, qu'il contient or-

dinairement et qui lui adhère fortement; nous essayâmes de faire passer l'oxide gazeux le long de charbon rougi, par un tube de verre fortement chauffé. Mais nous trouvâmes que, pour cet effet, il nous était également impossible de séparer assez parfaitement l'hydrogène adhérent au charbon, puis que le charbon donne du commencement jusqu'à la fin du gaz hydrogène.

Nous réussîmes mieux à observer la différence dans les affinités de l'oxide gazeux pour l'hydrogène et pour le carbone, en faisant bruler un mélange de  $2\frac{1}{2}$  pouces d'oxide gazeux et de  $1\frac{1}{2}$  pouce de gaz hydrogène carboné. Le carbone se précipita dans cette expérience d'une manière très manifeste.

Quant à la précipitation que nous avons observée dans l'eau de chaux à la première expérience, nous croyons pouvoir l'expliquer sans supposer que le carbone ait reçu aucun oxygène directement de l'oxide gazeux. On a vu dans les expériences *b*, que l'explosion du gaz hydrogène avec d'oxide gazeux le change en partie dans un gaz analogue à l'air atmosphérique qui diminue avec le gaz nitreux. Cette portion de gaz transformé a pu servir à bruler une petite quantité de carbone, suffisante à précipiter l'eau de chaux à la manière ordinaire.

VII. Depuis qu'on a mieux approfondi ce qui se passe dans la respiration animale, on a reconnu, que l'un des effets principaux de cette opération c'est de décharger la machine animale de son trop de carbone, qui s'unit à l'oxygène de l'air atmosphérique lorsque celui-ci se trouve en contact avec les poumons. Nous parûmes devoir conclure des expériences mentionnées, que l'oxide gazeux d'azote ne cède pas son oxygène au carbone; il ne peut donc pas servir à la respiration. C'est ce qui a été confirmé par les expériences suivantes, que nous avons faites à cet égard.

Nous introduisîmes un petit oiseau dans un verre rempli d'oxide gazeux d'azote, dans lequel la chandelle brula d'un éclat très vif et augmenté; l'oiseau y mourut en moins de 15 secondes. Comme on aurait pu soupçonner que le passage par l'eau, tout momentanément qu'il était, aurait pu contribuer à cette mort, nous introduisîmes de la même manière un ferin dans un verre rempli d'air atmosphérique, nous l'y laissâmes quelque tems, et nous l'en retirâmes, sans qu'il avait rien souffert. Nous introduisîmes ensuite un autre petit oiseau dans le même gaz où le premier était mort; il y mourut également dans

peu de secondes (\*). Ayant ensuite introduit dans ce même gaz la chandelle, non seulement elle y brula d'un éclat très vif, mais son étincelle presque éteinte s'y ralluma de soi-même.

VIII. Connaissant le pouvoir des explosions électriques longtems continuées pour décomposer plusieurs substances, nous avons voulu l'essayer sur l'oxide gazeux. On a déjà vu (VI. c.) que l'explosion de ce gaz avec l'hydrogène paraît décomposer le restant et le changer en une espèce d'air atmosphérique.

Ayant fait passer 300 explosions par l'oxide gazeux dans un tuyau assez large, le gaz diminua au commencement de  $\frac{1}{3}$  et devint alors stationnaire. La chandelle y brula ensuite, mais sans éclat.

Ayant mis 6 pouces d'oxide gazeux très pur dans un tuyau d'un demi-pouce de diamètre, nous avons fait passer 300 concussions. La diminution alors n'était que de  $\frac{3}{8}$  de pouce, encore elle était effectuée par la première centaine d'explosions. Le restant diminua avec du gaz nitreux presque autant que l'air atmosphérique. Une autre

---

(\*) PRIESTLEY III. p. 444.

portion du même gaz, qui n'avait pas été électrisée, ne subissait aucune diminution avec le gaz nitreux.

IX. Nous avons fait passer l'oxide gazeux d'azote par un tuyau de verre rougi; après ce passage il diminua avec du gaz nitreux un peu moins que l'air atmosphérique. Il paraît donc que la chaleur très forte auquel l'oxide gazeux avoit été exposé, avait eu sur lui un effet analogue à celui des concussions électriques, et qu'il a séparé d'entre eux les principes qui le composent.

#### CONCLUSIONS GENERALES.

I. L'azote est une substance élémentaire susceptible de plusieurs degrés d'oxygénation. Le premier de ces degrés le met dans l'état d'oxide gazeux d'azote que nous venons d'examiner.

L'expérience, qui nous a paru le plus propre à nous donner quelques lumières sur la quantité d'oxygène, qui entre dans la composition de l'oxide gazeux, c'est la seconde expérience *b* rapportée p. 57, la première n'étant pas du même usage à cause de la combustion peu complète qu'on peut opérer dans un tuyau étroit. Dans l'expérience, dont nous nous servons, nous avons brûlé 3 parties d'oxide gazeux avec une par-



partie d'hydrogène. Tout l'hydrogène a été détruit: or, il est connu que 1,00 parties d'hydrogène en volume ont besoin à peu près de 0,50 parties d'oxygène pour former de l'eau (\*). Ainsi les 3,00 parties d'oxide ont fourni d'abord 0,50 parties d'oxygène à l'hydrogène brulé. Le reste (2,50 parties) a été réduit à peu près à l'état d'air atmosphérique. Celui-ci contient, sur 1,00 parties en poids, 0,73 d'azote et 0,27 d'oxygène (†): mais l'azote étant plus léger que l'oxygène dans le rapport de 0,444 à 0,5, (§) le rapport de 73: 27 se réduit à 75: 25. On a donc 100: 25; 250: 62 parties en volume à peu près. Ainsi, en ajoutant ces 0,62 parties avec les 0,50 employées pour la combustion de l'hydrogène, on trouve que 3,00 parties d'oxide gazeux en volume contiendront à peu près 1,12 parties, ou que 1,00 parties contiendront 0,37 parties d'oxygène.

La dernière expérience *b* est encore très bien d'accord avec ce calcul. 100 parties en volume d'air atmosphérique ayant cédées 16 parties d'oxygène

---

(\*) Ann. de Chimie IX. p. 41.

(†) LAVOISIER Tr. Elem. de Chem. I. p. 49.

(§) LAVOIS. p. 55.

d'oxygène par la combustion ou par la calcination des métaux, les 84 parties qui restent font ce qu'on nomme ordinairement azote ou mofète (\*), qui éteint la chandelle, quoiqu'il contient encore 14 parties d'oxygène. Dans l'expérience mentionnée 200 parties d'oxide gazeux en ont cédé 50 parties à l'hydrogène. Dans le restant (150), que nous avons jugé être du gaz azote, parce qu'il éteignait la chandelle, il a pu rester  $\frac{150 \times 14}{84}$  ou 25 parties d'oxygène. Donc 200 parties d'oxide ont contenu 25 + 50 ou 75 parties d'oxygène, ce qui donne 37,5 pour 100 parties.

Nous ne donnons ce calcul que comme un à-peu-près. Pour déterminer exactement la proportion de l'azote, il aurait fallu connaître la pesanteur spécifique de l'oxide gazeux, que nous n'avons pas été en état de déterminer avec assez d'exactitude. La propriété de l'oxide gazeux, de se laisser absorber très facilement par l'eau, nous a empêché d'employer l'Eudiomètre de Volta à cette recherche.

Cet oxide gazeux d'azote a donc moins d'oxygène

---

(\*) LAVOIS. p. 39.

gène que le gaz nitreux, qui en contient 68 parties sur 100 (\*): et pour l'obtenir, il faut que le gaz nitreux, soit déjà formé, soit naissant et prêt à prendre l'état de gaz, se trouve dans l'occasion de déposer une partie de son oxygène. Il faut donc qu'il y ait une autre substance qui attire fortement l'oxygène, pour l'enlever au gaz nitreux.

II. On sçait que le fer, les sulfures mouillés, et le muriate d'étain attirent l'oxygène très fortement. Ainsi, en exposant du gaz nitreux à l'action des substances mentionnées, il y aura toujours une substance prête à priver ce gaz d'une partie de son oxygène et à le changer de cette manière en oxide gazeux d'azote (II 1-3).

En exposant le gaz nitreux à l'action combinée d'ammoniaque et de cuivre, l'affinité de celui-ci pour l'oxygène se trouve augmentée: il peut donc l'attirer du gaz nitreux (II. 4). C'est la chaleur qui produit le même effet chez le soufre rougi (II. 5). Enfin le gaz hydrogène phosphoré est, comme on sçait, très avide d'oxygène (II. 6). Ainsi, dans tous ces cas, le gaz nitreux se changera naturellement en oxide gazeux.

III. Le

---

(\*) LAVOISIER p. 235.

III. Le fer, le zinc, l'étain, exposés à l'action de l'acide nitrique concentré, n'en dégagent que du gaz nitreux. Mais quand on y ajoute de l'eau seule, ou de l'acide muriatique qui en contient, ou de l'acide sulfurique affaibli; dans tous ces cas les métaux mentionnés s'oxident en partie aux dépens de l'eau; il naîtra en même tems du gaz hydrogène et du gaz nitreux; le premier attirera en partie l'oxide du dernier, et le changera en oxide gazeux d'azote (III. 1-3).

Cette explication est parfaitement constatée par l'observation, que le cuivre, et en général les métaux qui ne décomposent pas l'eau ajoutée aux dissolvans, ne fournissent dans les mêmes circonstances que du gaz nitreux (III. 1.)

Dans le nitrate d'ammoniaque, il y a d'un côté l'oxygène et l'azote qui composent l'acide nitrique, de l'autre côté il y a l'azote et l'hydrogène qui composent l'ammoniaque. La chaleur change les affinités; une partie de l'oxygène de l'acide se portera sur une partie de l'hydrogène de l'ammoniaque; il y aura donc moins d'oxygène et plus d'azote chez le restant, et il pourra se former de l'oxide gazeux d'azote, ce que l'expérience prouve avoir lieu (III. 4.)

IV. On a supposé ordinairement jusqu'à présent, que l'azote, quoique susceptible de s'unir à

une grande quantité d'oxygène n'y tenait cependant que très faiblement, puisqu'il le cède facilement et dans plusieurs cas à d'autres substances. Nos recherches précédentes prouvent qu'il n'y a qu'une partie de l'oxygène en combinaison avec l'azote que celui-ci quitte facilement; c'est celle qu'il a de plus que l'oxide gazeux. Réduit à ce dernier état l'affinité de l'azote pour l'oxygène est très forte, puisqu'il n'est plus décomposé ni par les sulfures, ni par le muriate d'étain, ni par le soufre. Il ne l'est non plus par le phosphore ou par le carbone; et il n'y a que l'hydrogène seul parmi les substances inflammables connues, qui soit en état de le décomposer. Cette décomposition se fait par explosion: la chandelle ne brule dans l'oxide gazeux qu'à raison de l'hydrogène qu'elle contient; et c'est la cause de l'augmentation de flamme, qu'on y observe. La décomposition, que l'oxide gazeux subit au moyen d'étincelles foudroyantes électriques et d'une chaleur très forte, parait n'être qu'une séparation de ses principes.

V. Pour que les animaux puissent respirer dans une espece de gaz, il faut que leur carbone y trouve de l'oxygène pour s'y porter. Comme nous avons vu que l'oxygène de l'oxide gazeux

zeux a plus d'affinité pour sa base que pour le carbone, les animaux y meurent.

VI. Ces qualités de l'oxide gazeux, jointes aux autres, telle que sa solubilité dans l'eau, le distinguent assez de toute autre espece de gaz pour qu'on puisse le reconnaître toujours. Les différens états d'oxygénation de l'azote, dont il fait le premier après l'air atmosphérique, qui est plutôt un mélange qu'un composé chimique, se suivent dans cet ordre; oxide gazeux d'azote, gaz nitreux, acide nitreux, acide nitrique.

Nous croyons que la Théorie que nous venons de proposer est une conséquence si naturelle des expériences rapportées, et qu'elle est si bien constatée par leur moyen, que nous pourrions nous passer de réfuter l'opinion de M. Priestley (\*), qui considérait l'oxide gazeux en question comme du gaz nitreux ou du gaz azote, tenant en dissolution une vapeur nitrique oxygénée, qu'on peut en séparer au moyen de l'eau; et qui attribue la différence, qu'il y a par rapport à la combustion et à la respiration, uniquement à la différence du degré de chaleur.

---

(\*) PRIESTLEY sur les airs III, p. 238.

leur , qui a lieu dans l'un et l'autre de ces cas.

Enfin , on peut remarquer , que parmi les différens moyens dont on s'est servi pour reconnaître le différent degré de salubrité des diverses especes de gaz , la combustion avec l'hydrogène ne peut pas servir pour distinguer celui ci de l'air atmosphérique. Les preuves avec les sulfures , le phosphore , et le gaz nitreux , sont également applicables à celui-ci qu'aux autres especes nuisibles de gaz.



# EXPERIENCES

SUR L'INFLAMMATION DU

MELANGE DE SOUFRE ET DE METAUX,

SANS LA PRESENCE DE L'OXYGENE,

(par J. R. DEIMAN, A. PAATS VAN TROOST-  
WYK, P. NIEUWLAND, N. BONDT,  
& A. LAUWERENBURG.)

---

## I.

Si la dispute agitée parmi les Chimistes, sur l'existence du Phlogistique, n'aurait procuré aucun autre avantage aux sciences, que celui d'avoir tourné vers ce point l'attention des savans les plus distingués, & de nous avoir fait connaître un grand nombre de découvertes & d'expériences, dont on n'aurait eu peut-être jamais

E

l'idée

l'idée fans cette occasion, & qui cependant ont contribué beaucoup à définir plus exactement & à rectifier plusieurs points de doctrine & à expliquer d'une manière satisfaisante plusieurs phénomènes; ce seul avantage, quand même les sciences & l'humanité n'en auraient retiré aucun autre, suffirait pour qu'on doive avouer que la Chimie & la Physique ont gagné infiniment à cette dispute, & que nous avons dans la suite encore bien de découvertes importantes à esperer du zèle combiné des deux partis, pour constater les hypothèses, que chacun d'eux a entrepris de défendre.

## I I.

Nous allons publier quelques expériences, qui certainement ne manqueront pas d'intéresser également ces deux partis, & qui paroîtront peut-être à chacun d'eux être favorables à leur manière de voir. Cependant nous ne prétendons pas décider dans cette intéressante dispute. Des faits & des expériences, faites sans préjugé & d'une manière délibérée, auront toujours dans la décision de cette question plus de poids, que toutes les réfutations & tous les écrits de controverse, qui malheureusement ne portent que trop souvent l'empreinte de la partialité, & qui par-là ou font  
per-

perdre de vue le point principal, ou au moins ne contribuent rien à mettre le lecteur impartial à même de juger de l'affaire, dont il s'agit proprement. Et quand même nos expériences ne nous feraient pas avancer d'un seul pas vers la vérité, quand même elles ne décideraient absolument rien dans cette dispute, nous n'en sommes pas moins convaincus, qu'elles méritent un examen mur & répété.

## I I I.

Ces expériences ont pour objet l'inflammation d'un mélange de soufre & de métaux dans des circonstances, dans les quelles, d'après les opinions reçues jusqu'à présent, aucune combustion ni du soufre ni d'aucun autre combustible ne peut avoir lieu.

## I V.

L'occasion, qui nous fit entreprendre ces expériences, fut celle-ci : ayant placé à quelque autre dessein un mélange de soufre & de limaille de cuivre dans un petit flacon à ouverture étroite sur un feu de charbon de tourbe, ce mélange, après que le soufre fut fondu, exhala des vapeurs, ensuite se boursoûfla, s'enflamma enfin

subitement & brûla avec un éclat très remarquable, & tout-à-fait différent de la flamme pâle, dont le soufre a coutume de brûler.

Ce phénomène nous étonna beaucoup, tant à cause de la maniere dont cette inflammation s'opéra & de la vivacité de la lumière, que surtout à cause que nous ne pûmes pas soupçonner, que dans un flacon à ouverture étroite, & dont la chaleur & les vapeurs de soufre eussent du chasser tout l'air atmosphérique, il y eut pu rester assez de gaz oxygène pour opérer une inflammation aussi vive que nous l'avions observée.

## V.

Pour nous éclaircir sur ce point, & nous ôter toute matière de doute, nous fîmes les expériences suivantes.

Nous placâmes du soufre dans un plat ouvert sur un feu de charbon: & une autre portion de soufre également sur un feu de charbon, mais dans un petit flacon à ouverture étroite. La première portions'enflamma, lorsqu'elle étoit assez chauffée, comme de coutume; mais le soufre contenu dans le flacon se volatilisa en partie, & monta en forme de vapeur, mais ne s'enflamma point dans le flacon, même chauffé jusqu'à la rougeur: & bien.

bien que nous ayons répété nombre de fois cette expérience, nous ne sommes jamais parvenus à l'enflammer de cette manière.

## V I.

Nous nous fîmes ensuite l'objection, que le soufre employé pourrait être impur, & contenir quelque portion d'acide, contracté par l'inflammation pendant sa dépuration dans les trafiques. Or cet acide contenant de l'oxygène, celui-ci en se dégageant d'une manière quelconque aurait pu être la cause de l'inflammation du mélange de soufre & de cuivre. D'ailleurs, le soufre pourrait contenir de l'eau, & par conséquent de l'oxygène. Pour éviter ces doutes nous purifiâmes le soufre de tout acide accidentel en l'arrosant d'ammoniaque, nous le lavâmes ensuite à l'eau bouillante, que nous renouvelâmes plusieurs fois; enfin nous le séchâmes le plus parfaitement possible, observant toujours scrupuleusement de ne point le laisser s'enflammer. Ainsi donc nous eûmes du soufre bien pur & bien sec, dont nous nous servîmes dans la suite. Ce soufre ainsi dépuré étant mêlé au cuivre & chauffé dans le petit flacon s'enflamma comme auparavant.

Nous soupçonnâmes donc le cuivre de contenir une portion d'oxide, dont l'oxygène aurait pu se dégager.

D'après cela nous prîmes d'abord le cuivre le plus pur, que nous pûmes avoir, c'est-à-dire, celui dont les orfevres se servent pour l'allier à l'argent. Ayant répété l'expérience, l'inflammation nous parut même plus vive qu'avec le cuivre ordinaire.

Toutefois ce cuivre même pourroit avoir contenu quelque oxide. Pour nous rassurer complètement là-dessus nous nous servîmes de deux moyens. Le premier fut celui de chauffer le plus fortement possible & jusqu'à la rougeur la limaille de cuivre dans des petits vaisseaux fermés, & à l'appareil pneumatique. Mais nous n'en obtînmes pas la moindre quantité de gaz oxygène, bien que l'opération fut continuée très longtems. Le cuivre, traité seul de cette manière, ne brûla point, comme il-y-eut lieu d'attendre.

L'autre moyen, dont nous nous servîmes pour découvrir si le cuivre contenait de l'oxide, fut celui de le faire digérer dans l'ammoniaque. On sçait, que l'ammoniaque n'agit sur le cuivre, qu'entant que celui-ci est oxidé, qu'il acquiert en dis-

solvant cet oxide une teinture de bleu foncé. Mais ce réactif ne découvrit , non plus que l'expérience précédente, la moindre trace d'oxide, & par conséquent d'oxygène.

Il étoit donc bien constaté, que ni le soufre, ni le cuivre contenoit de l'oxygène, dont le dégagement aurait pu causer l'inflammation.

### V I I I.

Comme dans les expériences mentionnées nous avons pris le soufre & le cuivre au hasard fans en déterminer le poids, nous cherchâmes maintenant à déterminer, quel devoit être le rapport du cuivre au soufre dans le mélange, pour obtenir le meilleur succès. L'expérience nous fit voir bientôt, que dans tous les deux cas, qu'on employe une quantité de soufre ou trop grande ou trop petite, l'inflammation du mélange étoit moins vive. Huit parties de limaille de cuivre & une partie de soufre ne s'enflammerent que tres faiblement : chez quatre parties de cuivre & une de soufre l'inflammation étoit déjà plus vive : en prenant trois parties de cuivre sur une de soufre, elle étoit au degré le plus fort, & accompagnée d'une espèce de détonation. Un mélange de deux parties de cuivre & d'une de soufre recommença déjà à bruler moins  
vive-



vivement, & en augmentant la quantité de soufre jusqu'à en prendre de parties égales, le mélange ne s'enflamma presque plus d'une manière perceptible.

Il suit de ces expériences que trois parties de limaille de cuivre sur une de soufre font dans le rapport le plus favorable à la vivacité de l'inflammation.

### II X.

Le cuivre mêlé au soufre nous ayant offert constamment le même phénomène, nous passâmes à rechercher, quelle seroit l'action réciproque des autres métaux & du soufre dans les mêmes circonstances. Nous en avons trouvé plusieurs, dont nous avons obtenu le même résultat, à quelques petites circonstances près. Nous allons en donner le détail; & nous observons d'avance, qu'en général nous avons trouvé chez tous ces mélanges le rapport le plus favorable être également de trois parties de métal sur une de soufre.

### X.

Le mélange de limaille de fer & de soufre se comporta à peu près comme le cuivre; il demandoit seulement une chaleur un peu plus grande, &

& l'inflammation ne donnait pas une lumière d'un éclat aussi vif.

L'étain en limaille & le soufre brûlerent également & d'une lumière très vive; mais il fallut augmenter le feu en soufflant sur les charbons au moyen du chalumeau.

Le plomb se comporta à tous égards comme l'étain.

Nous eûmes beaucoup de peine à opérer l'inflammation d'un mélange de zinc & de soufre, & nous commencâmes un instant à désespérer de notre réussite, lorsque après avoir augmenté le feu & employé le chalumeau, nous vîmes le mélange s'enflammer subitement avec une espèce d'explosion, & avec une flamme très claire & éblouissante, comme nous n'avions obtenu d'aucun des métaux précédens.

Il suit de ces expériences, que par rapport à la chaleur nécessaire à l'inflammation le cuivre en demande le moins, que le fer tient le second lieu, qu'alors suit le plomb, puis l'étain & enfin le zinc.

## X I.

Nous avons fait plusieurs expériences avec le régule d'antimoine & le bismuth, mêlés à différentes proportions de soufre. Le soufre se subli-

ma toujours , sans inflammation, même en augmentant la chaleur autant qu'il nous était possible. Cependant en jettant un peu de soufre sur le mélange ainsi chauffé il paraissait s'ensuivre quelque inflammation, mais elle était douteuse.

Le mercure & le cobalt mêlés au soufre ne donnerent aucune marque d'inflammation.

### X I I.

Puisque nous pouvions présupposer dans ces expériences, que les mélanges s'enflamment sans l'accès libre de l'air, ou au moins se trouvent dans des circonstances, dans lesquelles d'autres corps inflammables ne brûlent pas faute d'oxygène, les phénomènes observés nous paraissaient trop curieux & en même tems trop étranges, pour nous contenter des expériences mentionnées jusqu'ici. Nous nous proposâmes en conséquence d'en faire d'autres, chez les quelles nous pourrions nous tenir encore mieux assurés, qu'il n'y aurait présent aucun air atmosphérique ou gaz oxygène.

### X I I I.

Nous commencâmes par essayer, comment le mélange se comporterait dans le vuide. Nous

nous

nous fervîmes pour cet effet d'un tuyau de verre de  $\frac{3}{4}$  de pouce de diametre & de 15 pouces de longueur, fermé à l'un de ses bouts & recourbé à quelques pouces de distance de ce bout, à fin qu'en le renversant le mélange ne pourrait en retomber. A l'autre bout nous adaptâmes une monture avec un robinet, pour pouvoir placer le tuyau sur la machine pneumatique. Après avoir introduit dans ce tuyau un mélange de 45 grains de cuivre & de 15 grains de soufre, le tuyau fut vidé d'air (\*). Nous le détachâmes ensuite de la machine pneumatique, & nous appliquâmes un feu de charbons au bout recourbé & fermé, qui contenoit le mélange: & bien que nous étions fondés à nous y attendre, ce ne fut pourtant qu'avec quelque étonnement que nous vîmes la masse s'enflammer vivement dans le vuide & brûler comme dans les expériences précédentes. Après que le tuyau fut refroidi nous le transportâmes sur le mercure & nous en ouvrîmes le robinet.

Le

---

(\*) Nous nous sommes servis dans cette expérience & dans celles qui suivront, de l'excellente machine pneumatique, perfectionnée par J. Cuthbertson, & dont il a donné lui-même une description en Anglais (*Account of an improved Airpump. Amsterd. 1788.*)

Le mercure monta & remplit le tuyau à une pouce & demi près. De ce reste de gaz une pouce fut absorbée par l'eau, qui en acquerait le gout & l'odeur d'acide sulfureux, & rougissait la teinture de tournesol. Le petit reste de gaz, qui n'étoit qu'à peine de  $\frac{1}{2}$  pouce, paroissait, d'après l'odeur, être du gaz hydrogène sulfuré.

Qu'il nous soit permis d'observer ici, que ce petit reste de gaz ne prouve rien pour la combustion du soufre, & pour son changement en acide sans la présence de l'oxygène. Il n'y a pas de Chimiste, qui ne comprenne d'abord que 15 grains de soufre, quand ils sont changés en acide, donnent infiniment plus de gaz acide sulfureux, que ce qui peut être contenu dans la longueur d'une pouce d'un tuyau de  $\frac{3}{4}$  de pouce de diametre. D'ailleurs une portion d'oxygène aussi petite que celle qui sert à former ce peu de gaz acide sulfureux, est bien loin de pouvoir causer une inflammation aussi vive. Ce n'est apparemment qu'un petit reste d'eau, (dont on sçait combien il est difficile de priver entièrement les corps,) qui par sa décomposition fournit cet acide; supposition, qui est encore confirmée par le gaz hydrogène sulfuré, formé en même tems, & qui se distingue très bien par son odeur. Au surplus, nous avons remarqué, que la quantité de

de gaz n'étoit pas toujours la même dans les expériences répétées. Quelquefois il a été moindre que dans l'expérience que nous venons de détailler, quelquefois un peu plus grande, jamais il n'a occupé plus de 3 pouces du tuyau. Cette différence nous paraît tenir également au plus ou moins de sécheresse ou d'humidité des matières employées.

Il ne fera guere besoin de dire, que le soufre seul & le cuivre seul n'ont pas subi la moindre inflammation dans le vuide: pour ne laisser aucun doute la-dessus nous en avons fait encore l'expérience.

#### X I V.

Nous nous sommes servis de ce même appareil, pour faire brûler le mélange de cuivre dans des autres especes de gas, qui sont connues de s'opposer à toute autre inflammation. Pour cet effet nous vuidâmes le tuyau de son air atmosphérique, & nous le vissâmes ensuite sur un réservoir contenant le gaz, dans le quel nous avions dessein de faire l'expérience. Le tuyau étant ainsi rempli de gaz, nous en placâmes le bout monté d'un robinet dans l'eau ou dans le mercure, & nous ouvrîmes en suite ce robinet pour

empêcher qu'il ne se fîsse uné explosion par la dilatation du gaz par la chaleur.

Les especes de gaz soumises à nos expériences ont été le gaz azote, le gaz hydrogène, & le gaz acide carbonique. Le mélange, après avoir été chauffé, a brulé dans tous ces gaz de la maniere décrite ci-dessus, sans la moindre différence. Les gaz sont restés ce qu'ils étoient avant l'inflammation, sans être changés en aucune maniere.

### X V.

Comme le gaz oxygène favorise éminemment l'inflammation, cela nous engagea à faire l'expérience dans ce gaz de la maniere que nous venons de décrire pour les autres gaz. Nous eûmes pourtant la précaution de n'en pas approcher, & effectivement le mélange après avoir été chauffé suffisamment s'enflamma avec une lumiere très vive & une explosion des plus violentes, qui brisa le tuyau en éclats, de sorte que le changement, que le gaz avait subi, n'a pas pu être examiné. La cause de cette explosion a été sans doute la formation momentanée d'une quantité de gaz acide sulfureux & son expansion par la chaleur.



X V I.

Pour les expériences, que nous venons de décrire en dernier lieu, qui ont été faites dans le vuide & dans différentes especes de gaz, nous n'avions employé d'abord que le cuivre. Il fallut examiner aussi les autres métaux, qui avoient offert le phénomène d'inflammation: mais il nous parut impossible de faire ces expériences avec succès dans le vuide à cause de la chaleur, que ces autres métaux demandent, & qui nous faisait craindre, que le verre du tuyau ne s'amollirait, & ne donnerait par-là occasion à l'air extérieur d'agir par sa pression sur ce verre amolli, qui n'aurait pu offrir aucune résistance, étant vuide au dedans.

Nous crûmes pouvoir éviter cette difficulté en nous servant pour ces métaux de tuyaux non pas vuides d'air, mais remplis de la maniere indiquée ci-dessus de quelque espece de gaz qui s'oppose à la combustion & ne contient point d'oxygène. Nous avons pris pour cet effet du gaz hydrogène très pur.

Les mélanges de soufre avec le fer, le plomb, & l'étain se sont enflammés, comme à l'ordinaire, sans offrir quelque chose de particulièrement remarquable.

Le mélange de zinc & de soufre offrit ceci  
de

de remarquable , d'abord , qu'après avoir été chauffé très fortement il s'enflammait , mais d'une flamme claire rougeâtre , tandis que dans un petit flacon la flamme étoit d'une blancheur éblouissante comme nous avons dit ci-dessus ; en second lieu que presque tout le gaz hydrogène contenu dans le tuyau fut changé en gaz hydrogène sulfuré.

Ce dernier phénomène s'accorde très bien avec ce que nous avons dit à une autre occasion : que le gaz hydrogène formé demande une grande chaleur pour s'unir au soufre , & que nous croyions que c'étoit là la cause , pourquoi cette union ne réussissoit point à un feu ordinaire , tandis que M. Gingembre l'avoit effectuée à l'aide des rayons solaires par le miroir ardent. Or dans cette expérience la chaleur a été certainement très grande , parce qu'outre la chaleur , que nous appliquâmes par les charbons , la chaleur beaucoup plus grande , qui fut dégagée du mélange , agissoit sur le gaz contenu dans le tube.

## X V I I.

Ayant observé ce qui se passoit par rapport à l'inflammation du mélange du cuivre & du soufre dans les différentes especes de gaz , nous nous proposâmes d'examiner ce qui auroit lieu si nous rem-

remplissons de mercure ou d'eau le tuyau employé dans ces expériences. Pour cet effet nous fîmes fondre le mélange à un feu doux , afin qu'il restât attaché au bout fermé du tuyau & ne montât dans le mercure ni ne se mêlât à l'eau.

Après avoir donc rempli le tuyau de mercure & en placé le bout ouvert dans un bain du même fluide, nous chauffâmes en suite le mélange sur des charbons. L'inflammation eut lieu, & il y eut en même tems production de quelques pouces de gaz. Ce gaz fut absorbé par l'ammoniaque, éteignit la lumière, & parut être, à en juger par l'odeur, du gaz acide sulfureux mêlé au gaz hydrogène sulfuré.

Le tuyau étant rempli d'eau, le mélange s'y comporta comme sous le mercure; & cela fournit un spectacle assez curieux de le voir brûler sous l'eau d'une lumière éclatante. La production de gaz eut lieu comme dans le mercure: il fut impossible d'examiner ce gaz, car nous n'avons jamais pu réussir à conserver le tuyau en entier; dès que l'eau descendait après l'inflammation le verre se fendit.

Cette production de gaz, qui sous le mercure & sous l'eau est plus considérable que dans le vuide, paraît confirmer ce que nous avons déjà avancé à cette occasion §. XIII, sur la cause de la production de ce gaz. En effet, chacun, qui

fait combien il est difficile d'obtenir le mercure parfaitement sec, pourra s'être attendu en avance, qu'en supposant toujours que la production de ce gaz soit due à la décomposition d'un peu d'eau adhérent au mélange, cette production a du être plus considérable en faisant l'expérience sous le mercure. A plus forte raison la même chose aura lieu lors qu'on fait l'expérience sous l'eau.

### X V I I I.

Lorsque les corps brûlent dans l'air commun, l'oxygène s'y unit, & ils se trouvent après cela ou saturés de ce principe, ou du moins réduits à l'état de n'en pouvoir plus absorber une aussi grande quantité qu'auparavant. Nous étions curieux de sçavoir, si nos mélanges, après s'être enflammés, seroient aussi avides de ce principe & en absorberoient autant qu'avant d'avoir subi cette opération.

La maniere suivante nous parut propre à déterminer ce point. Nous prîmes parties égales d'un mélange de cuivre & de soufre dans les proportions indiquées. L'une de ces parties fut soumise à l'inflammation, l'autre fut mise dans un flacon sans avoir été enflammée. Nous versâmes sur chacune des deux portions une quantité égale  
d'a-

d'acide nitrique, & le gaz nitreux qui en sortait fut recueilli soigneusement sous des cloches. Après qu'ils eussent cessé de donner du gaz, la quantité en fut exactement mesurée, & elle se trouva être parfaitement égale dans les deux cas sans qu'il y eut la moindre différence.

Cette expérience prouve donc encore, que l'inflammation ne provient pas dans ce cas du gaz oxygène; & que les matieres, après avoir brûlé, ne sont oxidées en aucune maniere.

### X I X.

Enfin nous avons éprouvé si le même phénomène aurait lieu dans le cas qu'on prendrait au lieu du soufre quelqu'autre corps acidifiable. Les matieres soumises à cette expérience ont été le charbon & le phosphore; mais l'inflammation ne nous a pas réussi en nous servant de ces corps-là pour les mêler aux métaux.

Un peu de charbon ajouté au mélange de cuivre & de soufre n'empêche point l'inflammation, & elle réussit également bien comme sans cette addition.

### X X.

Voilà donc une suite d'expériences, qui paraissent au premier coup d'oeil contraires tant aux

principes adoptés jusqu'à présent dans la chimie, qu'à ce qu'apprend l'expérience générale; & qui par cette raison méritent l'attention des chimistes & un examen ultérieur. En attendant nous nous permettrons quelques réflexions sur les expériences décrites.

En se décidant à regarder comme une vérité démontrée & inébranlable, que la présence de l'air commun ou du gaz oxygène est indispensablement nécessaire à l'inflammation d'un corps quelconque, on ne peut choisir, pour considérer & expliquer nos expériences sous ce point de vue, que l'un des deux cas suivans: 1<sup>o</sup>. que le flacon ou tuyau dans le quel s'enflammait le mélange, ait pu contenir encore un peu d'air commun: ou 2<sup>o</sup>. que les matières employées aient contenu quelque oxygène combiné en forme d'acide, ou d'oxide, ou d'eau.

Nous croyons avoir détruit suffisamment la première supposition par le détail même de nos expériences, & avoir prévenu toute doute là-dessus. Comment, en effet, peut on supposer que dans un tuyau vidé au moyen de la machine pneumatique, ou dans un tuyau rempli exactement de gaz azote ou de gaz hydrogène, il ait pu rester assez de gaz oxygène pour opérer une si vive inflammation? En supposant même que le tuyau ne  
soit

soit vuide point du tout , mais qu'il soit seulement plongé par son ouverture dans quelque liquide qui empêche l'accès de l'air extérieur, il serait encore impossible que le peu de gaz oxygène, contenu dans un tube de 15 à 20 pouces de longueur sur  $\frac{3}{4}$  de pouce de diametre & rempli d'air atmosphérique, ait pu causer une inflammation aussi éclatante.

Nous passons donc à examiner le second cas, que le mélange ait pu contenir quelque oxygène combiné.

La supposition de la présence de quelque acide n'est pas admissible, parce que nous avons eu toujours l'attention de laver le soufre par de l'ammoniaque & par beaucoup d'eau bouillante.

Pour ce qui regarde l'oxide, nous avons prévenu cette objection (§. VII.) en nous servant de l'ammoniaque comme réactif; moyen qui a encore cet avantage, que suivant les découvertes nouvelles des Chimistes Français, l'ammoniaque decompose les oxides & les réduit à l'état métallique. D'ailleurs, quand même il y ferait resté quelque oxide combiné, soit de cuivre, soit de quelqu'autre métal, l'expérience mentionnée au même §. VII. démontre, qu'il a été impossible de l'en séparer sous forme de gaz par la plus grande chaleur, tandis que les expériences prouvent que l'inflammation du cuivre réussit à un feu très modéré.



Il reste à examiner, si l'oxygène de l'eau contenue dans les matieres employées ait pu contribuer à l'inflammation. Nous avouons qu'il nous a paru qu'elles n'ont jamais été parfaitement séchées, comme nous l'avons dit §. XIII. Mais en même tems le peu de gaz, qui restait après l'inflammation, nous a paru prouver, qu'une quantité si petite d'oxygène que celle contenue dans le gaz acide sulfureux formé ne suffirait pas, à beaucoup près, à enflammer le mélange de la maniere indiquée. Et ce qui prouve évidemment, qu'aucune oxidation ou combinaison d'oxygène n'a pu contribuer au phénomène en question, c'est l'expérience rapportée §. XVIII; car dans ce cas il eût été impossible, que les mélanges, tant après avoir été enflammés que sans l'avoir été, eussent donné les mêmes quantités de gaz nitreux, & absorbé par conséquent les mêmes quantités d'oxygène de l'acide nitrique.

Enfin, quand même toutes ces suppositions seraient vraiës, nous n'en ferions pas avancés d'un seul pas dans l'explication du phénomène, car il faut toujours faire attention à ce principe fondamental de la nouvelle théorie chimique, que ce n'est pas *l'oxygène* qui en se combinant avec les corps fournit les phénomènes de chaleur & de lumiere, mais que c'est le *calorique* du gaz oxygène,

ne, qui devient libre lorsque l'oxygène se combine.

### X X I.

Nous avouons que nous ne pouvons pas donner une explication tout-à-fait satisfaisante de ces expériences: cependant nous hafarderons de donner cette indication préliminaire, qu'il nous parait, que dans cette explication il faudra surtout avoir égard à la capacité différente des corps pour contenir du calorique. Il est connu, que tous les corps ont le calorique comme partie constituante, que les uns en ont plus, les autres moins, selon la maniere d'être sous la quelle ils se présentent. Il est connu encore, qu'en combinant ensemble différentes substances, il s'en suit ordinairement un changement remarquable dans leur température, parce que la combinaison qui en résulte, ou n'est pas capable de retenir le total du calorique que contenaient ces substances séparément & avant leur combinaison, ou en demande plus qu'elles n'en contenaient. Dans le premier cas il en résulte augmentation, dans le second diminution de chaleur sensible, c'est-à-dire, le calorique devient libre, ou le calorique des corps environnans est absorbé. Le premier cas s'observe, par exemple, dans la combinaison du

gaz

gaz oxygène aux matières acidifiables & oxidables, & dans celle de la chaux vive & de l'acide sulfurique concentré à l'eau : les combinaisons de plusieurs sels à l'eau donnent des exemples du second.

Appliquons ces faits connus à nos expériences. Les métaux & le soufre après avoir été enflammés ont cessé d'être seulement un mélange mécanique, ils se sont combinés ensemble, ils sont devenus des sulfures métalliques. Ne se pourroit il pas, que ces sulfures formés n'aient pas assez de capacité de calorique comme partie constituante, pour absorber le total du calorique contenu dans les métaux & dans le soufre considérés pour soi. Dans ce cas il faut qu'il y ait dégagement de calorique libre, & si ce dégagement se fait en quantité & rapidement, il y aura non seulement de la chaleur, mais encore de la lumière & de la flamme.

Ajoutons, que ce dégagement de calorique doit être augmenté encore par cette circonstance, que l'inflammation des mélanges ne se fait qu'après que le soufre est fondu ; & cette fusion ne peut se faire sans absorption de calorique, cela étant une règle générale pour toutes les substances, qui de l'état solide passent à l'état liquide. Or dans le moment que le mélange se change en sulfure le tout se fixe en une masse solide, & ainsi le calorique

que

que contenoit le soufre fondu est mis en état de liberté.

Nous ne donnons ces reflexions que comme une opinion vraisemblable; & point du tout comme une explication satisfaisante: & nous avouons, qu'on y peut faire plusieurs objections. Aussi nous la regardons comme une conjecture, jusqu'à ce que des expériences nouvelles l'aient confirmée, ou nous fourniront plus de lumières sur ce sujet.

### X X I I.

Terminons ce mémoire en nous disculpant par rapport à une critique, que quelques Chimistes, auxquels nous avons communiqué nos expériences, nous ont faite & qu'on pourroit nous faire dans la suite. Cette critique porte sur les termes *brûler*, *inflammation*, *flamme* &c., dont nous nous sommes servis. Depuis qu'on a découvert, que le dégagement de calorique & de lumière, qui constitue ces phénomènes, se fait pour la plus grande partie de l'oxygène qui se fixe, en quittant la forme de gaz, beaucoup de Chimistes se sont accoutumés à ne regarder le calorique, qui devient libre de cette manière, que comme ayant fait partie constituante du gaz oxygène. Nous croyons, que si l'on veut parler exactement cette

manière de voir est fautive. Considérons par exemple un des cas les plus connus : l'inflammation d'un mélange de gaz oxygène & de gaz hydrogène. L'on sçait maintenant, tant par l'expérience que par l'analogie, que le gaz hydrogène tient dans sa composition beaucoup plus de calorique, que n'en contient le gaz oxygène. On ne peut donc pas dire, que la flamme produite par la combustion du mélange de ces deux gaz n'est due qu'au calorique dégagé du gaz oxygène. Au contraire il est très certain, que cette flamme est due également au calorique dégagé du gaz hydrogène qu'à celui du gaz oxygène. Nous n'avons choisi que cet exemple, comme étant le plus palpable, mais il est plus que probable que la même chose a lieu dans un grand nombre d'inflammations & d'oxidations.

Rejetons donc aussi cette manière vague de parler, comme font rejetés tant d'autres mots fautifs du langage physico-chimique; & nommons inflammation toute sorte de dégagement de calorique, qui se fait avec lumière & flamme: & retenons, si l'on veut, le mot *combustion* pour distinguer, quand cela est nécessaire, ces inflammations-la, qui sont causées par l'oxygène qui se combine avec dégagement de flamme: tandis que le mot *oxidation* restera pour signifier les combustions lentes, sans flamme sensible.