

CHAPITRE VI

L'ATMOSPHERE

Le phénomène si commun que présente la rouille rongant un morceau de métal est familier à chacun. Une plaque de fer poli ou d'acier, par exemple, exposée à une atmosphère humide, perd bientôt son éclat et se recouvre graduellement d'une couche terne de rouille d'un brun rougeâtre; et cette action de la rouille une fois commencée peut se continuer jusqu'à la disparition de la dernière particule du métal primitif. Mais que le même morceau de métal brillant soit conservé dans un vase d'eau pure de manière à éviter le contact de l'air, il pourra garder son lustre intact pendant de longues années, faisant voir par là que l'air doit influencer directement ou indirectement sur le phénomène de la rouille. Et, en effet, il est aisé de montrer que nombre de métaux se rouillent ou se ternissent quand ils sont exposés à l'air même le plus sec. Coupez une lame de plomb ou de zinc et observez le lustre de la surface fraîchement tranchée; elle est réellement presque aussi brillante qu'une lame d'argent poli, mais cet éclat se perd rapidement et la surface s'obscurcit bientôt si on l'expose à l'atmosphère. Au contraire il y a de nombreux métaux, tels que l'or, qui ne se rouillent ni ne se ternis-

sent jamais, si longtemps qu'on les y expose. D'autres métaux encore qui ne se rouillent pas aux températures ordinaires se couvrent de rouille plus ou moins rapidement quand on les expose à l'air à une haute température. C'est le cas du vif-argent ou mercure, par exemple. L'action de la rouille sur ce métal particulier mérite que nous nous y arrêtions, puisque ce fut l'observation de ce phénomène qui conduisit, il y a un siècle environ, à la découverte de la composition chimique de l'atmosphère.

Le vif-argent ou mercure, tel qu'on peut le voir dans un baromètre, est aussi brillant qu'un morceau d'argent poli et cet éclat se conserve même après une longue exposition du métal à l'air et à l'humidité. Mais si l'on maintient quelque temps le métal liquide à une température élevée et en contact avec l'air, on voit apparaître lentement à sa surface de petites écailles rougeâtres, et il peut finir par se convertir entièrement en cette substance. La rouille rouge de mercure ainsi obtenue est identique à une substance depuis longtemps connue en pharmacie sous le nom de « précipité rouge », substance qu'on prépare dans le commerce par d'autres procédés plus commodes et plus rapides que le chauffage du mercure.

Il est particulièrement à remarquer que durant la période où se forme la rouille du mercure, comme celle de tous les autres métaux d'ailleurs, il y a une augmentation très appréciable de poids dans la substance sur laquelle on opère. Un kilogramme du métal produit bien plus d'un kilogramme de rouille de ce même métal. En effet 100 grammes de mercure ne produisent pas moins de 108 grammes de rouille rouge. Cette augmentation de poids montre que, tandis que la rouille se formait, le métal a dû absorber quelque substance étrangère, et comme le mercure peut être converti en rouille lors-

qu'on le chauffe au contact de l'air seul, il est évident que c'est dans l'atmosphère qu'il a puisé la matière nouvelle qu'il a absorbée. La nature de cette substance peut se déterminer par une expérience fort simple.

Chauffez fortement dans un tube de verre, représenté en A dans la figure 20, une petite quantité de précipité rouge ou rouille de mercure. Si l'on chauffe le tube pendant un temps suffisant, la poudre rouge peut disparaître entièrement. Mais en recourbant le tube comme en B, on peut recueillir tout ce qui se distille au-dessus, et on trouve, à la fin de l'expérience, que cette partie du

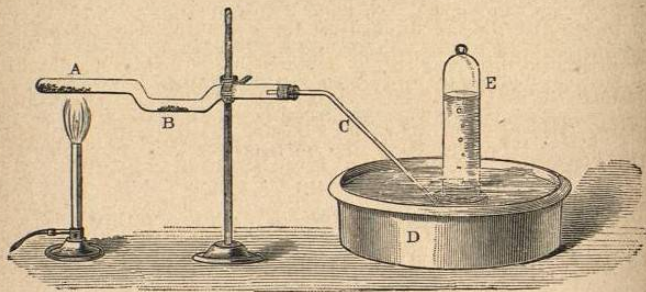


FIG. 20. — Décomposition de l'oxyde rouge de mercure.

tube contient du mercure métallique. Si on chauffe en A 108 grammes de la poudre rouge, on obtient en B 100 grammes du métal liquide; en d'autres termes, on a chassé toute la matière qui avait été empruntée à l'atmosphère et absorbée pendant la formation de la rouille et on a de la sorte regagné le poids primitif de mercure. Il n'est pas nécessaire que la matière ainsi chassée de la poudre par la chaleur soit perdue, car en attachant à l'appareil un tube C qui plonge sous l'eau dans un vase D, on découvrira, en chauffant la poudre en A, que des bulles de gaz s'élèvent dans l'eau et on peut commodément recueillir ces bulles dans la cloche E. On obtient de

la sorte un corps gazeux, incolore et transparent, qu'il est impossible à l'œil de distinguer de l'air ordinaire. Mais on n'a qu'à y plonger une bougie allumée pour voir immédiatement qu'on est en présence d'un corps distinct de l'air commun. La bougie y brûle avec un éclat extraordinaire, et si même elle est éteinte avant d'être introduite dans le gaz de telle sorte que la pointe extrême de la mèche seule reste à l'état incandescent, cette pointe incandescente se rallume et la bougie s'enflamme de nouveau. Ce gaz est celui que les chimistes désignent sous le nom d'*oxygène*. La poudre rouge est une combinaison de cet oxygène avec le mercure et s'appelle en conséquence oxyde rouge de mercure. Quand on la chauffe fortement, elle se décompose entièrement, en d'autres termes elle se sépare en ses éléments constitutifs, 108 grammes de l'oxyde rouge produisant 100 grammes de mercure métallique et 8 grammes de gaz oxygène.

C'est le 1^{er} août 1774 que l'oxygène fut découvert par Priestley. Il le retira de la poudre rouge de mercure comme nous l'avons obtenu, sauf qu'il chauffa la poudre au moyen d'un large verre brûlant. On découvrit bientôt plusieurs autres méthodes pour obtenir le gaz, et ses propriétés furent complètement mises en lumière, surtout par le chimiste suédois Scheele et le chimiste français Lavoisier. C'est Lavoisier qui donna à ce gaz curieux le nom d'*oxygène*¹ sous lequel il est maintenant universellement connu; c'est lui aussi qui le premier montra, par des expériences concluantes, quelle est réellement la composition de l'air atmosphérique. Il détermina la constitution de l'air en l'année 1777. C'est donc seulement dans le siècle dernier que les

1. *Oxygène*, d'ὄξις acide, et γεννάω, produire : nom fondé sur la supposition que les acides sont tous oxygénés.

chimistes ont connu la nature exacte d'un corps aussi commun que l'air que nous respirons.

Lavoisier prit une quantité pesée de mercure et la soumit à une forte chaleur dans un vase contenant un volume limité d'air atmosphérique. Dans l'espace de douze jours le métal fut complètement calciné, c'est-à-dire converti en rouille rouge ou oxyde. Pendant cette conversion l'air diminua de volume, tandis que le mercure augmentait de poids; en effet le mercure avait emprunté de l'oxygène à l'air et s'était combiné avec lui pour former l'oxyde rouge, d'où on pouvait facilement, en le soumettant à une chaleur plus forte, retirer l'oxygène à l'état pur. Il restait néanmoins à connaître quelle était la nature de l'air demeuré dans le vase et qu'on avait ainsi dépouillé de son oxygène. En plongeant une bougie dans l'air qui restait, on vit qu'elle s'éteignait immédiatement et aussi qu'en introduisant dans cet air un animal vivant, il était suffoqué. D'après cette dernière propriété, Lavoisier pensa qu'il était convenable de donner à cet air irrespirable le nom d'*azote*¹, nom qu'on lui conserve encore en France, mais qui a été remplacé partout ailleurs par celui de *nitrogène*².

En examinant attentivement un volume donné d'air atmosphérique, on découvrit que ce volume se composait pour un cinquième environ de gaz oxygène et pour quatre cinquièmes d'azote. Pour parler plus exactement, 100 volumes d'air pur contiennent 20,8 volumes d'oxygène et 79,2 volumes d'azote. Si au lieu d'un volume donné, on examine un poids donné d'air, on constate que 100 parties en poids, — grammes ou

1. *Azote*, de l'α privatif grec et de Ζωή, vie.

2. *Nitrogène*, de *nitre*, le nitrogène étant un des éléments du sel appelé nitre ou salpêtre.

kilogrammes, — contiennent 23 parties d'oxygène et 77 d'azote.

Avant d'étudier de plus près la composition de l'air atmosphérique, il peut être bon de noter les caractères des deux éléments constitutifs produits, ainsi que nous venons de le voir, par la décomposition de l'air. Dans la plupart des phénomènes chimiques dans lesquels l'air intervient, c'est l'oxygène qui est l'agent actif. On a montré qu'une bougie incandescente s'enflamme quand on la plonge dans l'oxygène. De même le soufre, le phosphore, le charbon, un fil de fer même brûlent dans ce gaz avec une grande intensité, les substances combustibles se combinant dans tous les cas avec l'oxygène pour former des oxydes. Quelques-uns de ces oxydes sont des corps solides, tandis que d'autres sont gazeux. Tout acte de combustion dans l'air dépend de la présence de l'oxygène. Quand un morceau de fil de magnésium brûle avec un éclat éblouissant, le métal se combine avec l'oxygène de l'air pour former l'oxyde de magnésium ou la *magnésie* qui, après la combustion, demeure sous la forme d'une substance légère, solide et blanche. Lorsqu'un morceau de charbon brûle dans l'air, la substance solide disparaît, à l'exception d'un peu de cendre; en effet le charbon s'est combiné avec l'oxygène pour former un oxyde qui est ici un gaz invisible connu sous le nom d'*acide carbonique*. Tous nos combustibles ordinaires, tels que la houille, le bois, l'huile, le suif et la cire, contiennent une large proportion de carbone et par conséquent ce gaz se produit en volume considérable pendant leur combustion. De même aussi la respiration des animaux dépend de la présence de l'oxygène dans le milieu, air ou eau, qui les entoure. La respiration est en effet une sorte de combustion lente dans laquelle l'oxygène introduit dans le système par les poumons ou

les bronches est consumé en formant des produits oxydés tels que le gaz acide carbonique. L'oxygène est donc nécessaire à l'entretien de la vie animale comme il l'est à l'entretien de la flamme; de là le nom qu'on lui donna pendant un temps d' « air vital. » Après la mort, la matière jadis vivante est soumise à une nouvelle oxydation ou combustion lente qui en convertit la majeure partie en composés contenant une plus grande proportion d'oxygène. L'oxygène est donc indispensable à l'entretien de la combustion, de la respiration, de la décomposition et d'un grand nombre d'autres opérations journalières soit naturelles, soit artificielles. Dans l'oxygène pur, toutes les actions s'accompliraient avec une énergie excessive et la grande utilité de l'azote dans l'air paraît être de modérer l'activité de l'oxygène auquel il est associé. L'azote est remarquable par son inertie; il éteint la flamme et n'entretient pas la vie; cependant il tue, non parce qu'il est vénéneux en lui-même, mais simplement parce qu'il exclut l'oxygène. Un animal vivant a donc besoin constamment d'une provision d'air frais, non parce que l'azote est mortel, mais parce que l'oxygène qui lui est nécessaire en est absent.

Mais si l'azote n'est pas un gaz dangereux, il y a d'autres corps gazeux toujours présents dans l'atmosphère qui, à l'état pur, sont des poisons actifs. Qu'une soucoupe contenant une dissolution limpide d'eau de chaux soit exposée à l'air, au bout de quelques heures la surface du liquide sera recouverte d'une mince pellicule de matière blanchâtre; cette matière est produite par une substance empruntée à l'atmosphère; mais ni l'oxygène ni l'azote ne produisent cet effet. Il est dû à la présence du corps gazeux dont nous avons déjà parlé sous le nom de *gaz acide carbonique*. Ce gaz agissant sur l'eau de chaux forme un carbonate de calcium ou, comme on le désigne plus communément, un carbonate de chaux solide;

c'est cette substance blanche et solide qui forme la pellicule mince recouvrant la surface de l'eau. Le gaz acide carbonique, dont l'existence dans l'atmosphère est ainsi établie, est un composé de deux substances distinctes, le carbone et l'oxygène. L'oxygène a déjà été décrit; le carbone est un corps solide répandu en abondance dans la nature, quoiqu'on le rencontre rarement à l'état pur. Dans sa forme naturelle la plus pure, il cristallise en diamant; dans une condition moins pure, il constitue le graphite ou la *mine de plomb*; en combinaison chimique avec d'autres substances, il entre pour une proportion considérable dans la composition de la houille et de tous les autres combustibles ordinaires. Il est aussi pour beaucoup dans la constitution de toute matière vivante, animale ou végétale, et il subsiste, plus ou moins mélangé d'impuretés, quand ces substances sont carbonisées ou imparfaitement brûlées, comme dans le coke, le charbon de bois, le noir animal, etc. Pendant les opérations de combustion, respiration et décomposition, le carbone se combine avec l'oxygène de l'air pour former l'acide carbonique, et c'est ainsi que ce gaz est sans cesse versé dans l'atmosphère. Soufflez avec une paille dans un verre d'eau de chaux limpide et vous verrez le liquide devenir laiteux à mesure que le gaz acide carbonique est expiré ou exhalé de vos poumons à travers le liquide primitivement limpide. Si vous versez alors un peu de vinaigre dans le liquide trouble, l'apparence laiteuse se dissipe parce que l'acide dissout le carbonate de chaux solide et blanc que votre respiration avait formé. Le gaz acide carbonique est dégagé par l'action du vinaigre, et si le carbonate solide est en quantité suffisante dans l'eau de chaux, on peut voir en effet le gaz s'échapper en petites bulles. Cette ébullition ou cette effervescence se produit aussi quand du vinaigre ou tout autre acide est versé sur

une coque d'œuf ou une écaille d'huître, sur un morceau de craie, de pierre à chaux ou de marbre. Toutes ces substances ne sont en effet que du carbonate de chaux et sont décomposés par l'acide avec dégagement d'acide carbonique. Si Cléopâtre, comme l'histoire le prétend, a jamais dissous sa perle, ou si Annibal fondit jamais les rochers des Alpes avec du vinaigre, il se produisit alors une décomposition chimique en tout semblable à celle que nous venons de décrire. Ce gaz étant ainsi fixé dans différentes substances solides, le Dr Black, d'Édimbourg, lui donna le nom d'air fixe. Une bougie plongée dans ce gaz s'éteint immédiatement et un animal y est asphyxié. De là la nécessité impérieuse de renouveler avec soin l'air des chambres d'habitation. Il est évident que plus est grand le nombre des gens dans la chambre, ou celui des becs de gaz, des lampes ou des chandelles allumés, plus est nécessaire une ventilation efficace.

L'acide carbonique étant produit incessamment par les opérations de combustion et de respiration, il est clair que la proportion de ce gaz dans l'atmosphère doit varier selon les lieux; qu'elle sera, par exemple, plus considérable dans un endroit où il y aura foule qu'en rase campagne. La proportion moyenne d'acide carbonique dans l'air est comprise entre 3 et 4 dix-millièmes en volume; ainsi dix mètres cubes d'air contiendront de trois à quatre litres d'acide carbonique. Le Dr Angus Smith a publié dans son ouvrage *Air and Rain (L'Air et la Pluie)* un grand nombre d'analyses d'air prises dans des localités différentes, dans le but de déterminer les variations dans la proportion d'acide carbonique; les exemples suivants sont choisis parmi ses analyses :

PROPORTION POUR CENT D'ACIDE CARBONIQUE DANS L'AIR

Sur la Tamise à Londres, moyenne.....	0,0343
Dans les rues de Londres	0,0380
Au sommet de Ben Nevis.....	0,0327
Dans la salle de la Reine, hôpital de Saint-Thomas.	0,0400
Dans le théâtre de Haymarket, à 11.30 du soir...	0,0757
Dans la cour de la Chancellerie, à 20 centimètres du sol.....	0,1930
Dans le chemin de fer souterrain, moyenne.....	0,1452
Dans les galeries de mines, moyenne de 339 analyses	0,7850
Maximum dans une mine de la Cornouaille.....	2,5000

Ces chiffres expriment la quantité *pour cent*, mais il va sans dire qu'on peut les lire en nombres entiers *pour million*. Par exemple, au lieu de dire que l'air des rues de Londres contient une moyenne de 0,0380 d'acide carbonique pour cent, on peut dire que mille mètres cubes ou un million de litres de cet air contiennent 380 litres d'acide carbonique; qu'un million de litres d'air au-dessus de la Tamise contiennent 343 litres de ce gaz et ainsi de suite.

Puisque l'atmosphère ne cesse de recevoir de différentes sources d'immenses quantités d'acide carbonique, on pourrait non sans raison supposer que ce gaz, s'accumulant à l'excès, doit finir par vicier la masse entière de l'atmosphère; mais l'action des plantes vivantes empêche cette accumulation. Pour montrer qu'une proportion aussi médiocre que 0,035 pour cent d'acide carbonique dans l'atmosphère suffit pour approvisionner de carbone le monde végétal, on n'a qu'à calculer le poids de ce gaz dans l'atmosphère qui recouvre un kilomètre carré de terrain. Le poids de l'air au-dessus de cette surface est d'environ 10 300 000 000 kilog., et l'acide carbonique qu'il contient ne pèse pas moins de 5 150 000 kilog. Le poids de carbone dans cet acide

carbonique est d'environ 1 400 000 kilog. On a calculé que la production d'acide carbonique à Paris atteignait journellement le chiffre prodigieux de 3 millions de mètres cubes ou de 6 millions de kilogrammes. L'acide carbonique, si nuisible à l'animal, est la source d'où les plantes ordinaires tirent tout le carbone de leurs tissus. Le bois, par exemple, contient en carbone près de la moitié de son poids, et cependant chaque particule de carbone dans une forêt d'arbres vient de l'acide carbonique gazeux répandu invisiblement dans l'atmosphère environnante¹.

Avant d'en finir avec l'acide carbonique, il faut noter que ce gaz a une grande densité; il est en effet environ une fois et demie plus lourd, à volume égal, que l'air atmosphérique. On pourrait donc croire que l'acide carbonique de l'atmosphère doit avoir une tendance à se fixer en une couche distincte au ras du sol. Si nous secouons un mélange composé de liquides de densités différentes, de mercure, d'eau et d'huile, par exemple, les liquides se fixent, après avoir été agités, en couches successives dans l'ordre de leurs poids relatifs, le mercure, le plus lourd de tous, tombant au fond, et l'huile flottant, par suite de sa légèreté, à la surface de l'eau. Mais une séparation semblable ne s'accomplit pas quand ce sont des gaz de densités différentes qui sont mélangés. Le tableau suivant montre les densités des trois gaz qui composent l'atmosphère :

Azote.....	0,9713
Oxygène.....	1,1056
*Gaz acide carbonique.....	1,5203

On emploie l'expression de *densité* pour indiquer le rapport des poids d'une matière quelconque et d'un

1. Ce sujet sera plus complètement traité au chapitre XIV.

corps déterminé sous le même volume. C'est à l'air que nous nous sommes référés dans la comparaison que nous venons de faire, et l'on peut voir par les chiffres indiqués plus haut que si un volume donné d'air atmosphérique pèse 100 grammes, le même volume d'azote pèsera 97 grammes, le même volume d'oxygène 110 grammes, et un volume égal d'acide carbonique 152 grammes. On pourrait inférer de là que l'atmosphère est composée de trois couches de gaz superposés, comme le mélange de mercure, d'eau et d'huile, l'azote formant la couche supérieure et l'acide carbonique la plus basse. Mais en réalité tel n'est pas le cas. Tous les gaz tendant à se mélanger entre eux, le mélange de différents gaz produit une composition uniforme en dépit de leurs différences de densité; en effet, les molécules du gaz le plus lourd s'élèvent et les molécules du gaz le plus léger descendent jusqu'à ce qu'elles soient complètement mélangées les unes avec les autres. Par suite de cette propriété, la composition de l'atmosphère se maintient en fait uniforme, quoique l'on puisse constater des variations locales très limitées.

Outre l'oxygène, l'azote et l'acide carbonique, l'atmosphère contient toujours d'autres éléments constitutifs, mais en proportions secondaires et variables. Le gaz *ammoniac* est constamment présent dans l'air, car il se dégage de toutes les matières animales et végétales en décomposition. Néanmoins la proportion en est toujours extrêmement faible; on a calculé, par exemple, qu'elle est de 1 à 2 milligrammes par mètre cube à la surface du sol; mais elle augmente à mesure que l'on s'élève dans l'atmosphère; c'est ainsi qu'elle est de 3 milligrammes au sommet du Puy de Dôme, à 1465 mètres au-dessus du niveau de la mer, et de 5 milligrammes sur le Puy de Sancy, à 1886 mètres. L'ammoniac est un composé d'azote et d'un gaz appelé

hydrogène que l'on décrira au chapitre suivant; mais il est nécessaire de parler brièvement ici même de la composition de l'ammoniaque, puisque ce gaz, quoique présent dans l'air en proportion si réduite, fournit aux plantes une grande partie de leur azote, de même que l'acide carbonique leur donne leur carbone. On trouve parfois, particulièrement après les orages, dans l'atmosphère, des traces d'*acide nitrique*, la substance connue communément sous le nom d'*eau forte*; cet acide nitrique se combine avidement avec l'ammoniaque pour former le nitrate d'ammoniaque dont on peut souvent constater la présence dans l'eau de pluie. On trouve aussi fréquemment dans l'air de l'*hydrogène sulfuré*, ou *acide sulfhydrique*, gaz vénéneux qui se produit dans la putréfaction des matières animales ou végétales; quelques autres gaz se rencontrent parfois aussi dans l'atmosphère, spécialement dans l'air recueilli aux alentours des grandes villes. Enfin il ne faut pas oublier de mentionner les *germes organiques* qui flottent constamment dans l'atmosphère, mais dont nous n'avons pas l'intention de parler maintenant. Quant à la *vapeur d'eau* qui est toujours présente dans l'air, il n'est pas nécessaire d'en rien dire ici, le sujet ayant été pleinement traité dans le dernier chapitre.

La vapeur d'eau diffère des autres éléments de l'atmosphère surtout par la facilité avec laquelle on peut la condenser ou la liquéfier. Aussi l'appelle-t-on *vapeur* plutôt que *gaz*. Mais il y a réellement peu de différence entre ces deux espèces de corps, une vapeur n'étant qu'un gaz aisément condensable. La vapeur proprement dite, par exemple, est liquéfiée par un abaissement relativement léger de température; l'acide carbonique et un grand nombre d'autres gaz, pour prendre la forme liquide, exigent un abaissement considérable de température, ou une grande pression, ou même une combi-

naison de froid et de pression. Six gaz avaient jusqu'à ces derniers temps résisté à toutes les tentatives de liquéfaction, ce sont ceux qu'on appelait en conséquence des *gaz permanents*. Mais dans les derniers mois de 1877, MM. Pictet et Cailletet ont réussi à liquéfier jusqu'aux gaz les plus réfractaires, tels que l'oxygène, l'azote et l'hydrogène.

Quand un liquide s'évapore, c'est-à-dire se convertit en gaz ou en vapeur, il subit un accroissement considérable de volume, mais son *poids* ne change pas. Un kilogramme d'eau, par exemple, ne produit ni plus ni moins qu'un kilogramme de vapeur. Il est donc clair que les gaz et les vapeurs, quoique généralement invisibles, doivent avoir du poids; mais ce poids est nécessairement léger si on le compare à celui d'un volume égal de la même substance à l'état liquide ou solide. L'air atmosphérique est en effet près de 800 fois plus léger qu'un volume égal d'eau et il n'est pas moins de 10 500 fois plus léger qu'un volume égal de mercure. Cependant le poids de l'air, si léger qu'il paraisse, s'élève à un total considérable quand on considère un vaste volume, ou même seulement la quantité que contient une chambre d'habitation ordinaire. On constate par un pesage exact que, dans les conditions ordinaires, un litre d'air pèse 1^{er},3 en d'autres termes, un mètre cube d'air pèsera 1^{kil.},300. Supposez donc que nous ayons une salle mesurant dix mètres de longueur, dix mètres de largeur et dix mètres de hauteur: cette salle contiendra 1000 mètres cubes d'air et le poids de cet air sera de 1 300 kilogrammes environ. Mais si on applique ce calcul à un vaste bâtiment public, on verra que l'air qu'il contient pèse plus qu'on ne l'imagine communément. Ainsi Westminster Hall, à Londres, s'étend sur une longueur de 58 mètres, une largeur de 20 et une hauteur de 33; sa capacité doit donc être de 38 280 mètres cubes, et le poids de l'air qu'il contient