

Notions abordées en cours de physique-chimie et situations de la vie courante

III. Transformation de la matière

1- Outils de description d'un système

Notion	Illustrations/Situations
1.1- De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole. Unité de quantité de matière. Constante d'Avogadro. Masse molaire atomique, molaire moléculaire. Volume molaire.	<ul style="list-style-type: none"> - Y a-t-il une mole de sable sur les côtes françaises ? - De l'immensité cachée de la mole. - Peut-on « voir » et manipuler les atomes ? - Tu quoque, fili ! ou le théorème du dernier souffle de César, problème que posait Enrico Fermi à ses étudiants ...
1.2- Concentration molaire des espèces moléculaires en solution. Solvant, soluté, solution aqueuse. Dissolution d'une espèce moléculaire. Concentration molaire d'une espèce dissoute. Dilution. Echelle de teinte.	<ul style="list-style-type: none"> - Degré d'acidité d'un vinaigre. - Nitrates et eau potable.

2- Transformation chimique d'un système

Notion	Illustrations/Situations
2.1- Modélisation de la transformation : réaction chimique. Exemples de transformations chimiques. Etat initial et état final d'un système chimique. Equation modélisant la réaction chimique. Réactifs et produits.	<ul style="list-style-type: none"> - Exemples concrets de réactions chimiques.
2.2- Bilan de matière. Avancement. Quantités de matière des réactifs et des produits au cours de la transformation. Réactif limitant et avancement maximal. Bilan matière. Evolution du système chimique.	<ul style="list-style-type: none"> - A tout seigneur, tout honneur : Antoine Laurent de Lavoisier.

1- Outils de description d'un système

1.1- De l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique : la mole.

Y a-t-il une mole de sable sur les côtes françaises ?

Les auteurs s'accordent pour dire que la côte métropolitaine a une longueur largement supérieure à 5000 km (Corse non comprise), mais il ne s'agit évidemment pas uniquement de côtes sableuses. Si l'on retire les côtes rocheuses, il est possible qu'il y ait, disons, 3000 km de côtes sableuses — estimation méritant toutes les critiques que l'on voudra, et qui est certainement une surestimation. Considérons que le plateau continental sableux a une largeur moyenne de 2 km sur une épaisseur moyenne de 1 m. Il y aurait donc 6 milliards de mètres cubes de sable sur les côtes françaises. Modélisons alors les grains de sable par des sphères de diamètre moyen 0,1 mm — sable très fin —, donc inscrites dans des cubes de un millième de mm^3 . Cela ferait donc $6 \cdot 10^{21}$ grains de sable, soit un dixième de mole de sable. Mais les plages sont rarement de sable fin et rallonger les côtes sableuses ou élargir le plateau continental n'y feront rien : il n'y a pas à barguigner, il y a bien moins d'une mole de sable sur les côtes françaises !

De l'immensité cachée de la mole.

Que peut-on faire avec une mole de sable ? D'abord, il faut définir sa qualité : un sable ayant un grain de 0,1 mm de diamètre est un sable très fin et quand ce diamètre est de 1 mm, c'est un gros grain. Ainsi avec une mole de sable fin, on pourrait recouvrir la superficie de la France (552000 km^2) d'une couche de un peu plus de un mètre. Avec du gros sable, la couche serait donc de un peu plus de un kilomètre. Mais on pourrait recouvrir la Terre entière d'une pellicule de gros sable de 1 m d'épaisseur — la surface de la Terre est près de 1000 fois celle de la France.

On pourrait peut-être aussi élever un cône de sable fin haut comme l'Everest (8850 m) avec une base de 200 km^2 à savoir deux fois la superficie de Paris département — mais il n'est pas certain qu'un tel édifice soit réalisable, la physique des tas de sable ayant aussi son mot à dire.

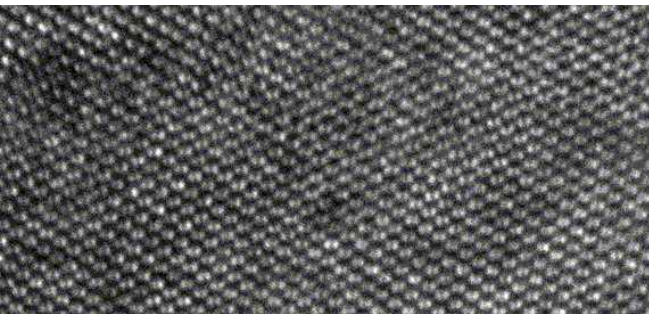
On pourrait également mettre les grains de sable bout à bout : on trouve alors une distance de $6,02 \cdot 10^{16} \text{ km}$ avec du sable fin, soit plus de 6000 années-lumière... à savoir égale au diamètre du bulbe de notre Voie Lactée. Une mole de virus du SIDA (diamètre de l'ordre de 100 nm) mis bout à bout représente 6 années-lumière, ce qui nous permettrait d'atteindre l'étoile de Barnard...

Dans le même ordre d'idée, une mole de secondes représente un peu plus de... 4 millions de fois l'âge de la Terre. Il n'y a enfin aucune chance que l'on atteigne une mole d'êtres humains... et c'est tant mieux.

Peut-on « voir » et manipuler les atomes ?

A l'aube du XIXe siècle, Wilhelm Ostwald (1853-1932) qui reçut le prix Nobel de chimie en 1909 affirmait que l'hypothèse atomique n'était qu'un « *fatras commode pour désigner les interactions énergétiques* » — il reviendra sur sa position — et le physicien autrichien Ernst Mach (1836-1916) appuyait sa réfutation des atomes en disant qu'on ne pouvait les voir et donc qu'ils n'étaient pas des objets intéressants la science.

Si l'hypothèse atomique a fini par triompher de ces résistances par la mise en évidence de ses conséquences indirectes (mouvement brownien, diffusion, chimie,...), force est de dire que l'atome semblait inaccessible à l'observation. Aujourd'hui, ce n'est plus vrai. Tout d'abord il faut s'entendre sur l'expression « *voir les atomes* ». Il n'est pas question de les voir directement, le rayonnement visible étant de longueurs d'onde trop grandes pour être optiquement perturbé par les atomes — tout comme une noix de coco ne peut perturber la progression d'un tsunami. Il faut donc utiliser d'autres moyens : la microscopie électronique à haute résolution et celle à effet tunnel nous les fournissent.

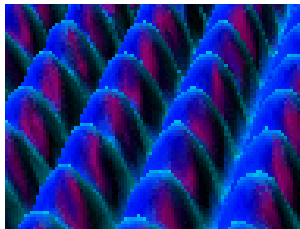


Cristal d'arséniure de gallium vu au microscope électronique à transmission haute résolution

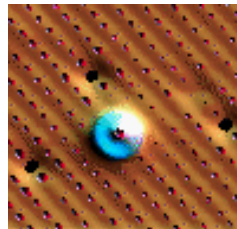
Document F. Houdelier (cf. site ci-dessous)

Les microscopes électronique à haute résolution utilisent des faisceaux d'électrons relativistes dont la longueur d'onde de de Broglie est de l'ordre du picomètre — 10^{-12} m — soit notablement inférieure aux dimensions atomiques, ce qui permet d'utiliser ces faisceaux sur le mode de l'optique géométrique (focalisation) pour « voir » les atomes. Sur le « cliché » ci-contre, qui résulte en fait d'une reconstitution à partir des données électriques obtenues par le microscope, la résolution est de l'ordre de 0,1 nm !

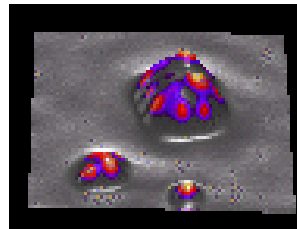
Par ailleurs, en 1981, Gerd Binnig et Heinrich Rohrer des laboratoires IBM inventèrent la *microscopie à effet tunnel*, invention pour laquelle ils reçurent le prix Nobel de physique 1986. Le principe en est relativement simple — pour la réalisation, c'est autre chose : une pointe nanométrique se déplace sur l'échantillon à observer, permettant ainsi de reconstituer le « paysage » atomique grâce aux informations recueillies par effet tunnel. Et voilà ce qui put être « vu » de cette manière — bien sûr, les couleurs sont artificielles et n'ont que pour fonction de distinguer et enjoliver les objets.



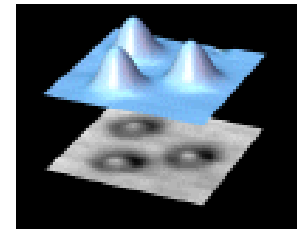
Alignements d'atomes de Nickel



Atome de Xénon sur un substrat de nickel



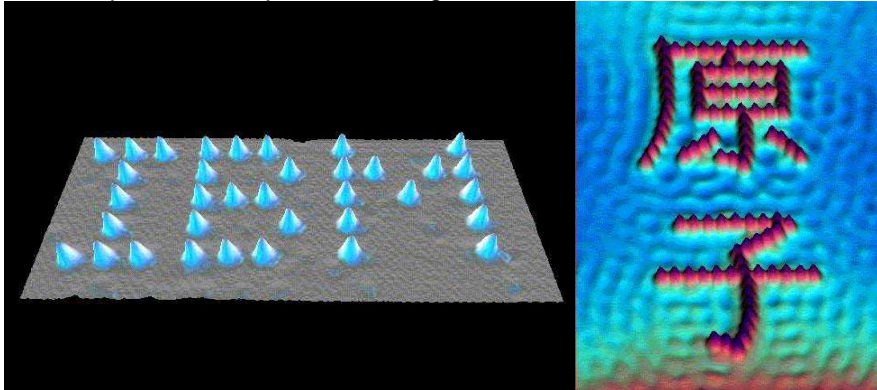
Atomes d'iode et de sodium sur du cuivre



Atomes de gadolinium sur du niobium

Image originally created by IBM Corporation

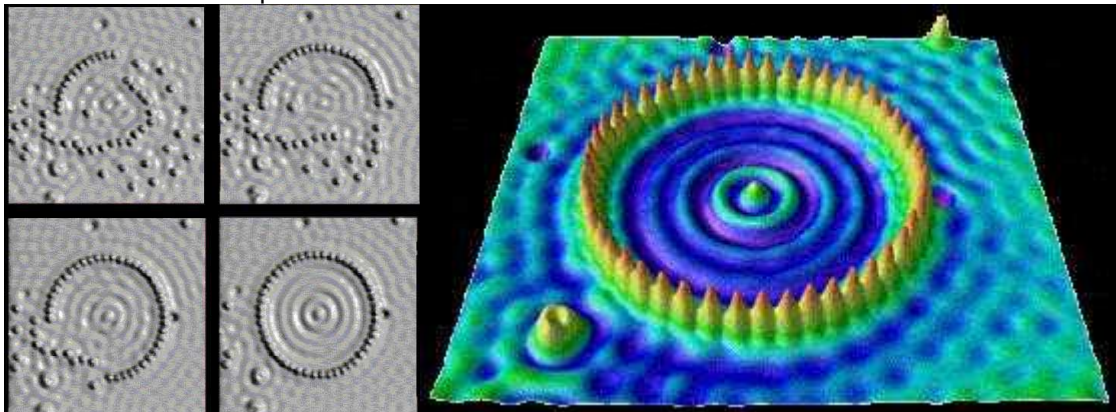
On put faire mieux que « voir » les atomes ! Non seulement la pointe nanométrique permettait de les palper, mais on pouvait en plus les manipuler un à un grâce à elle.



(Image originally created by IBM Corporation)

Ainsi le physicien Donald Eigler, toujours des laboratoires IBM, réussit le 28 septembre 1989 à écrire le sigle IBM à l'aide de 35 atomes de xénon sur une surface de nickel. Il écrivit aussi l'idéogramme japonais signifiant *atome* à l'aide d'atomes de fer sur un substrat de cuivre.

On réalisa enfin des « corrals quantiques » — par exemple ci-dessous avec 48 atomes de fer disposés le long d'un cercle sur un substrat de cuivre. Les vaguelettes observées à l'intérieur du cercle mettent en évidence le caractère ondulatoire des électrons métalliques délocalisés.



(Image originally created by IBM Corporation)

Toutefois, le fait que l'on puisse détricoter et re-tricoter une molécule d'ADN ou que l'on sache aujourd'hui parfaitement manipuler des électrons et des photons *individuels* rendrait presque banales les prouesses scientifico-techniques évoquées ci-dessus.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

<http://www.cemes.fr/microscopie/>

http://fr.wikipedia.org/wiki/Microscope_%C3%A0_effet_tunnel

<http://www.almaden.ibm.com/vis/stm/stm.html>

Tu quoque, fili ! ou le théorème du dernier souffle de César, problème que posait Enrico Fermi à ses étudiants ...



Le *théorème du dernier souffle de César* — également connu sous l'appellation « *dernier souffle de Roland dans son olifant* » — fait partie des *problèmes de Fermi* — le physicien Enrico Fermi (1901-1954), prix Nobel de physique 1938 aimait donner à ses étudiants des problèmes de fond, ne nécessitant que des calculs triviaux... mais une réflexion certaine. En fait, le premier semble-t-il à avoir proposé ce problème du dernier souffle de César est le physicien anglais James Jeans (1877-1946) dans *Une introduction à la théorie cinétique des gaz* publiée en 1940 et régulièrement rééditée depuis (en anglais). Il y écrit en effet :

« On sait qu'un homme inspire environ 400 cm^3 d'air à chaque respiration, et donc un seul souffle d'air respiré doit contenir environ 10^{22} molécules. La totalité de l'atmosphère terrestre contient environ 10^{44} molécules. Ainsi une molécule est dans le même rapport avec un souffle d'air respiré que ce dernier avec toute l'atmosphère terrestre. Si nous supposons que le dernier souffle de, disons, Jules César s'est complètement dispersé à l'heure actuelle dans l'atmosphère, alors il y a des chances que chacun d'entre nous inhale une molécule de ce souffle à chaque inspiration. Les poumons humains

contiennent environ 2000 cm³ d'air si bien qu'il y a des chances pour qu'il y ait dans les poumons de chacun d'entre nous environ cinq molécules du dernier souffle de Jules César. »

Précisons ce calcul. Quand César a expiré son dernier souffle en lançant à Brutus « *Tu quoque fili !* », il a libéré disons un litre d'air, ce qui représente $6,02 \cdot 10^{23} / 22,4$ molécules aériennes, soit environ $2,7 \cdot 10^{22}$ — Jeans en propose la moitié, mais n'oublions pas qu'il s'agit du *dernier* souffle de César et que le volume expiré s'apparente à celui d'une expiration forcée qui est de l'ordre du litre. Le volume de la troposphère (soit 80 à 90% de la masse totale de l'air) d'épaisseur moyenne 15 km est d'environ $7,5 \cdot 10^{21}$ L, soit $2 \cdot 10^{44}$ molécules — ce calcul présuppose une atmosphère thermodynamiquement homogène, ce qui est une hypothèse évidemment discutable, si bien que l'estimation de Jeans est certainement plus proche de la vérité. En revanche, l'hypothèse qu'il fait sur les molécules expirées par César qui seraient parfaitement distribuées dans toute l'atmosphère terrestre est des plus discutables. Ce qui pourrait faire cela, c'est la *diffusion* de ces molécules. Mais le coefficient d'autodiffusion de l'air étant de l'ordre de $10^{-5} \text{ m}^2 \text{ s}^{-1}$, la durée pour que ces molécules se diffusent dans toute l'atmosphère terrestre serait de l'ordre du milliard de... millénaires ! Quant aux convections, elles sont relativement orientées — vents dominants — et l'on voit mal comment elles pourraient disperser de manière homogène les molécules du dernier souffle de César dans toute l'atmosphère. Sans parler des réactions chimiques qu'elles ont dû subir depuis l'époque.

Mais passons, et acceptons avec réserve l'hypothèse de Jeans. Ainsi, *statistiquement*, il y aurait dans l'atmosphère actuelle une densité volumique de molécules du dernier souffle de César de $2,7 \cdot 10^{22} / 7,5 \cdot 10^{21}$, soit 3 à 4 molécules par litre. Chaque être humain aspirant en moyenne un demi litre d'air, une à deux molécules aériennes ayant transité dans les poumons de César pénétreraient dans les nôtres à chaque inspiration...

Le problème fondamental est que les molécules expirées par Jules César sont aujourd'hui *indiscernables* des autres — elles ne sont pas labellisées *César* — ne serait-ce qu'à cause du phénomène de diffusion. En ce sens, la physique a ici une politique de blanchiment de l'argent sale : il est théoriquement et techniquement impossible de savoir d'où vient l'argent blanchi. Aussi la question de savoir si nous respirons des molécules expirées par Jules César ne ressort qu'à un joli exercice de statistique, mais n'a pas vraiment de sens physique dans la mesure où ces molécules ont depuis longtemps « oublié » qu'elles sont passées par ces poumons... augustes — sans parler du discutable des hypothèses prises.

1.2- Concentration molaire des espèces moléculaires en solution.

Degré d'acidité d'un vinaigre.

Lorsque l'on regarde l'étiquette d'un vinaigre, un degré ou un pourcentage est indiqué — 6° pour un vinaigre de vin ou un vinaigre balsamique, 8° ou 8 % pour un vinaigre blanc, pouvant aller jusqu'à 13° pour un vinaigre de cidre. Il s'agit ici du *degré d'acidité*, un tel degré représentant le pourcentage en masse d'acide éthanoïque — ou acétique — CH_3COOH dans le vinaigre. Comme pour les alcools, on incite à remplacer les degrés par des pour cent. La masse volumique du vinaigre étant peu différente de celle de l'eau, un litre de vinaigre à 6° contient donc *environ* 60 g d'acide éthanoïque, ce qui représente une concentration d'environ 1 mol/L — $M_{\text{CH}_3\text{COOH}}=60 \text{ g/mol}$.

Nitrates et eau potable.

De nombreuses études médico-biologiques ont montré que les nitrates ont des effets toxiques sur les êtres vivants, et donc en particulier l'être humain (cancers gastriques, maladie bleue du nourrisson,...). Ainsi, une concentration de 13 à 40 mg de nitrate par litre d'eau peut conduire à la disparition de 50 % de têtards de certaines espèces d'amphibiens. Compte tenu de l'utilisation des nitrates — engrais — dans l'agriculture intensive, la réglementation en vigueur limite donc à 50 mg par litre la concentration des nitrates dans l'eau potable. Au-delà de 100 mg/l, l'eau est considérée impropre à la consommation.

Pour en savoir plus, en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

<http://fr.wikipedia.org/wiki/Nitrate>

<http://www.ecologie.gouv.fr/Eau-potable-et-sante-nitrates.html#nit>

2- Transformation chimique d'un système

2.1- Modélisation de la transformation : réaction chimique.

Exemples concrets de réactions chimiques.

Voir le site suivant — en n'oubliant pas de croiser les informations proposées :

http://fr.wikipedia.org/wiki/R%C3%A9action_chimique

2.2- Bilan de matière.

A tout seigneur, tout honneur : Antoine Laurent de Lavoisier.



Antoine Lavoisier (1743-1794) est l'un des pères de la chimie quantitative moderne. On trouvera l'ensemble de ses écrits dans une édition numérique du CNRS — <http://www.lavoisier.cnrs.fr/> — doté d'un bon moteur de recherche.

Voici deux exemples de ces écrits, le premier étant tiré du *Mémoire sur la combustion* (1862).

« PREMIER PHÉNOMÈNE

Dans toute combustion, il y a dégagement de matière du feu ou de la lumière.

SECOND PHÉNOMÈNE

Les corps ne peuvent briller que dans un très petit nombre d'espèces d'airs, ou plutôt même il

ne peut y avoir de combustion que dans une seule espèce d'air, dans celle que M. Priestley a nommée air déphlogistiqué, et que je nommerai ici air pur. Non-seulement les corps auxquels nous donnons le nom de combustibles ne brûlent ni dans le vide, ni dans aucune autre espèce d'air, mais ils s'y éteignent, au contraire, aussi promptement que si on les plongeait dans de l'eau ou dans un autre fluide quelconque

TROISIÈME PHÉNOMÈNE

Dans toute combustion, il y a destruction ou décomposition de l'air pur, dans lequel se fait la combustion, et le corps brûlé augmente de poids exactement dans la proportion de la quantité d'air détruit ou décomposé.

QUATRIÈME PHÉNOMÈNE

Dans toute combustion, le corps brûlé se change en un acide par l'addition de la substance qui a augmenté son poids : ainsi, par exemple, si l'on brûle du soufre sous une cloche, le produit de la combustion est de l'acide vitriolique ; si l'on brûle du phosphore, le produit de la combustion est de l'acide phosphorique ; si l'on brûle une substance charbonneuse, le produit de la combustion est de l'air fixe, autrement dit, de l'acide crayeux, etc. — je ferai observer ici, en passant, que le nombre des acides est infiniment plus considérable qu'on ne le pense.

La calcination des métaux est soumise exactement à ces mêmes lois, et c'est avec très grande raison que M. Macquer l'a considérée comme une combustion lente : ainsi, 1° dans toute calcination métallique il y a dégagement de matière du feu ; 2° il ne peut y avoir de véritable calcination que dans l'air pur ; 3° il y a combinaison de l'air avec le corps calciné, mais avec cette différence, qu'au lieu de former un acide avec lui il en résulte une combinaison particulière, connue sous le nom de chaux métallique.

Ce n'est point ici le lieu de faire voir l'analogie qui existe entre la respiration des animaux, la combustion et la calcination ; j'y reviendrai dans la suite de ce mémoire.

Ces différents phénomènes de la calcination des métaux et de la combustion s'expliquent d'une manière très heureuse dans l'hypothèse de Stahl ; mais il faut supposer avec lui qu'il existe de la matière feu, du phlogistique fixé dans les métaux, dans le soufre et dans tous les corps qu'il regarde comme combustibles : or, si l'on demande aux partisans de la doctrine de Stahl de prouver l'existence de la matière du feu dans les corps combustibles, ils tombent nécessairement dans un cercle vicieux, et sont obligés de répondre que les corps combustibles contiennent de la matière du feu parce qu'ils brûlent, et qu'ils brûlent parce qu'ils contiennent de la matière du feu ; or il est aisé de voir qu'en dernière analyse c'est expliquer la combustion par la combustion.

L'existence de la matière du feu, du phlogistique, dans les métaux, dans le soufre, etc. n'est donc réellement qu'une hypothèse, une supposition, qui, une fois admise, explique, il est vrai, quelques-uns des phénomènes de la calcination et de la combustion ; mais, si je fais voir que ces mêmes phénomènes peuvent s'expliquer d'une manière tout aussi naturelle dans l'hypothèse opposée, c'est-à-dire sans supposer qu'il existe de matière du feu ni de phlogistique dans les matières appelées combustibles, le système de Stahl se trouvera ébranlé jusque dans ses fondements.

On ne manquera pas sans doute de me demander d'abord ce que j'entends par matière du feu. Je répondrai avec Franklin, Boërrhaave, et une partie des philosophes de l'antiquité, que la matière du feu ou de la lumière est un fluide très subtil, très élastique, qui environne de toutes parts la planète que nous habitons, qui pénètre avec plus ou moins de facilité les corps qui la composent, et qui tend, lorsqu'il est libre, à se mettre en équilibre dans tous.

J'ajouterai, en empruntant le langage chimique, que ce fluide est le dissolvant d'un grand nombre de corps ; qu'il se combine avec eux de la même manière que l'eau se combine avec les sels, que les acides se combinent avec les métaux ; et que les corps ainsi combinés et dissous par le fluide igné perdent en partie les propriétés qu'ils avaient avant la combinaison, et en acquièrent de nouvelles qui les rapprochent de la matière du feu...

...Pour éclaircir ce que cette théorie peut présenter d'obscur, faisons-en l'application à quelques exemples : lorsqu'on calcine un métal dans de l'air pur, la base de l'air, qui a moins d'affinité avec son propre dissolvant qu'avec le métal, s'unit à ce dernier dès qu'il est fondu, et le convertit en chaux métallique. Cette combinaison de la base de l'air avec le métal est démontrée, 1° par l'augmentation de poids qu'éprouve ce dernier pendant la calcination ; 2° par la destruction presque totale de l'air contenu sous la cloche. Mais, si la base de l'air était tenue en dissolution par la matière du feu, à mesure que cette base se combine au métal, la matière du feu doit devenir libre, et produire, en se dégageant, de la flamme et de la lumière. On conçoit que, plus la calcination du métal sera prompte, c'est-à-dire plus il y aura de fixation de la base de l'air dans un temps donné, plus aussi il y aura de matière du feu qui deviendra libre à la fois, et plus, par conséquent, la combustion sera sensible et marquée...

...Je pourrais appliquer successivement la même théorie à toutes les combustions ; mais, comme j'aurai de fréquentes occasions de revenir sur cet objet, je m'en tiens, dans ce moment, à ces exemples généraux. Ainsi, pour résumer, l'air est composé, suivant moi, de la matière du feu comme dissolvant, combinée avec une substance qui lui sert de base et en quelque façon qui la neutralise ; toutes les fois qu'on présente à cette base une substance avec laquelle elle a plus d'affinité, elle quitte son dissolvant ; dès lors la matière du feu reprend ses droits, ses propriétés, et repaît à nos yeux avec chaleur, flamme et lumière.

L'air pur, l'air déphlogistiqué de M. Priestley est donc, dans cette opinion, le véritable corps combustible, et peut-être le seul de la nature, et on voit qu'il n'est plus besoin, pour expliquer les phénomènes de la combustion, de supposer qu'il existe une quantité immense de feu fixée dans tous les corps que nous nommons combustibles, qu'il est très probable, au contraire, qu'il en existe peu dans les métaux, dans le soufre, dans le phosphore et dans la plupart des corps très solides, très pesants et très compactes ; et peut-être même qu'il n'existe dans ces substances que de la matière de feu libre, en vertu de la propriété qu'a cette matière de se mettre en équilibre avec tous les corps environnants. » pp. 226-231.

Le second texte est tiré du *Traité élémentaire de chimie (1864)* de Lavoisier.

« On a vu que l'air de l'atmosphère était principalement composé de deux fluides aëriiformes ou gaz, l'un respirable, susceptible d'entretenir la vie des animaux, dans lequel les métaux se calcinent et les corps combustibles peuvent brûler ; l'autre, qui a des propriétés absolument opposées, que les animaux ne peuvent respirer, qui ne peut entretenir la combustion, etc. Nous avons donné à la base de la portion respirable de l'air le nom d'oxygène, en le dérivant de deux mots grecs ὀξύς, acide, γείνομαι, j'engendre, parce qu'en effet une des propriétés les plus générales de cette base est de former des acides en se combinant avec la plupart des substances.

Nous appellerons donc gaz oxygène la réunion de cette base avec le calorique. Sa pesanteur dans cet état est assez exactement d'un demi-grain poids de marc par pouce cube, ou d'une once et demie par pied cube, le tout à 10 degrés de température et à 28 pouces du baromètre.

Les propriétés chimiques de la partie non respirable de l'air de l'atmosphère n'étant pas encore très bien connues, nous nous sommes contentés de déduire le nom de sa base de la propriété qu'a ce gaz de priver de la vie les animaux qui le respirent, nous l'avons donc nommé azote, de l'α privatif des Grecs, et de ζωή, vie ; ainsi la partie non respirable de l'air sera le gaz azotique. Sa pesanteur est de 1 once 2 gros 48 grains le pied cube, ou de 0 grain, 4444 le pouce cube.

Nous ne nous sommes pas dissimulé que ce nom présentait quelque chose d'extraordinaire ; mais c'est le sort de tous les noms nouveaux ; ce n'est que par l'usage qu'on se familiarise avec eux. Nous en avons d'ailleurs cherché longtemps un meilleur, sans qu'il nous ait été possible de le rencontrer ; nous avons été tentés d'abord de le nommer gaz alcaligène, parce qu'il est prouvé, par les expériences de M.

Berthollet, comme on le verra dans la suite, que ce gaz entre dans la composition de l'alcali volatil ou ammoniaque ; mais, d'un autre côté, nous n'avons point encore la preuve qu'il soit un des principes constitutifs des autres alcalis ; il est d'ailleurs prouvé qu'il entre également dans la combinaison de l'acide nitrique ; on aurait donc été tout aussi fondé à le nommer principe nitrigène. Enfin, nous avons dû rejeter un nom qui comportait une idée systématique, et nous n'avons pas risqué de nous tromper en adoptant celui d'azote et de gaz azotique, qui n'exprime qu'un fait, ou plutôt qu'une propriété : celle de priver de la vie les animaux qui respirent ce gaz. » pp. 48-49.

Le symbole N utilisé pour l'azote a quant à lui une origine anglo-saxonne, ce gaz étant désigné par *nitrogen* en anglais, ce qui étymologiquement signifie « *faiseur de nitre* » à savoir de *salpêtre* (nitrate de potassium KNO_3).