

Activité historique, expérimentale et philosophique
pour l'enseignement du *principe de conservation de la matière*
au lycée

Olivier Morizot^{1,6}, Vincent Depretto^{2,6}, Victor Scavino^{2,6}, Gabriel Giovannetti^{3,6},
Fanny L'Hôte^{4,6} et Florence Boulc'h^{5,6}

¹ Aix-Marseille Univ, CNRS, CGGG, Centre Gilles Gaston Granger, 13621 Aix-en-Provence

² Lycée Victor Hugo, 13003 Marseille

³ Lycée Saint-Exupéry, 13015 Marseille

⁴ Collège Longchamp, 13001 Marseille

⁵ Aix-Marseille Univ, CNRS, MADIREL, 13013 Marseille

⁶ Institut de recherche pour l'enseignement des sciences (IRES), 13001 Marseille

Table des matières

Introduction (enseignants)	3
1. Éléments biographiques (enseignants)	5
2. Activité historique documentaire (élèves)	6
3. Commentaire de l'activité documentaire (enseignants)	8
4. Pistes d'animation de l'activité documentaire (enseignants)	12
5. Activité expérimentale (élèves)	18
6. Pistes d'animation de l'activité expérimentale (enseignants)	20
7. Activité philosophique (élèves)	25

Introduction

Depuis 2023, notre groupe travaille à l'élaboration de séquences d'enseignement de la physique et de la chimie par leur histoire. C'est-à-dire à des protocoles d'enseignements raisonnablement susceptibles d'être mis en œuvre dans les classes de collège ou de lycée, et visant à une meilleure compréhension et à une meilleure maîtrise de concepts et de méthodes physiques et chimiques par les élèves, au moyen d'un éclairage complémentaire sur le sens et sur l'usage de ces concepts et de ces méthodes, fourni par leur histoire.¹ Cette ressource pédagogique a ainsi pour objectif spécifique d'améliorer la compréhension que pourraient avoir les élèves du *principe de conservation de la matière* et de ses conséquences nombreuses et fondamentales pour la pratique de la chimie. Elle propose à l'enseignant trois types d'activités : la première historique (section 2), la deuxième expérimentale (section 5), la troisième philosophique (section 7). Ces activités sont complémentaires et susceptibles de déployer progressivement tout le sens et la portée de ce principe. Elles ont été rédigées à destination d'élèves de seconde générale, mais elles pourront aisément être adaptées à différents niveaux de classes de lycée. Des préconisations d'utilisation de chacune de ces activités sont proposées, que l'on conseille de consulter (sections 1, 3, 4, 6). Les contenus de ce document sont toutefois à l'entière disposition des enseignants de physique-chimie ; qu'ils se sentent libres d'y puiser ce qu'ils voudront et de l'adapter au contexte de leur classe.

Préalablement à la rédaction de cette ressource, et tout particulièrement de sa partie historique, nous avons passé en revue les principaux manuels actuels de physique-chimie pour le collège et pour le lycée (Belin, Bordas, Hachette, Hatier, le livre scolaire) et nous avons remarqué avec intérêt que la plupart d'entre eux mobilisent la figure de Lavoisier dans le but d'illustrer une séquence de cours ou une activité documentaire en lien avec le principe de conservation de la matière.

Dans ces manuels, le nom de Lavoisier est la plupart du temps accompagné d'un portrait et d'une courte biographie. Parfois, l'illustration figure un instrument scientifique dont Lavoisier aurait pu faire usage, afin de souligner le rôle de l'expérimentation dans ses travaux. Certains manuels associent encore à Lavoisier la déclaration apocryphe « rien ne se perd, rien ne se crée tout se transforme », quand d'autres font le choix de restituer l'énoncé original du principe, tiré du *Traité élémentaire de chimie* (1789). Enfin, certains manuels mobilisent des expériences de Lavoisier comme support d'activités dédiées le plus souvent à un travail de conversion d'unités ou d'écriture d'équations de réaction chimique. Au gré de ces activités, il est souvent demandé à l'élève de s'exprimer sur le sens du principe attribué à Lavoisier, ou sur les raisons de la supériorité de ses résultats par rapport à ceux de ses prédécesseurs.

Certaines parties de ces ressources déjà existantes nous semblent toutefois poser principalement trois problèmes, non seulement du point de vue de l'histoire et de la philosophie de la chimie, mais aussi du point de vue de la didactique de la discipline, au sens où une réflexion historique plus précise pourrait contribuer à un renforcement des connaissances chimiques. En effet :

1. La plupart des biographies de Lavoisier proposées entretiennent une vision hagiographique, techniciste, linéaire et rétrospective de l'histoire des sciences : en héroïsant le savant (Lavoisier serait « le père » de la chimie moderne), en caricaturant son opposition à ses prédécesseurs (il aurait mis un terme aux croyances alchimiques) et à ses contemporains (il est mort sur l'échafaud), en surjouant le rôle de l'instrumentation (l'amélioration de la balance serait la principale cause de ses découvertes), en exagérant la proximité de sa théorie avec la nôtre (l'élément de Lavoisier est confondu avec celui de la chimie moderne), en présupposant qu'il était de toute évidence dans le vrai (quand c'est l'histoire qui lui a donné raison, et seulement en partie), ou en renvoyant son invention à la redécouverte d'une vérité supposément énoncée depuis déjà longtemps (Anaxagore aurait prédit la conservation, Démocrite les atomes).

¹ O. Morizot, V. Scavino, V. Depretto, F. L'Hôte, G. Giovannetti et F. Boulc'h, « L'histoire pour l'enseignement de la physique-chimie. Partie 1 : Donner du sens ; Partie 2 : Se décentrer », *Bulletin de l'Union des Professeurs de Physique et de Chimie* 1071, février 2025, p. 151-160 et 1072, mars 2025, p. 223-232.

2. Ces ressources attribuent souvent au principe de conservation de la matière le statut de « loi », tirée de l'expérience. Une telle position conforte ainsi l'opinion naïvement empiriste et inductiviste selon laquelle Lavoisier aurait simplement remarqué, ou vérifié, que la masse totale se conservait au cours de ses expériences et en aurait ainsi extrapolé une « loi » générale régissant l'ensemble des expériences en chimie. On sait pourtant – si l'on a déjà essayé de prouver la conservation de la masse devant une classe – que, malgré tous nos efforts et tous nos arguments, de telles expériences sont rarement assez précises pour être parfaitement convaincantes. Et pour cause, comme nous le verrons, Lavoisier n'attribuait pas à la conservation de la masse le statut de « loi » expérimentale, mais celui de « principe » auquel ses expériences devaient se plier. En témoignent les mesures de masses totales des différents éléments avant et après réaction fournies par Lavoisier (section 2, Figure 2), soulignant combien une égalité très approximative dans les faits, ne saurait remettre en cause une égalité rigoureuse posée en principe.

3. L'intérêt de mobiliser des extraits du *Traité élémentaire de chimie* de Lavoisier dans le but de pratiquer le formalisme mathématique de la chimie actuelle nous semble non nul mais limité ; surtout si on le compare à l'opportunité didactique considérable qu'offre ce texte d'approfondir avec les élèves la compréhension et la maîtrise de certains des concepts fondamentaux de la chimie qui y sont introduits.

Nous profiterons donc de la liberté éditoriale dont nous disposons ici pour déployer une ressource historique entièrement orientée vers l'enseignement du principe de conservation de la matière, constituée :

1. d'une présentation du contexte historique et social de l'invention du principe de conservation de la matière par Lavoisier, basé sur des travaux d'historiens des sciences,
2. d'une activité historique de type documentaire, adressée aux élèves, articulée autour de la lecture de l'extrait original du *Traité élémentaire de chimie* exposant le principe, et proposant une série de questions toutes orientées vers l'approfondissement des concepts chimiques fondamentaux que contient l'extrait (élément, masse, quantité de matière, équation de réaction),¹
3. d'un commentaire de cette activité historique à destination des enseignants, leur permettant d'accompagner les élèves dans la lecture du texte de Lavoisier,
4. de pistes d'animation de l'activité historique proposant des réponses types aux questions qui y sont posées,
5. d'une activité expérimentale articulée aux concepts chimiques introduits par l'extrait de Lavoisier, visant la transposition de ces concepts dans le contexte de la chimie actuelle,²
6. de pistes de mise en place et d'animation de cette activité expérimentale à destination des enseignants,
7. d'une annexe offrant l'occasion aux enseignants de physique-chimie – avec le concours éventuel de leurs collègues enseignants de philosophie – d'approfondir le contenu épistémologique de l'extrait.

¹ Cette activité a été testée en classe de 2nde générale et de 1^{ère} STL au lycée Victor Hugo de Marseille.

² Le protocole expérimental a progressivement été optimisé avec un groupe d'élèves de seconde en atelier « sciences physiques et chimiques en laboratoire », puis il a été testé en classe de 2nde générale et de 1^{ère} STL au lycée Victor Hugo de Marseille.

1. Éléments biographiques pour une reconstitution du contexte des travaux de Lavoisier

Antoine-Laurent de Lavoisier est né à Paris en 1743 dans une famille bourgeoise aisée. Formé d'abord au droit, il se tourne ensuite vers la chimie. Il mène alors des recherches expérimentales, tout en occupant un rôle d'administrateur au sein de la *Ferme Générale*, un organisme chargé de la collecte des impôts pour la monarchie. Ce statut lui vaut une réputation de privilégié qui lui coûtera la vie pendant la Révolution ; il sera en effet guillotiné en 1794 pour son appartenance à cette institution. Ce poste lui assure néanmoins les moyens financiers nécessaires à ses travaux scientifiques, qu'il mène essentiellement au sein de l'Académie Royale des Sciences, principale institution scientifique française à l'époque.

Lavoisier ne travaille donc pas seul, mais en collaboration avec plusieurs savants, comme l'illustre la gravure de Marie-Anne Paulze Lavoisier représentant leurs expériences sur la respiration (Figure 1). Il participe avec eux à une réforme collective du langage chimique en proposant une nouvelle nomenclature, plus rationnelle, des éléments et de leurs composés. En effet, jusque-là, les substances portaient des noms souvent arbitraires et complexes liés à leur apparence, à leur origine ou à leur usage commun. Lavoisier et ses collaborateurs, Louis-Bernard de Morveau, Claude-Louis Berthollet et Antoine François Fourcroy, considèrent ce désordre linguistique comme un obstacle à la construction d'une science chimique solide ; ils sont convaincus que sans le développement d'un langage clair et articulé, il est non seulement difficile de raisonner avec rigueur mais aussi impossible de transmettre le savoir. La forme systématique de la terminologie chimique actuelle résulte ainsi de leurs travaux.

Au début du XVIII^e siècle, les chimistes décrivaient par ailleurs généralement les transformations de la matière à partir de l'appréciation qualitative de ses changements de couleur, de dégagements de chaleur, d'odeur, ou de fumée, du constat visuel d'une précipitation ou d'une dissolution... Or, Lavoisier s'impose de procéder sur chaque transformation à des mesures quantitatives. Pour cela, il accorde une importance centrale à la qualité de ses instruments. Ainsi, grâce à sa fortune personnelle, il fait construire des balances de haute précision, des récipients étanches et des systèmes de mesure des gaz particulièrement élaborés pour l'époque. Et, il conçoit et teste encore ces instruments avec ses collaborateurs.

Les apports de Lavoisier à la chimie sont donc nombreux et substantiels, comme on le verra dans cette ressource. Pourtant, le qualifier de « père » de la chimie moderne reviendrait à oublier trop rapidement que la chimie était une science reconnue, enseignée et prospère depuis au moins un siècle avant qu'il n'y contribue à son tour. Un tel raccourci consisterait ainsi à effacer abusivement les contributions essentielles de ses contemporains, mais aussi de ceux qui avant lui avaient déjà théorisé les transformations de la matière. Une nouvelle théorie n'émergeant jamais de rien, Lavoisier est indéniablement allé puiser chez d'autres (Rouelle, Black, Priestley...) des concepts, des connaissances, des outils et des procédures qu'il a ensuite intégrés à sa propre théorie, aussi bien que des sujets d'insatisfaction (chez Stahl, Macquer, Priestley encore...) ayant orienté ses travaux dans le sens d'une réfutation ou d'un dépassement des théories de leurs auteurs. Ce raccourci reviendrait enfin à négliger le caractère collectif de ses propres propositions. Il serait donc plus juste de considérer Lavoisier comme l'un des nombreux architectes de la chimie, conformément à ce qu'il confessait lui-même dans son *Traité élémentaire de chimie* :

« Si quelquefois il a pu m'échapper d'adopter, sans les citer, les expériences ou les opinions de M. Berthollet, de M. de Fourcroy, de M. de Laplace, de M. Monge, et de ceux, en général, qui ont adopté les mêmes principes que moi, c'est que l'habitude de vivre ensemble, de nous communiquer nos idées, nos observations, notre manière de voir, a établi entre nous une sorte de communauté d'opinions, dans laquelle il nous est souvent difficile à nous-mêmes de distinguer ce qui nous appartient plus particulièrement ».^{1,2}

¹ A.-L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, Paris, Cuchet, 1789, tome I, p. xxviii.

² Pour aller plus loin dans l'appréciation du cadre scientifique et social dans lequel s'insèrent les travaux de Lavoisier, voir par exemple B. Bensaude-Vincent, *Lavoisier. Mémoires d'une révolution*, Paris, Flammarion, 1998.

2. Activité historique documentaire : Le principe de conservation de la matière selon Lavoisier

Contexte :

Antoine-Laurent de Lavoisier est né à Paris en 1743, mort en 1794. En 1789, il publie un *Traité élémentaire de chimie*, qui synthétise ses travaux menés à l'Académie des Sciences avec d'autres savants – dont Marie-Anne Paulze Lavoisier, qui signe la Figure 1. Dans ce *Traité*, il redéfinit l'élément chimique, il pose le *principe de conservation de la matière*, il donne sa forme systématique au langage chimique et contribue ainsi à définir la chimie telle qu'elle est pratiquée aujourd'hui. Il procède par ailleurs à des mesures précises et systématiques (de masse notamment) sur chaque transformation, et accorde pour cela une importance nouvelle à la qualité de ses instruments. Ses apports à la chimie sont donc nombreux, même si celle-ci était reconnue, enseignée et prospère depuis au moins un siècle avant lui. Lavoisier a en effet puisé chez ses contemporains et chez ses prédécesseurs des connaissances et des procédures qu'il a intégrées à sa théorie, aussi bien que des sujets d'insatisfaction qui ont stimulé ses travaux.

L'extrait qui suit énonce le *principe de conservation de la matière*, dont la compréhension est fondamentale pour la pratique de la chimie, puisqu'il la définit. Ce principe est illustré par la transformation du raisin fraîchement écrasé (« moût de raisin ») en vin (« alkool »), décrite au moyen d'une équation. Le but de cette activité est de mieux comprendre le sens et les conséquences de ce principe et de l'équation qui en découle. Les questions ont pour objectif de vous faire avancer pas à pas dans cette compréhension. Prenez le temps de lire le texte pour commencer, et n'hésitez pas à y revenir régulièrement au fil de la séance.

Antoine-Laurent Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, Paris, Cuchet, 1789, tome I, p. 140-141 :

« ... car rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art*, ni dans celles de la nature et l'on peut poser en principes que dans toute opération*, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération* ; que la qualité et la quantité des principes est la même, et qu'il n'y a que des changements, des modifications.

C'est sur ce principe qu'est fondé tout l'art de faire des expériences en Chimie ; on est obligé de supposer dans toutes une véritable égalité ou équation entre les principes du corps qu'on examine, et ceux qu'on en retire par l'analyse. Ainsi puisque du moût de raisin donne du gaz acide carbonique et de l'alkool, je puis dire que le *moût de raisin* = *acide carbonique* + *alkool*. »

* « opération de l'art » renvoie ici à toute *transformation de la matière* produite par un humain – comparées ensuite aux *transformations* spontanément produites par « la nature ».



Figure 1 - Dessin de Marie-Anne Paulze Lavoisier représentant le laboratoire où elle travaillait avec Antoine-Laurent Lavoisier et ses collaborateurs, ici à des expériences sur la respiration (collection privée). Elle-même est ici représentée assise au bureau, une plume à la main, quand lui se trouve debout, tourné vers la cloche où sont récoltés les gaz produits par la respiration.

Questions :

- 1) Le mot « principe » apparaît quatre fois dans l'extrait, mais il n'y a pas toujours le même sens. Parfois il désigne 1 : « une règle fondamentale, qu'on ne pourra pas démontrer, mais qu'on ne pourra pas non plus transgresser », parfois il désigne 2 : « un composant élémentaire de la matière ». Soulignez chaque apparition du mot « principe » dans l'extrait et associez-lui la définition la mieux appropriée. Puis relisez l'extrait en remplaçant chaque mot « principe » par sa définition.
- 2) Quand Lavoisier parle de « quantité de matière », cette expression n'a pas le même sens qu'en chimie actuelle. Rappelez la définition et l'unité de mesure de la « quantité de matière » d'après votre cours, puis essayez de déterminer le sens que Lavoisier attribue à cette expression.
- 3) L'équation proposée par Lavoisier en fin d'extrait est l'une des premières équations de réaction de la chimie. Dressez la liste des points communs et des différences que vous remarquez entre la forme de cette équation historique et celle des équations que vous avez déjà manipulées en cours de chimie. Quel pourrait être le sens du signe « = » choisi ici par Lavoisier ?
- 4) Voyons maintenant les conséquences de ce principe pour la chimie moderne. Considérons en effet que ce qui fermente dans ce que Lavoisier appelle « *moût de raisin* » c'est le sucre qu'il contient, de formule chimique $C_6H_{12}O_6$, et que ce qu'il nomme « *acide carbonique* » est ce que nous appelons dioxyde de carbone, de formule CO_2 .
 - a. À l'aide du *principe de conservation* et du signe « = » posés par Lavoisier, déterminez les éléments dont pourrait être composé l'« *alkool* » produit dans cette réaction. Imaginez ensuite deux ou trois formules chimiques qui pourraient possiblement le décrire.
 - b. La détermination de la formule correcte de cet « *alkool* » (aujourd'hui appelé éthanol) dépasse la portée de cette activité. Demandez donc à votre enseignant•e de vous l'indiquer, puis écrivez l'équation moderne de la transformation du sucre en éthanol, correctement ajustée à l'aide du *principe de conservation de la matière*.
- 5) D'après cette équation et d'après le *principe de conservation*, quelle quantité de matière d'éthanol pourrait-on alors tirer de la fermentation complète de 5 moles de sucre ?
- 6) Lavoisier a testé ses hypothèses sur la fermentation du « *moût de raisin* » en « *alkool* » et en « *gaz carbonique* » à l'aide d'une expérience consistant à récolter et à peser les produits de la digestion totale de 100 *livres* de sucre dissous dans 400 *livres* d'eau par 10 *livres* de bactéries (« levures »). Expliquez le contenu des deux listes qu'il en tire en Figure 2. Commentez en particulier son bilan de masses.

Relisez enfin l'extrait en entier, à la lumière de vos réponses aux questions précédentes.

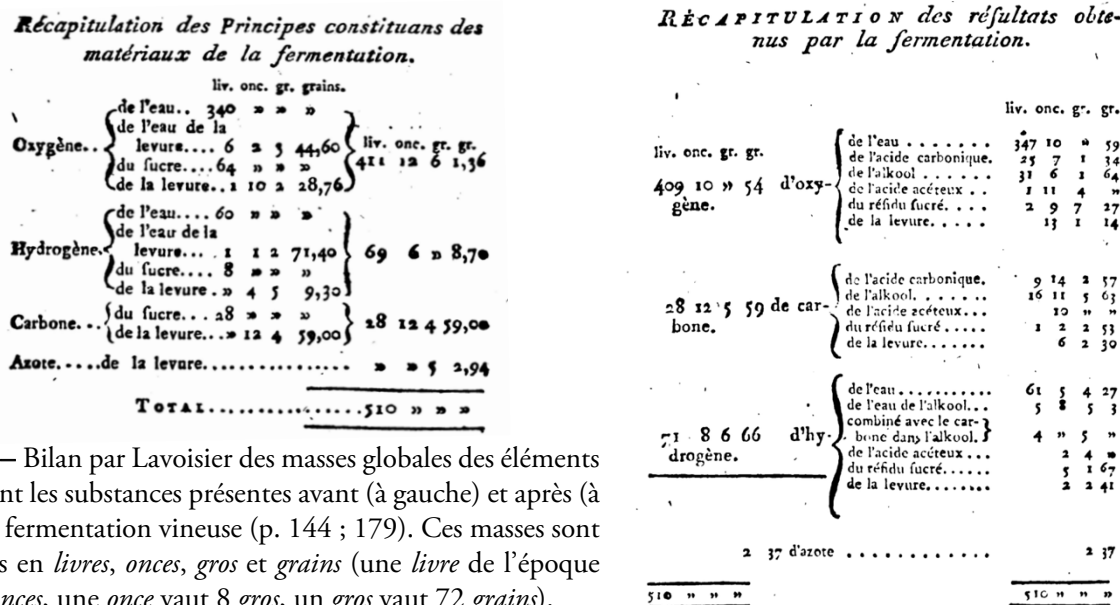


Figure 2 – Bilan par Lavoisier des masses globales des éléments constituant les substances présentes avant (à gauche) et après (à droite) la fermentation vineuse (p. 144 ; 179). Ces masses sont exprimées en livres, onces, gros et grains (une livre de l'époque vaut 16 onces, une once vaut 8 gros, un gros vaut 72 grains).

3. Commentaire de l'extrait support de l'activité historique

Remarquons, pour commencer, que le fameux principe « rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » n'a pas été formulé par Lavoisier en ces termes et qu'il n'occupe pas de position particulièrement privilégiée dans ses écrits. L'extrait proposé aux élèves expose une simple règle qu'il faudrait suivre, selon Lavoisier, si l'on souhaite comprendre la « fermentation vineuse ». Les lignes précédant cet extrait, qu'il n'est pas nécessaire de faire lire aux élèves, sont en effet les suivantes :

« Cette opération est une des plus frappantes et des plus extraordinaires de toutes celles que la Chimie nous présente, et nous avons à examiner d'où vient le gaz acide carbonique qui se dégage, d'où vient l'esprit inflammable qui se forme, et comment un corps doux, un oxide végétal, peut se transformer ainsi en deux substances si différentes, dont l'une est combustible, l'autre éminemment incombustible. On voit que pour arriver à la solution de ces deux questions, il fallait d'abord bien connaître l'analyse et la nature du corps susceptible de fermenter, et les produits de la fermentation ; [...] » (p. 140)

Ces lignes clarifient le contexte dans lequel Lavoisier pose son principe de conservation de la matière, ainsi que l'exemple précis qu'il mobilise pour l'illustrer. Il s'interroge ici sur la production naturelle de vin (« esprit inflammable », « alkool ») et de dioxyde de carbone (« gaz acide carbonique », « éminemment incombustible ») à partir du raisin fraîchement écrasé (« moût de raisin », « oxide végétal ») ; processus qu'il cherche à conceptualiser comme une transformation chimique.

Revenons alors au texte proposé aux élèves. Le mot « car » qui l'introduit – plutôt que « donc » – suggère que ce qui suit n'est pas une conséquence de ce qui précède, mais plutôt la condition qui permettra de résoudre le problème chimique tout juste posé. Cette simple conjonction de coordination « car » révèle que la conservation de la matière n'est pas une loi empirique déduite de l'observation et de l'analyse des produits de la fermentation du raisin ; mais que cette conservation est le principe qu'il faut accepter de poser *a priori* si l'on veut comprendre non seulement cette fermentation, mais toute transformation chimique : « C'est sur ce principe qu'est fondé tout l'art de faire des expériences en Chimie ».

Arrêtons-nous d'ailleurs sur ce terme « principe », qui revient quatre fois dans l'extrait. Conformément à son étymologie latine, il évoque ce qui est « au commencement », ce qui est « premier ». Malheureusement pour la clarté de cet extrait, Lavoisier utilise cependant le terme « principe » en deux sens différents : d'une part, en lignes 2 et 5, il sert à qualifier ce qui est premier « en Chimie » ; d'autre part, en lignes 3 et 6, il qualifie ce qui est premier « dans la matière ».

Lavoisier nous informe en effet en lignes 2 et 5 que cette règle, qu'il pose ici, doit être considérée comme un « principe » de la chimie, c'est-à-dire comme un jugement *a priori* sur lequel le raisonnement théorique, autant que l'expérience, devront toujours s'appuyer. Les raisons morales, métaphysiques, logiques ou empiriques qui fondent ce jugement existent, mais elles ne sont pas données et ont d'autant moins vocation à l'être, que ce principe ne peut certainement pas être rigoureusement démontré. Pour pratiquer la chimie telle que la redéfinit Lavoisier, on est donc « obligé de supposer dans toutes [les transformations chimiques] une véritable égalité ou équation entre les principes du corps qu'on examine, et ceux qu'on en retire par l'analyse ».

Si l'existence de telles règles indémontrées et posées *a priori*, servant de support à la science chimique, semble contrevenir à l'idée que toute connaissance scientifique est nécessairement le fruit d'une démonstration rigoureuse, l'existence de tels principes indémontrés de la science est pour tout dire une nécessité reconnue par la plupart des épistémologues modernes et qui vaut pour toute science (section 7). L'un des enseignements de l'extrait de Lavoisier mobilisé ici est donc qu'il faut renoncer à vouloir tout démontrer en science et accepter que si l'essentiel de la connaissance scientifique est bien le fruit de démonstrations méthodiques, le résultat de chacune de ces démonstrations est toujours suspendu à l'acceptation d'un certain nombre de principes indémontrables (appelés aussi axiomes, postulats ou conventions selon les auteurs), qu'il faudrait certainement présenter comme tels aux élèves.

Le *principe de conservation de la matière* fait partie de cette catégorie et sa puissance de prédiction et de déduction est considérable. Car si jamais une expérience indique une masse des produits significativement inférieure à celle des réactifs, on n'en conclura pas que le principe est faux ; on devra plutôt prolonger l'enquête jusqu'à trouver les produits de la réaction qui nous ont échappé. De même, si la masse des produits paraît supérieure à celle des réactifs, on ne déduira pas que le principe ni l'expérience sont pris en défaut, mais plutôt qu'un réactif encore non identifié est intervenu sans qu'on s'en aperçoive.

L'énoncé original du principe de conservation de la matière par Lavoisier mobilise néanmoins également le terme « principe » au sens de : ce qui est premier dans la matière (lignes 3 et 6). C'est-à-dire que toute matière, selon Lavoisier, est composée de briques élémentaires, elles-mêmes indécomposables, que l'on doit retrouver en qualités et en quantités égales, en amont et en aval de toute transformation. Ce sont donc ces briques que Lavoisier appelle ici « principes » également, par respect d'une certaine tradition, mais au risque de confondre son lecteur. Pour ne pas entretenir cette confusion, nous dirions alors que ce que Lavoisier désigne ici ce sont les corps simples, puisqu'il envisage que les briques de base de tout corps matériel sont simplement les corps ultimes auxquels on peut parvenir au moyen de l'analyse chimique de son époque¹. Rigoureusement donc, les « principes » de l'eau seraient le dihydrogène et le dioxygène. Deux siècles et demi plus tard, les progrès de la chimie nous mènent cependant à considérer qu'il y a des entités plus simples encore que ces corps simples (ou principes-au-second-sens-du-terme), que nous appelons aujourd'hui « éléments », qui sont les entités dont on doit aujourd'hui postuler la conservation et envisager les possibles réarrangements dans toute transformation chimique.

On considère même actuellement l'existence de particules plus élémentaires encore, qui constituent ces éléments de la chimie ; voire de particules qui constituent les particules de ces éléments. Toutefois, en vertu justement de l'acceptation du principe de conservation des éléments aujourd'hui listés dans le tableau périodique, la chimie s'est auto-définie comme l'étude de l'ensemble des transformations qui se produisent uniquement par recombinaison de ces éléments, sans qu'ils soient altérés. Constatons donc encore la force et la portée du principe de conservation de Lavoisier qui, quoiqu'il ne serait plus reconnu aujourd'hui en les termes qu'il avait originellement posés, donnait non seulement une règle à suivre pour comprendre les transformations de la matière, mais délimitait du même coup le périmètre de la science chimique. En somme, Lavoisier nous dit qu'il faut croire, par principe, que la matière est composée de principes immuables (appelés aujourd'hui éléments) et que la chimie consiste exclusivement en l'étude des transformations de la matière par recombinaisons de ces éléments ; c'est là le sens de la phrase introductive du deuxième paragraphe de l'extrait (lignes 5-7).

Peut-être avez-vous d'ailleurs noté que, depuis le début de cette ressource, nous ne parlons pas de principe de conservation *de la masse*, mais de principe de conservation *de la matière*. Voyez à présent que pour être tout à fait juste conceptuellement, nous devrions en fait parler de principe de conservation des éléments – ce que nous ne pouvions simplement pas faire avant d'avoir introduit ce terme.

On peut en effet constater que Lavoisier n'emploie pas le mot « masse » dans l'énoncé de son principe. Il dit plutôt « que dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération ; que la qualité et la quantité des principes est la même ». Il faut cependant souligner que l'expression « quantité de matière » n'a pas encore chez lui le sens qu'elle a acquis en chimie moderne. Lavoisier ne dit évidemment pas que le nombre d'entités de réactifs, exprimé en moles, est égal à celui des produits. Il déclare plus trivialement qu'il y a autant de matière avant et après transformation. Il s'agit là en somme d'une simple position de bon sens, puisque la nier reviendrait à accepter que de la matière puisse émerger à partir de rien, ou se transformer en du rien. La proposition se précise toutefois lorsque Lavoisier affirme « que la qualité et la quantité des principes est la même », puisque cette précision suppose implicitement, on l'a maintenant compris, qu'il faut accepter 1. que la matière est composée de principes inaltérables (à présent nommés « éléments »), 2. que la quantité de chaque élément est donc la même, avant et après

¹ Voir la définition que Lavoisier donne de l'élément dans l'introduction au *Traité élémentaire de chimie*, p. xvii-xviii.

transformation. Enfin, 3. que la qualité physique essentielle de chacun de ces éléments, que Lavoisier estime être leur masse, doit être conservée.

Le principe de Lavoisier affirme donc bel et bien la conservation de la masse, mais il en dit aussi plus et de façon plus précise. Il dit en fait que l'on doit retrouver le même nombre d'éléments avant et après transformation, et que ces éléments conservent individuellement leurs propriétés physiques. La conservation de la masse n'est alors qu'une conséquence particulière de ce que les éléments se conservent tous et que tous conservent leur propre masse : c'est ce que traduit la Figure 2 (section 2), illustrant l'égalité des masses totales des principes (oxygène, hydrogène, carbone, azote) constituant les matériaux (sucre, eau, levure) et les résultats (sucre, eau, levure, alcool, acides carbonique et acéteux) de la fermentation vineuse.

Ainsi comprend-on combien la dénomination « principe de conservation *de la masse* » est impropre à qualifier la proposition originale de Lavoisier et à quel point celle-ci pourrait même poser problème aux élèves : s'il y avait simplement conservation de la masse, on aurait bien droit d'espérer pouvoir transformer le plomb en or, tant que la masse d'or produite (et des autres produits) resterait égale à la masse de plomb (et des autres réactifs) dégradée. Une telle transformation n'est pourtant plus envisageable dès lors que l'on a identifié une masse d'or et une masse de plomb comme constituées d'éléments distincts, et que l'on a accepté qu'en chimie non seulement la masse, mais les éléments, se conservent.

À dire vrai, on sait aujourd'hui la difficulté qu'il y a à définir rigoureusement la masse, et l'on sait également que celle-ci n'est pas toujours conservée. C'est notamment le cas lors de toute réaction nucléaire (fusion, fission, radioactivité) ; mais ces événements, qui violent le principe fondamental de la chimie, sortent simplement et *de facto* de son champ d'étude, tel qu'il est actuellement défini. Par ailleurs, la définition d'élément a évolué depuis les travaux de Lavoisier, au point que la notion même de « masse d'un élément » n'a rigoureusement plus de sens en chimie. Par définition, on associe en effet aujourd'hui à un même élément chimique toutes les entités de même numéro atomique ; lesquelles présentent donc des masses différentes, dès lors qu'elles contiennent un nombre différent de neutrons (isotopes) ou d'électrons (ions). D'ailleurs, on connaît des transformations chimiques dans lesquelles des atomes se changent en ions de même numéro atomique : les éléments y sont alors évidemment conservés, quoique la masse des atomes initiaux ne soit pas celle des ions correspondants. Mais puisque la masse des électrons gagnés ou perdus par chaque atome est nécessairement perdue ou gagnée par un autre participant de ces réactions, la masse globale des produits formés reste bien entendu égale à la masse des réactifs en jeu.

Le principe de conservation des éléments et l'égalité de la masse des réactifs consommés à celle des produits formés restent donc des connaissances chimiques essentielles qu'il faut transmettre aux élèves. Et ceux-ci acquerront, selon nous, une maîtrise d'autant plus solide de ces connaissances qu'ils auront été exposés au cheminement intellectuel suivi par Lavoisier pour les établir. Il serait pourtant regrettable que les élèves en concluent du même coup à l'idée caduque d'une conservation de la masse des éléments, c'est pourquoi il est conseillé de profiter de cette activité pour en rafraîchir avec eux la définition.

Notons enfin que Lavoisier ne s'est pas contenté de déduire la conservation de la masse globale à partir de son principe de conservation des éléments, mais qu'il en a tiré au moins trois autres conséquences d'une importance considérable pour la chimie, que nos activités tâcheront d'illustrer.

Premièrement, en déduisant du principe de conservation des éléments la conséquence pratique que la masse totale des réactifs sera égale à la masse totale des produits – toutes deux égales à la masse des éléments mis en jeu – Lavoisier fait de la pesée l'une des méthodes fondamentales de la chimie, comme le démontrent aussi bien ses efforts à perfectionner les balances, que sa généralisation de leur usage à l'ensemble de ses expériences (voir section 5).

Deuxièmement, afin de pouvoir s'assurer de la complétude de ses bilans, donc du fait que le nombre de ces éléments, aussi bien que leur masse totale, sera effectivement conservée, Lavoisier apprend à mettre sous cloche scellée chacune de ces expériences, de manière à contrôler la quantité de réactif et à s'assurer qu'aucun produit ne s'échappe (Figure 1). Certainement d'autres chimistes avaient-ils déjà fermé leurs

systèmes avant lui ; mais en tant qu'il est le premier à travailler sciemment et systématiquement sur des systèmes fermés, pour une raison déterminée par le principe fondamental qu'il a ici énoncé, Lavoisier invente dans un même mouvement le « système fermé » pour la chimie.

Troisièmement, en conceptualisant les transformations chimiques en termes de recombinaisons d'éléments, Lavoisier engage la chimie dans une longue entreprise d'analyse et de synthèse de la matière, facilitée par la possibilité d'écrire des bilans symbolisés par le signe « = », mettant en balance l'état qui précède et celui qui suit la réaction. Ce signe étant posé, le chimiste peut déduire, ou prédire, la nature et le nombre des éléments présents d'un côté du signe en résolvant une équation élémentaire, dès lors que ceux situés de l'autre sont connus. Ce signe « = » et le terme « équation » introduits en chimie par Lavoisier, assurent par ailleurs la possibilité d'un passage de l'échelle moléculaire (aujourd'hui représentée par l'équation de réaction $a.A = b.B + c.C$) à l'échelle des phénomènes macroscopiques observables et mesurables (décrits dans un tableau d'avancement) : si a molécules de A donnent b molécules de B, la possibilité de répéter cette opération élémentaire un très grand nombre de fois, aussi bien que les règles élémentaires de manipulation des équations mathématiques, impliquent que la dégradation de $a.N_A$ molécules de A produira $b.N_A$ molécules de B ; donc que a moles de A donneront b moles de B.

Lavoisier introduit donc ici un autre outil conceptuel fondamental de la chimie. Pourtant des différences manifestes sautent aux yeux entre l'équation qu'il écrit et celles que l'on manipule aujourd'hui. Son « équation » articule en effet des entités macroscopiques, plutôt que des molécules microscopiques symbolisées dans le langage chimique des éléments. Ainsi, elle ne décrit pas une réaction chimique à proprement parler mais, pourrait-on dire, une réaction « biologique », dans laquelle n'apparaît d'ailleurs ni le fait que c'est la présence de bactéries dans le moût de raisin qui permet la réaction, ni le fait que ces bactéries ne dégradent que le fructose inclus dans le moût (même si Lavoisier apportera ces précisions par la suite). Quoi qu'il en soit, par cette équation, articulée au principe de conservation des éléments, Lavoisier introduit en chimie un nouvel outil conceptuel, schématisant non pas le simple passage d'un état à un autre, mais bien une égalité entre ces deux états. Cet outil, il l'appliquera à une analyse systématique des corps qui lui permettra de dresser sa propre table des « substances simples »¹ qui ne sont certes pas nos « éléments » actuels ; mais les chimistes l'utiliseront à leur tour après lui et s'autoriseront à le modifier au gré de leurs besoins, jusqu'à en faire aujourd'hui l'outil indispensable de toute analyse chimique.

Voici donc un exemple de commentaire qu'une histoire des sciences conceptuelle peut accoler à l'extrait du Traité élémentaire de chimie ici proposé. Il est toutefois évident qu'un tel commentaire ne peut être attendu ni d'un•e élève, ni même d'un•e enseignant•e de physique-chimie, qui n'ont tout simplement pas été formés à cette pratique. Ce commentaire, comme les éléments biographiques de la section 1, a toutefois pour objectif de mettre à disposition des enseignants un contexte de l'activité historique plus large que celui dont disposent les élèves eux-mêmes ; de manière à ce qu'ils s'éprouvent convenablement armés pour encadrer cette activité, qui sort du cadre usuel. La section 4 qui suit offre à présent des exemples précis de réponses possibles aux questions de l'activité historique documentaire, ainsi que quelques pistes d'animation pédagogique de la séance.

¹ A.-L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, Paris, Cuchet, 1789, tome I, p. 192.

4. Pistes d'animation de l'activité historique documentaire

En distribuant le sujet de l'activité documentaire (section 2) aux élèves, il est suggéré de leur présenter son objectif à voix haute (en reformulant par exemple le contenu du deuxième paragraphe de l'activité), puis de leur laisser un temps pour lire le sujet et pour essayer de répondre aux questions seuls, ou en groupes. L'enseignant•e pourra circuler entre les groupes pour discuter de leurs propositions et les orienter vers la suite. Le fait que certains élèves ne répondent pas à toutes les questions importe peu ; l'important est qu'ils travaillent et qu'ils progressent à leur rythme, aussi loin qu'ils en seront capables. Une restitution orale de leurs réponses par les élèves pourra être mise en place, guidée par l'enseignant•e, informé•e des commentaires à sa disposition (sections 1, 3, 4). La séance pourrait se conclure par une relecture du texte à la lumière de cette discussion. Voici à présent une série de réponses types que les élèves pourraient produire et de recommandations qui pourraient leur être faites pour y parvenir.

1. **Soulignez chaque occurrence du mot « principe », puis associez-la à la définition 1 ou 2 la mieux appropriée. Relisez le texte en remplaçant chaque mot « principe » par sa définition.**

Récrivons le texte de Lavoisier en remplaçant chaque terme « principe » par sa définition appropriée : « [...] ; car rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la nature et l'on peut poser en **<règles fondamentales, qu'on ne pourra pas démontrer, mais qu'on ne pourra pas non plus transgresser, (déf 1)>** que dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération ; que la qualité et la quantité des **<composants élémentaires de la matière (déf. 2)>**¹ est la même, et qu'il n'y a que des changements, des modifications.

C'est sur **<cette règle fondamentale, qu'on ne pourra pas démontrer, mais qu'on ne pourra pas non plus transgresser, (déf. 1)>** qu'est fondé tout l'art de faire des expériences en Chimie ; on est obligé de supposer dans toutes une véritable égalité ou équation entre les **<composants élémentaires de la matière (déf. 2)>** du corps qu'on examine, et ceux qu'on en retire par l'analyse. Ainsi puisque du moût de raisin donne du gaz acide carbonique et de l'alkool, je puis dire que le *moût de raisin = acide carbonique + alkool.* »

L'enseignant•e pourra alors éclairer le sens de ces déclarations à l'aide du contenu des sections 3 et 7. Il serait intéressant d'insister ici sur l'existence de principes-au-sens-1, dans toute science : parce que si toute science est essentiellement démonstrative, il lui faut nécessairement une base originelle sur laquelle faire reposer ses premières démonstrations. Ainsi, cette base ne peut être posée qu'*a priori* et ne peut pas être démontrée elle-même ; à moins de faire appel à d'autres principes, plus fondamentaux encore, ce qui ne ferait que repousser plus loin le problème de l'existence d'une base indémontrée de toute science.

Ce problème n'en est cependant plus un dès lors que l'on reconnaît l'existence et la nature de cette base indémontrée, que l'on reconnaît que toute connaissance scientifique ne vaut que dans la mesure où ses principes sont valides, et que l'on s'autorise, en dernier recours, à abandonner des principes dont les conséquences logiques contreviennent trop régulièrement aux éléments de preuves que l'on pourra réunir à leur sujet. C'est ainsi que les sciences ont une histoire, au cours de laquelle leur périmètre se reconfigure parfois dramatiquement au gré de changements de leurs principes.

Pour ce qui concerne la chimie moderne, cet extrait de Lavoisier révèle en vérité non pas un, mais au moins deux principes-au-sens-1 : celui implicite, selon lequel toute matière est faite de composants élémentaires immuables (donc de principes-au-sens-2) et celui explicitement présenté comme tel, selon lequel toute transformation chimique ne consiste qu'en une réorganisation de ces principes-au-sens-2.

¹ Par la suite, on parlera de « composants élémentaires » plutôt que d'« éléments », car le concept d'« élément » de la chimie moderne ne s'avère pas équivalent à celui de la chimie lavoisérienne. Lavoisier définit en effet l'« élément » comme la plus petite partie que l'on peut tirer de l'analyse chimique d'un corps ; ce concept correspond donc plus précisément à celui de « corps simple » de la chimie moderne.

2. Rappelez la définition et l'unité de mesure de la « quantité de matière » d'après votre cours, puis essayez de déterminer le sens que Lavoisier attribue à cette expression.

En chimie moderne, la « quantité de matière », communément notée n , désigne simplement un nombre d'entités d'une même espèce chimique : elle est un décompte du nombre de tel atome, de telle molécule, ou de tel ion dont on dispose à un instant donné.

Puisqu'une réaction chimique mobilise en général un nombre considérable d'entités de chaque espèce impliquée, on a pris l'habitude de réunir ces entités par paquets. Par convention, chaque paquet est appelé « mole » et il contient exactement le même nombre d'entités de l'espèce considérée que ce qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12, soit $6,02214076 \times 10^{23}$ (on appelle ce nombre le « nombre d'Avogadro », noté N_A). La « quantité de matière » est donc exprimée en « moles » : disposer de a moles de telle molécule signifie ainsi disposer d'un nombre de ces molécules égal à $a \cdot N_A$.

Cette définition de la « quantité de matière » n'existe pourtant pas à l'époque de Lavoisier et il serait mal venu de l'appliquer ici, puisqu'au cours d'une réaction chimique, la quantité de matière (au sens moderne) de chaque espèce ne cesse de varier (à moins que l'espèce en question soit simple spectatrice de la réaction, ou que cette réaction ait atteint son état d'équilibre).

Lorsque Lavoisier emploie cette expression, il tente donc seulement d'exprimer en langage commun l'idée que la matière, au sens vague de « substance corporelle », se conserve ; qu'il y en a autant « avant et après transformation ». Il précise toutefois ensuite cette idée, en lui donnant une forme plus scientifique : c'est « la qualité et la quantité des principes(-au-sens-2) » qui est conservée, car toute matière est faite de composants élémentaires immuables dont le nombre se conserve dans toute transformation chimique.

3. Dressez la liste des points communs et des différences que vous remarquez entre la forme de cette équation historique et celle des équations que vous avez déjà manipulées en cours de chimie ? Quel pourrait être le sens du signe « = » choisi par Lavoisier ?

L'équation « *moût de raisin = acide carbonique + alkool* » décrit une transformation chimique (ici celle de la fermentation vineuse) en utilisant les mêmes symboles « + » et « = » que l'équation de réaction chimique moderne. Cependant, l'équation de Lavoisier n'affiche pas les proportions selon lesquelles seront consommés les réactifs et seront formés les produits (ou « coefficients stœchiométriques »), à moins qu'elle ne suggère qu'ils sont tous égaux à 1. De plus, au lieu de la formule symbolique chimique des corps impliqués, Lavoisier donne leur nom commun, en toutes lettres ; pas même leur nom scientifique (à part « acide carbonique », qui a un sens chimique très précis pour lui¹).

Mieux, il n'identifie pas dans cette formule le réactif chimique à proprement parler qui va se transformer, mais considère plutôt le « *moût de raisin* » dans sa globalité, qui est un objet de l'expérience commune, ou de la biologie. En fait, dans ce moût de raisin, ni la peau, ni les pépins, ni même le jus considéré en tant que tel ne se transformeront. Seul le sucre que ce moût contient subira une transformation chimique et se transformera effectivement en un « *alkool* », que nous appellerions « éthanol », avec dégagement de « *gaz acide carbonique* », aujourd'hui appelé « dioxyde de carbone ».

Ajoutons enfin que ce processus de fermentation nécessite la présence de bactéries qui transformeront le sucre en alcool et en gaz. Ni l'équation de Lavoisier, ni l'équation actuelle, ne font toutefois figurer ces bactéries, puisqu'elles se retrouvent chimiquement identiques à la fin de l'équation et qu'elles joueront donc ici un rôle équivalent à celui d'un catalyseur. Signalons toutefois que Lavoisier est bien conscient du rôle des bactéries et qu'il sait pertinemment que l'équation qu'il propose est formulée en langage commun,

¹ A.-L. Lavoisier, *Traité élémentaire de chimie*, Paris, Cuchet, 1789, tome II, p. 282.

plutôt que scientifique, et qu'elle n'isole pas précisément les corps mis en jeu dans la transformation. Ainsi, la suite de son texte modélise finalement le processus de fermentation vineuse en le réduisant à la transformation d'un mélange d'eau, de sucre de fruit et de levures, en « alkool » et en « gaz acide carbonique ». Le bilan de masses de cette réaction est ainsi affiché en Figure 2.

Si donc Lavoisier affiche ici une équation articulant des termes du langage commun, sans coefficient, c'est au moins pour deux raisons. La première est que l'objet du chapitre dans lequel il pose cette première équation est précisément de déterminer, par l'expérience, la nature et les proportions des composants élémentaires impliqués dans la transformation du « moût de raisin » en alcool et en gaz. Il ne peut donc à ce moment ni proposer une formule chimique de ces composés, ni déterminer en quelles proportions les réactifs seront consommés et les produits seront formés. À dire vrai, le concept de formule chimique – symbolisant un composé chimique par la juxtaposition des lettres symbolisant les éléments qui le composent, et de chiffres symbolisant leurs proportions dans le composé – est de toute façon très postérieur aux travaux de Lavoisier.

La seconde raison est que le rôle de cette première équation de réaction n'est pas tant de décrire la réaction que de symboliser mathématiquement le principe de conservation qui vient d'être énoncé, afin de pouvoir en tirer toutes les conséquences, logiques d'abord, quantitatives ensuite : « C'est sur ce principe qu'est fondé tout l'art de faire des expériences en Chimie ; on est obligé de supposer dans toutes une véritable égalité ou équation entre les principes du corps qu'on examine, et ceux qu'on en retire par l'analyse ». Symboliser la transformation chimique par une égalité revient à se donner les moyens de tirer des conséquences quantitatives d'un principe invérifiable en soi.

L'équation chimique de Lavoisier doit donc être considérée ici avant tout comme une équation mathématique, traduisant symboliquement le principe de conservation : ce qui est avant le signe « = » est égal à ce qui est après, puisqu'il y a conservation des « principes du corps qu'on examine ». Ce que le signe « = » signifie simplement, c'est que sous les apparences du moût de raisin se cache en vérité une combinaison de composants élémentaires, que l'on retrouvera nécessairement tous de l'autre côté du signe égal, sous l'apparence d'alkool et de gaz acide carbonique.

Les conséquences didactiques de ce constat historique s'élèvent au moins au nombre de six, qui nous semblent toutes mériter d'être exposées aux élèves. Ce signe « = », sciemment choisi par Lavoisier, permet en effet aujourd'hui, sinon de justifier, au moins de sensibiliser les élèves au fait que :

1. comme dans une équation mathématique, de part et d'autre d'une équation chimique doivent nécessairement paraître des éléments de même nature (une équation chimique, comme une équation mathématique, doit être « homogène »),
2. comme dans une équation mathématique, les éléments de même nature doivent se retrouver en mêmes quantités de part et d'autre d'une équation chimique (aucun élément ne peut se changer en un autre, donc une quantité de l'un ne peut pas se substituer à une quantité de l'autre),
3. comme dans une équation mathématique, l'équation chimique reste vraie si l'on ajoute un même terme à ses deux membres (c'est ce qui autorise à ne pas signaler systématiquement la présence d'un catalyseur, d'une espèce spectatrice, ou ici des levures),
4. comme dans une équation mathématique, l'équation chimique reste vraie si l'on multiplie les deux membres par un même coefficient (ceci permet de considérer les différents termes de l'équation dans leurs rapports de proportions : deux fois plus de moût produira nécessairement deux fois plus d'alkool et deux fois plus de gaz),
5. une fois les coefficients stœchiométriques introduits (ce que Lavoisier ne fait pas), il faut donc les considérer comme des coefficients de proportionnalité, plutôt que comme un nombre d'entités impliqué dans une réaction (une telle considération du coefficient stœchiométrique permet à l'élève de mieux accepter les équations chimiques à coefficients fractionnaires),

6. pour les mêmes raisons évidentes, tant que ces proportions stœchiométriques entre les réactifs seront respectées, N_A fois plus de réactifs formeront N_A fois plus de produits (l'équation chimique actuelle qui – contrairement à celle de Lavoisier – s'écrit à l'échelle moléculaire, est donc également valable à l'échelle macroscopique).

Ce sont les conséquences 1, 2, 5 et 6 de l'usage par Lavoisier du signe « = » dans son équation que les questions suivantes illustreront.

4. **Considérons que ce qui fermente dans ce que Lavoisier appelle le « *moût de raisin* » c'est le sucre qu'il contient, de formule chimique $C_6H_{12}O_6$, et que ce qu'il nomme « *acide carbonique* » est pour nous le dioxyde de carbone, de formule CO_2 .**

a. À l'aide du principe de conservation et du signe « = » posés par Lavoisier, déterminez les éléments dont pourrait être composé l'« *alkool* » produit dans cette réaction. Imaginez ensuite deux ou trois formules chimiques qui pourraient possiblement le décrire.

D'après les données, on peut écrire $C_6H_{12}O_6 = \text{alkool} + CO_2$. En vérité, on ne sait pas les proportions d'alkool et de CO_2 produits, mais puisque le sucre est composé des éléments C, H et O, l'alkool est nécessairement composé de ces éléments tout au plus, et d'aucun autre. En d'autres termes, puisque les seuls éléments situés à gauche du signe « = » sont C, H et O, c'est ceux-ci et aucun autre que l'on retrouvera de l'autre côté. Mieux, puisque l'acide carbonique ne contient pas H, l'alkool en contient nécessairement. Sa formule sera donc $C_xH_yO_z$, où x et z peuvent être nuls, mais y non.

Ne connaissant pas les coefficients stœchiométriques de la réaction, on pourra légitimement les imaginer tous égaux. On écrira alors (c'est en tout cas ce que l'on aimerait que fasse l'élève) : $C_6H_{12}O_6 = C_xH_yO_z + CO_2$. D'où $x = 5$, $y = 12$ et $z = 4$, parce qu'il doit y avoir la même quantité de C, de H et de O de chaque côté d'un signe « = ». La formule de l'alkool pourrait donc être $C_5H_{12}O_4$.

On demande cependant à l'élève de produire plusieurs formules possibles. S'il essaie de répondre à cette injonction il se peut alors qu'il propose simplement une recombinaison de l'ordre des éléments dans la molécule, du type $H_{12}O_4C_5$, ou $O_4H_{12}C_5$. On peut accepter ces réponses, qui pourront être l'occasion d'une discussion sur les conventions régissant les formules brutes empiriques, voire sur les formules semi-développées ou développées, selon le niveau de l'élève. Mais ce n'est pas l'objectif de cette question.

On espère en effet que l'élève envisagera seul de modifier le coefficient stœchiométrique associé au CO_2 (le plus facile à modifier certainement). S'il ne le fait pas, on pourrait l'y inciter. Alors, trois options nous semblent les plus probables :

1. L'élève multiplie CO_2 par un coefficient permettant d'égaliser le nombre de C situés de l'autre côté du signe « = ». Alors il pourrait écrire $C_6H_{12}O_6 = C_xH_yO_z + 6 CO_2$ et peut-être remarquer qu'il aboutit ainsi à une impasse (plus de O à droite qu'à gauche) ; à moins de considérer z négatif, ou de multiplier également $C_6H_{12}O_6$ par un coefficient 2. Le premier choix mène à une conclusion absurde et le deuxième s'avère équivalent à celui que nous envisagerons en 2.
2. Il multiplie CO_2 par un coefficient permettant d'égaliser le nombre de O situés de l'autre côté du signe « = ». Alors, $C_6H_{12}O_6 = C_xH_yO_z + 3 CO_2$ et en égalisant le nombre de chaque élément de part et d'autre du signe égal on obtient $x = 3$, $y = 12$ et $z = 0$, soit une formule brute C_3H_{12} pour l'alkool.
3. Ayant essayé le coefficient 1 pour CO_2 dans la question précédente, il essaie à présent un coefficient 2. Il écrit alors $C_6H_{12}O_6 = C_xH_yO_z + 2 CO_2$. D'où $x = 4$, $y = 12$ et $z = 2$, et la formule brute de l'alkool devient $C_4H_{12}O_2$. À moins enfin que l'élève ne remarque que chaque élément porte un coefficient pair dans cette formule, qu'il pourrait tout aussi bien écrire $2 C_2H_6O$.

Admettons-le, le plus probable est que l'élève bloque sur ce point et qu'il ne se porte sur aucune de ces options. Ce n'est pas grave, puisque la question suivante suggère d'aller chercher chez l'enseignant•e la réponse qui permettra de poursuivre. Il n'est donc pas nécessaire d'exiger de lui qu'il envisage toutes ces pistes, ni même aucune à vrai dire. Elles sont à disposition d'éventuels élèves curieux et motivés.

Le blocage que les élèves éprouveront à cet endroit pourra enfin être l'occasion d'explicitier le fait que tout en chimie ne relève pas de pures règles mathématiques ou logiques. Il y a des molécules qui peuvent se former chimiquement, d'autres non. La connaissance d'une portion croissante des molécules chimiquement possibles relève du long apprentissage de la chimie ; aussi est-il normal qu'à ce stade ils ne les connaissent pas, ou qu'ils n'en connaissent que certaines, les plus communément évoquées en cours.

b. La formule brute C_2H_6O de l'éthanol étant donnée par l'enseignant•e, écrivez l'équation chimique moderne de la transformation du sucre en éthanol, correctement ajustée.

Les élèves ayant opté pour l'option 3 auront déjà résolu cette question. Les autres le feront d'autant plus aisément que la formule de l'éthanol est cette fois donnée, donc qu'il ne s'agit plus à présent que de déterminer les coefficients stœchiométriques appropriés. Ce point posera probablement des difficultés à certains ; mais si c'est effectivement le cas, c'est un signe que cette activité aura été utile.

Le problème se résout bien sûr en quelques lignes, dès lors que l'on note que l'élément H n'est présent que dans le sucre et dans l'éthanol, donc que leurs coefficients stœchiométriques respectifs sont nécessairement dans un rapport 2 (il faut deux fois plus d'éthanol que de sucre pour que les 12 H du sucre soient compensés par les 6 H de l'éthanol). L'équation devient alors nécessairement :



Toute réponse de forme $k C_6H_{12}O_6 = 2k C_2H_6O + 2k CO_2$, avec k réel quelconque, sera en toute rigueur correcte, dans la mesure où le signe « = » permet la multiplication des deux membres par un même coefficient. La réponse conventionnelle est cependant celle présentant les coefficients entiers les plus bas.

5. D'après cette équation et d'après le principe de conservation, combien de moles d'éthanol pourrait-on alors tirer de la fermentation complète de 5 moles de sucre ?

Le signe « = » séparant les deux membres de l'équation permet d'affirmer que cette réaction transforme une quantité de matière quelconque de sucre en une quantité double de matière d'éthanol et de dioxyde de carbone (donc la quantité de matière au sens actuel n'est pas conservée !). Ainsi, une molécule de sucre donne deux molécules d'éthanol et deux molécules de gaz ; et N_A molécules de sucre (c'est-à-dire une mole) donne $2.N_A$ molécules d'éthanol et $2.N_A$ molécules de gaz (soit 2 moles de chaque). La fermentation complète de 5 moles de sucre produit alors 10 moles d'éthanol et 10 moles de dioxyde de carbone.

6. Expliquez le contenu des deux listes fournies en Figure 1. En particulier, que pensez-vous de son bilan de masses ?

Lavoisier a testé ses hypothèses sur la fermentation vineuse à l'aide d'une expérience modèle (Figure 3) consistant à remplir un ballon (A) fermé à son extrémité (ab), d'un mélange de sucre (qu'il suppose être la partie qui fermente dans le raisin), de levures (supposées activer la réaction chimique, sans y participer) et d'eau (permettant leur mélange). Il récolte l'essentiel du dioxyde de carbone produit dans les bouteilles D et E, puis évalue la quantité d'alcool produite en quelques jours par distillation du liquide restant en A. Ayant précédemment déterminé la nature et les propositions des composants élémentaires (ici appelés

Oxygène, Hydrogène, Carbone et Azote¹) des différents corps impliqués dans cette réaction, Lavoisier pèse d'abord précisément tous ses réactifs en début de réaction, puis tous ses produits et tous ses résidus de réactifs en fin de réaction. La connaissance préalable des proportions de composants élémentaires dans ces corps lui permet alors de dresser le double tableau présenté en Figure 2.

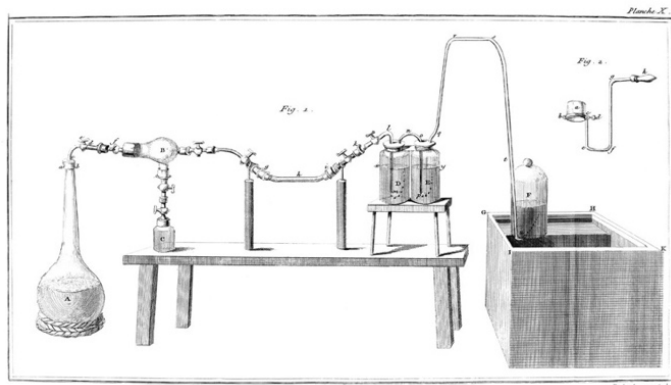


Figure 3 – Montage de l'expérience d'analyse des produits de la fermentation vineuse par Lavoisier, *Traité élémentaire de Chimie* (pl. X). Gravure à partir d'un dessin de Marie-Anne Paulze Lavoisier.

Ce double tableau affiche le bilan de masses des quatre composants élémentaires supposément impliqués dans la réaction, telles que Lavoisier peut les déduire de la pesée des différents produits et réactifs, et de la proportion connue de ces composants en leur sein. Aux trois composants élémentaires que nous avons manipulés dans les questions précédentes, vient ainsi s'ajouter au bilan l'« Azote », supposément contenu dans les levures uniquement.

La masse totale des composants élémentaires (Oxygène, Hydrogène, Carbone et Azote) des corps initialement en présence dans le ballon A (eau, levures et sucre) évaluée avant réaction vaut 510 livres (en bas à gauche de la Figure 2) et s'avère parfaitement égale à la masse totale finale (en bas à droite) répartie dans les corps obtenus et pesés après réaction (eau, acide carbonique, alcool, résidu de sucre, levures et acide acéteux). Les bilans de masses de ces composants élémentaires ne se révèlent pourtant pas parfaitement réguliers : les 441 livres et quelques d'Oxygène deviennent 409, les 69 livres d'Hydrogène deviennent 71 et les 5 gros d'Azote sont passés à 2. Seule la masse de Carbone est conservée au grain près.

Ce résultat ne remet pourtant manifestement en question ni le principe de conservation des éléments, ni l'égalité des masses des réactifs et de produits qui est son corollaire. Non seulement parce que Lavoisier sait que toute mesure est entachée d'incertitudes : en particulier celles-ci, qui cumulent les incertitudes liées à sa capacité à récupérer intégralement – puis à isoler – les différents produits de la réaction, à la précision des pesées de tous ces corps et enfin à la précision des proportions de chaque composant élémentaire dans chacun des corps, telles qu'il les a évaluées par ailleurs. Lavoisier se sent donc fondé à estimer que la variation apparente des masses globales d'Oxygène, d'Hydrogène et d'Azote impliqués dans la réaction n'est qu'un artefact ; qu'elle relève des incertitudes de ses mesures.

Mais ces considérations sont à vrai dire anecdotiques : ayant posé en principe que la matière est faite de composants élémentaires se conservant en nombre et en masse dans toute transformation chimique, Lavoisier ne peut résolument pas abandonner ce principe à la première contrariété expérimentale. Ici, par principe, les masses individuelles et globales des composants élémentaires doivent nécessairement être conservées ; il ne peut donc y avoir l'ombre d'un doute que les petites variations apparentes sont le fait d'erreurs de mesures ou de calculs. Si les bilans avaient été plus profondément déséquilibrés, ce n'aurait d'ailleurs toujours pas été la preuve d'une faillibilité du principe de conservation, mais seulement le signe qu'un corps serait passé inaperçu et aurait été oublié dans le bilan. Le principe prévaut sur l'expérience. C'est le premier point que nous illustrerons en activité expérimentale.

¹ Conformément à la remarque faite dans la note précédente, lorsque Lavoisier évoque l'« Oxygène », ou l'« Hydrogène » qui entrent dans la composition de ses produits et de ses réactifs, il faut comprendre « dioxygène » ou « dihydrogène » selon la terminologie chimique actuelle.

5. Activité expérimentale : dismutation du peroxyde d'hydrogène

Objectif de la séance :

Mieux comprendre le *principe de conservation de la matière* énoncé par Lavoisier et ses conséquences pour la chimie actuelle par l'application de ce principe à l'analyse des produits formés au cours de la dismutation du peroxyde d'hydrogène.

Manipulation enseignant préalable :

Ajouter 10 mL de peroxyde d'hydrogène dans un tube à essai contenant 1 mL de catalyseur et le placer dans un bain-marie à 32°C posé sur une balance.

Observer et **commenter** la réaction qui se déroule sous vos yeux. Ces observations invalident-elles le *principe de conservation de la matière* ? Quelles modifications devons-nous apporter au montage afin de nous assurer que la matière du système soit bien conservée lors de l'expérience ?

Protocole élève :

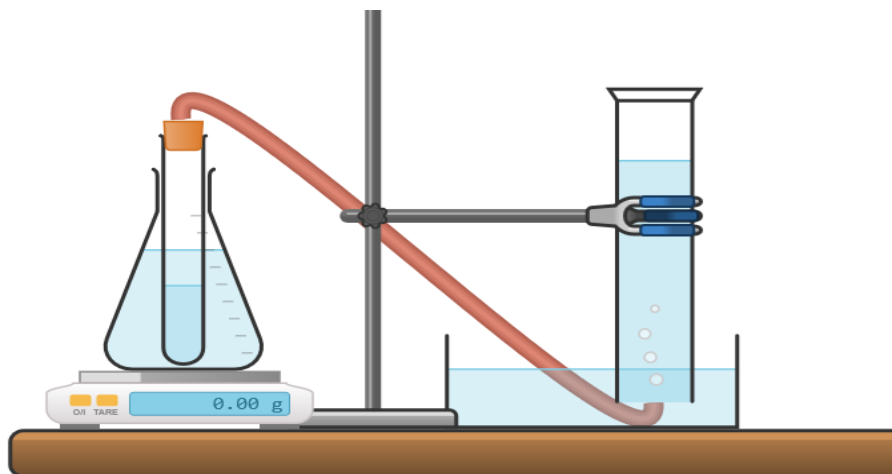


Figure 4 – Schéma du montage à réaliser.

Q1) Lire le protocole ci-dessous afin de **légènder** la Figure 4.

1) Piège à gaz :

- remplir le cristalliseur d'eau à moitié,
- remplir entièrement l'éprouvette graduée avec de l'eau,
- boucher l'éprouvette avec votre main puis la placer à l'envers dans le cristalliseur, de manière à ce que l'éprouvette reste pleine d'eau,
- stabiliser l'éprouvette avec une pince et un support,
- insérer l'extrémité d'un tuyau flexible dans l'éprouvette retournée.

2) Bain marie

Vous placerez le tube à essai où se produira la réaction dans un bain-marie afin d'éviter un échauffement trop conséquent de la solution, tout en la maintenant à une température à laquelle la réaction sera vive.

- préparer votre bain marie en mélangeant de l'eau chaude de la bouilloire avec de l'eau du robinet afin d'obtenir une eau à une température comprise entre 30°C et 35°C,
- insérer un tube à essai dans le bain-marie de manière à ce qu'il y soit immergé au trois-quarts au moins,
- poser le bain marie sur la balance et la tarer.

3) Mélange réactionnel

- verser 1 mL de catalyseur avec une pipette plastique dans le tube à essai,
- ajouter 10 mL de peroxyde d'hydrogène dans le tube à essai au moyen une éprouvette graduée,
- boucher rapidement le tube à essai avec le bouchon muni du tuyau flexible à dégagement.
- bien fixer le tuyau flexible sur une potence.

Q2) **Mettre en œuvre** ce protocole.

Q3) **Relever** régulièrement la valeur de la masse indiquée par la balance et le volume de gaz formé.

$m_{\text{départ.}} =$

V (mL)									
m_{luc}									
$\Delta m = m_{\text{départ}} - m_{\text{luc}}$ (g)									

V (mL)									
m_{luc}									
$\Delta m = m_{\text{départ}} - m_{\text{luc}}$ (g)									

Q4) **Tracer** à l'aide d'un tableur la variation de la masse perdue (Δm) en fonction du volume de gaz produit (V).


Q5) **Modéliser** le graphe obtenu par une fonction linéaire (affine). **Noter** l'équation de la droite obtenue ainsi que le coefficient de détermination. **Commenter** l'équation de cette droite.

Q6) **Expliquer** pourquoi le coefficient directeur de cette droite correspond à la masse volumique du gaz formé. **En déduire** la masse volumique du gaz formé au cours de cette réaction chimique.

Q7) **Identifier** le gaz formé à partir des masses volumiques de gaz communs.

Gaz	Diazote	Dioxygène	Vapeur d'eau	Dioxyde de carbone	Dihydrogène
Masse volumique à 20°C (g.mL ⁻¹)	$1,16 \cdot 10^{-3}$	$1,33 \cdot 10^{-3}$	$0,75 \cdot 10^{-3}$	$1,83 \cdot 10^{-3}$	$0,083 \cdot 10^{-3}$

Q8) **Proposer** une expérience permettant de vérifier votre hypothèse.

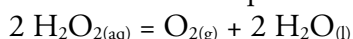
Gaz testé	Dioxygène, O ₂	Dihydrogène, H ₂
Résultat du test	<p>alloprof</p>  <p>Source : Alloprof, 2026</p> <p>Bûchette enflammée</p>	<p>alloprof</p>  <p>Source : Alloprof, 2026</p> <p>Détonation</p>

Q9) Le peroxyde d'hydrogène a pour formule H₂O₂. **En déduire** l'autre produit formé au cours de cette réaction chimique et **proposer** une équation de réaction modélisant cette transformation chimique.

6. Pistes d'animation de l'activité expérimentale

Objectifs de l'activité expérimentale :

Comme on l'a vu jusqu'à présent, la conservation de la matière est un *principe* pour Lavoisier, et aujourd'hui encore en chimie : on n'a donc jamais à « vérifier » cette conservation, mais seulement à la poser et à en tirer les conséquences. On se propose par conséquent ici d'appliquer ce principe de conservation de la matière à l'identification des produits formés au cours d'une transformation chimique. On étudiera en l'occurrence de la dismutation du peroxyde d'hydrogène (ou *eau oxygénée*, H_2O_2), entraînant la formation du dioxygène et de l'eau selon l'équation de réaction suivante :



Au cours de cette activité, on préfère la dénomination « peroxyde d'hydrogène » à celle d'« eau oxygénée », car cette dernière expose d'emblée la réponse à laquelle on souhaite que les élèves parviennent. Notons toutefois que Lavoisier n'a jamais réalisé cette expérience ; nous l'avons choisie en raison de sa simplicité, de sa rapidité et de son rendement qui nous permettront d'illustrer en une seule séance expérimentale diverses manières dont le *principe de conservation de la matière* impacte la pratique de la chimie actuelle.

En l'occurrence, en mélangeant le peroxyde d'hydrogène et le catalyseur, on observera d'abord l'apparition de bulles et une perte de masse du système, qui est alors ouvert. On amènera ainsi les élèves à supposer que la perte de masse observée, puisqu'elle est impossible en vertu du principe de conservation de la matière, est due à l'échappement d'un gaz, rendu manifeste par les bulles. En guise de première application du principe, on les incitera donc à piéger ce gaz – c'est-à-dire à fermer le système – afin de rétablir la conservation.

On leur proposera même de réaliser un montage expérimental dans lequel le volume du gaz dégagé et piégé pourra être mesuré, en même temps que la perte de masse de la solution pourra être suivie. Ainsi les élèves seront-ils en droit de supposer, de nouveau grâce au *principe de conservation*, que la masse perdue est exactement celle du gaz piégé. On prendra d'ailleurs bien soin alors de ne surtout pas peser le gaz produit ; sans quoi l'on reviendrait à l'idée de prouver le *principe* par l'expérience.

On supposera ensuite – puisque c'est l'option la plus simple – qu'un seul gaz a été produit, et l'on déduira la masse volumique de ce gaz, en tenant compte des incertitudes sur la masse et sur le volume, que l'on comparera à une table de masses volumiques communes. Les élèves pourront alors discriminer entre différents gaz possibles en raisonnant à la fois sur la masse volumique et sur la connaissance du réactif initial : en partant de H_2O_2 on ne peut pas produire du N_2 , en vertu du *principe de conservation des éléments* dont on a vu qu'il fait partie intégrante du *principe de conservation de la matière* selon Lavoisier. Un test de la bûchette permettra de confirmer la prédiction de la production de O_2 permise par l'usage du *principe*.

Enfin, connaissant le réactif ainsi que l'un des produits, les élèves pourront également prédire le deuxième produit formé, à savoir l'eau. Ils pourront alors écrire et ajuster l'équation de la réaction en s'appuyant sur le principe de la *conservation des éléments*.

Pour conclure, ils pourront transposer ce bilan, de l'échelle moléculaire à laquelle ils l'auront établi à une échelle macroscopique, puisqu'une équation reste vraie tant que l'on multiplie ses deux membres par un même facteur. Ainsi les élèves pourront finalement vérifier, s'ils le désirent, l'adéquation entre la masse de peroxyde d'hydrogène consommée, la masse d'eau produite et le volume de dioxygène dégagé.

Au-delà de ces objectifs focalisés sur l'appréhension des conséquences du *principe de conservation de la matière* et au-delà de la possibilité de réinvestir ici des techniques expérimentales enseignées au collège et en seconde, d'autres compétences pourraient être visées à l'occasion de cette activité :

- Réaliser puis analyser une série de mesures expérimentales (ici, de masses et de volumes),
- Identifier un gaz par ses propriétés physiques (masse volumique) et chimiques (test de reconnaissance),
- Illustrer le rôle d'un catalyseur lors d'une réaction chimique...

Liste du matériel :

Poste professeur	Poste élève
<ul style="list-style-type: none"> • Fiole 50 mL de « catalyseur » avec bécher de service et pipette plastique de 1 à 3 mL. • Réserve d'eau oxygénée à environ 40 V (12%) avec bécher de service. • Bouilloire 	<ul style="list-style-type: none"> • Gants, Lunettes et Blouse • Bassine • Éprouvette de 250 ou 500 mL si possible • Potence et pince adaptées à l'éprouvette • Thermomètre • Erlenmeyer 250 mL ou bécher forme haute de 150 mL • Tube à essai • Tuyau flexible relié à un bouchon percé adapté au tube à essai utilisé. • Balance à 0,1 g, idéalement $m_{\max} > 500$ g. • Accès à l'eau • Éprouvette de 10 mL ou 25 mL • Flacon d'eau oxygénée à environ 40 V

Préparation technique :

Préparation du catalyseur : *solution d'ions ferriques en milieu acide*

- Prélever environ 1 mL d'une solution commerciale de trichlorure de fer (III) à 33% en masse.
- Verser dans une fiole de 50 mL et compléter avec de l'acide chlorhydrique à environ $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

Préparation du peroxyde d'hydrogène : *solution de peroxyde d'hydrogène voisine de 40 V*

Pour cela nous conseillons, un peu avant la séance, de diluer une solution commerciale concentrée :

- si le titre initial est de 130 V, prélever environ 30 mL à diluer dans une fiole de 100 mL
- si le titre initial est de 110 V, prélever environ 40 mL à diluer dans une fiole de 100 mL

NB : *les indications des concentrations en peroxyde des solutions commerciales sont souvent « minimales », et il n'est pas rare qu'elles soient sensiblement supérieures au titre indiqué.*

Résultats :

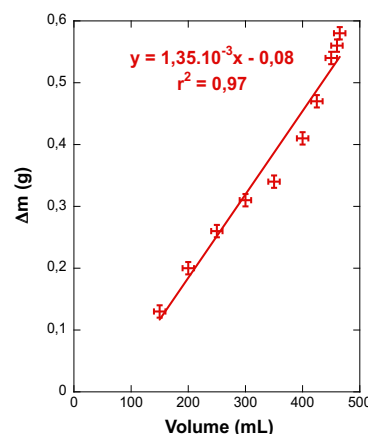
La Figure 5 présente un exemple de mesures obtenues selon ce protocole expérimental et le traitement de ces mesures par régression linéaire. Dans notre cas, le volume final était égal à 475 mL, cela implique que nous avons utilisé une solution de H_2O_2 de concentration 47 V environ. Un titrage du peroxyde d'hydrogène par le dichromate de potassium en milieu acide a confirmé cette estimation.

L'attention des élèves pourra être attirée sur la difficulté d'obtenir une masse initiale fiable ; la réaction étant quasi instantanée, une partie du dioxygène peut s'échapper avant même la première stabilisation de la balance. C'est pourquoi la valeur initiale de Δm ne figure pas dans le tableau de résultats et que nous ne discuterons pas la valeur de l'ordonnée à l'origine obtenue par régression linéaire, qui ne sera

probablement jamais exactement égale à zéro. Quoiqu'il en soit la valeur de $m_{\text{départ}}$ n'a pas de sens physique ou chimique pertinent (puisqu'elle inclut la masse du bouchon) et elle s'avère inutile pour nos applications.

Figure 5 – Suivis massique et volumétrique de la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène associés à un traitement des mesures par régression linéaire.

Δm (g)	Volume (mL)
0,13	150
0,20	200
0,26	250
0,31	300
0,34	350
0,41	400
0,47	425
0,54	450
0,56	460
0,58	465



Nous privilégions ainsi un raisonnement sur l'évolution de Δm (et non de m) en fonction de V , qui présente l'avantage de suggérer l'égalité de la masse de gaz produit et de la masse de réactif perdue. L'élève sera toutefois invité à exprimer et à justifier explicitement cette égalité. En effet, c'est en vertu du *principe de conservation de la matière* que la perte de masse mesurée dans le tube à essai Δm est égale à la masse du gaz piégé dans l'éprouvette. Dès lors, la pente de la droite $\Delta m = f(V)$ représente la masse volumique ρ de ce gaz et doit permettre de l'identifier à partir de la table de masses volumiques de gaz communs. Le coefficient directeur que nous avons ici obtenu ($1,35 \text{ g.L}^{-1}$) doit suggérer à l'élève que nous avons produit du dioxygène ($\rho_{\text{O}_2} = 1,33 \text{ g.L}^{-1}$ d'après le tableau), ce qui, en vertu de notre connaissance préalable de la réaction, confirme la fiabilité de la méthode de suivi par pesée. Toutefois, il faudra s'attendre à ce que tous les groupes ne parviennent pas à une valeur si proche de celle attendue ; c'est pourquoi nous proposons par la suite une liste de conseils pour maximiser les chances de succès de l'expérience.

L'un des avantages de cette méthode est qu'elle ne nécessite pas d'atteindre la fin de la réaction pour débiter l'exploitation. Nous conseillons aux enseignants d'inviter les élèves à réaliser la régression linéaire dès qu'ils disposent d'un nombre de points suffisant, à savoir une dizaine environ. Ce temps d'activité analytique permet de maintenir les élèves actifs en même temps que le système progresse vers son état final. Il permet également d'accumuler une plus grande quantité de données que si l'on se contentait de raisonner sur les états final et initial de la réaction, donc d'obtenir une estimation plus précise de ρ , et même de travailler ensuite sur le calcul des incertitudes.

Le test de la bûchette, qu'il est proposé de réaliser en Q8 afin de mettre à l'épreuve la prédiction permise par la régression linéaire, permettra de révéler un éventuel problème dans le relevé ou dans le traitement des données, de le discuter, et de permettre enfin le traitement de la question Q9, qui conclut l'activité. Cette question met une dernière fois à profit le principe de conservation des éléments en ce qu'il permet d'ajuster la réaction de dismutation du peroxyde d'hydrogène en vertu de la nécessité de retrouver, de chaque côté du signe égal, les mêmes éléments en mêmes proportions, mais agencés dans des combinaisons différentes. La production de O_2 ayant été démontrée et la formule H_2O_2 du réactif ayant été fournie aux élèves, ceux-ci seront alors autorisés à conclure, en vertu des formules chimiques qu'ils connaissent, aussi bien $\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} = \text{O}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$, que $2 \text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} = \text{O}_{2(\text{g})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.

L'absence d'explosion lors du test de la bûchette et la valeur obtenue pour ρ pourront être des arguments en faveur de la seconde option, qui est la bonne. Si le temps était disponible, et si le niveau des élèves le permettait, on pourrait prolonger ce raisonnement sur la conservation des éléments par un raisonnement sur la conservation de la masse, à condition d'avoir précisément titré la solution de peroxyde d'hydrogène au préalable et d'avoir laissé la réaction de dismutation se poursuivre jusqu'à son terme.

Conseils pratiques à l'enseignant pour maximiser les chances de succès de l'expérience :

1. Il est important de verser d'abord le catalyseur dans le tube à essai, avant de verser le peroxyde d'hydrogène ; sans quoi le système restera sous la forme d'un mélange hétérogène et seul le haut du milieu réactionnel sera catalysé.
2. S'il on ne dispose pas d'une balance offrant une résolution de 0,01 g tout en permettant une mesure de masse maximale assez grande pour supporter la masse totale du système {tube + bain marie} ici décrit, il est possible de remplacer l'erenmeyer par un bécher « forme haute » de 150 mL avec environ 70 mL de bain-marie. La masse totale, incluant le tube et le milieu réactionnel est alors normalement inférieure à 200 g. Cependant, il est un peu plus difficile de « caler » le tuyau flexible et donc de stabiliser la mesure de la masse avant la prise des mesures.
3. Une fois les mesures commencées, il est important de ne plus rien toucher : le moindre mouvement du système peut définitivement modifier la masse mesurée. De même, le tuyau ne doit pas subir de contrainte (torsade, pli etc.). Le poser simplement sur la potence est en général suffisant mais on conseille de vérifier que la masse affichée ne fluctue pas sans rapport avec le dégazement pendant les dix premières secondes. Il faut de même absolument éviter tout choc dans la paillasse et dans le matériel durant l'expérience.
4. Attention à l'arrêt automatique des balances à piles électriques : les ré-allumer peut remettre à zéro la valeur mesurée selon les modèles. Parade : faire effectuer régulièrement des changements d'unité sur l'affichage afin d'empêcher l'arrêt automatique de la mesure.
5. La réaction est exothermique et s'autocatalyse, le bain-marie doit respecter la fourchette de température indiquée. La réaction peut en effet s'emballer si le contact thermique avec le bain-marie est insuffisant et, en absence de celui-ci, la verrerie contenant la réaction pourrait même se fissurer. En conditions habituelles, l'expérience dure entre 20 et 30 minutes.
6. La valeur de ρ déduite de la régression linéaire est en général proche, mais un peu supérieure à la valeur théorique attendue ; même lorsque l'on tient compte des incertitudes de mesure (voir plus loin). Il n'y a cependant aucun doute quant au fait que le gaz capturé est (au moins très majoritairement) du dioxygène. Plusieurs raisons peuvent expliquer l'écart parfois observé : le gaz traverse, puis reste en contact avec l'eau de la bassine, issue du robinet et de température souvent plus faible que la température ambiante de 20°C pour laquelle est donnée $\rho_{O_2 \text{ théorique}} = 1,354 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Par ailleurs, la réaction étant exothermique, il se peut qu'une faible quantité d'eau s'échappe du milieu réactionnel – notamment si la réaction est trop vive – et qu'elle soit liquéfiée en arrivant dans le cristalliseur. Dans ce cas, le volume de gaz récolté n'augmente pas ; en revanche, la perte de masse est surestimée, ce qui contribue à surestimer ensuite la masse volumique du gaz formé. C'est pourquoi la discrimination par les élèves du gaz produit parmi plusieurs gaz dont on connaît les masses volumiques sera ici avantageusement complétée à la fois d'une prédiction des gaz possibles d'après la formule du réactif en vertu du *principe de conservation des éléments*, et d'un *test de la bûchette* identifiant le gaz produit sans ambiguïté.
7. L'ordonnée à l'origine obtenue par régression linéaire à partir des données de la courbe $\Delta m = f(V)$ (Figure 5) doit être proche de zéro sans pouvoir y être parfaitement égale en général, du fait de la difficulté à la connaître, que nous avons déjà évoquée. On se gardera donc bien de la fixer à 0 pour le calcul de la pente, sans quoi celui-ci serait faussé.

8. Le mécanisme réactionnel complet de la décomposition du peroxyde d'hydrogène en présence des ions Fe^{2+} ou des ions Fe^{3+} a été décrit par Walling¹. En présence des ions Fe^{3+} , choisis dans le cadre de cette activité expérimentale, un complexe de couleur jaune-orange est formé entre les ions ferriques et l'eau oxygénée ; la solution initiale du catalyseur est quant à elle jaune pâle. Il peut donc être intéressant de comparer la couleur finale du tube à essai à celle du catalyseur dilué à l'identique dans la solution d'acide chlorhydrique afin de mettre en évidence le fait que le catalyseur est finalement régénéré au terme de la réaction.
9. Il pourrait être intéressant, en classe de terminale notamment, de créer une activité enrichie ou spiralaire intégrant le titrage préalable du peroxyde d'hydrogène par le permanganate de potassium en milieu sulfurique molaire. Outre l'intérêt d'une relation à l'équivalence de stœchiométrie 2 : 5 et d'un titrage colorimétrique par oxydoréduction, on démontrera que les concentrations commerciales réelles en peroxyde d'hydrogène sont souvent supérieures à l'indication. De plus, la connaissance de la concentration initiale en peroxyde d'hydrogène permet de prédire le volume de dioxygène formé par dismutation. Il est alors intéressant de le comparer à la valeur obtenue.

Estimations de l'incertitude :

Il est possible de réaliser une estimation de type A de l'incertitude : on recueille l'ensemble des N valeurs de ρ_{gaz} obtenues par les groupes d'élèves afin d'en faire un traitement statistique habituel

- calcul de la moyenne $\bar{\rho}_{gaz}$ des résultats comme étant la meilleure estimation
- calcul de l'écart-type $\sigma(\rho_{gaz})$ de la série
- calcul de l'incertitude-type $u(\rho_{gaz}) = \frac{\sigma(\rho_{gaz})}{\sqrt{N}}$
- écriture du résultat sous la forme $\rho_{gaz} = \bar{\rho}_{gaz} \mp u(\rho_{gaz})$

Pour exemple, dans une classe de 28 élèves de seconde du lycée Victor Hugo de Marseille réunis en 8 groupes nous avons obtenu une valeur moyenne $\bar{\rho}_{gaz} = 1,62 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, un écart-type sur la série $\sigma(\rho_{gaz}) = 0,42 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et une incertitude-type $u(\rho_{gaz}) = 0,15 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, illustrant la difficulté à récolter des données fiables que plusieurs groupes ont rencontrée ce jour-là.

Il est possible aussi de proposer une estimation de type B de l'incertitude de ρ_{gaz} obtenue à partir du rapport $\frac{\Delta m}{\Delta V}$. En prenant par exemple une incertitude de mesure de la masse $u(m) = 0,01 \text{ g}$ et une incertitude de mesure du volume $u(V) = 10 \text{ mL}$ (propres aux instruments que nous avons utilisés pour produire la Figure 5) on obtient une estimation de l'incertitude $u\left(\frac{\Delta m}{\Delta V}\right)$ associée à la masse volumique que nous avons déduite de ces mesures :

$$u\left(\frac{\Delta m}{\Delta V}\right) = \frac{\Delta m}{\Delta V} \times \sqrt{\left(\frac{0,01}{\Delta m}\right)^2 + \left(\frac{10}{\Delta V}\right)^2} = 1,35 \cdot 10^{-3} \times \sqrt{\left(\frac{0,01}{0,45}\right)^2 + \left(\frac{10}{315}\right)^2} \cong 0,05 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1},$$

où les valeurs $\Delta m = 0,45 \text{ g}$ et $\Delta V = 315 \text{ mL}$ correspondent aux variations de masse et de volume à partir desquelles on a procédé à la régression linéaire (Figure 5) et la valeur $\frac{\Delta m}{\Delta V} = 1,35 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ au résultat de celle-ci.

On peut ainsi encadrer la valeur expérimentale $\rho_{gaz} = 1,35 \pm 0,05 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

¹ C. Walling, "Fenton's reagent revisited", *Accounts of Chemical Research* 8(4), 1975, p. 125-131.

7. Activité philosophique

Le texte proposé à la page suivante est extrait de l'ouvrage *Identité et réalité* publié en 1908 par le chimiste et philosophe de la chimie Émile Meyerson (1859-1933). Il y précise la notion de « principe » en sciences, en s'appuyant sur l'exemple du principe de conservation de la matière de Lavoisier. La lecture de ce texte pourra permettre à l'enseignant•e de physique-chimie d'approfondir les considérations relatives à la nécessité et à la nature de ces « principes », esquissées dans le commentaire de l'activité documentaire (section 3). Ce texte pourra également être proposé à un•e collègue enseignant•e de philosophie, qui pourrait l'utiliser comme support d'une séance de son propre cours dédiée à la connaissance scientifique et articulée au travail des élèves en classe de physique-chimie.

Les quelques éléments qui suivent pourront faciliter la compréhension philosophique du texte et son analyse en classe de philosophie de terminale :

Le texte de Meyerson est utile pour faire comprendre, avec l'exemple précis du principe de conservation de la matière, la distinction entre une connaissance *a posteriori*, prouvée par l'expérience et l'observation, et un principe *a priori*, dont la validité ne repose que sur un choix, sur un pur raisonnement, voire sur des considérations métaphysiques portant par exemple sur l'unité ou la simplicité de la nature.

D'après Meyerson, c'est grâce à l'histoire des sciences que l'on se rend compte que les savants n'ont jamais jugé nécessaire de prouver ni même de vérifier expérimentalement le principe de conservation de la matière : celui-ci semble suivre d'une sorte de logique des choses. Ou plutôt de la considération que la nature serait incompréhensible si elle ne suivait pas le principe en question.

Finalement le texte permettra de poser la question du statut épistémologique des principes *a priori* en physique ou en chimie : sont-ils de simples hypothèses de travail, que l'on accepte jusqu'à preuve du contraire ? Mais dans ce cas, quelle confiance leur accorder ? Ou bien s'agit-il de véritables règles de raisonnement s'appliquant de manière nécessaire – à l'instar des principes de la logique ou des mathématiques – aux éléments de la réalité ? Mais alors cela signifierait-il que nous pouvons produire une connaissance nécessaire de la réalité empirique ?

Émile Meyerson, *Identité et réalité*, Paris, F. Alcan, 1908, p. 154-157 :

« Ce principe est-il d'origine empirique ? On l'a souvent affirmé, et John Stuart Mill notamment a formulé cette thèse avec beaucoup de clarté. D'après lui, la conservation de la matière nous est suggérée dès le début pour ainsi dire de nos observations par un grand nombre de phénomènes concordants, alors que d'autres, au contraire, paraissent la contredire. On a formulé l'hypothèse que ce principe serait non pas partiellement, mais entièrement vrai, et l'on a vérifié après coup. La vérification ayant réussi, le principe s'est trouvé établi, exactement comme toute autre loi expérimentale.¹

Littré s'est exprimé d'une manière analogue. « L'axiome essentiel du matérialisme, c'est l'éternité de la matière, à savoir qu'elle n'a point eu d'origine et qu'elle n'aura point de fin. On sait que telle n'a point toujours été l'opinion des philosophes et qu'on a cru jadis aux créations et aux destructions de substances. Et en effet comment sommes-nous arrivés à cet axiome qui a maintenant un ascendant irrésistible sur notre esprit ? Par l'expérience, *a posteriori* ». ²

L'historique du principe, tel que nous venons de l'esquisser, suffit, semble-t-il, pour établir que cette théorie est fort éloignée de la réalité. Quelles sont les expériences sur lesquelles se fondaient les atomistes anciens pour énoncer le principe ? On serait fort empêché de le dire. Ils se contentaient d'affirmer que toute matière était nécessairement pesante, mais c'est là une thèse qui a besoin elle-même d'une preuve expérimentale ; or cette preuve était impossible à fournir à l'époque, et rien ne démontrait certes, au moment où fut écrit le *De natura rerum*, que la théorie aristotélicienne de la légèreté absolue de certains corps fût inexacte. [...] ³

Lavoisier, nous l'avons vu, applique d'abord le principe sans le formuler. Dans ses écrits postérieurs, on le trouve quelquefois énoncé, avec beaucoup de netteté, cela va sans dire, comme tout ce qui émane de cet admirable esprit, fait de clarté et de précision. C'est ainsi que dans le *Traité élémentaire de chimie*, il remarque en passant qu'une « matière quelconque ne peut rien fournir dans une expérience au delà de la totalité de son poids » et que « la détermination du poids des matières et des produits avant ou après les expériences » est « la base de tout ce qu'on peut faire d'utile et d'exact en chimie ». Parfois il insiste un peu plus, en déclarant que « rien ne se crée ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la nature » et que « l'on peut poser en principe que, dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération ». ⁴ Mais à aucun moment il n'indique qu'il y a là un énoncé ayant besoin d'être démontré. Est-ce à dire qu'à cette époque la démonstration fût devenue inutile, puisqu'elle découlait implicitement de quantité de faits connus ? Telle n'était assurément pas l'avis des contemporains, même des plus illustres [...].

On pourrait encore supposer que Lavoisier se servait du principe comme d'une sorte d'hypothèse provisoire, « hypothèse de travail », se réservant de confirmer ou d'infirmer cette supposition au cours de ses expériences ; mais il suffit de parcourir ses œuvres pour se convaincre qu'il n'en est point ainsi, que, tout comme les anciens [...], il applique le principe en toute certitude, ne doutant pas un seul instant que l'expérience ne doive le confirmer, que toute anomalie ne doive être qu'apparente et trouver son explication. Il lui arrive parfois, au cours d'une série d'expériences, de peser directement une matière dont il avait d'abord déterminé le poids par voie indirecte. Il estime cette vérification utile car « il n'est jamais permis, en physique, de supposer ce qu'on peut déterminer par des expériences directes. » Mais il indique en même temps que la conclusion d'après laquelle le poids du corps en question devait être égal à la somme des poids de ses composants lui paraît « évidente » et « était facile à prévoir *a priori* ». »

¹ J.S. Mill, *A System of Logic*, etc. Londres, 1884, p. 163.

² Littré, *La science au point de vue philosophique*, 3^e éd. Paris, 1873, p. 322.

³ NdE : Les trois passages entre crochets qui ont été supprimés dans cet extrait concernent des considérations de Meyerson relatives aux travaux chimiques de Jean Rey et de Carl Wilhelm Scheele qui abondent dans le sens de son argumentation, mais qui ne nous ont pas semblé utiles à la compréhension générale du problème philosophique abordé.

⁴ Lavoisier, *Oeuvres*, vol. I, p. 76, 251, 101.