

Chapitre 1. Histoire et applications de la chimie moderne

Les applications de la chimie dans la vie moderne sont innombrables : les matières plastiques, le verre, le sucre, le vin, les médicaments, les insecticides, les cosmétiques, les détergents, la pellicule photographique, les engrais, les peintures sont des exemples où la chimie intervient à plusieurs stades de l'élaboration de ces produits. Les exemples d'industries ou d'arts où la chimie n'intervient pas sont rares. Ce chapitre retrace brièvement l'histoire de cette omniprésence de la chimie.

1 Un peu d'Histoire

Afin de bien situer l'état actuel de la chimie, il est bon d'examiner ce qu'elle a été par le passé et par quelles démarches intellectuelles l'Homme en a fait une science.

La Préhistoire

L'Homme a de tout temps eu quelques notions sur la matière s'apparentant à la chimie. Ses connaissances sur les métaux (cuivre, or, argent, fer) ont tellement d'importance que la division de la préhistoire en âges est fondée sur les techniques qu'il a acquises pour utiliser ou fabriquer des métaux. Les premières teintures, les premiers médicaments, les premières poteries, les premiers parfums remontent à cette époque. Ces substances, tirées de la nature, constituaient des découvertes importantes. Mais ces découvertes n'étaient reliées entre elles par aucune démarche scientifique.

L'Antiquité

Les grandes civilisations de l'Antiquité firent des progrès considérables dans la connaissance de la matière; elles découvrirent que certaines substances pouvaient se transformer en d'autres substances aux propriétés différentes. Les Sumériens firent de la bière avec des grains de céréales, les Egyptiens développèrent l'art de la teinture et de l'émail, les Phéniciens fabriquèrent du verre à partir du sable siliceux.



Substances chimiques.



Matières premières de l'Antiquité.

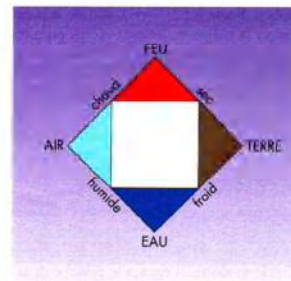


Democrite (billets de banque grec).

Ce sont les philosophes grecs qui les premiers cherchèrent à comprendre la nature de la matière.

Selon **Democrite** (460-370 av J.-C.) toute matière est constituée de particules très petites, indivisibles et constamment en mouvement. Ces particules ne diffèrent l'une de l'autre que par leur forme et sont alors appelées «**atomes**», ce qui, en grec, signifie «indivisibles».

Selon **Empédocle** (490-430 av J.-C.), toute matière est formée par combinaison de quatre éléments fondamentaux : l'eau, l'air, le feu et la terre qui possèdent des qualités fondamentales : humide, sec, chaud et froid. L'intuition de Democrite est admirable tant sa théorie atomiste est proche des théories actuelles. Cependant ce fut l'hypothèse d'Empédocle, reprise par Aristote (384-322 av. J.-C.) qui s'imposa, du fait du grand renom de ce dernier. Cette théorie, soutenue par l'Eglise, régna pendant plus de 20 siècles et constitua la base philosophique des recherches sur la matière.



Structure de la matière selon Empédocle.

Le Moyen Age

Bien que connue depuis le 1^{er} siècle, l'alchimie s'est véritablement épanouie durant cette période et que l'on ne puisse considérer comme scientifiques les recherches des alchimistes, il faut admettre que leurs travaux ont contribué à la création de la chimie. Les chercheurs avaient deux buts précis : découvrir la **Pierre philosophale** (qui devait permettre de transformer des métaux vils en or) et la **panacée** (médecine absolue procurant à l'homme l'éternelle jeunesse). S'ils n'atteignirent jamais leurs buts, ils firent faire d'énormes progrès à l'étude de la matière et aux **techniques de laboratoire** : des éléments tels le zinc, l'arsenic, l'antimoine, le phosphore, le bismuth et des composés chimiques tels l'alun, le borax, l'éther, etc. jusqu'alors inconnus, sont les fruits de leurs recherches. Toutefois, bien des alchimistes payèrent de leur vie la faillite de leurs expériences : les pendaisons et bûchers furent fréquents, surtout en Allemagne, pays condamnant sévèrement la sorcellerie.



Laboratoire d'alchimie.

La Renaissance et les temps modernes

La redécouverte de la culture antique, facilitée par l'apparition de l'imprimerie, qui permit de diffuser les œuvres des grands philosophes grecs, favorisa une évolution rapide de la science.

Robert Boyle (1627-1691), issu de la noblesse anglaise, définit la notion d'élément : «corps primitifs et simples, libres de tout mélange, qui ne sont faits ni d'autres corps ni les uns des autres...». Ses travaux conduisirent à l'abandon de la théorie d'Aristote et l'avènement d'une **méthode scientifique** basée sur l'exploitation méthodique des résultats d'expérience. On lui doit la technique d'analyse à la flamme.

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) eut le mérite de découvrir et de démontrer que la combustion résultait de la combinaison de l'oxygène de l'air avec le corps combustible. Sa théorie est un des premiers pas vers la chimie moderne. Il énonça le principe de la conservation de la masse dans les réactions chimiques : «**Rien ne se perd, rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la Nature**». Il mourut guillotiné sous la Terreur le 8 mai 1794.

John Dalton (1766-1844) proposa en 1808 une **théorie atomique** (à l'instar de Democrite). Chaque élément était caractérisé par des atomes ayant une masse et des dimensions variant d'un élément à l'autre. Il prouva l'hypothèse des combinaisons chimiques en proportions constantes. Il manquait toutefois une notion fondamentale qui gêna considérablement les progrès des théories chimiques de l'époque : la distinction entre atomes et molécules.

Dès 1811, **Amadeo Avogadro** (1776-1856) avait pressenti l'existence des **molécules**. Cette hypothèse ne fut pourtant vérifiée qu'en 1858 par **Stanislao Cannizzaro** (1826-1910).

Pendant tout le XIX^e siècle, les chimistes cherchèrent à approfondir leurs connaissances des éléments et à en découvrir de nouveaux. En 1869, ils en avaient identifiés 65 et **Dmitri Mendeleïev** (1834-1907) proposa un **système périodique des éléments** dans lequel il plaça les éléments en fonction de leurs caractéristiques chimiques et physiques. Il eut le génie et le courage de laisser des cases vides dans son tableau lorsqu'aucun élément connu n'y trouvait place. Il put ainsi prédire l'existence de certains éléments non encore découverts et d'en indiquer les propriétés avec une très bonne approximation. Seuls les gaz rares et les transuraniens échappèrent à ses prédictions. Son système est l'un des fondements de la chimie minérale, sur lequel repose encore la chimie moderne et la physique moderne a brillamment confirmé la clairvoyance de Mendeleïev.



Robert Boyle.



Antoine Laurent de Lavoisier.



John Dalton.

Le XX^e siècle

Au début de ce siècle, les chimistes croyaient être parvenus à une vision désormais satisfaisante de la nature et du comportement des éléments. Cependant, la découverte de la **radioactivité** (1896) par **Henri Becquerel** (1852-1908), les travaux de **Pierre Curie** (1859-1906) et **Marie Curie** (1867-1934) balayèrent les illusions des scientifiques. Cette découverte marqua le début d'une révision révolutionnaire des théories sur la structure de l'atome, sur leurs liaisons et leurs modes de réaction. **Ernest Rutherford** (1871-1937) découvrit en bombardant une feuille d'or avec des particules que l'atome a un noyau très petit et très dense autour duquel tournent des électrons. **Niels Bohr** (1885-1962) fut en mesure de proposer un premier **modèle** de la structure électronique des atomes, jetant ainsi les bases de la théorie atomique moderne. Ce travail poursuivi en commun par des mathématiciens, des physiciens et des chimistes permit de construire les théories modernes. Son intérêt demeure grand aujourd'hui, mais peu exploré, en raison des difficultés que l'on rencontre pour réaliser des instruments susceptibles d'effectuer les mesures indispensables.

Un autre vaste domaine s'est ouvert à la chimie au cours de ce siècle : la **biochimie**. Des années de travail intense aboutirent à la détermination de la structure des vitamines et des hormones. On étudia ensuite les protéines, les hydrates de carbone, les lipides. La biochimie progressa rapidement et il ne s'est pas écoulé beaucoup d'années entre la découverte de la pénicilline et les recherches fondamentales sur la nature de certains virus. Aujourd'hui, la biochimie se propose de comprendre le **mécanisme de l'hérédité et de la vie elle-même**. On doit constater que les découvertes fondamentales se succèdent à un rythme tellement soutenu qu'il est difficile de suivre de manière complète tous les travaux scientifiques publiés chaque année.

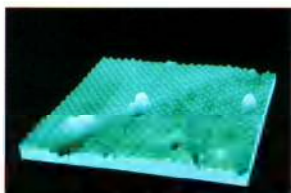
L'explosion des connaissances témoigne qu'en une décennie à peine, des théories laborieusement considérées comme des vérités immuables, deviennent rapidement caduques. Il s'ensuit une spécialisation de plus en plus poussée des chercheurs et une tendance à subdiviser la chimie, comme beaucoup d'autres disciplines, en de nombreux domaines de recherche.



Modèle du diamant.



Marie Curie, née Sklodowska.



Observation de la matière à l'aide du microscope à effet tunnel. (Photo IBM)

2 Applications de la chimie

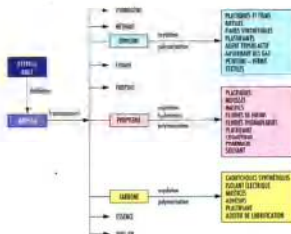
D'une façon générale, la fabrication d'un produit doit répondre aux exigences de la société. Il doit avoir des propriétés particulières et les recherches fondamentales en chimie (qui n'ont pas comme objectif premier de répondre aux besoins immédiats de notre civilisation) viennent souvent au secours de la recherche appliquée. Nous allons passer en revue quelques grandes applications de la chimie moderne.

La chimie du pétrole

L'industrie pétrolière est à la base de beaucoup de produits que nous utilisons couramment. Suite à divers procédés chimiques, le pétrole permet de préparer des substances aux propriétés très variées. Le tableau ci-joint donne un récapitulatif de l'activité d'un complexe pétrochimique.

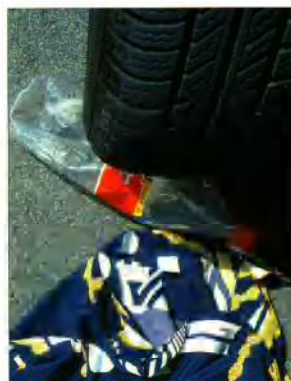


Bidon d'huile synthétique pour moteur.



Les carburants

Les moteurs actuels ne permettent pas d'utiliser une essence de distillation provenant directement du pétrole brut. Elle doit posséder un certain nombre de caractéristiques (par exemple: indice d'octane, teneur en soufre, additifs divers, masse volumique) que la chimie lui donnera. A ce titre, la compétition automobile (Formule 1) est un exceptionnel laboratoire de recherche, la lutte entre les compagnies pétrolières étant farouche pour obtenir l'essence la plus performante. Pour assurer un bon fonctionnement des moteurs, les **lubrifiants** et les **antigels** jouent un rôle essentiel. Ils sont également des produits issus de la chimie; ils peuvent être d'origine naturelle ou synthétique.



Pneu, bouteille PET, pull en nylon.

Les matériaux polymériques

Ces types de matériaux sont réalisés à base de macromolécules, c'est-à-dire de longues chaînes formées de molécules identiques (polymères). Les techniques chimiques pour leur fabrication sont très diversifiées et permettent d'obtenir des substances qui ont envahi le marché. Les **matières plastiques** sous toutes ses formes (PVC, polyester, plexiglas), les **fibres synthétiques** (nylon, viscose) et les **caoutchoucs** synthétiques en sont des exemples.

La pellicule photographique

La photographie a connu ces dernières années un engouement populaire extraordinaire. Les procédés de fabrication font intervenir à tous les échelons des réactions chimiques complexes. Une pellicule photographique est constituée principalement d'un support à base de **pâte de bois**, de **gélatine** préparée à partir d'os et de peaux d'animaux, et recouverte d'une **émulsion** faite à partir de sels d'argent et de colorants. Notons encore que le développement de la pellicule fait entrer en jeu des procédés chimiques, pour révéler l'image et la fixer.



Plaque photographique.

La toxicologie

Cette science étudie les **poisons**, leurs **effets** et leurs **contre-poison** ou **antidotes**. Ceux provenant de la chimie de synthèse (insecticides, solvants) sont moins nombreux que les poisons existant dans la nature (**arsenic**, **curare**, **alcaloïdes**). La structure chimique des toxiques revêt les formes les plus variées, des plus simples aux plus complexes. La liste de ces produits est longue, allant de la nicotine à l'alcool, du haschisch à la cocaïne. Les armes chimiques sont fabriquées à partir de toxiques dont les propriétés sont hélas particulièrement bien étudiées.



Amanites phalloïdes.

La pharmacologie

L'industrie pharmaceutique helvétique qui étudie et produit des substances capables d'influer favorablement un organisme vivant et les réactions qu'elles provoquent est un des fleurons de notre pays. Pourtant, bien des médicaments deviennent toxiques lorsqu'on les administre de façon excessive. Du reste, nombre de médicaments sont fabriqués à partir de poisons! Les recherches en pharmacologie vont bon train en raison des enjeux sociaux importants de la santé publique. Citons tout de même l'aspirine dont les vertus n'ont pas fini d'étonner.



Produits pharmaceutiques.

Les détergents

Le **savon**, utilisé depuis l'Antiquité, est le détergent le plus connu. Comme sa fabrication est tributaire de graisses animales ou végétales, les détergents synthétiques se sont rapidement développés. Les **produits de nettoyage** et les **lessives** que l'on connaît bien sont des produits dont les bases chimiques sont très variées et les formulations très diverses afin de satisfaire aux besoins extrêmement nombreux. Ces détergents ont dû s'adapter aux exigences de la lutte antipollution en éliminant les phosphates de leur composition.



Lessive et savon.

Les colorants

La beauté des couleurs de la nature a de tout temps conduit l'homme à décorer les objets à ses goûts. Pendant longtemps, les colorants ont été extraits de produits naturels, avec beaucoup de difficultés, ce qui en faisait un article de luxe. Actuellement, environ 2000 colorants différents sont utilisés, presque exclusivement synthétiques, c'est-à-dire issus des laboratoires. Les colorants sont utilisés partout, des matières plastiques à l'alimentation. Les teintures servent essentiellement à donner de la couleur aux fibres naturelles ou synthétiques. Les plus grands consommateurs de colorants sont les **industries de la teinture et de l'impression**.



Assiette de spaghettis bleus.

Les parfums

La personne qui d'un geste machinal vaporise sur elle un peu de parfum ne soupçonne pas la somme de travaux et de connaissances chimiques qu'a nécessitée la confection de ce parfum. Il en va de même pour tous les produits parfumés. Ces parfums sont fabriqués à partir de produits odorants naturels (**musc**, **ambre**, **rose**) ou synthétiques. Des industries suisses sont à la pointe dans ce domaine et couvrent une bonne partie du marché mondial.



Collection de parfums.

Le verre

Chimiquement, plusieurs substances sont aptes à donner des verres. La couleur des verres est obtenue par addition de substances métalliques telles que des oxydes de fer, de cuivre ou de chrome pour la couleur verte; de cérium pour le jaune, etc. Le cristal est un verre à haute teneur en plomb. La **fibre de verre** d'une importance industrielle considérable est le produit du travail du verre sous forme de **fibres textiles** ou de **laine de verre** .



Vitraux.

Chapitre 2. Les états de la matière

Aristote définissait la matière par ses aspects: terre, eau, air et feu. La comparaison avec les aspects que la matière peut prendre correspond assez bien à nos connaissances. En effet, à notre échelle, l'ensemble de la matière, dans son infinie variété, se présente sous trois formes: solide, liquide et gaz. Le feu d'Aristote n'est pas un état, mais une transformation de la matière.

1 Distinction entre les différents états

Chacun sait que la glace, l'eau et la vapeur d'eau sont trois aspects de... l'eau!

Précisons ce qui caractérise ces aspects:

Glace — état solide:

La matière dans cet état conserve sa forme. On dit qu'un solide a une **forme propre** donc un volume fixe. On ne peut pas le comprimer.

Eau — état liquide:

La matière dans cet état prend la **forme du récipient** dans lequel elle se trouve. Son volume est fixe, sa surface est plane et horizontale. On ne peut pas la comprimer.

Vapeur — état gazeux:

La matière dans cet état n'a ni forme, ni volume propre et tend à **occuper tout l'espace** qui se trouve à sa disposition. On peut la comprimer. Les gaz étant généralement invisibles, on a souvent tendance à ne pas les considérer comme de la matière et à ignorer leur existence.



Mer d'Aral.



Bateaux à voiles.

EXPERIENCE Elaborer une expérimentation qui vous permette de mesurer la masse et le volume de l'eau sous ses trois états à partir d'un morceau de glace.

Ce que nous apprend cette expérience

L'état dans lequel se trouve l'eau dépend de sa température. La masse de l'eau ne change pas, qu'elle se trouve à l'état solide, liquide ou gazeux. Les volumes correspondants de glace, d'eau et de gaz sont par contre très différents.

Lors d'un changement d'état, la masse est conservée.

L'apport de chaleur peut changer l'état d'un corps.



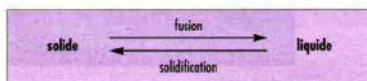
Blocs de glace.

2 Les changements d'état de l'eau

Les passages de l'eau d'un état à un autre nous sont familiers. En hiver, il neige, l'eau des mares gèle, de la buée se forme sur les vitres, la neige diminue de volume au soleil sans laisser de traces d'eau liquide. Pendant la cuisson des aliments, l'eau bout, et forme de la vapeur (invisible). Les glaçons fondent dans un verre de limonade. Ces changements d'état suivent certaines règles que nous allons découvrir.

Fusion et solidification

Ces changements d'état correspondent au dégel et au gel de l'eau.



Verre de limonade avec glaçons.

EXPERIENCE Relever la température de l'eau contenue dans une éprouvette lorsqu'elle est plongée dans un mélange réfrigérant.

Sortir l'éprouvette du mélange réfrigérant et poursuivre les mesures.

Noter au cours de l'expérimentation l'état dans lequel se trouve l'eau.



La glace se refroidit en dessous de 0°C.

Ce que nous apprend cette expérience

La représentation graphique des mesures nous apporte des renseignements quant au comportement de l'eau lors de sa solidification et de sa fusion.

On constate que le changement de l'eau en glace comme celui de la glace en eau se fait à une température précise: 0°C. Cette température est fixe pour l'eau; il en va de même pour les autres matières, mais à d'autres températures. C'est une caractéristique de la matière.

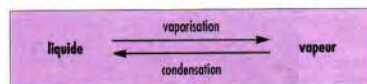
La plupart des substances solides fondent et se solidifient à une température bien précise.

On constate également qu'aussi longtemps que deux états de la matière coexistent, la température reste constante, même si on chauffe ou on refroidit. On parle de palier de fusion ou de solidification.

matière	température de fusion et de solidification en °C
hélium	-272
air	-220
alcool	-117
mercure	-38,9
eau	0
naphthaline	80
plomb	327
aluminium	660
or	1064
fer	1535
tungstène	3410
diamant	3540

Vaporisation et condensation (liquéfaction)

Ces changements d'état correspondent à la transformation de l'eau de l'état liquide en vapeur et vice versa.



EXPERIENCE Relever la température de l'eau contenue dans un ballon en verre lorsqu'on le chauffe. Observer ce qui se passe sur les parois du ballon.

Ce que nous apprend cette expérience

La représentation graphique des mesures nous apporte des renseignements quant au comportement de l'eau lors de sa vaporisation.

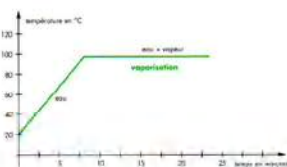


Buée sur une vitre.

On constate que le changement de l'eau liquide en vapeur se fait à une température précise: 100°C au niveau de la mer. Cette température est fixe pour l'eau; il en va de même pour les autres matières qui entrent en ébullition à d'autres températures. C'est une caractéristique de la matière.

La plupart des liquides bouillent et se condensent à une température bien précise.

On constate également qu'aussi longtemps que deux états de la matière coexistent, la température reste constante, même si on chauffe. On parle de palier d'ébullition. L'observation des parois du ballon nous montre l'apparition de gouttelettes d'eau. Les parois du verre étant plus froides, la vapeur d'eau dégagée par l'ébullition se condense à leur contact.



matière	température d'ébullition et de condensation en °C
hélium	-269
air	-192
alcool	78,5
eau	100
mercure	357
plomb	1740
aluminium	2460
or	2750
fer	3080
tungstène	5660

EXPERIENCE Placer dans le laboratoire une certaine quantité d'eau dont vous aurez soigneusement mesuré le volume. Observer la quantité de liquide dans le récipient une semaine plus tard. Comparer la température du liquide à la température ambiante.

Ce que nous apprend cette expérience

La quantité de liquide a diminué et s'est transformée en vapeur. Ce phénomène s'appelle l'évaporation qui se produit lentement à température ambiante à la surface du liquide. Il en va de même pour les autres liquides. En fait, l'ébullition est une évaporation rapide qui se produit simultanément dans tout le liquide lorsque la température atteint une valeur suffisante.

EXPERIENCE Réaliser le montage selon la photo ci-contre. Mesurer la température de l'eau lorsqu'elle entre en ébullition. Dans quel appareil ménager utilise-t-on ce principe?



EXPERIENCE Placer un verre d'eau avec un thermomètre sous la cloche de la pompe à vide. Faire le vide et observer l'eau. Relever la température de l'eau lorsqu'elle entre en ébullition. La température de l'eau peut dépasser 100°C.

Ce que nous apprennent ces expériences

On constate que l'eau bout à une température différente de 100°C dans les deux expériences. Pour la première, l'augmentation de la quantité de gaz dans le ballon (air + vapeur d'eau) augmente la pression de gaz sur l'eau liquide. Cette pression tend à élever la température d'ébullition. Ce principe est appliqué dans les marmites à vapeur (ou autocuiseur); l'eau étant à une température plus élevée (environ 120°C), la nourriture cuit plus vite. Pour la seconde expérience, le principe est inversé. La diminution de la quantité de gaz sous la cloche diminue la pression du gaz sur la surface du liquide. La température d'ébullition diminue. Aussi, faut-il toujours indiquer la pression (en général la pression atmosphérique normale) qui règne lorsqu'on mesure la température d'ébullition d'un liquide.

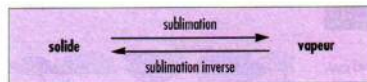
La température d'ébullition dépend de la pression.



Fondre de la neige en montagne!

Sublimation et sublimation inverse

Ces changements d'état correspondent au passage de la glace directement en vapeur d'eau sans passer par l'état liquide, et vice versa.



L'expérimentation de la sublimation de la glace n'étant pas aisée, choisissons une matière qui s'y prête mieux.

EXPERIENCE Chauffer doucement dans une coupelle en porcelaine des cristaux d'iode.

Ce que nous apprend cette expérience

Cette expérience illustre le passage de l'état solide directement à l'état gazeux.

Si on chauffe trop violemment l'iode, on constate qu'il passe par l'état liquide avant de s'évaporer.



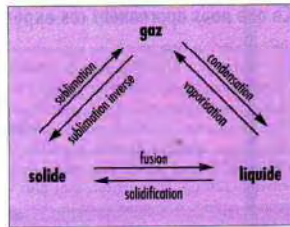
Sublimation de l'iode.

3 Généralisation

Les changements d'état de la matière peuvent être résumés à l'aide du schéma ci-contre.

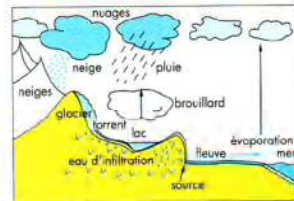
Remarque

De façon générale, la matière se comporte selon le schéma ci-contre. Cela veut dire qu'elle peut se transformer à loisir d'un état à un autre. Pour certaines substances de nature assez complexe, il est impossible d'observer ces changements d'état. En effet, ces dernières se décomposent en-dessous de leur température de fusion ou d'ébullition. Cela explique les lacunes que l'on peut voir dans les tables donnant ces températures, comme pour le bois, le béton, le charbon de bois, le sages ou le verre.



4 Éléments de météorologie

A température ambiante, l'air contient de la vapeur d'eau, en quantité variable. A température élevée, une grande quantité de vapeur peut être présente, sans condensation (l'air n'est pas saturé). Si la température vient à baisser, l'air atteint le seuil de saturation et une partie de la vapeur se condense ou se solidifie en donnant de l'eau (brouillard) ou de la glace (givre).



Le cycle de l'eau sur la Terre.

Causes de refroidissement

De **nuit**, par exemple, la terre n'est plus réchauffée par le rayonnement solaire, et la température baisse. Par un ciel dégagé, la chute de température est particulièrement sensible car, sans nuages, la chaleur de la terre s'échappe rapidement dans l'espace par rayonnement. On le remarque particulièrement en montagne ou dans le désert où les nuits claires sont spécialement froides.

Des **vents venus de lieux plus froids**, par exemple du Nord, abaissent la température ambiante.

5 Des états un peu particuliers

Le plasma

Le plasma est un **état de la matière** au même titre que le solide, le liquide ou le gaz. Cet état décrit un gaz qui, lorsqu'il est porté à de très hautes températures, acquiert des propriétés particulières qui n'appartiennent à aucun autre état de la matière. Ces propriétés interviennent dans beaucoup de phénomènes naturels, comme dans l'**atmosphère du soleil** et dans les hautes couches de l'atmosphère terrestre. Cet état est entre autres responsable des **aurores boréales**. Les plasmas sont également présents dans notre vie de tous les jours. En effet, les **enseignes lumineuses**, les **tubes fluorescents** (les «néons») fonctionnent à l'aide de plasmas. Cet état de la matière est l'objet de grandes recherches, car il est un milieu dans lequel les hommes pourraient réaliser la **fusion thermonucléaire** contrôlée, ce qui constitue un enjeu extrêmement important pour l'avenir énergétique du monde.



Aurore boréale.



Enseignes lumineuses.

L'état colloïdal

Certaines substances comme la **colle** et la **gélatine** semblent être ni des liquides ni des solides. Elles forment avec l'eau de fausses solutions. Ce sont en fait des **suspensions** de particules solides dans un fluide. Cet état n'est pas un état fondamental de la matière, mais la dispersion d'un état dans un autre. On distingue plusieurs types de colloïdes :

- les **sols** (de solution) : dispersion de solides dans un liquide (colle);
- les **émulsions** : dispersion de liquide dans un liquide (mayonnaise);
- les **aérosols** : dispersion de solide ou de liquide dans les gaz (laque pour cheveux);
- les **gels** : dispersion de liquide dans un solide à structure rigide (gelée alimentaire). Un gel a tendance à gonfler en présence d'un solvant;
- les **mousses** : dispersion de gaz dans des liquides en présence de détergent (mousse de bain).



Bain moussant.



Mayonnaise.

Le seul mouvement des masses d'air de bas en haut peut provoquer leur refroidissement. L'air chaud, par sa plus faible densité, a tendance à s'élever. Il atteint une altitude où il fait plus froid.

Changements d'état

La présence de grains de poussière favorise la condensation ou la solidification de la vapeur d'eau en gouttes ou en glace.

Condensation

Un air saturé de vapeur d'eau contient de fines gouttelettes en suspension, c'est le **brouillard**. Dans la journée, la chaleur du soleil peut vaporiser ces gouttelettes et dissiper le brouillard.

En altitude, les gouttelettes s'accumulent en **nuages**. En grossissant, elles s'alourdissent et finissent par tomber en **pluie**.

En été, l'air est chaud et peut contenir beaucoup de vapeur d'eau. Il se refroidit la nuit, et le matin nous observons la **rosée**.



Nuage.



Rosée.

Solidification

Si la température baisse en dessous de 0°C, une partie de la vapeur d'eau se transforme en **glace**. Ainsi, certains matins froids, on voit la **gelée blanche**, le **givre** ou le **brouillard givrant**.

La **neige** provient de la congélation des gouttelettes d'eau en altitude.

Un brusque refroidissement des nuages en été produit aussi la **solidification** : c'est la **grêle** si redoutée des cultivateurs car les glaçons, qui n'ont pas eu le temps de fondre lors de leur chute, peuvent atteindre la taille d'un œuf et détruire les récoltes.



Givre.



Champ de neige au soleil.

Sublimation

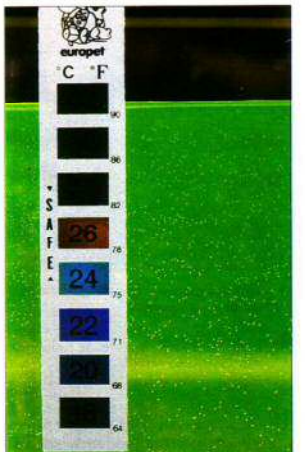
A une température inférieure à 0°C, la **neige** soumise à un fort rayonnement solaire sublime en **vapeur d'eau**, sans passer par l'état liquide.

Les cristaux liquides

Il s'agit d'un **état intermédiaire** de la matière dont l'importance pratique est très grande. Les cristaux ont des propriétés optiques qui ne sont pas les mêmes dans toutes les directions, au contraire des liquides. Les cristaux liquides, c'est-à-dire un cristal qui a atteint son point de fusion, devient d'abord trouble, puis, si on continue à le chauffer, transparent. En abaissant la température, le processus inverse se produit. Dans la pratique, cette propriété est utilisée pour **mesurer des températures** sur des surfaces, la température étant indiquée par la couleur que prendra le cristal liquide. Certains cristaux liquides peuvent être influencés par du courant électrique. Il est dès lors possible de fabriquer des fenêtres sans rideaux, la vitre devenant opaque dès que l'on branche le courant. Mais l'importance pratique la plus répandue des cristaux liquides est dans le domaine de l'électronique et la télévision pour les **affichages**.



Affichage à cristaux liquides.



Thermomètre à couleurs.



- 1** Relier par des flèches les mots aux températures (si la matière est de l'eau).
- | | |
|-------------------------------|-------|
| température de condensation | 100°C |
| eau à l'état liquide | -5°C |
| température d'ébullition | 45°C |
| eau à l'état solide | 0°C |
| température de fusion | 0°C |
| température de solidification | 120°C |
| eau à l'état gazeux | 120°C |

- 2** Comment définiriez-vous la matière ?
- 3** Connaissez-vous quelque chose qui ne soit pas de la matière ?
- 4** Quelles sont les différences entre l'état solide et l'état liquide ?
- 5** Un gaz est-il toujours toxique ?
- 6** Laquelle de ces phrases est-elle correcte :
 — Lorsqu'il y a une ébullition, il y a évaporation de la matière.
 — Lorsqu'il y a une évaporation, il y a ébullition de la matière.
- 7** Comment peut-on se rendre compte si l'air ambiant contient de la vapeur d'eau ?
- 8** Pour quelle raison la présence d'eau dans une friteuse est-elle dangereuse ?
- 9** Lorsque vous sortez mouillé d'une piscine, vous avez une sensation de froid. Expliquer ce phénomène.
- 10** On parle d'eau gazeuse pour une boisson minérale. S'agit-il de vapeur d'eau ? Et quand on parle d'un «panache de vapeurs» ?
- 11** Quelles conditions doivent être réunies pour que la rosée se forme ?
- 12** Pour quelle raison quelques boules de naphthaline suffisent-elles pour se protéger des mites ?
- 13** On utilise des blocs pour désodoriser l'atmosphère. Pourquoi faut-il les changer assez souvent ?

- 14** Pour quelle raison étend-on le linge pour le sécher ?
- 15** Pour garder du vin au frais, on utilise des récipients en terre cuite que l'on mouille. Expliquer la raison de ce procédé.
- 16** Certains affirment qu'il va pleuvoir quand les cheveux frisent. Pourquoi ?
- 17** On met souvent dans les salières des grains de riz pour que le sel reste bien en grain. Expliquer cette façon de faire.
- 18** Pour quelle raisons faut-il mettre un thermomètre à l'abri du soleil et du vent pour mesurer la température de l'air ?
- 19** On fait fondre de la neige dans une grosse marmite sur un feu. Est-il prudent de tremper son doigt dans l'eau alors que la neige n'a pas complètement fondu ?
- 20** Vous placez un kilogramme d'eau dans un ballon en plastique. Vous le mettez au congélateur.
 — le ballon s'est-il gonflé ?
 — quelle sera la masse du ballon ?
- 21** Existe-t-il de la matière qui existe à l'état liquide en dessous de 0°C ?
- 22** Pour quelle raison utilise-t-on des thermomètres à alcool dans l'Antarctique ?
- 23** Quelle est la fonction de l'antigel que l'on met dans l'eau du radiateur d'une voiture ?
- 24** Comment expliquez-vous le fait que les icebergs soient constitués d'eau non salée ?
- 25** Pourquoi certaines pierres éclatent-elles par grand froid ? (il y a l'expression : geler à pierre fendre)
- 26** Le sable est-il un solide ou un liquide ? Rechercher la signification du mot fluide.

Corrigé des exercices

Les états de la matière

Exercice 1

La température d'ébullition et de condensation de l'eau vaut 100°C, l'eau est à l'état liquide entre 0°C et 100°C par exemple à 45°C.

La température de fusion et de solidification de l'eau vaut 0°C, l'eau est à l'état solide au-dessous de 0°C, par exemple à -5°C

L'eau est à l'état gazeux au dessus de 100°C, par exemple à 120°C.

Les états de la matière

Exercice 2

La matière est un assemblage d'atomes pouvant exister principalement dans trois états différents : solide, liquide ou gaz. Les changements d'état ont lieu à température constante. Dans la vie courante, on mesure la quantité de matière avec une balance.

Les états de la matière

Exercice 3

Le champ magnétique terrestre, les ondes radio, la lumière ne sont pas de la matière.

Les états de la matière

Exercice 4

Etat solide: la matière possède une forme propre, elle est incompressible.

Etat liquide: la matière prend la forme du récipient qui la contient, elle est incompressible et possède une surface libre.

Les états de la matière

Exercice 5

Les gaz ne sont pas tous toxiques. L'oxygène, par exemple, est nécessaire à la vie; l'azote (4/5 de l'air) est un gaz inerte qui n'a aucune action chimique.

Les états de la matière

Exercice 6

Lorsqu'il y a ébullition, il y a effectivement évaporation de la matière.

Lorsqu'il y a évaporation, il n'y a pas forcément ébullition de la matière.

Les états de la matière

Exercice 7

L'air ambiant contient toujours de la vapeur d'eau. On peut s'en apercevoir, par exemple, en sortant d'un réfrigérateur un morceau de métal poli. On observe l'apparition de buée sur le métal : c'est la condensation de la vapeur d'eau. On peut aussi utiliser un hygromètre à cheveux.

Les états de la matière

Exercice 8

La température d'ébullition de l'eau est plus basse que celle de l'huile et sa masse volumique plus élevée. La présence d'eau au fond de la friteuse est dangereuse par les projections d'huile dues aux mouvements liés à l'ébullition de l'eau.

Les états de la matière

Exercice 9

L'évaporation de l'eau nécessite de l'énergie sous forme de chaleur, cette chaleur est prise à la peau, d'où la sensation de froid.

Les états de la matière

Exercice 10

L'eau gazeuse contient du gaz carbonique dissous, il ne s'agit pas de vapeur d'eau. Par contre, un panache de «vapeur» (brouillard) est dû à la condensation de vapeur d'eau (Exemple : locomotive à vapeur, tour de refroidissement).

Les états de la matière

Exercice 11

La vapeur d'eau contenue dans l'air se condense au contact des objets froids. Si la température des objets baisse suffisamment pendant la nuit et si l'air est suffisamment humide, de l'eau se condense à leur surface: c'est la rosée. (Voir les deux dernières pages du chapitre EFFETS DE LA CHALEUR).

Les états de la matière

Exercice 12

La naphthaline sublime *lentement* à température ambiante et la substance dégagée incommode les mites.

Les états de la matière

Exercice 13

La sublimation *rapide* de la substance composant ces blocs nécessite un remplacement fréquent.

Les états de la matière

Exercice 14

L'évaporation de l'eau est d'autant plus rapide que la surface en contact avec l'air ambiant est grande. Ce principe est valable pour tout échange.

Les états de la matière

Exercice 15

L'évaporation de l'humidité absorbée par le récipient poreux nécessite de la chaleur. Cette chaleur est prise au récipient; il s'ensuit le refroidissement du récipient et du vin qu'il contient.

Les états de la matière

Exercice 16

L'augmentation de l'humidité avant la pluie fait friser les cheveux présentant une structure dissymétrique.

Les états de la matière

Exercice 17

Le riz est plus hygroscopique que le sel (il absorbe l'humidité avant le sel); les cristaux de sel restent secs.

Les états de la matière

Exercice 18

L'exposition du thermomètre au rayonnement solaire induit une transformation d'énergie rayonnant en énergie thermique: la température affichée est plus élevée que la température de l'air. Si le thermomètre est humide, la présence de vent évapore rapidement cette humidité, ce qui entraîne une baisse de la température affichée.

Les états de la matière

Exercice 19

Le passage de l'état solide à l'état liquide se fait à température constante (voisine de 0°C). L'eau formée, à l'état liquide, est froide. Il n'y a aucun danger, tant que l'énergie apportée ne sert qu'à fondre la neige.

Les états de la matière

Exercice 20

Le ballon gonfle car la glace occupe un volume plus important que l'eau. La masse ne change pas.

Les états de la matière

Exercice 21

Oui, par exemple de l'air liquide, l'hélium, le vin, l'alcool, l'eau salée, l'huile, le mercure...

Les états de la matière

Exercice 22

Le mercure se solidifie à - 39°C. Pour mesurer des températures plus basses, on doit utiliser un liquide dont la température de solidification est inférieure à celle du mercure.

Les états de la matière

Exercice 23

Sa fonction est d'abaisser la température de solidification du liquide de refroidissement.

Les états de la matière

Exercice 24

Un iceberg est un morceau de glace (eau douce) qui s'est détaché du glacier.

La banquise est constituée d'eau de mer gelée.

Les états de la matière

Exercice 25

Une pierre légèrement poreuse ou fendue peut contenir de l'eau qui augmente de volume en gelant et la fait éclater.

Les états de la matière

Exercice 26

Le sable est un solide divisé.

Un liquide ou un gaz est un corps dont les molécules sont faiblement liées; il prend la forme du récipient qui le contient.

Un fluide est un corps dont les grains sont libres, il prend aussi la forme du récipient qui le contient. Les gaz, les liquides et les solides divisés sont considérés comme des fluides. (voir «La matière dans tous ses états» dans le chapitre MÉCANIQUE).

Chapitre 3. Les méthodes de séparation et l'analyse chimique

Une analyse chimique désigne l'ensemble de tous les procédés qui permettent d'identifier et de séparer les éléments constitutifs d'une matière inconnue. Elle détecte la présence d'une substance donnée dans une autre ainsi que la quantité de chaque constituant. L'analyse chimique est l'outil indispensable du chimiste et s'impose dans beaucoup de branches de l'industrie. Nous décrivons ici quelques procédés de séparation et d'analyse.

1 Méthodes de séparation

La matière brute, telle que nous la trouvons dans la nature, se présente souvent sous la forme de mélanges de divers matériaux. Les minerais, par exemple, sont toujours mélangés à de la terre, de la roche ou du sable. Le premier objectif est donc de séparer ces mélanges.

EXPÉRIENCE Trouver une méthode qui permet de séparer les constituants des mélanges suivants :

- gravier et sable
- eau salée
- sable mouillé
- limaille de fer et sable
- vin

Ce que nous apprend cette expérience

- Le gravier et le sable, tout comme n'importe quel mélange de corps solides de tailles différentes, peuvent être séparés en tamisant. Cette opération porte le nom de **tamissage**.



Laboratoire de chimie.



Tamissage.

En laboratoire

On utilise essentiellement un **matériel à base de verre** (Pyrex), sauf pour les réactions ayant lieu à de grandes pressions ou celles où le verre serait attaqué. Les récipients dans lesquels on effectue les manipulations ont des formes multiples : sphériques (**ballons**), coniques (**erlenmeyers**), cylindriques (**éprouvettes, béciers ou cristallisoirs**). La condensation des vapeurs se fait dans des **réfrigérants** qui sont des tubes à deux enveloppes entre lesquelles circule de l'eau. Pour chauffer les substances, on utilise la flamme d'un **bec Bunsen**, des **calottes** ou des **jaquettes chauffantes** dans lesquelles l'élevation de température est obtenue électriquement. On utilise également le bain-marie où on immerge un récipient dans un bain à température constante (eau, huile, sable... en fonction de la température désirée). La mesure des volumes se fait à l'aide de **pipettes**, de **burettes** ou de **fioles**. Ces récipients sont gradués en millilitres ou marqués d'un trait de jauge. Des **entonnoirs** en verre ou des **büchners** (récipient en porcelaine) que l'on coiffe de papier filtre permettent les filtrations. Faire la liste complète de tout le matériel existant serait fastidieux, d'autant plus que bien des appareils sont le fruit de l'imagination des chercheurs. L'avantage de l'utilisation du verre est de permettre une observation directe des réactions. D'autre part, il se nettoie facilement, il est aisément manipulable et ne pose pas de problème de corrosion. L'inconvénient : il se casse !



Verrerie de laboratoire.



Bec Bunsen.

Dans l'industrie

Lorsqu'on observe une installation chimique industrielle, on est frappé par la complexité de l'architecture. On y voit des kilomètres de **tubes** gros et petits, des **tours** de différents diamètres, des centaines de **vannes**, etc. En réalité, il n'existe qu'un nombre relativement faible d'appareils de base construits pour remplir des fonctions identiques à celles en laboratoire. On distingue les catégories suivantes :

- les **réacteurs** (autoclaves et grignards) qui sont des appareils dans lesquels on réalise les transformations chimiques.
- les **colonnes** qui permettent la distillation des produits.
- les **évaporateurs** ou **cristalliseurs** qui ont pour but de séparer par apport de chaleur un solvant volatil du produit désiré.



Batterie de laboratoire.

- On peut récupérer le sel dissous dans l'eau salée en évaporant le produit. Cette **évaporation** a pour effet d'éliminer le solvant (ici l'eau) en raison de sa température d'ébullition inférieure à celle du sel.
- En plaçant le sable mouillé sur un filtre, l'eau le traverse alors que le sable reste sur le filtre. La **filtration** est un procédé qui permet de séparer les corps solides des liquides. Il est également possible de placer le mélange dans un récipient et d'attendre que le corps le plus dense se dépose au fond. Ce procédé s'appelle la **décantation**.
- Une opération de tamisage peut séparer grossièrement un mélange contenant du fer. On utilisera cependant le fait que le fer réagit à l'**aimant** pour séparer plus finement les constituants du mélange.
- Pour séparer des liquides, on se base sur le fait qu'ils n'ont pas la même température d'ébullition. On réalise une **distillation** en chauffant le mélange. La substance la plus volatile s'échappe et est récupérée dans un **condenseur** (le réfrigérant) qui refroidit la vapeur et la liquéfie. Comme il reste des traces des autres liquides en raison de l'évaporation naturelle, on répète l'opération. On parle de distillation fractionnée.

On citera aussi la sédimentation, la centrifugation, l'extraction par solvant, la cristallisation fractionnée...

Pour tous ces types de séparation, le chimiste a besoin d'utiliser un appareillage particulier.



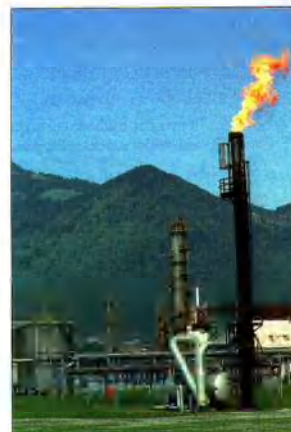
Marais salants.



Brasserie.

2 L'appareillage en chimie

Il faut distinguer deux types d'appareillages : l'appareillage de laboratoire et les installations industrielles. Dans le premier cas, il s'agit de traiter de petites quantités de substance, sans souci particulier de rentabilité. Dans l'industrie, la production de quantités importantes, le coût de production, la sécurité, la protection de l'environnement sont des facteurs essentiels d'exploitation.



Raffinerie.

- les **filtres, épurateurs, décanteurs** ou **centrifugeuses** qui permettent de séparer des corps solides de faible taille dispersés dans une masse liquide ou gazeuse.

En plus de ces appareils qui permettent les réactions chimiques et la séparation des produits, l'industrie utilise des **pompes, des compresseurs, des turbines à vapeur ou à gaz** et des **échangeurs de chaleur**. Toutes les données de ces appareils sont généralement groupées dans une **salle de contrôle**. La sécurité et la protection de l'environnement nécessitent l'apport de nouveaux dispositifs à associer aux appareillages industriels.



Salle de contrôle.

3 L'analyse qualitative

L'analyse qualitative permet de déterminer la nature des constituants d'une substance. L'idéal serait de disposer pour chaque élément de réactions caractéristiques se produisant toujours en présence de l'élément considéré et jamais pour les autres. Certaines existent ; elles se manifestent en général par une **coloration spécifique** ou par le **dégagement d'un gaz identifiable à l'odeur** ou par d'autres propriétés spécifiques.

Les méthodes classiques d'analyse sont de deux types :

Analyse par voie sèche

Ces essais sont ceux que l'on effectue sur une substance telle quelle (sans dissolution préalable) ; il consiste à étudier le comportement de l'échantillon au chauffage et à observer ses éventuelles colorations à la flamme. Ce type d'analyse est presque toujours effectué en début d'analyse car elle donne des renseignements utiles pour la mise en œuvre du procédé systématique d'analyse.

Essai en tube fermé ou ouvert

Un peu de substance à étudier est placée dans une éprouvette ou un tube ouvert (tube soudé à angle obtus dont les deux extrémités sont ouvertes) et chauffée lentement. Il peut se produire des **modifications de l'aspect, de la couleur, la fusion** ou la **carbonisation** de l'échantillon, voire le **dégagement de vapeur d'eau ou de gaz**. Chaque type de réaction permet l'identification d'une substance particulière.

— Essai à la flamme

On a besoin d'un bec Bunsen, alimenté au gaz de ville ou au gaz naturel et on utilise un mince fil de platine soudé à l'extrémité d'une baguette de verre. On trempe le fil dans de l'acide chlorhydrique puis on s'en sert pour recueillir un peu de substance inconnue que l'on porte sur la flamme. La chaleur de la flamme provoque l'excitation de certains éléments qui, se désexcitant, émettent des **couleurs caractéristiques**.

EXPERIENCE

Déterminer, à l'aide de l'analyse à la flamme, les couleurs produites par différents métaux; utiliser pour ce faire des solutions de chlorure de métal. Quelle application pratique peut-on voir à ce phénomène ?



Flamme de lithium.

— Essai avec les perles

Certains sels (tel le borate de sodium) se transforment par fusion partielle en **petites sphères incolores et transparentes** appelées perles. En présence de certaines substances, ces perles prennent une **coloration caractéristique** utilisée pour l'identification de l'échantillon.



Réduction sur charbon de bois.

— Essai sur charbon

Pour ce type d'analyse, on utilise des **tablettes de charbon de bois très poreuses**. On mélange la substance à étudier avec du carbonate de sodium et on verse le mélange dans un creux du charbon et on chauffe. La matière se rassemble en **sphérules, paillettes ou en auréoles** si elle peut fondre. Si elle ne fond pas, on retrouve des **scories**. On compare ensuite les produits obtenus avec des substances connues pour les identifier.



Eponge de cuivre.

4 L'analyse quantitative

L'analyse quantitative permet de déterminer la **quantité de chaque constituant** dans un échantillon, dont on connaît généralement la composition qualitative. On exprime les résultats en pourcentage de la quantité d'échantillon. Les méthodes chimiques sont l'analyse volumétrique, qui cherche à **déterminer le volume**, et l'analyse gravimétrique, qui cherche à **déterminer la masse**. Les instruments de base sont la burette et la balance de précision. La balance permet d'obtenir une précision au dixième de milligramme.

Pour l'analyse volumétrique, le principe est de comparer une solution dont la concentration est parfaitement connue (on parle de solution titrée) avec une solution où on a dissout la substance. En faisant réagir cette dernière avec un produit approprié, on constate un **changement de coloration** qui indiquera sa concentration.

Pour l'analyse gravimétrique, qui demande une minutie toute particulière, le principe est de faire **précipiter la substance** et d'en effectuer la pesée. A l'aide d'une portion, on détermine alors la masse de produit présent.

5 L'appareillage d'analyse

Les analyses qualitative et quantitative sont très longues et ne conviennent pas toujours aux besoins modernes de l'analyse; aussi cherche-t-on à remplacer ces méthodes par l'utilisation de méthodes plus perfectionnées. Parmi celles-ci, citons les principales:

La chromatographie

La chromatographie consiste à entraîner un mélange déposé sur un support solide, à l'aide d'un courant de solvant liquide ou gazeux. Chaque constituant du mélange ayant une vitesse de migration différente, on les retrouve séparés à la sortie.



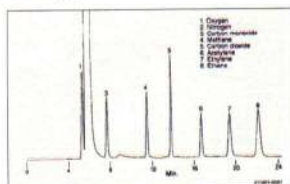
Distillation.



Balance analytique.



Chromatographe.



Chromatogramme.

Analyse par voie humide

On place la substance à étudier dans de l'eau distillée ou des acides afin de la dissoudre.

— Recherche des métaux

Le procédé systématique consiste à mélanger un **réactif** à la solution. Ce réactif a comme action de former un **corps insoluble** dans la solution qui se dépose au fond du récipient: en chimie, on dit que la substance précipite. Pour chaque groupe d'éléments, il existe un **réactif spécifique**. Une fois le **précipité** obtenu, on le sépare par filtration ou centrifugation.



Quelques précipités: sels de fer, de plomb et d'argent.

— Recherche des sels

La recherche des sels est moins systématique que la précédente. Certains sont recherchés directement sur la substance en ajoutant de **l'acide, de l'alcool ou de l'eau**. Si certains sels sont présents, un dégagement de gaz s'opère et le sel peut alors être identifié.

D'autres nécessitent des préparations d'où sont éliminés les métaux lourds. On fait bouillir le mélange et la fraction non-dissoute est éliminée par filtration. On prélève quelques centimètres cubes de la solution et on ajoute alors avec précaution un acide (en chimie, on dit acidifier) ou d'autres substances. Les différents sels sont alors identifiés par la couleur du précipité qu'ils forment ou par la couleur des substances elles-mêmes.

Le résidu insoluble que l'on avait séparé en début de préparation est analysé en le décomposant par **fusion** avec des réactifs solides. Selon la **couleur** du résidu, on peut déjà cerner l'élément en présence. L'oxyde de silicium, le charbon et le soufre font partie des résidus possibles. Le charbon se reconnaît au fait qu'il brûle complètement. La reconnaissance des autres produits est obtenue par de savants mélanges avec des réactifs spécifiques pour chaque élément.

La colorimétrie et la spectrophotométrie

On mesure la concentration d'une solution en **comparant sa capacité de transmettre la lumière**. On la compare alors avec un étalon. La spectrophotométrie utilise de la lumière d'une seule couleur.



Spectrophotomètre.

L'électrochimie

On peut détecter des substances à partir de certaines propriétés électriques comme la **conductibilité** ou la **polarité**.

La résonance magnétique nucléaire

Son principe est fondé sur le fait que certains **noyaux d'atomes**, comme l'hydrogène, ont des propriétés magnétiques qui peuvent varier selon la position de ces atomes dans la molécule. On mesure l'interaction de ces noyaux avec des champs magnétiques intenses.

La spectrométrie de masse

Des atomes ou des groupes d'atomes ionisés sont accélérés et déviés en fonction de leur masse, par l'utilisation de champs électriques et magnétiques.

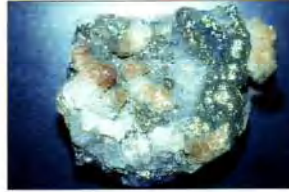


Spectromètre de masse.

Chapitre 4. Le tableau périodique des éléments

De tout temps, l'Homme a essayé de percer le mystère de la constitution de la matière. Le moyen le plus simple qui s'offrait à lui était de la casser. On se rend très vite compte que ce moyen a ses limites : déchirer une feuille de papier en morceaux de plus en plus petits ne donne aucune information sur la nature des constituants du papier. C'est une des raisons pour lesquelles il a fallu attendre très longtemps pour se forger un modèle de la matière : aucun appareil ou moyen de détection n'a réellement été efficace avant l'apparition du microscope (1590).

La vue comme le toucher d'un bloc de pyrite donnent une impression de continuité. Sur la photographie de pyrite prise au microscope électronique, on distingue cependant des parcelles séparées. La matière est en fait discontinue.



Pyrite (sulfure de fer) et calcite.

1 Atomes et dimensions

On sait maintenant que tout corps est composé de parcelles minuscules appelées **atomes**. Ces atomes sont si petits (invisible à l'œil nu) qu'il faudrait grossir 43 millions de fois un atome de fer pour qu'il atteigne la grosseur d'un centimètre... ou alors il faudrait 43 millions d'atomes de fer mis côte à côte pour former une chaîne de 1 centimètre.

De plus, on sait aussi que l'atome n'est pratiquement constitué que de... vide !

En son centre se trouve un noyau minuscule composé de **protons** et de **neutrons** autour duquel circulent des **électrons**.

La dimension du noyau est environ 100 000 fois plus petite que celle de l'atome. Ainsi, si le noyau était grossi à la taille d'une balle de ping-pong, le nuage d'électrons serait situé à plusieurs centaines de mètres de cette balle !



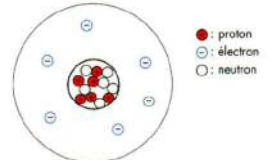
Pyrite grossie plusieurs milliers de fois...

2 Atome et électricité

Les trois particules élémentaires de ce modèle simple ont des propriétés électriques différentes :

- l'électron a une charge élémentaire négative.
- le proton a une charge élémentaire positive.
- le neutron n'a aucune charge électrique.

Sauf dans des conditions particulières, dans la matière qui nous entoure, chaque atome possède un nombre égal de protons et d'électrons.



Atome de carbone : modèle montrant les charges électriques.

3 Le tableau périodique des éléments

Un ensemble d'atomes ayant tous le même nombre de protons constitue une substance que l'on appelle « élément chimique ».

Exemples

- Le soufre est constitué d'atomes ayant tous 16 protons.
- L'or est constitué d'atomes ayant tous 79 protons.

Au total, il existe une centaine d'éléments, classés dans le tableau périodique qui, combinés, constituent toute la matière qui nous entoure, qu'elle soit minérale, végétale ou animale, que ce soit un gaz, un liquide ou un solide.

Exemple

Chauffons fortement du **sucre** : il se dégage de la vapeur d'eau. Le résidu noir qui reste au fond du récipient est principalement composé de **carbone**.

L'eau traversée par un courant électrique se décompose en **oxygène** et **hydrogène**.

Le sucre se compose de 3 éléments : le carbone, l'oxygène et l'hydrogène.

Dans le tableau périodique, chaque élément est caractérisé par le **numéro atomique Z** qui représente le **nombre de protons** de chacun de ses atomes (voir le tableau ci-contre).

Table of elements with atomic numbers and names. Columns include Actinium, Aluminum, Americium, Antimony, Argon, Arsenic, Barium, Bismuth, Boron, Bromine, Cadmium, Calcium, Cerium, Chlorine, Chromium, Cobalt, Cesium, Cerium, Copernicium, Francium, Gadolinium, Gallium, Germanium, Holmium, Hydrogen, Indium, Iodine, Iridium, Krypton, Lanthanum, Lead, Lithium, Lutetium, Magnesium, Manganese, Mercury, Molybdenum, Niobium, Osmium, Oxygen, Potassium, Radium, Rubidium, Rutherfordium, Samarium, Scandium, Selenium, Strontium, Tantalum, Tellurium, Thallium, Thulium, Tin, Titanium, Vanadium, Xenon, Ytterbium, Zinc, Zirconium.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Standard periodic table of elements with atomic numbers, symbols, and names. Includes annotations for 'SYMBÔLE', 'MASSE ATOMIQUE', 'ÉLÉMENTS MÉTAUX', 'ÉLÉMENTS NON MÉTAUX', 'ÉLÉMENTS TRANSITIONNELS', 'ÉLÉMENTS ALKALINS', 'ÉLÉMENTS HALOÏDES', 'ÉLÉMENTS GAZ ÉLÉMENTAIRES', 'ÉLÉMENTS SOLIDES', 'ÉLÉMENTS LIQUIDES', 'ÉLÉMENTS GAZEUX'.

Table of elements with atomic numbers, symbols, and names. Includes annotations for 'numéro atomique', 'nombre d'électrons par couche', 'symbôle', 'cations', 'anions', 'oxydation', 'valence', 'propriétés physiques', 'propriétés chimiques', 'abondance', 'densité', 'point de fusion', 'point d'ébullition', 'conductivité', 'résistivité', 'coefficient de dilatation', 'coefficient de compression', 'coefficient de compressibilité', 'coefficient de dilatation thermique', 'coefficient de dilatation volumique', 'coefficient de dilatation isotherme', 'coefficient de dilatation isobare', 'coefficient de dilatation isochore'.

Standard periodic table of elements with atomic numbers, symbols, and names. Includes annotations for 'numéro atomique', 'nombre d'électrons par couche', 'symbôle', 'cations', 'anions', 'oxydation', 'valence', 'propriétés physiques', 'propriétés chimiques', 'abondance', 'densité', 'point de fusion', 'point d'ébullition', 'conductivité', 'résistivité', 'coefficient de dilatation', 'coefficient de compression', 'coefficient de compressibilité', 'coefficient de dilatation thermique', 'coefficient de dilatation volumique', 'coefficient de dilatation isotherme', 'coefficient de dilatation isobare', 'coefficient de dilatation isochore'.

Table of elements with atomic numbers, symbols, and names. Includes annotations for 'numéro atomique', 'nombre d'électrons par couche', 'symbôle', 'cations', 'anions', 'oxydation', 'valence', 'propriétés physiques', 'propriétés chimiques', 'abondance', 'densité', 'point de fusion', 'point d'ébullition', 'conductivité', 'résistivité', 'coefficient de dilatation', 'coefficient de compression', 'coefficient de compressibilité', 'coefficient de dilatation thermique', 'coefficient de dilatation volumique', 'coefficient de dilatation isotherme', 'coefficient de dilatation isobare', 'coefficient de dilatation isochore'.

Ce tableau est constitué de plusieurs parties:

- Les éléments ne possédant pas ou pratiquement aucune activité chimique. Ils existent surtout sous la forme de gaz et sont peu abondants sur Terre d'où leur nom «**gaz rares**». On les appelle aussi parfois gaz nobles ou inertes (dernière colonne du tableau sur fond jaune).
- Les **non-métaux** qui figurent sur fond vert.
- Les **métaux** qui peuvent avoir une activité chimique très différente les uns des autres. On les a classés en deux groupes :
 - les **métaux de transition** sur fond bleu;
 - les **métaux** sur fond blanc.
- Les éléments dont le symbole figure en lettres éwidées sont des éléments instables (artificiels, radioactifs).

4 Le symbole chimique

Le nom de chaque élément est abrégé en chimie par un symbole international composé d'une ou de deux lettres.

Si le symbole n'est composé que d'une seule lettre, elle est toujours écrite par une majuscule qui ne correspond pas forcément à la première lettre du nom de l'élément en français.

Exemples

- H symbole de l'hydrogène
- N symbole de l'azote

Si le symbole est formé de deux lettres, la première est toujours une majuscule et la seconde une minuscule. Ce ne sont pas toujours les deux premières lettres de l'élément en français.

Exemples

- Na symbole du sodium
- Mg symbole du magnésium
- Au symbole de l'or
- Hg symbole du mercure



Lingots d'or.

Exemples

L'hydrogène a plusieurs isotopes notés : ^1H ^2H ^3H

Le nombre écrit en haut à gauche correspond au nombre de masse de l'isotope.

Pour connaître la masse moyenne des atomes qui constituent un élément, on tient compte de l'abondance de chaque isotope présent dans la nature; cette moyenne s'appelle la **masse atomique** de l'élément.

L'isotope le plus abondant de l'hydrogène est ^1H . La masse atomique de l'hydrogène est 1,008.

Isotopes	nombre de masse	nombre de protons	nombre de neutrons
^1H	1	1	0
^2H	2	1	1
^3H	3	1	2

Les isotopes de l'hydrogène.

Isotopes	%	nombre de masse	nombre de protons	nombre de neutrons	masse atomique de l'élément
^{10}C	traces	10	6	4	12,011
^{11}C	traces	11	6	5	
^{12}C	99	12	6	6	
^{13}C	0,9	13	6	7	
^{14}C	0,1	14	6	8	
^{15}C	traces	15	6	9	

Les isotopes du carbone.

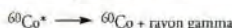
La radiothérapie ^{60}Co

La radiothérapie est une méthode médicale qui a pour but de faire subir des **lésions irréversibles aux cellules cancéreuses**, de façon qu'elles ne puissent plus se reproduire, en les bombardant de rayons.

Elle est applicable à des tumeurs localisées, mais déjà assez étendues.

Pour être efficaces, les doses d'irradiation doivent être suffisantes pour détruire complètement la tumeur.

Les sources d'irradiation peuvent être externes, comme les **rayons X**, les **rayons gamma du cobalt**:



Le cobalt 60 excité ($^{60}\text{Co}^*$) est obtenu en bombardant du ^{59}Co par une source de neutrons:



Dans ce cas un appareil irradie la lésion de l'extérieur.

Les sources de radiations peuvent également être internes, (par injection ou absorption) comme lors du traitement par l'iode radioactif d'un dérèglement de la glande thyroïde.



Radiothérapie au ^{60}Co .

5 Atome et masse

La masse d'un neutron est presque équivalente à celle d'un proton. L'électron a une masse si petite que l'on dit parfois qu'elle est négligeable (environ 2000 fois plus petite que celle du proton).

Par convention, le tableau périodique utilise une unité de masse différente du kilogramme: on prend comme **unité de masse celle d'un proton**, qui porte le nom d'**unité de masse atomique** (symbole: u).

Afin de connaître la composition du noyau d'un atome, on définit un nouveau nombre, le **nombre de masse A** qui correspond au **nombre de protons plus le nombre de neutrons** d'un noyau.

$$\begin{aligned} A &= \text{nombre de protons} + \text{nombre de neutrons} \\ Z &= \text{nombre de protons} \\ N &= A - Z = \text{nombre de neutrons} \end{aligned}$$

Exemples

- Fluor $Z = 9$ $A = 19$ $N = 19 - 9 = 10$
- Calcium $Z = 20$ $A = 40$ $N = 40 - 20 = 20$

A l'aide du nombre de masse et du numéro atomique, on peut connaître le nombre de neutrons dans un noyau.

6 Masse atomique et isotopes

Des noyaux possédant le **même nombre de protons** (même numéro atomique) peuvent posséder différents nombres de neutrons. Ils correspondent au même élément et se trouvent donc dans la même case du tableau périodique, d'où leur nom. (en grec: iso = identique, topos = lieu).

1 Ecrire les symboles chimiques des éléments suivants:

- Chrome, titane, oxygène, carbone, soufre, magnésium, francium, nickel, manganèse.

2 Indiquer l'élément correspondant à chacun des symboles suivants:

- V F Zn B At Ag I S U

3 Quelles sont les trois particules élémentaires constituant un atome?

4 Pourquoi peut-on dire que la masse d'un atome correspond à la somme des masses des protons et des neutrons alors que l'atome possède aussi des électrons?

5 Pourquoi l'atome est-il globalement neutre?

6 Quel est l'atome qui possède 6 particules en tout?

7 Dans la liste suivante, souligner les éléments chimiques:

- plomb verre eau carbone
- air laiton cuivre papier
- fluor étain bronze hélium
- feu plastique arsenic acier

8 A quels éléments appartiennent les atomes possédant:

- a) 11 protons, 12 neutrons et 11 électrons
- b) 26 protons, 30 neutrons et 26 électrons
- c) 35 protons, 45 neutrons et 35 électrons

9 Quelles différences et quelles similitudes y a-t-il entre un proton et un neutron?

10 Trouver le nom de deux atomes différents possédant le même nombre de neutrons.

EXERCICES

11 Compléter le tableau suivant:

Élément	nombre atomique	masse atomique	nombre de neutrons	nombre d'électrons	nombre de masse	symbole de l'élément
sodium						
				23		
	30					Cl
		238,0				
					16	
			45			

12 Quelle différence y a-t-il entre ^{63}Cu et ^{65}Cu ?

13 Un atome possède 32 protons, 41 neutrons et 32 électrons.

- a) A quel élément appartient-il?
- b) Quelle est la masse atomique de cet élément?
- c) Combien d'électrons externes possède-t-il?

14 Donner six renseignements concernant l'arsenic à partir du tableau périodique.

Corrigé des exercices

La structure de la matière Exercice 1

Chrome: Cr titane: Ti oxygène: O carbone: C soufre: S
magnésium: Mg francium: Fr nickel: Ni manganèse: Mn.

La structure de la matière Exercice 2

V: vanadium F: fluor Zn: zinc B: bore Ar: argon
Ag: argent I: iode S: soufre U: uranium.

La structure de la matière Exercice 3

Dans le noyau il y a des **protons** et des **neutrons**; autour du noyau il y a des **électrons**.

La structure de la matière Exercice 4

La masse de l'électron est environ 2000 fois plus faible que celle du proton ou du neutron. Elle est négligeable dans le calcul de la masse d'un atome.

La structure de la matière Exercice 5

La valeur absolue de la charge électrique du proton est égale à celle de l'électron. L'atome comporte autant de protons chargés positivement, que d'électrons chargés négativement. D'où une charge globale nulle.

La structure de la matière Exercice 6

L'atome d'hélium possède 6 particules: 2 protons, 2 neutrons et 2 électrons.

La structure de la matière Exercice 7

Les éléments chimiques contenus dans la liste sont: le plomb **Pb**, le carbone **C**, le cuivre **Cu**, le fluor **F**, l'étain **Sn**, l'hélium **He**, l'arsenic **As**; ils figurent dans le tableau périodique.

La structure de la matière Exercice 8

Le nombre de protons du noyau caractérise un élément (c'est le numéro atomique).

11 protons: sodium (**Na**)

26 protons: fer (**Fe**)

35 protons: brome (**Br**)

La structure de la matière Exercice 14

Arsenic: symbole: As
n°atomique: 33
masse atomique: 74,921
nombre de neutrons: 42
nombre d'électrons: 33
nombre de masse: 95

La structure de la matière Exercice 9

Un proton porte une charge électrique positive, un neutron est électriquement neutre.

Leurs masses sont voisines.

Le nombre de protons détermine l'élément chimique tandis que le nombre de neutrons peut être variable pour un même élément (isotopes).

La structure de la matière Exercice 10

Le fluor (F) et le néon (Ne) possèdent tous deux 10 neutrons; le bore (B) et le carbone (C) 6 neutrons; le sodium (Na) et le magnésium (Mg) 12 neutrons...

On calcule le nombre de neutrons par différence entre le nombre atomique A et le numéro atomique Z.

La structure de la matière Exercice 11

Élément	numéro atomique	masse atomique	nombre de neutrons	nombre d'électrons	nombre de masse	symbole de l'élément
sodium	11	22,98	12	11	23	Na
Vanadium	23	50,94	28	23	51	V
Zinc	30	65,38	35	30	65	Zn
Chlore	17	35,45	18	17	35	Cl
Uranium	92	238,0	136	92	238	U
Oxygène	8	15,99	8	8	16	O
Brome	35	79,90	45	35	80	Br

La structure de la matière Exercice 12

⁶³Cu et ⁶⁵Cu sont deux isotopes du cuivre. ⁶³Cu possède 29 protons et 34 neutrons. ⁶⁵Cu possède 2 neutrons de plus que ⁶³Cu.

La structure de la matière Exercice 13

a) L'atome correspondant est le germanium (Ge).

b) Sa masse atomique vaut 72,59.

c) Il possède 4 électrons externes.

- 34 -

Chapitre 5. Matière et molécules. Les liaisons chimiques

L'ensemble de la matière est construite à partir d'une centaine d'éléments; cependant, le monde qui nous entoure est en grande majorité constitué de substances contenant des atomes différents liés entre eux par des attaches solides: les liaisons chimiques.

1 Les électrons

Une étude approfondie de la **lumière émise par la matière** excitée à haute température, complétée par les recherches théoriques du physicien danois Niels Bohr nous a permis de savoir que les électrons se répartissent autour du noyau, suivant un ordre particulier.

Dans le modèle proposé par Bohr, l'énergie des électrons de l'atome n'est pas la même pour tous. On dit que les électrons se répartissent « **en couches** ».

Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.

La structure électronique d'un atome est la **répartition des électrons** de cet atome dans les différentes couches.

C'est la **dernière couche (couche externe ou périphérique)** de cette structure qui détermine les caractéristiques chimiques des atomes constituant les éléments.

Dans cette dernière couche, les électrons forment des **paires** (association de deux électrons) ou restent seuls (**électrons célibataires**).

Exemples

Un atome de lithium a 3 électrons (une paire sur la première couche et un célibataire sur la deuxième couche); on peut le représenter ainsi:



Un électron célibataire.



Une paire d'électrons associés.

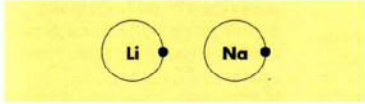


Grains de lithium.

Un atome de sodium a 11 électrons (une paire sur la première couche, quatre paires sur la deuxième couche et un célibataire sur la troisième couche); on peut le représenter ainsi:

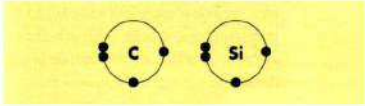


Ces deux éléments n'ont qu'un seul électron sur la couche externe; comme c'est généralement le seul qui compte pour définir leurs caractéristiques chimiques, on simplifie leur représentation de la manière suivante:



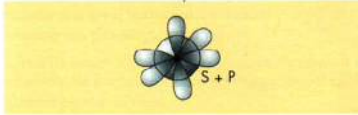
Ils sont placés dans la même colonne du tableau périodique: la colonne **IA** qui contient les atomes qui ont 1 électron de plus que les gaz inertes.

Le carbone et le silicium ont quatre électrons sur la couche externe, on simplifie leur représentation de la manière suivante:

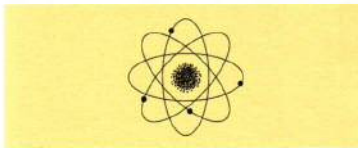


Ils ont les mêmes propriétés chimiques et sont placés dans la même colonne du tableau périodique: la colonne **IV A** qui contient les atomes qui ont 4 électrons sur leur dernière couche électronique.

Les orbitales peuvent se superposer:

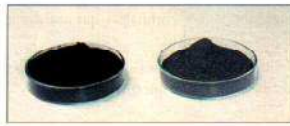
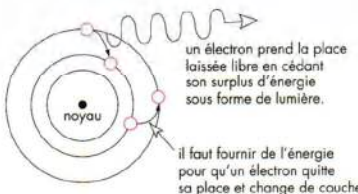


Chaque niveau d'énergie (couches K, L, M, ...) a ses propres orbitales (s, p, d, f); toutes ces orbitales sont imbriquées les unes dans les autres... on comprend pourquoi cette représentation ne peut pas être dessinée et qu'aujourd'hui encore on préfère des images qui s'inspirent du modèle de Bohr:



3 L'énergie des électrons

Les électrons sont attirés par les protons et réciproquement (charges électriques opposées). Il faut leur fournir de l'énergie pour les éloigner du noyau; réciproquement, ils vont restituer cette énergie (généralement sous forme de chaleur ou de rayonnement) lorsqu'ils peuvent «descendre» sur une couche inférieure; c'est le principal phénomène que nous utilisons pour produire des rayonnements en général et de la lumière en particulier.



Carbone et silicium en poudre.



Feu de bois.



Feu d'artifice.

2 Le modèle de Bohr Les orbitales

Le modèle atomique de Bohr décrit l'atome avec un noyau au centre et des électrons sur des orbites circulaires plus ou moins éloignées du noyau; l'éloignement de ces orbites correspond au niveau d'énergie de chaque couche.

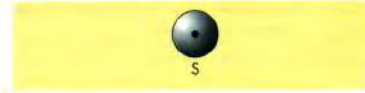
Ce modèle est dépassé car on sait aujourd'hui que les électrons ne tournent pas autour du noyau comme des planètes autour d'un soleil. Malgré cela, le modèle de Bohr est très utile car il permet de raisonner sur l'énergie des électrons (voir le paragraphe suivant); pour cette raison, on parle encore de «couches» électroniques, même si elles représentent plus des niveaux d'énergie que la position réelle des électrons.

Actuellement, on décrit la position des électrons dans des orbitales qui sont des zones de l'espace où se trouvent les électrons en question. Du point de vue énergétique, ces orbitales peuvent être considérées comme des sous-couches de couches principales du modèle de Bohr. La description détaillée de ces orbitales dépasse l'ambition de ce chapitre.

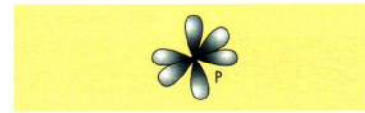
Où se trouvent les électrons?

On calcule que leur position devrait se situer dans des espaces nommés «orbitales» qui ont des formes spécifiques. En voici deux:

- L'orbitale de type «s» décrit la position des électrons dans une sphère qui entoure le noyau:



- L'orbitale de type «p» décrit la position des électrons dans des zones qui ressemblent à des ballons gonflables dont le nœud serait situé dans le noyau:



Niels BOHR (suédois, 1885-1962) reçut le prix Nobel 1922 pour son modèle planétaire de l'atome. Dans ce modèle, le noyau de l'atome (point noir au centre) est entouré d'électrons qui se trouvent sur des couches (K, L, M, ...) de plus en plus éloignées du noyau:

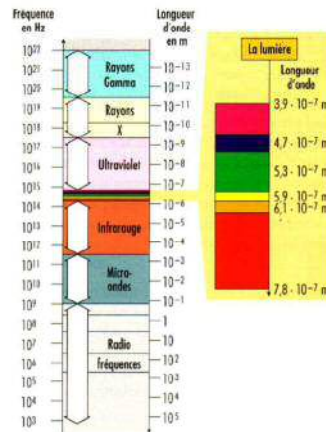


Plus l'orbite de l'électron est proche du noyau, plus l'électron est stable. Les électrons éloignés du noyau peuvent facilement réagir en libérant de l'énergie (en prenant une position plus proche du noyau); ils sont aussi plus faciles à «enlever» de l'atome que les électrons proches du noyau.

Les électrons proches du noyau peuvent difficilement réagir en libérant de l'énergie (ils sont déjà dans une position proche du noyau); ils sont aussi difficiles à «enlever» de l'atome.

Le modèle atomique de Bohr est une manière simplifiée de se représenter les atomes; il ne décrit pas leur structure réelle. Un modèle est une représentation simplifiée de la réalité qui nous permet de faire des raisonnements et de tirer des conclusions. Plus ces conclusions se vérifient dans la réalité expérimentale et plus le modèle a de valeur. Pour les chercheurs du CERN (centre européen de recherches nucléaires), le modèle de Bohr est insuffisant; il est par contre suffisant pour notre étude des liaisons chimiques.

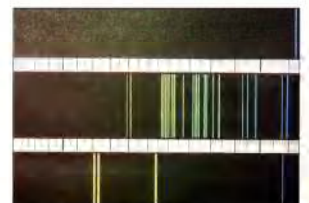
La lumière est, par définition, la partie **visible** du spectre des rayonnements électromagnétiques; la majorité d'entre eux est **invisible**:



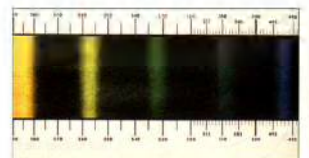
Signature des atomes

Pour des atomes isolés, ce qui est le cas de beaucoup de gaz, l'ensemble des photons émis constitue le spectre caractéristique de cet atome; c'est la «signature lumineuse» qui permet de l'identifier. C'est de cette manière que l'on a décelé la présence d'hélium à la surface du Soleil avant de le découvrir sur la Terre.

Le contraire se produit aussi: la lumière provenant d'une étoile et traversant une couche de gaz présente des «trous» caractéristiques; on parle alors de spectre d'absorption qui permet également l'identification du gaz.



Spectres d'émission Sr, Fe, Hg.

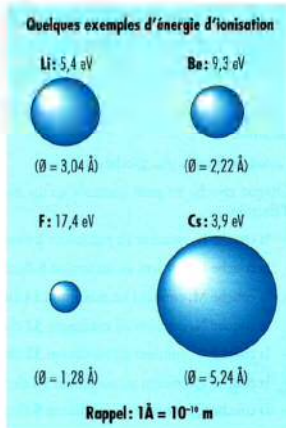


Spectre d'absorption KMnO₄.

On peut mesurer l'énergie qu'il faut fournir à l'électron le plus extérieur d'un atome pour l'enlever. Cette énergie, nommée **énergie d'ionisation**, est d'autant plus petite que l'électron sera plus éloigné du noyau.

Lorsqu'un atome a perdu un ou plusieurs électrons, il se transforme en *ion positif* (le bilan des charges montre un ou plusieurs protons en excès).

On mesure l'énergie d'ionisation d'un atome en électronvolts (1 eV = 1,6 · 10⁻¹⁹ J).



Nous constatons que, pour les éléments ci-dessus, l'énergie pour enlever un électron de l'atome est d'autant plus faible que le diamètre de l'atome est grand.

4 La structure électronique des atomes

Les électrons se répartissent par couches autour du noyau des atomes.

La couche K est la plus proche du noyau.

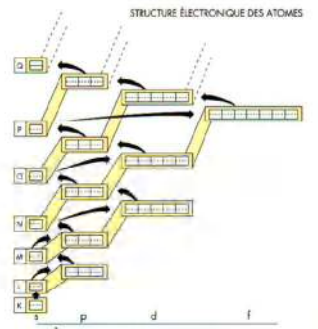
Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons :

- la couche K, contient au maximum 2 électrons
- la couche L, contient au maximum 8 électrons
- la couche M, contient au maximum 18 électrons
- la couche N, contient au maximum 32 électrons
- la couche O, contient au maximum 32 électrons
- la couche P, contient au maximum 18 électrons
- la couche Q, contient au maximum 8 électrons

Les électrons appartenant à une couche donnée possèdent des énergies voisines.

Plus on s'éloigne du noyau, plus les couches ont une énergie élevée.

Voici un tableau qui, rempli progressivement de bas en haut, permet de déterminer la structure électronique de la plupart des atomes.



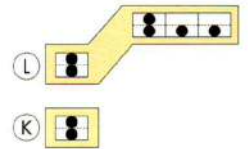
Les pointillés indiquent que le tableau est incomplet.

Règles d'utilisations du tableau

1. On place 2 électrons par « case » au maximum.
2. On remplit d'abord les cases les plus basses (correspondant à la plus basse énergie). Puis on suit les flèches.
3. Si la dernière couche (couche externe) est incomplète, on place le maximum d'électrons célibataires, c'est-à-dire un par case.

Exemple

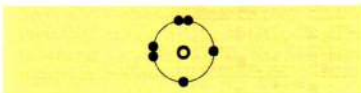
La structure électronique de l'oxygène : dans le tableau périodique, on voit que Z = 8. L'oxygène possède 8 électrons. Les électrons se placent ainsi :



Cela signifie que :

- la couche électronique K possède 2 électrons
- la couche électronique L possède 6 électrons répartis en :
 - 2 paires (2 cases pleines)
 - 2 électrons célibataires (2 cases à demi-pleines).

La représentation des électrons périphériques pour l'oxygène est la suivante :



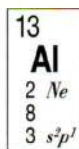
Cette représentation est connue sous l'appellation « notation de Lewis ». Gilbert Newton Lewis (1875-1946) était un chimiste et physicien américain ; il proposa la notion de covalence en 1913.

On trouve les renseignements sur la structure électronique des atomes dans le tableau périodique de la page suivante.

- Au haut de chaque colonne numérotée de IA à VIIIA, on retrouve la notation de Lewis de tous les atomes de la colonne.
- Dans chaque case, à gauche sous le symbole de l'élément, on trouve le nombre d'électrons de chaque couche (K, L, M, ...) de haut en bas.
- Dans chaque case, à droite sous le symbole de l'élément et en face de chaque couche, on trouve la répartition des électrons dans les orbitales (s, p, d, ...) de cette couche. Pour gagner de la place, on a parfois indiqué le symbole d'un gaz rare qui représente toutes les orbitales non indiquées dans la case ; les orbitales indiquées s'ajoutent donc à la structure électronique du gaz rare noté.

Exemple

L'élément aluminium (Al, numéro atomique = 13) porte les indications « Ne » et « s²p¹ » au niveau de la couche M. Cela signifie que l'aluminium a des couches K et L identiques à celles du néon (Ne) et que sa couche M comporte 2 électrons dans une orbitale de type s (s²) et un électron dans une orbitale de type p (p¹).



5 Les molécules

Tous les jours, souvent sans s'en rendre compte, on réalise ou on observe des réactions chimiques : craquer une allumette, confectionner du caramel, abandonner un fruit qui pourrit : autant de situations où des corps se transforment.

La matière n'est pas immuable (immuable = ne changeant jamais) ; mise en contact avec d'autres substances, soumise à l'action de la lumière, de la chaleur, de l'électricité, elle peut se transformer et se présenter sous une nouvelle forme avec des propriétés spécifiques.

EXPÉRIENCE

Porter au rouge dans une flamme, un bâton de fusain (principalement composé de carbone).



Combustion du carbone (fusain).

Ce que nous apprend cette expérience

Le fusain brûle avec une vive incandescence et semble disparaître. En fait, les atomes de carbone se sont combinés avec ceux de l'oxygène de l'air pour former un nouveau corps : le gaz carbonique. **La plus petite partie de ce gaz est une molécule** composée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène. Cette transformation est une réaction chimique qui transforme des atomes distincts en molécules contenant ces atomes.

Si la matière n'était formée que d'atomes isolés, il n'existerait qu'une centaine de possibilités de corps différents. Un seul regard autour de soi permet de se rendre compte qu'il en existe une infinité. Celle-ci s'explique par toutes les possibilités de combinaison entre les atomes.

Le gaz carbonique peut être mis en évidence à l'aide d'eau de chaux (solution d'hydroxyde de calcium).



Le lait de chaux a un pH élevé (basique).

EXPÉRIENCE

Préparation de l'eau de chaux

En ajoutant de l'eau à la chaux vive, on obtient de la chaux éteinte. Bien mélangé, ce liquide a un aspect laiteux, appelé lait de chaux. En filtrant ce lait, on obtient un liquide limpide appelé eau de chaux (hydroxyde de calcium). Celle-ci contient des particules de chaux éteinte dissoute qui ont la particularité de réagir avec le gaz carbonique. Cette réaction trouble l'eau de chaux et permet ainsi d'identifier la présence de gaz carbonique.

Notation de la formule d'une molécule

La formule brute d'une molécule est formée des symboles des éléments ainsi que du nombre d'atomes (écrit en indice) qui la constituent.

Exemples

- La molécule d'oxygène gazeux est formée de deux atomes d'oxygène (O). Sa formule brute s'écrit O_2 . 3 molécules d'oxygène s'écriraient : $3 O_2$.
- La molécule de gaz carbonique est composée d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène. Elle a pour formule brute CO_2 .
- Une molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène (H) et d'un atome d'oxygène (O). Sa formule brute est H_2O . Dix molécules d'eau s'écriraient : $10 H_2O$.
- Une molécule d'acide sulfurique possède deux atomes d'hydrogène (H), un atome de soufre (S) et quatre atomes d'oxygène (O). On l'écrit H_2SO_4 .
- Une molécule de glucose, composée de six atomes de carbone, douze atomes d'hydrogène et six atomes d'oxygène, se note $C_6H_{12}O_6$.



Molécule d'oxygène (O_2).



Molécule d'eau (H_2O).



Molécule de gaz carbonique (CO_2).

6 L'origine des liaisons chimiques

Si on peut photographier les éléments qui lient deux wagons d'un même train ou les rivets qui tiennent ensemble les éléments de la tour Eiffel, il n'en va pas de même pour les liaisons chimiques qui attachent ensemble les atomes d'une même molécule.

Que savons-nous d'une liaison chimique ? Elle implique les électrons de la dernière « couche ». Ces électrons sont tantôt très réactifs (comme ceux de l'oxygène par exemple), tantôt absolument pas réactifs (comme ceux de tous les gaz inertes) ; pourtant il n'y a aucune différence entre les électrons de l'oxygène et ceux de l'hélium ou du néon.

Puisque nous ne savons pas « photographier » les électrons qui lient les atomes, nous en sommes réduits à imaginer des règles et des mécanismes, c'est-à-dire des modèles qui correspondent le mieux possible aux observations expérimentales. Chacune de ces règles a de nombreuses exceptions.

La règle de l'octet

Tous les atomes, sauf les gaz inertes, possèdent une structure électronique dont les orbitales s et p de la dernière couche ne sont pas totalement remplies ; réciproquement, les gaz inertes ont tous des orbitales s et p totalement remplies.

Avoir une dernière couche constituée de huit électrons sur des orbitales s et p totalement remplies correspond à une très grande stabilité, donc à une très faible réactivité ; **la règle de l'octet postule que les liaisons chimiques permettent aux atomes de s'entourer d'un environnement électronique qui ressemble le mieux possible à celui du gaz inerte qui leur est le plus proche.**

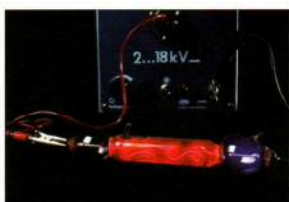
Voici un tableau présentant la répartition des électrons des gaz rares. Leur dernière couche contient toujours huit électrons (sauf l'hélium qui, n'ayant que deux protons dans le noyau, ne peut pas avoir plus de deux électrons) :

Numéro atomique	Symbole	couche K	couche L	couche M	couche N	couche O	couche P
2	He	2					
10	Ne	2	8				
18	Ar	2	8	8			
36	Kr	2	8	18	8		
54	Xe	2	8	18	18	8	
86	Rn	2	8	18	32	18	8

Dans toutes les réactions chimiques spontanées, les atomes vont globalement tendre à imiter la situation des gaz inertes en prenant les électrons qui manquent sur leur dernière couche ou en donnant ceux qui s'y trouvent pour que l'avant-dernière couche (qui est complète) devienne ainsi la dernière.

Les atomes de la gauche du tableau périodique (colonnes IA et IIA par exemple) auront tendance à perdre les électrons de leur dernière couche pour « découvrir » l'avant-dernière qui est identique à celle du gaz inerte qui se trouve dans l'ordre des numéros atomiques. Le potassium (K) aura le même environnement électronique que l'argon (Ar) s'il « cède » un électron à un autre atome.

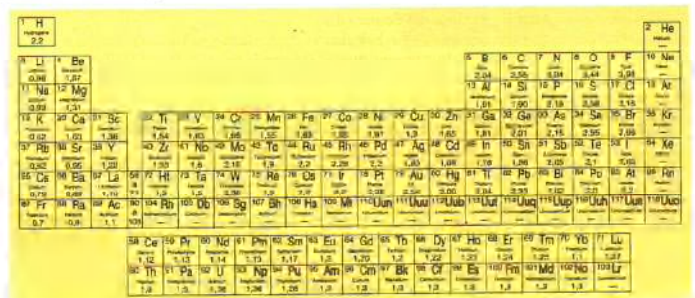
Les atomes de la droite du tableau périodique (colonnes VIA et VIIA par exemple) auront tendance à compléter leur dernière couche pour la rendre identique à celle du gaz inerte qui les suit dans l'ordre des numéros atomiques. Le soufre (S) aura le même environnement électronique que l'argon (Ar) s'il « prend » deux électrons à un autre atome.



Tube luminescent contenant un gaz rare.

L'électronégativité

L'affinité d'un élément pour les électrons peut se quantifier par rapport à celle du fluor. Les nombres figurant sur les échelles d'électronégativité sont des valeurs relatives permettant de comparer les atomes entre eux et de savoir lequel a la plus grande tendance à capturer des électrons. Plus la différence entre les électronégativités de deux atomes est grande, plus ils auront tendance à réagir chimiquement entre eux ; cela permet de prévoir quel type de liaison pourrait les unir. Les gaz inertes n'entrent pas dans cette échelle car leur structure électronique est si stable qu'ils n'établissent presque jamais de liaison chimique.



Les éléments ayant une très grande tendance à capturer les électrons sont nommés **oxydants** par similitude avec l'oxygène qui est le corps le plus répandu ayant nettement cette propriété. Nous les trouvons à droite du tableau périodique (si nous exceptons les gaz inertes).

Les éléments ayant une très faible affinité pour les électrons sont nommés **réducteurs**. Ces atomes sont des donneurs d'électrons. Nous les trouvons à gauche du tableau périodique.

Dans une réaction chimique, nous donnerons donc le qualificatif de **réducteur** au donneur d'électrons et celui d'**oxydant** au preneur d'électrons.

Chaque atome est oxydant par rapport à ceux qui ont une électronégativité plus petite et réducteur par rapport à ceux qui ont une électronégativité plus grande.

Exemple : Le carbone est oxydant pour l'hydrogène mais réducteur pour l'oxygène.

Les états d'oxydation

Quel est le nombre d'électrons (e^-) que chaque atome peut donner ou prendre dans une liaison chimique?

La réponse se trouve dans le tableau périodique sous forme d'une série de nombres positifs ou négatifs:

les états d'oxydation.

Chaque valeur indique une possibilité de liaisons; les valeurs positives indiquent le nombre des e^- que l'atome peut donner et les valeurs négatives le nombre des e^- qu'il peut prendre.

Exemples

Le calcium (2) peut seulement donner 2 e^- .

Le carbone (2, 4, -4) peut capturer 4 e^- , donner 2 e^- ou donner 4 e^- .

Le plus souvent, il en donne 4 ou en prend 4; pour cette raison, ces chiffres sont en gras.

7 La représentation des liaisons chimiques

Les atomes se lient chimiquement en modifiant la position d'un ou plusieurs électrons de leur dernière couche. On représente les liaisons chimiques par des traits qui symbolisent en général un lien constitué de deux électrons (chaque atome en fournit un). Partons de la notation de Lewis d'un atome isolé comme le fluor (F):



On remarque qu'il lui manque 1 électron pour réaliser «l'octet» comme le néon.

Si nous prenons deux atomes de fluor, ils pourront chacun mettre en jeu leur électron célibataire pour constituer une paire qui pourra compléter en même temps la dernière couche de chacun des deux atomes; on parle de *mise en*

9 Les corps composés

L'étude de ce paragraphe permet de répondre à trois questions:

Comment savoir si deux atomes pris au hasard sur le tableau périodique peuvent se lier chimiquement?

Pour que deux atomes différents se lient, il faut qu'ils puissent avoir des états d'oxydation de signe opposé (l'un doit être le donneur d'électrons et l'autre le preneur d'électrons).

Exemples

- Les métaux et les métaux de transition (en blanc et en bleu sur le tableau périodique) ne peuvent pas se lier entre eux puisqu'ils n'ont que des états d'oxydation positifs.
- Le carbone et l'hydrogène peuvent se lier chimiquement.
- Le fer et le soufre peuvent se lier chimiquement.
- Le carbone et l'oxygène peuvent se lier chimiquement.

Si les atomes peuvent se lier, quelles sont les molécules théoriquement possibles?

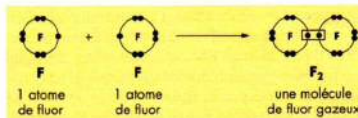
Si la liaison est possible, le preneur d'électrons est celui qui possède un état d'oxydation négatif. Si les deux éléments ont un état d'oxydation négatif (comme le carbone et le soufre), on considérera que le preneur d'électrons est celui qui a la plus grande électronégativité.

Dans une molécule, la somme des états d'oxydation des atomes doit être nulle.

Exemples

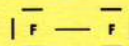
- Le carbone (C) et l'hydrogène (H) peuvent se lier chimiquement: l'hydrogène avec un état d'oxydation «1» et le carbone avec un état d'oxydation «-4». Il n'y a qu'une seule possibilité: CH_4 .
- Le fer (Fe) et le soufre (S) peuvent se lier chimiquement: le fer avec un état d'oxydation «2 ou 3» et le soufre avec un état d'oxydation «-2». Il y a deux possibilités: FeS et Fe_2S_3 .
- Entre le carbone (C) et l'oxygène (O), c'est l'oxygène qui a l'électronégativité la plus élevée: le carbone aura donc un état d'oxydation «2 ou 4» et l'oxygène un état d'oxydation «-2». Il y a deux possibilités: CO et CO_2 .

commun. Cela constitue une liaison chimique entre les deux atomes de fluor (F) qui forment alors une molécule de fluor gazeux (F_2):



Cette molécule n'est généralement pas dessinée d'une manière aussi compliquée.

Elle peut être dessinée avec la notation de Lewis, où chaque trait représente une paire d'électrons:



Une représentation encore plus simple qui n'indique que les liaisons (chacune par un trait), mais elle ne permet pas de vérifier si la règle de l'octet est respectée.

Nous la nommerons notation des liaisons:



8 Les corps simples

La plupart des corps simples sont formés par la juxtaposition d'atomes liés par des forces réticulaires ou de cohésion ou même sans aucune liaison comme dans les gaz inertes.

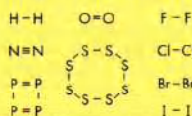
Peu d'entre eux sont formés de molécules:

H_2 ; C_{60} et C_{70} (fullérènes); N_2 ; P_4 ; As_4 ;

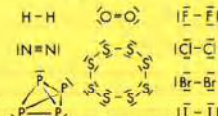
O_2 ; O_3 (ozone); S_8 ; F_2 ; Cl_2 ; Br_2 et I_2 .

Exemples

notation des liaisons



notation de Lewis



- Entre le carbone (C) et le soufre (S), c'est le soufre qui a l'électronégativité la plus élevée; le carbone aura donc un état d'oxydation «2 ou 4» et le soufre un état d'oxydation «-2». Il y a deux possibilités: CS et CS_2 .

- Entre le soufre (S) et l'oxygène (O), c'est l'oxygène qui a l'électronégativité la plus élevée: le soufre aura donc un état d'oxydation «2, 4 ou 6» et l'oxygène un état d'oxydation «-2». Il y a trois possibilités: SO , SO_2 et SO_3 .

De quel type de liaisons s'agit-il?

Les propriétés d'une liaison dépendent de la position des électrons responsables de la liaison; on indique ci-dessous la position des électrons de la liaison par une zone hachurée.

Cette position dépend de la différence entre les valeurs de l'électronégativité des deux atomes liés. La frontière entre les différents types de liaison n'est pas strictement définie. Les valeurs limites données ci-dessous sont généralement admises, même si elles ne sont qu'indicatives.

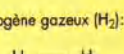
- Si la différence d'électronégativité est faible (moins de 0,5), les électrons de la liaison seront en moyenne à égale distance des deux atomes; c'est une **liaison covalente non polarisée**. On se représente les électrons de liaison en mouvement permanent, avec une position moyenne équidistante des noyaux des deux atomes. C'est en particulier le cas pour les corps simples composés (voir le § 8).

Avertissement

Avec un modèle simple comme celui que nous utilisons dans ce chapitre, on ne peut pas savoir si toutes les molécules théoriquement possibles existent réellement! D'autre part, il existe aussi des molécules que ce modèle de construction ne permet pas de prévoir.

Exemples

notation des liaisons



notation des liaisons avec position des électrons de liaison



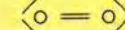
notation de Lewis



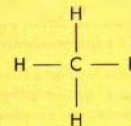
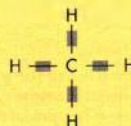
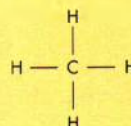
- L'oxygène gazeux (O_2):



notation de Lewis



- Le méthane ou gaz naturel (CH_4):



- Si la différence d'électronégativité est plus importante (comprise entre 0,5 et 1,7), les électrons de la liaison seront globalement plus proches de celui qui a l'électronégativité la plus élevée (l'oxydant).

C'est une **liaison covalente polarisée**.

On constate l'apparition de charges électriques partielles de part et d'autre de la liaison; cela peut polariser globalement la molécule comme c'est le cas pour l'eau. Les propriétés physiques et chimiques des molécules sont fortement influencées par une telle polarisation.

Exemples

notation des liaisons	notation des liaisons avec position des électrons de liaison	notation de Lewis
<ul style="list-style-type: none"> L'eau (H₂O): 	<p>différence d'électronégativité = 1,24</p>	
<ul style="list-style-type: none"> L'ammoniac (NH₃): 	<p>différence d'électronégativité = 0,84</p>	

- Si la différence d'électronégativité est très importante (plus que 1,7), les électrons de la liaison seront complètement capturés par l'oxydant; si la molécule se trouve en solution dans l'eau, les deux atomes se séparent et deviennent des ions chargés respectivement «+» pour le réducteur et «-» pour l'oxydant.

Ce type de liaison est nommé **liaison ionique** ou **électrovalence**.

Exemples

notation des liaisons	notation des liaisons avec position des électrons de liaison	notation de Lewis
<ul style="list-style-type: none"> Le chlorure de sodium ou sel de cuisine (NaCl): 	<p>différence d'électronégativité = 2,23</p>	
<ul style="list-style-type: none"> Le fluorure d'hydrogène ou acide fluorhydrique (HF): 	<p>différence d'électronégativité = 1,78</p>	

- L'atome de chlore a **gagné un électron**. Il devient chargé négativement. On le nomme **anion** ou **ion négatif**.

On écrit la formule brute de cet anion : Cl⁻.

On comprend maintenant pourquoi le courant se déplace dans l'eau salée : **ce sont les ions qui se déplacent** dans l'eau. Le terme ion provient du grec (via l'anglais), et signifie justement allant, se déplaçant.

- Dans certains cas, la notation de Lewis permet d'affiner la description des liaisons; en effet, lorsque le nombre de liaisons sur un atome dépasse quatre, il y a des chances que la molécule comporte des **liaisons de coordination**.

EXPÉRIENCE Brûler du soufre dans l'air. L'analyse des produits de combustion met en évidence l'existence de trois molécules : SO, SO₂, SO₃. Comment expliquer l'existence de ces molécules ?

Ce que nous apprend cette expérience

La combustion est visualisée par une petite flamme bleue. De petites fumées blanchâtres apparaissent.

L'atome de soufre met en commun ses deux électrons célibataires avec ceux d'un atome d'oxygène pour former la molécule SO (par covalence normale). Les autres molécules ne peuvent pas s'expliquer par les modèles de liaisons précédents. On l'explique de la manière suivante:

Le soufre doit **mettre en commun une paire d'électrons** externes pour pouvoir se lier avec un deuxième atome d'oxygène. C'est la **covalence de coordination**.

Afin de permettre cette liaison, l'atome d'oxygène groupe ses deux électrons célibataires en une paire.

Remarque

La covalence de coordination ne peut apparaître que lorsque l'on a épuisé les possibilités de covalences normales.



Combustion du soufre dans l'oxygène.

EXPÉRIENCE

- 52 - Dans un récipient, on introduit de l'eau distillée. Réaliser le montage de la figure ci-contre, brancher le courant.

- Ajouter a) du sel de cuisine
- b) du sucre.



L'ampoule allumée met en évidence le passage du courant électrique.

Ce que nous apprend cette expérience

Dans un premier temps, on constate que l'ampoule reste éteinte : l'eau distillée ne laisse pas passer le courant électrique.

En ajoutant du sel de cuisine à l'eau distillée, le sel s'y dissout : on obtient de l'eau salée. L'eau salée laisse passer le courant électrique, car l'ampoule s'allume.

En ajoutant du sucre en poudre dans l'eau distillée, l'ampoule reste éteinte : l'eau sucrée ne laisse pas passer le courant.

Cette différence s'explique par la nature des liaisons chimiques constituant les molécules de sel et de sucre.

Lorsque le sucre se dissout dans l'eau, les molécules se séparent les unes des autres mais elles restent intactes : les covalences normales les constituant ne sont pas touchées.

Dans le cas du sel, il y a **dissociation de la molécule**. La liaison chimique qui la constitue se casse, car elle est fragile. En effet, le sel de cuisine est formé de sodium et de chlore : afin d'atteindre une structure électronique stable, l'atome de **chlore a gagné un électron** pour atteindre la structure électronique de l'argon. L'atome de **sodium a un électron** sur sa dernière couche. Il lui est plus facile de **le perdre** que d'acquiescer 7 électrons pour atteindre la structure électronique du gaz rare le plus proche, le Néon (Ne). Aussi l'a-t-il cédé à l'atome de chlore.

Ce type de liaison se nomme **électrovalence** ou **liaison ionique**. Cette liaison s'établit entre métaux (donneurs d'électrons) et non-métaux (accepteurs d'électrons).

L'atome de sodium a **perdu un électron**. Le nombre total d'électrons (charges négatives) n'est plus le même que le nombre de protons (charges positives) dans le noyau. L'atome est chargé positivement. On le nomme **cation** ou **ion positif**.

On écrit la formule brute de ce cation : Na⁺.

EXERCICES

1 Compléter le tableau:

élément	Na	Zn	Al	Cl	C	N	O	Ne	Br	I	U
nombre d'électrons externes											
nombre d'électrons célibataires											
nombre de paires d'électrons											

2 Donner le nombre d'électrons total et le nombre d'électrons externes avec leur répartition en paires et en célibataires des éléments suivants:

- phosphore aluminium fluor oxygène
- magnésium silicium argon lithium
- soufre brome

3 Un élément possède 3 électrons externes et sa masse atomique est environ 70 fois plus grande que celle de l'hydrogène. Quel est son nom ?

4 Un atome possède 32 électrons. Quel est son symbole ?
Ecrire sa structure électronique. Quel est le numéro de sa couche externe et combien d'électrons y a-t-il sur cette dernière couche ?

5 Ecrire la structure électronique des éléments suivants:
silicium calcium soufre nickel

6 Quels sont les atomes possédant comme structure électronique:
- 1² 2⁷
- 1² 2⁸ 3³
- 1² 2⁸ 3¹⁶ 4²

7 Une molécule d'acide sulfurique est composée de 2 atomes d'hydrogène, d'un atome de soufre et de 4 atomes d'oxygène.
Quelle est sa formule brute ?

8 L'eau est composée de 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
Ecrire sa formule brute. Comment écrire 3 molécules d'eau ?

9 L'urée est composée de 2 atomes d'azote, 4 atomes d'hydrogène, 1 atome de carbone et 1 atome d'oxygène.
Quelle est sa formule brute ? Ecrire aussi 5 molécules d'urée.

10 Dessiner la formule développée des molécules suivantes:
LiH AlCl₃ CO₂ CH₄ SiO₂
CH₃I

11 Représenter à l'aide des symboles chimiques 3 molécules d'acide carbonique possédant en tout: 6 atomes d'hydrogène, 3 atomes de carbone et 9 atomes d'oxygène.

12 Ecrire les formules développées des molécules suivantes:
NaCl MgBr₂ CaI LiF K₂O CaF₂

13 Donner le nombre d'électrons total et d'électrons externes des particules suivantes:
Be²⁺ Ar Br⁻ K⁺ C Al³⁺ Cu⁺

14 Compléter cette phrase:
Tous les gaz rares ont électrons externes, sauf l'hélium qui en a

15 Pour quelle raison un métal a-t-il tendance à perdre des électrons ?

16 Compléter le tableau:

atome ionisé	nombre d'électrons perdus	nombre d'électrons gagnés	métal ?	non-métal ?
Ca ²⁺				
O ²⁻				
K ⁺				
Li ⁺				
S ²⁻				
Mg ²⁺				
O ²⁻				



17 Développer des molécules stables contenant les éléments suivants, en précisant dans chaque cas les types de liaisons:
 a) Cl, O b) H, O c) Ga, Br
 d) Ti, Cl e) Na, O f) As, O

18 L'argon et le chlore peuvent-ils se lier entre eux ?
 Si oui, donner un exemple.
 Si non, expliquer pourquoi.

19 Soit les ions suivants:
 NO_2^- Mg^{++} Al^{+++} Cl^-
 PO_4^{---} S^{--} SO_4^{--}
 Donner toutes les molécules que l'on pourrait former en n'utilisant que ces ions.

20 Dessiner la formule développée des molécules suivantes:
 SO_2 SO_3 P_2O_4 P_2O_5

21 Est-il possible de former des molécules dont les atomes ne seraient liés que par des liaisons de covalence de coordination ?

Matière et molécules

Exercice 1

élément	No	Zn	Al	C	N	O	He	Ne	Y	Cl
nombre d'électrons externes	1	2	3	4	5	6	2	8	2	7
nombre d'électrons célibataires	1	0	1	2	3	2	0	0	0	1
nombre de paires d'électrons	0	1	1	1	1	2	1	4	1	3

Matière et molécules

Exercice 2

	P	Al	F	O	Mg	Si	Ar	Li	S	Br
Nombre total d'électrons	15	13	9	8	12	14	18	3	16	35
Nombre d'électrons externes	5	3	7	6	2	4	8	1	6	7
Nombre de paires d'électrons	1	1	3	2	1	1	4	0	2	3
Nombre d'électrons célibataires	3	1	1	2	0	2	0	1	2	1

Matière et molécules

Exercice 3

Le gallium (Ga). Structure électronique: 4^3 ou $4s^2p^1$

Matière et molécules

Exercice 4

Germanium (Ge). Structure électronique : $1^2 2^8 3^{18} 4^4$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^{10} 4s^2p^2$; il y a donc 4 électrons sur la dernière couche qui est la quatrième.

Matière et molécules

Exercice 5

Silicium (Si). Structure électronique: $1^2 2^8 3^4$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^2$
 Calcium (Ca). Structure électronique: $1^2 2^8 3^8 4^2$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6 4s^2$
 Soufre (S). Structure électronique: $1^2 2^8 3^6$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^4$
 Nickel (Ni). Structure électronique: $1^2 2^8 3^{16} 4^2$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^8 4s^2$

Matière et molécules

Exercice 6

Structure électronique $1^2 2^7$ ou $1s^2 2s^2p^5$ fluor (F)
 Structure électronique $1^2 2^8 3^3$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^1$ aluminium (Al)
 Structure électronique $1^2 2^8 3^{18} 4^2$ ou $1s^2 2s^2p^6 3s^2p^6d^8 4s^2$ nickel (Ni)

Matière et molécules

Exercice 7

La formule brute de l'acide sulfurique est H_2SO_4

Matière et molécules

Exercice 8

Formule brute de l'eau: H_2O ; 3 molécules d'eau s'écriront: $3 \text{H}_2\text{O}$

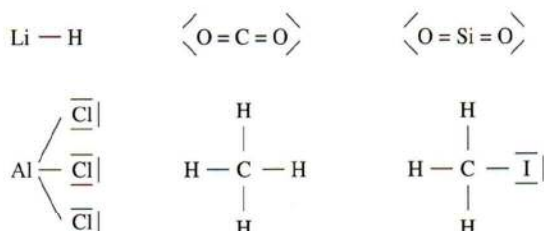
Matière et molécules

Exercice 9

Formule brute de l'urée: H_2NCONH_2 ou $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$;
 3 molécules d'urée s'écriront: $3 \text{H}_2\text{NCONH}_2$ ou $3 \text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Matière et molécules

Exercice 10



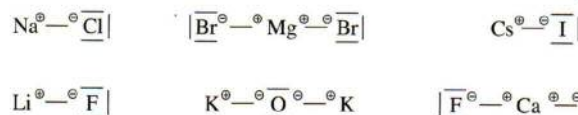
Matière et molécules

Exercice 11

3 molécules d'acide carbonique s'écriront $3 \text{H}_2\text{CO}_3$

Matière et molécules

Exercice 12



Matière et molécules

Exercice 13

	Be ⁺⁺	Ar	Br ⁻	K ⁺	C	Al ⁺⁺⁺	Cu ⁺
Nombre total d'électrons	2	18	36	18	6	10	28
Nombre d'électrons externes	2	8	8	0 (8) *	4	0 (8) *	0 (8) *

* La valeur entre parenthèses représente le nombre d'électrons sur la dernière couche effectivement occupée.

Matière et molécules

Exercice 14

Tous les gaz rares possèdent 8 électrons externes, sauf l'hélium qui n'en possède que 2.

Matière et molécules

Exercice 15

Les électrons externes des métaux sont faiblement liés; les métaux sont dits électropositifs.

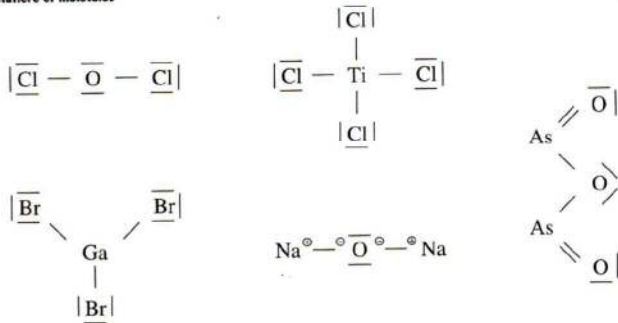
Matière et molécules

Exercice 16

atome ionisé	nombre d'électrons perdus	nombre d'électrons gagnés	métal ?	non-métal ?
Ca ⁺⁺	2	0	oui	non
Cl ⁻	0	1	non	oui
K ⁺	1	0	oui	non
Li ⁺	1	0	oui	non
S ⁻⁻	0	2	non	oui
Al ⁺⁺⁺	3	0	oui	non
O ⁻⁻	0	2	non	oui

Matière et molécules

Exercice 17



Matière et molécules

Exercice 18

L'argon (Ar) et le chlore (Cl) ne peuvent pas se lier entre eux. L'argon (Ar) possède une dernière couche complète (8 électrons), il est inerte.

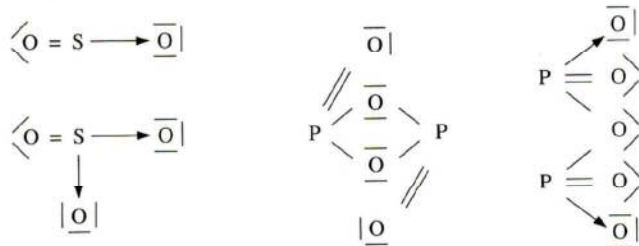
Matière et molécules

Exercice 19

Mg(NO ₂) ₂	MgCl ₂	Mg ₃ (PO ₄) ₂	MgS	MgSO ₄
Al(NO ₂) ₃	AlCl ₃	AlPO ₄	Al ₂ S ₃	Al ₂ (SO ₄) ₃

Matière et molécules

Exercice 20



Matière et molécules

Exercice 21

Il n'est pas possible de former des molécules ne comportant que des liaisons par covalence de coordination. On doit d'abord épuiser les possibilités de liaison par covalence normale.

Ce que nous apprennent ces expériences

La combustion de la bougie s'arrête après un certain temps, car elle a épuisé la quantité d'oxygène sous la cloche. Il en aurait été de même avec les autres combustibles qui tous nécessitent l'oxygène de l'air pour brûler. On dit de l'oxygène qu'il est le **comburant**.

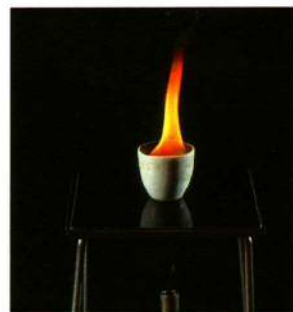
Le gaz peut brûler imparfaitement. En effet, l'apport d'oxygène est réglé par la virole du bec Bunsen et lorsqu'elle est fermée, on observe la formation de **suie** en plaçant une soucoupe au-dessus de la flamme: c'est du carbone. Le gaz naturel contient donc du carbone. D'autre part, l'analyse des vapeurs à l'eau de chaux permet de mettre en évidence un dégagement de **gaz carbonique**. On remarque en outre sur l'entonnoir (qui permet la récolte des produits de combustion) la présence de buée: c'est de l'eau. Ces constatations sont les mêmes avec la combustion du bois et du fuel. Cependant, dans ces cas, il reste un résidu après la combustion complète. Pour le fuel, on constate que ce sont les **vapeurs qui se consomment** et non directement le liquide. Le fait de chauffer le fuel améliore la vaporisation, et de ce fait la vitesse de combustion.

Tous les combustibles classiques sont à base de **carbone** et issu de la matière vivante animale ou végétale. On distingue les combustibles fossiles (pétrole, charbon, gaz naturel, etc.) et non fossiles (bois, tourbe, déchets végétaux, etc.).

2 Des combustions nouvelles

Poêle à charbon

En observant une flamme au dessus de charbons incandescents, on constate qu'elle a différentes couleurs. Le fait qu'elle soit jaune indique une **combustion incomplète**. Cette mauvaise combustion produit un gaz très toxique: le **monoxyde de carbone (CO)**. La présence d'une flamme **bleue** et courte au-dessus du charbon est le signe d'une **combustion complète**. En effet, cette couleur est produite par la combustion du monoxyde de carbone en formant le dioxyde de carbone (CO₂).



Combustion du fuel



Chapitre 6. Les combustibles et les hydrocarbures

Les combustibles et les hydrocarbures occupent une place de choix dans la vie moderne. On les utilise couramment pour le chauffage, les transports et la fabrication d'une multitude de produits.

1 Les combustibles

Autrefois, le mot combustible était réservé aux substances qui, chauffées à l'air, s'enflamment et continuent de brûler avec production de chaleur. Aujourd'hui, par extension, on appelle combustible l'uranium utilisé dans les centrales nucléaires. Il ne s'agit pas du tout du même phénomène. La combustion dégage souvent du gaz carbonique. Comme ce gaz est invisible et inodore, on utilise pour le mettre en évidence, de l'eau de chaux.

EXPERIENCE Allumer une bougie et la placer sous une cloche en verre.
Que déduire de l'observation ?



Combustion incomplète du gaz naturel: mise en évidence du carbone.

EXPERIENCE Mettre en évidence les produits de combustion du gaz du bec Bunsen.
a) Lorsque la virole du bec Bunsen est fermée.
b) Lorsque la virole du bec Bunsen est ouverte.



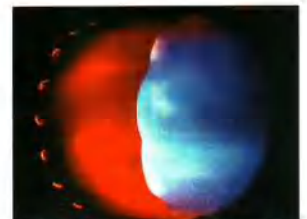
Combustion du gaz naturel: mise en évidence du dioxyde de carbone.

EXPERIENCE Enflammer un petit morceau de bois. Mettre en évidence les produits de combustion.

EXPERIENCE Placer dans un bécher du fuel à température ambiante. Essayer de l'enflammer à l'aide d'une allumette. Quelle manipulation suggérer pour que le fuel brûle mieux ? Mettre en évidence les produits de combustion.

Brûleur à fuel

Dans un brûleur à fuel (mazout), il est nécessaire de vaporiser le combustible. La photo ci-contre indique le principe d'un tel brûleur. Les gouttelettes sont projetées dans la flamme du brûleur où elles se vaporisent et s'enflamment.



Brûleur à fuel

Brûleur à gaz

Afin d'assurer une combustion complète du gaz naturel, on a mis au point un brûleur. Les trois parties principales sont l'injecteur (permet l'arrivée du gaz), le mélangeur (mélange le gaz à de l'air) et la tête de brûleur (où se produit la combustion). Ce système fonctionne correctement pour n'importe quel débit d'air. La couleur de la flamme indique si la combustion est complète. Le réglage de l'arrivée d'air permet d'éviter un mauvais fonctionnement.



Brûleur à gaz

3 Les hydrocarbures

Depuis une cinquantaine d'années, la chimie du pétrole n'a cessé de se développer. Elle a permis de réaliser des centaines de milliers de molécules différentes qui sont à la base de produits couramment utilisés, tels les **matières plastiques, les fibres synthétiques, les carburants, cosmétiques, médicaments, solvants, colorants...**

A la base de cette chimie, deux éléments sont omniprésents: le carbone et l'hydrogène. Cette chimie est devenue tellement importante qu'on en a fait une spécialisation: la **chimie organique**. Les hydrocarbures sont les molécules les plus simples de la chimie organique puisqu'ils ne sont composés que de **carbone et d'hydrogène**. Les sources d'hydrocarbures sont le **pétrole, le bois, le gaz naturel et le charbon**. On en trouve également dans la houille, les plantes et chez les êtres vivants. La quasi totalité (90%) des hydrocarbures est utilisée comme carburant ou combustible.



Tour de raffinerie

Propriétés des hydrocarbures

EXPÉRIENCE

Déterminez parmi les propriétés suivantes celles que possèdent un hydrocarbure (pétrole par exemple).

Combustible, soluble dans l'eau, soluble dans un autre hydrocarbure, conducteur d'électricité, solvant de corps gras.

Ce que nous apprend cette expérience

Cette expérience justifie l'emploi des hydrocarbures comme combustibles (gaz naturel, fuel, propane, butane) ou comme carburant (essences, gazole). Ils sont insolubles dans l'eau et dissolvent bien les corps gras. Comme ils se mélangent bien entre eux, cela permet des combinaisons intéressantes pour obtenir des carburants performants.

De plus, les hydrocarbures ont la propriété de pouvoir se lier avec d'autres éléments comme l'oxygène, l'azote, le soufre, le phosphore, etc. On dit que sur le «squelette hydrocarboné» (hydrocarbure) sont fixées des «fonctions», lesquelles sont des groupements d'atomes apportant au squelette des propriétés particulières. De plus, les atomes de carbone pouvant se lier entre eux, on peut former des molécules faites de longues chaînes d'atomes de carbone et d'hydrogène (des polymères).



Molécule de méthane (CH₄).



Molécule d'acétylène (C₂H₂).



Molécule d'alcool (C₂H₅OH).

Les alcools

Les alcools résultent de la substitution dans un hydrocarbure d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou des groupements OH, appelé groupement hydroxyle. Le nom des alcools tient son origine du nom de l'hydrocarbure suivi des lettres «ol» comme par exemple, le méthanol du méthane ou l'éthanol de l'hydrocarbure éthane. Ce dernier existe dans la nature comme produit de la fermentation des sucres : c'est l'**alcool alimentaire** ou **alcool éthylique**. Il est limpide, incolore, d'odeur agréable et miscible dans l'eau. Dénaturé par du méthanol, pour le rendre impropre à la consommation, on l'utilise comme solvant ou combustible : c'est l'**alcool à brûler**.

D'autres alcools sont à la base d'applications pratiques : fabrication du formol, de liquides **dégivrants**, de **détergents** biodégradables.

Les explosifs

Une explosion est la **libération brutale de gaz à hautes températures ce qui entraîne des variations de pression aussi brutales**. Le mélange le plus traditionnel est la poudre noire. Les explosions se produisent sous l'effet d'un choc ou d'une étincelle. On classe les matières explosives en fonction de la vitesse de l'explosion.

On utilise les explosions «lentes» (de 1cm/s à 100m/s) pour la **propulsion des projectiles** dans le canon des armes à feu ou pour l'**autopropulsion** d'une fusée, d'un missile. Les produits utilisés sont les **propergols**, qui sont des carburants (hydrocarbures) où le comburant n'est pas l'oxygène de l'air mais un produit chimique emporté dans le véhicule. Pour les puissantes fusées du domaine civil, on utilise de préférence des propergols liquides, c'est-à-dire des réservoirs d'oxygène et d'hydrogène liquides et des boosters à poudre comme appoint.

Lorsque l'explosion est rapide (quelques km/s), elle crée une **onde de choc** dans le milieu environnant, éventuellement accompagnée d'effets destructeurs. Cette onde de choc se produit dans la matière explosive elle-même et se propage par détonation. La **nitrocellulose** (coton-poudre), la **nitroglycérine** et la **tolite** (T.N.T.) sont à la base des explosifs modernes. Cependant, leur vitesse de détonation n'étant plus suffisante pour les applications militaires modernes, d'autres produits à base d'azote ont été mis au point.



Implosion d'un bâtiment. (Photo mise à disposition par l'Office fédéral des troupes P.A.)



Feux d'artifices.

Les feux d'artifices

La matière de base est la poudre noire, qui sert aussi bien pour la propulsion de la fusée que pour créer le feu d'artifice lui-même ; elle est mélangée à des **sels métalliques** dont certains (plomb, baryum, limaille de fer) produisent des **étincelles**, et autres des **couleurs** (cuivre : bleu, sodium : jaune, lithium : rouge, baryum : vert, magnésium : blanc, etc.). La structure même de la fusée permet de diriger les feux. Le **pyrotechnicien** marie ces couleurs et ces effets comme un peintre. Ces fêtes enchantées sont le fruit d'une longue et particulièrement délicate élaboration technique.

Les matières plastiques

Les matières plastiques sont partout. Emballages, constructions, jouets, bouteilles, textiles, etc. en sont des exemples. Leurs noms sont moins connus : **polyéthylène, polyester, polyamide, polystyrène, P.V.C., P.E.T.**, etc. En mélangeant de longues chaînes de molécules (polymères dont certains sont des hydrocarbures) et divers produits (appelés adjuvants), on obtient des matières plastiques. Ces adjuvants favorisent la transformation des polymères et améliorent leurs caractéristiques. Les principales sont : leur isolation thermique, électrique et sonore, leur résistance à la corrosion, leur légèreté et leur malléabilité. Les inconvénients des matières plastiques sont qu'elles résistent mal à la chaleur, qu'elles sont combustibles en dégageant parfois des gaz toxiques. En outre, elles sont très peu résistantes à l'action des rayons ultraviolets.



Chaîne de polyéthylène.

La lutte contre les incendies

Lorsqu'on parle de combustible, on parle obligatoirement de feu. L'homme a de toute éternité cherché à le maîtriser. Cependant, bien des accidents ou des actes volontaires provoquent des incendies. La réunion de **chaleur** (étincelle ou flamme), de **combustible** et d'**oxygène** est la condition nécessaire pour amorcer une inflammation. L'extinction d'un incendie consiste à supprimer un des trois éléments. L'extincteur à mousse ou à gaz carbonique étouffe le feu car il l'isole de l'air et refroidit le combustible. C'est pourquoi il faut attaquer un feu le plus près possible du combustible. L'utilisation d'eau permet de diminuer les facultés du combustible à brûler. Cependant, si le feu est trop chaud, l'eau s'évapore avant d'atteindre le combustible. Il est du reste fortement déconseillé d'utiliser de l'eau pour éteindre un réchaud à alcool ou l'huile d'une friteuse : un linge mouillé fera l'affaire pour priver le feu de son comburant : l'oxygène de l'air.

Pour éteindre les incendies de puits de pétrole, on réalise des explosions qui soufflent la flamme, comme on souffle les bougies sur un gâteau d'anniversaire. Un système récent, qui utilise des réacteurs d'avions montés sur un char, permet également de souffler la flamme des puits en feu.



Puits de pétrole en feu.

E

EXERCICES

- 1 Qu'est-ce que le feu qu'Aristote considérait comme un état de la matière ?
- 2 Quelles sont les conditions nécessaires pour faire du feu ?
- 3 Quelle différence y a-t-il entre une combustion complète et une combustion incomplète ?
- 4 Quels sont les désagréments d'une combustion incomplète ?
- 5 Une combustion dégage-t-elle de l'eau ?
- 6 Quels sont les éléments indispensables à la formation d'hydrocarbures ?
- 7 Tous les gaz sont-ils toxiques ? Donner des exemples.
- 8 Comparer les avantages et les inconvénients des combustibles usuels : le charbon, le bois, le fuel, le gaz naturel.
- 9 Réaliser une expérience qui permette de connaître qualitativement la température de la flamme du bec Bunsen.
- 10 Pour quelle raison l'alcool à brûler s'enflamme-t-il à température ambiante, contrairement au fuel ?
- 11 Le fond d'une casserole est noir de suie. Comment remédier à cet inconvénient ?
- 12 Réaliser une expérience qui permette de savoir si la combustion d'une bougie est complète.
- 13 La combustion du bois se fait d'abord par une flamme puis par une incandescence. Expliquer ces deux états.
- 14 Quel est le rôle d'une mèche dans une lampe à pétrole ?

Corrigé des exercices

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 1

Le feu est un gaz à très haute température. Pour Aristote, le feu représentait le chaud et le sec.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 2

Pour obtenir du feu, il faut disposer d'un **carburant** (bois, alcool, essence, mazout, cire, ...) et d'un **comburant**, (en général de l'oxygène). Il faut en plus fournir une **énergie d'activation** (chaleur) pour déclencher la réaction (allumer le feu); la réaction s'entretient ensuite d'elle-même.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 3

Dans une combustion complète d'hydrocarbure, la flamme est bleue, il se forme du dioxyde de carbone (CO₂) et de l'eau (H₂O).

Dans une combustion incomplète d'hydrocarbure, la flamme est moins chaude, elle est jaune et il se forme beaucoup de monoxyde de carbone (CO) en plus d'autres molécules dérivées du combustible. La réaction n'est pas complète parce qu'il n'y a pas assez de comburant, parce que le mélange avec ce dernier est mal fait ou encore que la température n'est pas assez élevée.

Le principe d'action d'un catalyseur est de créer des conditions physiques (bon mélange et haute température) qui favorisent la combustion complète du carburant.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 4

Une combustion incomplète libère des produits polluants pour l'atmosphère, voire toxiques comme le monoxyde de carbone (CO). Le rendement énergétique de la combustion est moindre si elle est incomplète.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 5

La combustion d'un hydrocarbure dégage toujours de l'eau.
Exemple: CH₄ + 2 O₂ → CO₂ + 2 H₂O (combustion du gaz naturel)

Certaines combustions ne dégagent pas d'eau.
Exemple: 2 Mg + O₂ → 2 MgO (combustion du magnésium)

Il existe une combustion qui ne dégage que de l'eau:
2 H₂ + O₂ → 2 H₂O (combustion de l'hydrogène)

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 6

Les deux éléments indispensables à la formation d'hydrocarbures sont le carbone (C) et l'hydrogène (H).

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 11

Lorsque le fond de la casserole est recouvert de suie, on dit que la flamme du gaz «charbonne». Cela signifie que la combustion est incomplète et qu'il y a production de suie. Pour remédier à cet inconvénient, il faut augmenter le débit d'entrée d'air du brûleur; cela améliore la combustion du gaz et la rend plus complète.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 12

Une bougie allumée est placée sous une cloche de verre. Une flamme jaune et la présence de suie témoignent d'une combustion incomplète.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 13

Au début de la combustion, la température du bois enflammé est relativement basse. Les molécules qui constituent le bois sont brisées et vaporisées. Elle brûlent sous forme gazeuse.

Par la suite, la température s'élève, le bois devient incandescent, c'est la combustion du carbone résiduel (charbon de bois).

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 14

Le rôle de la mèche est d'amener le pétrole de la lampe en contact avec l'air ambiant, de permettre ainsi son évaporation par augmentation de la surface de contact. La combustion est alors meilleure car cette dernière a lieu en phase gazeuse.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 7

Non, l'oxygène (O₂) est au contraire nécessaire à la vie.

Des gaz comme l'hélium (He) ou l'azote (N₂) sont inertes.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 8

	charbon	bois	fuel	gaz naturel
pouvoir calorifique J·kg ⁻¹	environ 30·10 ⁶	environ 15·10 ⁶	44·10 ⁶	56·10 ⁶
température d'allumage °C	440	270	85	650
combustion	incomplète	incomplète	incomplète	complète
gaz toxiques: polluants	CO-SO ₂ -NO _x suie très polluant	CO suie très polluant	CO-SO ₂ -NO _x peu de suie polluant	très peu peu polluant
possibilité de stockage	moyenne	très bonne	très bonne	aucune pour un ménage
manutention	importante	importante	faible	aucune
prix	**	**	****	*****

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 9

On pourrait réaliser l'expérience suivante: Si l'entrée d'air (virole) d'un bec Bunsen est fermée, la **flamme est jaune**, sa température est relativement basse (moins de 1 000 °C).

Si l'entrée d'air est ouverte, la **flamme est bleue**, sa température est élevée (plus de 1 000 °C au sommet du cône bleu).

Dans le dard (cône bleu au centre de la flamme), la température est très basse; on peut y plonger le bout soufré d'une allumette sans que celle-ci s'enflamme.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 10

La température d'ébullition de l'alcool étant plus basse que celle du fuel, l'alcool s'évapore plus facilement et est plus facile à enflammer à température ambiante.

- 63 -

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 11

Lorsque le fond de la casserole est recouvert de suie, on dit que la flamme du gaz «charbonne». Cela signifie que la combustion est incomplète et qu'il y a production de suie. Pour remédier à cet inconvénient, il faut augmenter le débit d'entrée d'air du brûleur; cela améliore la combustion du gaz et la rend plus complète.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 12

Une bougie allumée est placée sous une cloche de verre. Une flamme jaune et la présence de suie témoignent d'une combustion incomplète.

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 13

Au début de la combustion, la température du bois enflammé est relativement basse. Les molécules qui constituent le bois sont brisées et vaporisées. Elle brûlent sous forme gazeuse.

Par la suite, la température s'élève, le bois devient incandescent, c'est la combustion du carbone résiduel (charbon de bois).

Les combustibles et les hydrocarbures

Exercice 14

Le rôle de la mèche est d'amener le pétrole de la lampe en contact avec l'air ambiant, de permettre ainsi son évaporation par augmentation de la surface de contact. La combustion est alors meilleure car cette dernière a lieu en phase gazeuse.

Chapitre 7. Les réactions chimiques

On peut distinguer deux classes de réactions chimiques: celles qui sont accompagnées d'un changement de degré ou nombre d'oxydation des réactifs (réactions d'oxydoréduction) et celles qui se déroulent sans changement de degré d'oxydation (réactions acide-base, réactions de complexation, ...).

1 Les équations chimiques

Au cours d'une réaction chimique, il y a recombinaison entre atomes pour former de nouvelles substances.

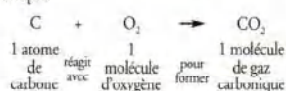
Elle fait intervenir un très grand nombre d'atomes.

La représentation théorique d'une réaction chimique se nomme **équation chimique**.

Elle indique la proportion et la nature des molécules ou atomes de départ ainsi que le nombre et la nature des molécules (ou atomes) obtenues.

Exemples

La combustion du carbone dans l'oxygène aura pour équation chimique:



Le soufre brûle dans l'air avec une petite flamme bleue. Il se forme un gaz incolore, très soluble dans l'eau, irritant la gorge. Sa formule brute est SO₂. L'équation chimique de cette réaction s'écrit:



Plongée rapidement dans un flacon contenant de l'oxygène gazeux, la flamme devient beaucoup plus lumineuse, des fumées blanches apparaissent.

Une nouvelle substance se forme: SO₂.



Combustion de magnésium.

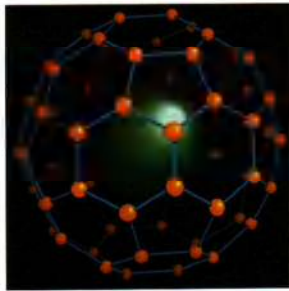
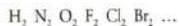


Combustion de carbone en poudre.

Remarque

Quelle que soit la forme sous laquelle il se trouve (graphite, fullerènes, diamant, noir de jais, fusain), l'élément carbone résulte d'un empilement régulier d'atomes de carbone. Nous convenons de le représenter par le symbole de son atome, soit **C** dans toute équation chimique.

Cette remarque s'appliquera aussi pour tous les éléments du tableau périodique à l'exception des éléments se trouvant dans la nature à l'état moléculaire, comme :



Fullerène.

2 Equilibrage des équations chimiques

Les formules brutes ne sont pas modifiables. Nous équilibrons l'équation en complétant l'écriture par des nombres entiers de façon à avoir le **même nombre d'atomes de chaque élément avant et après la réaction chimique** symbolisée par la flèche.

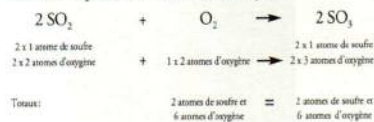
Ceci est une loi générale : dans toute réaction chimique, il y a conservation de la matière.

On écrit devant chaque formule brute le nombre d'atomes ou de molécules qui interviennent.

Si l'on veut désigner une seule molécule ou un seul atome, on n'écrit pas le nombre 1.

Exemple

Ecrivons l'équation de formation de SO₂ :



L'équation se lit :

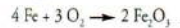
2 molécules de SO₂ réagissent avec une molécule d'oxygène pour former 2 molécules de SO₃.



Antoine Laurent de Lavoisier.
« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme. »

3 Réactions d'oxydoréduction ou réactions redox

Les réactions redox sont très importantes, aussi bien dans la nature (métabolisme des cellules vivantes) que dans l'industrie (métallurgie). Historiquement les premières réactions d'oxydoréduction ont été observées sur le fer qui rouille. La rouille est en fait un oxyde de fer (attaque du fer par l'oxygène et l'humidité de l'air) d'où le nom de ce type de réaction. L'équation de cette réaction s'écrit :



En analysant cette équation, on observe qu'avant la réaction, le fer et l'oxygène sont neutres, après la réaction, la molécule formée est aussi globalement neutre mais les atomes de fer et ceux d'oxygène ont modifié leur degré d'oxydation afin de former des liaisons. Le fer a perdu des électrons alors que l'oxygène en a gagné (en même nombre!). Dans la rouille, le fer a été oxydé, on lui a pris des électrons, il a subi une **oxydation**. L'oxygène, par contre a reçu des électrons, il a été réduit, il a subi une **réduction**. Dans ce cas, le fer est un réducteur, l'oxygène est un oxydant.

Une réaction redox est donc une réaction d'échange d'électrons entre deux ou plusieurs atomes.

**Un oxydant est un accepteur d'électrons.
Un réducteur est un donneur d'électrons.**

4 L'oxygène

Lorsque l'on fait réagir un élément (sous forme atomique ou moléculaire) avec de l'oxygène gazeux, cette réaction se nomme **oxydation**.

Ainsi, toutes les réactions de combustions sont des réactions d'oxydation : combustion du fusain, du soufre mais aussi d'une bougie, d'un morceau de bois...

La ou les molécules formées au cours de cette réaction se nomment **oxydes**.

Si l'atome lié avec l'oxygène appartient à un élément métallique, la molécule sera un oxyde de métal (appelé aussi

- 66 -
oxyde basique) ; si l'atome lié avec l'oxygène est un non-métal, la molécule formée sera un oxyde de non-métal (appelé aussi oxyde acide).

Exemples

- CO monoxyde de carbone
- CO₂ oxyde de carbone ou dioxyde de carbone ou gaz carbonique
- SO₂ dioxyde de soufre
- SO₃ trioxyde de soufre

5 L'oxydation du cuivre

Dès les débuts de la civilisation, ce métal a été utilisé. Il est abondant dans l'écorce terrestre, dans les roches, l'argile des océans, les algues et dans de nombreux mollusques. On l'extrait généralement de minerais sulfurés ou oxydés. Ce métal d'aspect rouge clair est ductile, malléable et excellent conducteur de chaleur et d'électricité. Ces propriétés et son abondance en font un métal très utilisé dans l'industrie et l'agriculture.



Coulée de bronze (le bronze est un alliage de cuivre et d'étain).

Réactions avec le cuivre

EXPERIENCE Chauffer du cuivre en poudre dans un creuset.

Ce que nous apprend cette expérience

Le cuivre se transforme en une poudre noire. L'oxygène de l'air a réagi avec le cuivre pour donner un oxyde de cuivre, appelé oxyde cuivrique. L'équation chimique est la suivante :

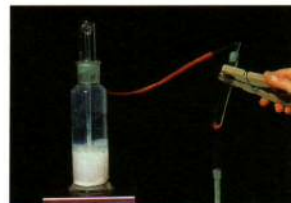


On dit que l'**oxygène a oxydé le cuivre**, qu'il a joué le rôle d'**oxydant** pour le cuivre. **Le gain d'un ou plusieurs atomes d'oxygène est une oxydation.**

Remarque

Si l'on chauffe l'oxyde cuivrique à une température supérieure à 1000 °C, on obtient une poudre jaune rougeâtre qui est l'oxyde cuivreux dont la formule brute est Cu₂O.

- 67 -
EXPERIENCE Mélanger soigneusement de l'oxyde de cuivre (CuO) avec du carbone (charbon de bois pilé). Introduire le mélange dans une éprouvette et faire le montage du dispositif ci-contre. Le verre contient de l'eau de chaux. Chauffer, observer et essayer d'expliquer la réaction.



Réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone.

Ce que nous apprend cette expérience

Le trouble de l'eau de chaux indique un dégagement de gaz carbonique. La paroi intérieure se couvre d'une pellicule rouge, brillante, à l'aspect métallique : du cuivre. L'oxyde de cuivre réagit avec le carbone pour former du cuivre et du gaz carbonique. L'équation chimique de cette réaction est la suivante :



Dans cette réaction, le carbone a été oxydé par l'atome d'oxygène de l'oxyde de cuivre. L'oxyde de cuivre a donc oxydé le carbone. Du point de vue du carbone, il a pris des atomes d'oxygène à l'oxyde de cuivre. On dit que le **carbone a réduit l'oxyde de cuivre**, qu'il a joué le rôle de **réducteur** pour l'oxyde de cuivre. **La perte de un ou plusieurs atomes d'oxygène est une réduction.**

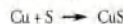


Aspect du mélange après réaction.

EXPERIENCE Mélanger du soufre en poudre et du cuivre en poudre. Faire chauffer doucement le mélange en prenant toutes les précautions d'usage. Comparer les produits avant et après la réaction.

Ce que nous apprend cette expérience

Le cuivre a réagi avec le soufre et on obtient une substance noire : le sulfure de cuivre. L'équation chimique s'écrit :



Dans cette réaction, le cuivre a cédé 2 électrons au soufre pour constituer une molécule. Le cuivre, à l'instar de la première expérience, a perdu deux électrons. On dit également, dans sa réaction avec le soufre, qu'il a été oxydé. D'une manière générale, **un atome qui perd un ou plusieurs électrons est oxydé**. De la même manière, on dit du soufre qui a reçu deux électrons qu'il est réduit. Généralement, **un atome qui gagne un ou plusieurs électrons est réduit**. Toute oxydation s'accompagne d'une réduction.

En chimie, ces réactions s'appellent des **oxydoréductions**.



Sulfatage de la vigne avec une solution de sulfate de cuivre.

6 Le fer

Le fer, lorsqu'il est froid, ne réagit pas de manière violente (il peut rouiller, mais lentement). Si on le porte au rouge, c'est-à-dire si on le chauffe suffisamment, son comportement est différent.



Prendre une pincée de fer en poudre et la projeter dans la flamme du Bec Bunsen.

Décrire la réaction.



Porter à incandescence un morceau de laine d'acier et l'introduire dans un flacon d'oxygène gazeux.

Décrire la réaction.

Ce que nous apprennent ces expériences

Le fer se consume en produisant des étincelles. Le fer brûle sans flamme, lorsqu'il se trouve à l'état divisé. En observant les produits obtenus après la réaction chimique, on constate qu'il reste des grains noirs visibles à la loupe: c'est de l'oxyde de fer.

L'équation chimique de cette réaction est la suivante:



De plus, cet oxyde réagit à l'aimant. Son nom usuel est la magnétite.

Formation de la rouille

En présence d'humidité, le fer réagit lentement à l'oxygène de l'air, il rouille. L'action conjuguée de l'oxygène, de l'eau et des impuretés du fer provoque la formation de rouille. Cette matière étant poreuse, la réaction se poursuit jusqu'à transformation complète du métal. La présence de substances dissoutes dans l'eau, comme des sels, accélère notablement le phénomène... au grand dam des automobilistes ! Le constituant essentiel de la rouille est l'oxyde



Combustion de la poudre de fer dans l'air.



Combustion du fer dans l'oxygène.



Epave rouillée.

La fabrication de l'acier

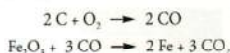
Le fer est très répandu dans l'écorce terrestre (environ 4%). On ne le trouve pourtant que très rarement à l'état natif, c'est-à-dire sous une forme pure, contrairement à quelques rares métaux comme l'or, l'argent, le cuivre ou le platine. On le trouve sous la forme de minerais de fer, soit de composés mélangés à certaines roches. Les principaux minerais sont les suivants:

- oxydes de fer (magnétite, hématite, limonite)
- carbonates de fer (sidérite)
- sulfures de fer (pyrite)
- phosphates et silicates de fer.

Industriellement, on utilise principalement les oxydes et les carbonates de fer.

Dans un premier temps, on soumet le minerai à un concassage et un criblage pour le mettre sous une forme qui permettra son traitement ultérieur. On agglomère ensuite le minerai avec du charbon en poussière. Le produit est alors traité dans des hauts fourneaux qui fonctionnent continuellement à une température de 1400 °C.

Les réactions chimiques qui permettent l'obtention du fer sont les suivantes:



Le produit obtenu est encore riche en carbone (3,5 à 4,5%). C'est la fonte. Le schéma ci-contre montre le fonctionnement d'un haut fourneau. La différence entre la fonte et l'acier tient à leur teneur en carbone. On affine donc la fonte dans un creuset à oxygène pur à 1600°C et on obtient de l'acier liquide dont la teneur en carbone est de 1,5%. Cet acier est coulé dans des moules en sable, des lingotières ou des installations de coulée continue donnant des demi-produits.

On homogénéise ensuite le matériau dans un four à 1200 °C et on procède au laminage à chaud pour obtenir des poutrelles, des rails ou des tôles. Le fer est rarement utilisé à l'état pur (natif), car il est trop ductile et malléable. Par addition de divers métaux (manganèse, nickel, chrome, ...), on obtient des aciers spéciaux aux propriétés particulières, tels l'acier inoxydable. Dans les pays industrialisés, la consommation d'acier par habitant est de 350 à 600 kg par année.



Pyrite.



Hématite en poudre.

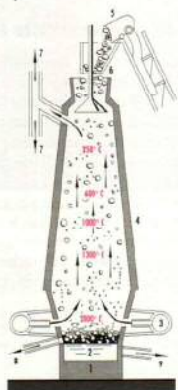
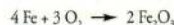


Schéma d'un haut fourneau.

ferrique; il se trouve à l'état naturel sous le nom d'hématite, le principal minerai de fer trouvé dans la croûte terrestre.

L'équation chimique de cette réaction est la suivante:



La formation de rouille est une oxydation lente du fer.

Le sulfure de fer



Mélanger de la limaille de fer et du soufre en poudre. Mettre le mélange dans une éprouvette et chauffer. Dès que la réaction s'amorce, éloigner l'éprouvette de la flamme.

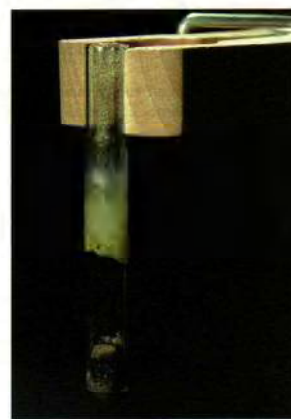
Quelles différences observe-t-on entre le produit après la réaction et le mélange? Comment peut-on déterminer la formule du produit obtenu?

Ce que nous apprend cette expérience

Cette expérience souligne la différence entre un mélange de deux éléments et un composé de deux éléments. L'observation à la loupe permet de distinguer les éléments lorsqu'ils sont mélangés, et on peut les séparer à l'aide d'un aimant. En mettant le mélange dans de l'eau, il est également possible de les séparer. Une fois la réaction faite, on ne peut distinguer le fer du soufre. On a une nouvelle matière, où le fer et le soufre sont intimement liés sous la forme de molécules. C'est un composé chimique: le sulfure de fer (ou sulfure ferreux), dont la formule brute est FeS. Cette expérience peut également déboucher sur une analyse quantitative de chacun des composants.



Fer et soufre pendant la réaction.



Aspect après réaction.

7 L'aluminium

L'aluminium est le troisième élément le plus abondant dans l'écorce terrestre (environ 7% en masse), après l'oxygène et le silicium. On le trouve principalement dans les roches éruptives (mica), et dans les roches sédimentaires (bauxite). Pourtant, l'aluminium ne fut exploité industriellement qu'à partir de 1893, soit il y a un siècle, en raison des difficultés pour le réduire. Dans un premier temps, on broie le minerai d'aluminium en fines particules que l'on traite à la soude (hydroxyde de sodium) sous pression. On obtient un aluminat de sodium et des boues rouges qui renferment de multiples impuretés sans application possible et dont il faut se débarrasser. L'aluminat est alors traité pour obtenir de l'alumine (oxyde d'aluminium). Cette alumine, en plus de son utilisation pour produire de l'aluminium, permet d'obtenir du sulfate d'alumine, utilisé comme abrasif et dans les céramiques. On chauffe ensuite l'alumine mélangée à de la cryolithe (pour abaisser la température de fusion) à 970 °C pour obtenir un liquide. On opère alors une électrolyse qui sépare enfin l'aluminium que l'on recueille au fond de la cuve à électrolyse à l'abri de l'oxydation de l'air. L'intensité du courant dans la cuve peut atteindre des valeurs de 150000 ampères. La fabrication de l'aluminium nécessite donc des quantités considérables d'énergie, c'est pourquoi les usines sont souvent proches des centrales électriques.

L'aluminium est un métal léger, bon conducteur de l'électricité et de la chaleur, résistant bien à la corrosion. Il est argenté, ductile et malléable. On l'utilise pour la fabrication d'alliages légers à haute résistance mécanique. Réduit en poudre, on l'utilise dans les peintures et certains explosifs.

La réaction de l'oxyde ferrique et de l'aluminium en poudre est chimiquement intéressante.

L'aluminium réagit avec l'oxyde ferrique pour donner de l'alumine (oxyde d'aluminium) et du fer. L'équation chimique de la réaction s'écrit:



Cette réaction est un exemple où un métal pur est présent avant et après la réaction. On a une réaction d'oxydoréduction où l'oxygène de l'oxyde de fer oxyde l'aluminium et où l'aluminium réduit l'oxyde de fer. Cette réaction, connue sous le nom d'aluminothermie, est utilisée pour fabriquer de petites quantités de fer fondu. Ce dernier peut servir, par exemple, à souder des rails de chemin de fer.



Aluminothermie.

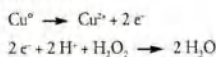


Soudure de rail de chemin de fer par aluminothermie.

8 Quelques applications de réactions redox

Gravure des circuits imprimés

Une plaque de circuit imprimé est constituée d'une feuille de matière plastique recouverte d'une couche de cuivre. Le circuit peut être dessiné à l'aide d'un vernis protecteur. On plonge alors la plaque dans un bain oxydant, seules les parties non protégées du circuit sont dissoutes. Le bain se compose par exemple d'un volume de chlorure de cuivre (CuCl₂) 1 M, d'un volume d'acide chlorhydrique concentré (HCl) et d'un volume d'eau oxygénée (H₂O₂) à 30%. Les réactions redox sont :



Pyrotechnie

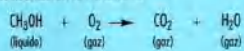
La poudre noire des feux d'artifices et des premiers artilleurs est un mélange de nitrate de potassium (salpêtre KNO₃), de charbon et de soufre, réagissant selon la réaction :



Photographie noir-blanc

Un film photographique est constitué d'un support cellulosique recouvert de gélatine contenant du bromure d'argent (AgBr) par exemple. Le bromure d'argent subit, lors de l'exposition à la lumière (insolation), une réaction photochimique qui dissocie la molécule ; les ions argent sont alors réduits par le révélateur à base d'hydroquinone, le fixateur servant à dissoudre les molécules de bromure n'ayant pas reçu de lumière. On obtient ainsi un négatif.

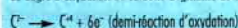
On utilise le méthanol (CH₃OH) comme combustible dans certains moteurs à haute performance. La réaction de combustion est formellement :



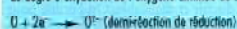
Cette réaction n'est pas équilibrée. On écrit, sous chaque élément le nombre d'oxydation dans la molécule



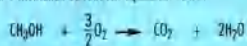
Le degré d'oxydation du carbone augmente de 0 :



Le degré d'oxydation de l'oxygène diminue de 2 :



Le bilan d'électrons doit être nul, il faut donc 3 oxygène pour 1 méthanol. La réaction équilibrée s'écrit :



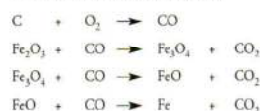
EXERCICES

- On brûle du soufre. Ecrire les deux équations chimiques traduisant les deux oxydes formés.
- Quelles différences y a-t-il entre la rouille et la combustion du fer dans une flamme? Ecrire les équations chimiques.
- Citer une propriété commune à toutes les oxydations.
- Chauffer un morceau de calcaire et tester le gaz qui s'échappe de cette réaction. Ecrire l'équation chimique et déterminer le nom du solide blanc qui reste après la réaction.
- Brûler un ruban de magnésium. Quel est le nom du solide blanc qui reste après la réaction?
- Pour transformer la fonte en acier, il faut éliminer les impuretés. Celles-ci sont constituées de soufre, de carbone, de phosphore et de silicium. Pour ce faire, on insuffle de l'oxygène sur la fonte liquide. Ecrire les équations chimiques qui décrivent les réactions d'oxydation de chacun de ces éléments.
- Le gaz carbonique réagit à température élevée sur le carbone. Il produit un gaz toxique: le monoxyde de carbone. Si la température n'est pas trop élevée, le monoxyde de carbone brûle dans l'air pour donner du gaz carbonique. Ecrire les équations chimiques de ces réactions. Quelles précautions faut-il prendre en cas de chauffage utilisant du charbon?
- On brûle de l'hydrogène. Quel produit obtient-on?
- Citer quelques réactions chimiques que vous réalisez ou voyez dans la vie courante. Qu'est-ce qui indique qu'il s'agit effectivement de réactions chimiques?
- Trois éprouvettes contiennent du gaz. Le gaz du premier tube éteint une allumette alors que les deux autres brûlent en formant de la buée sur les parois de l'éprouvette. Après la combustion, on verse de l'eau de chaux dans les deuxième et troisième tubes. Seule l'eau de chaux versée dans le deuxième tube se trouble.
Peut-on déterminer la nature des gaz contenus dans chaque éprouvette?
- On dissout du sucre dans l'eau. Est-ce une réaction chimique?

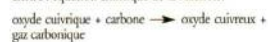
- Lorsqu'on meule des objets en acier, des étincelles jaillissent. On observe ensuite de petits grains noirs. De quelle matière s'agit-il?



- Pour chacune des réactions qui se produisent dans un haut-fourneau, préciser le réducteur et l'oxydant. Equilibrer les équations chimiques.



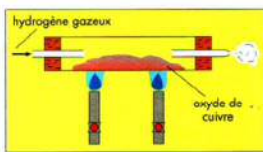
- Lors de la réduction de l'oxyde de cuivre par le carbone, il y a également la formation d'un solide rougeâtre: l'oxyde cuivreux de formule Cu₂O. Ecrire l'équation chimique de la réaction:



- De l'eau projetée sur des charbons ardents provoque un dégagement de monoxyde de carbone et d'hydrogène. Ecrire l'équation chimique de cette réaction qui produit un mélange appelé gaz à l'eau.

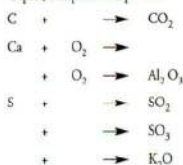
EXERCICES

- On chauffe fortement de l'oxyde de cuivre. On fait circuler un courant d'hydrogène sur l'oxyde, comme indiqué sur le schéma. La poudre devient incandescente et une fumée apparaît à la sortie du tube. Après refroidissement, on observe une poudre rougeâtre dans le tube ainsi qu'une pellicule rouge sur sa paroi.



Ecrire l'équation chimique de cette réaction et indiquer quels sont l'oxydant et le réducteur.

- Copier, compléter et équilibrer.



- Copier et compléter.

Une réaction d'oxydation est toujours accompagnée d'une réaction

Un métal a tendance à des électrons, on dit qu'il est

Une réaction de réduction correspond à une d'électrons.

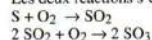
Lorsqu'un atome ou un groupe d'atomes gagne un ou plusieurs électrons, on dit qu'il est

Corrigé des exercices

Les réactions chimiques

Exercice 1

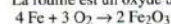
Les deux réactions s'écrivent :



Les réactions chimiques

Exercice 2

La rouille est un oxyde de fer obtenu par oxydation lente du fer favorisée par l'humidité de l'air :



La combustion du fer dans une flamme produit un oxyde de fer (magnétite) obtenu par oxydation rapide du fer : $3 \text{Fe} + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$

Les réactions chimiques

Exercice 3

Toutes les oxydations conduisent à la formation d'oxydes, la plupart des éléments réagissent directement avec l'oxygène, principalement les métaux. Toute oxydation s'accompagne d'une réduction.

Les réactions chimiques

Exercice 4

Chauffer du calcaire provoque la décomposition des molécules qui le constituent (CaCO₃) en gaz carbonique (CO₂) qui s'échappe et en oxyde de calcium (CaO).

L'équation de réaction s'écrit: $\text{CaCO}_3 + \text{énergie thermique} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

L'oxyde de calcium (CaO) est aussi nommé **chaux vive**, il réagit violemment avec l'eau.

Les réactions chimiques

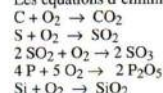
Exercice 5

Le solide formé est de l'oxyde de magnésium, appelé **magnésite** (MgO). Ce produit est utilisé dans certains sports comme la gymnastique aux agrès.

Les réactions chimiques

Exercice 6

Les équations d'élimination des impuretés s'écrivent :



Les réactions chimiques

Exercice 7

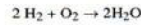
Les réactions sont les suivantes: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO}$ et $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$.

La précaution à prendre, afin d'éviter la formation d'oxyde de carbone est d'assurer une ventilation convenable de la chambre de combustion.

Les réactions chimiques

Exercice 8

En brûlant de l'hydrogène, on obtient de l'eau:



Les réactions chimiques

Exercice 9

L'impression d'un film photographique, la respiration qui a lieu dans les cellules vivantes ou la combustion du soufre (allumette), du carbone (charbon de bois), du gaz naturel sont des réactions chimiques car les produits formés sont différents des réactifs. Un échange de chaleur a toujours lieu dans une réaction chimique: la réaction est soit endothermique (elle absorbe de la chaleur), soit exothermique (elle libère de la chaleur).

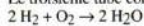
Les réactions chimiques

Exercice 10

Le premier tube à essais contenait probablement du CO_2 . Le CO_2 n'est pas un comburant, l'allumette s'éteint. On obtiendrait le même résultat avec de l'azote (N_2).

Le deuxième tube pouvait contenir du gaz naturel CH_4 . La réaction de combustion forme de l'eau et du gaz carbonique: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. On observe les gouttelettes d'eau, l'eau de chaux se trouble, ce qui indique la présence de gaz carbonique.

Le troisième tube contenait de l'hydrogène. La réaction de combustion forme de l'eau:



Les réactions chimiques

Exercice 11

La dissolution de sucre dans de l'eau conduit à une solution d'eau sucrée, ce n'est pas une réaction chimique. Les produits de départ sont encore présents.

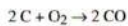
Les réactions chimiques

Exercice 12

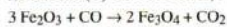
Les particules de fer ou d'acier arrachées par la meule sont projetées dans l'air à haute température. Leur combustion, oxydation rapide, produit de la magnétite Fe_3O_4 .

Les réactions chimiques

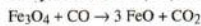
Exercice 13



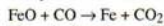
Le carbone (C) est le réducteur, l'oxygène (O_2) est l'oxydant.



L'oxyde de carbone (CO) est le réducteur, l'oxyde de fer (Fe_2O_3) est l'oxydant.



L'oxyde de carbone (CO) est le réducteur, l'oxyde de fer (Fe_3O_4) est l'oxydant.



L'oxyde de carbone (CO) est le réducteur, l'oxyde de fer (FeO) est l'oxydant.

Les réactions chimiques

Exercice 14

La réaction s'écrit: $4 \text{CuO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Les réactions chimiques

Exercice 15

L'équation de réaction produisant du gaz à l'eau est: $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$

Les réactions chimiques

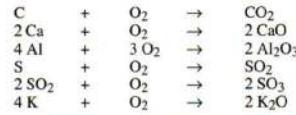
Exercice 16

La réaction observée se traduit par: $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

L'hydrogène est le réducteur; l'oxyde de cuivre est l'oxydant.

Les réactions chimiques

Exercice 17



Les réactions chimiques

Exercice 18

Une réaction d'oxydation est toujours accompagnée d'une réaction de réduction.

Un métal a tendance à céder des électrons, on dit qu'il est réducteur.

Une réaction de réduction correspond à une perte d'électrons pour le réducteur et à un gain d'électrons pour l'élément qui est réduit.

Lorsqu'un atome ou groupe d'atomes gagne un ou plusieurs électrons, on dit qu'il est réduit.

Chapitre 8. L'eau et ses solutions

Une molécule toute simple, H_2O , est au centre de notre vie quotidienne. Ses possibilités d'associations, ses propriétés chimiques et biologiques font de cette molécule, l'eau, un liquide exceptionnel et indispensable à la vie.

1 L'eau

La glace, l'eau liquide et la vapeur d'eau ont déjà été vus au chapitre consacré aux états de la matière. Son comportement à la chaleur figure dans le chapitre consacré à l'énergie. Nous allons ici nous intéresser à ses propriétés chimiques.

Sa principale propriété est d'être un **solvant universel**, capable de dissoudre aussi bien des substances minérales (les sels) que des substances organiques (des acides aminés par exemple). De plus, c'est un des rares liquides qui, lorsqu'il se transforme en solide, **occupe plus de volume**; c'est la raison pour laquelle les icebergs flottent. Ces propriétés viennent de la **disposition spatiale** de la molécule d'eau. Elle est coude et présente un déséquilibre des charges électriques. Les deux paires d'électrons de l'oxygène sont disposées à l'opposé des atomes d'hydrogène. Dans l'eau ou la glace, les atomes d'hydrogène d'une molécule s'associent aux atomes d'oxygène d'autres molécules d'eau par l'intermédiaire de leurs paires libres. Cela constitue une liaison hydrogène, différente de la covalence normale. Cette liaison explique la plupart des propriétés de l'eau, car elle introduit une cohésion entre les molécules d'eau. Ce fait explique le caractère **isolant électrique** de l'eau. L'eau enfin absorbe très faiblement la lumière visible. Le rayonnement rouge est toutefois le plus absorbé, ce qui explique la couleur bleue des mers et océans. Il s'agit bien d'une couleur propre à l'eau, et non d'une réflexion de la couleur du ciel.



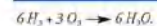
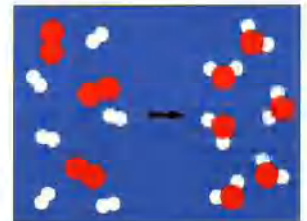
Modèle moléculaire de l'eau.

EXPERIENCE

Mélanger un volume d'oxygène gazeux pour deux volumes d'hydrogène gazeux dans une petite éprouvette retournée. Approcher une flamme du mélange en prenant toutes les précautions d'usage et décrire ce qui se passe.

Ce que nous apprend cette expérience

Si, à température ordinaire, aucune réaction n'est visible, à l'approche d'une flamme, il se produit une **violente explosion**. Il faut donc être extrêmement prudent avec la manipulation de l'hydrogène. On observe en outre la formation de buée sur les parois de l'éprouvette. On a réalisé la synthèse de l'eau, qui consiste à la fabriquer par réaction chimique à partir de corps simples. La **synthèse de l'eau** est une réaction qui dégage de la chaleur. Ce procédé est du reste envisagé pour la production d'énergie et actuellement utilisée dans le domaine de l'exploration spatiale sous différentes formes (propegol et piles). L'équation chimique est la suivante:

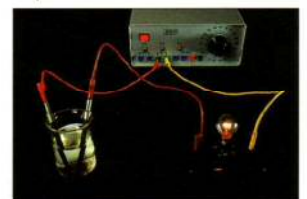


EXPERIENCE

Dans un bécher, verser un peu de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude caustique). Placer deux électrodes en carbone (on peut les coiffer avec une éprouvette). Réaliser le circuit présenté sur la figure ci-jointe. Observer ce qui se passe lorsque le courant circule.

Ce que nous apprend cette expérience

Le courant électrique traverse la solution, elle est donc conductrice, à l'inverse de l'eau distillée. Dans chaque éprouvette, un dégagement gazeux apparaît; on peut noter qu'à la cathode (électrode négative), le volume est le double de celui dégagé à l'anode (électrode positive). Analysons ces gaz: en plongeant un morceau de bois incandescent dans le gaz recueilli à l'anode, on constate qu'il s'enflamme et brûle vivement: c'est de l'oxygène. Celui recueilli à la cathode brûle avec une flamme pâle et produit une légère détonation: c'est de l'hydrogène. On a donc réussi à décomposer l'eau à l'aide d'un courant électrique. En chimie, on appelle ce processus une **électrolyse** qui est la réaction inverse de la synthèse de l'eau. Son équation chimique est:



Circuit électrique pour réaliser l'électrolyse de l'eau.

L'équilibre électrique de l'eau

- 77 -

L'eau pure est-elle uniquement composée de molécules d' H_2O ? Est-elle parfaitement isolante?

En fait, pas tout à fait. Il arrive qu'une **molécule d'eau se dissocie** en un ion hydrogène H^+ et un ion hydroxyde OH^- .



Il en résulte que, grâce à ces ions, l'eau est légèrement conductrice.

Ces ions sont cependant rares dans l'eau pure. Sur un milliard de molécules d'eau, deux seulement sont dissociés. Ce nombre, apparemment insignifiant, est loin d'être négligeable, car chaque goutte d'eau contient des milliards de milliards de molécules d'eau. Naturellement, **il y a autant d'ions OH^- que d'ions H^+** . L'eau est donc globalement neutre. Pour faire varier la concentration des ions H^+ et OH^- dans l'eau, il faut la mélanger à des produits qui sont le sujet du chapitre suivant.

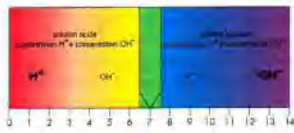
2 Le pH

Pour mesurer la concentration de ions H^+ dans un liquide, (donc indirectement aussi celle des OH^-), on utilise l'échelle de pH (abréviation de potentiel hydrogène). Cette échelle, graduée de 0 à 14, est logarithmique, c'est-à-dire que chaque variation d'une unité correspond à une variation de concentration d'un facteur dix.

pH = 7 correspond à 2 ions H^+ pour 1 milliard de molécules H_2O .

pH = 6 correspond à 20 ions H^+ pour 1 milliard de molécules H_2O .

pH = 2 correspond à 200 000 ions H^+ pour 1 milliard de molécules H_2O .



L'échelle de pH.

EXPÉRIENCE Prendre 10 ml d'acide et mesurer son pH. Le diluer 10 fois dans de l'eau distillée et refaire la mesure. Répéter cette opération plusieurs fois. Que peut-on dire du comportement du pH?

Le pH dans la vie courante

Sur bien des produits de consommation courante comme les produits d'entretien, les médicaments, les produits de beauté ou les boissons, on peut lire sur l'étiquette la valeur du pH.

EXPÉRIENCE Classer les produits suivants du plus acide au moins acide:

- sans effectuer de mesure
- en effectuant des mesures.

Produits: eau de Javel, coca-cola, eau distillée, eau du robinet, eau minérale gazeuse, vinaigre, jus de citron, lait, lessive liquide, bière, alcool à brûler.

Le phénomène le plus connu est sans doute celui des **pluies acides**. Le pH de l'eau de pluie peut varier de 4,5 à 3,5, ce qui correspond à des concentrations en ions H^+ de 10 à 100 fois supérieures à celle d'une pluie normale (pH = 5,5).

En agriculture, la connaissance du pH d'un sol (pH de 3,5 à 9,5) renseigne sur la culture la plus appropriée à y être exploitée.

Exemples

- Blé et pomme de terre: pH de 5,5 à 7,5
- Tabac: pH de 5 à 5,8
- Plantes d'ornement: pH < 5

L'hortensia change de couleur en fonction de l'acidité du sol: de rose en milieu peu acide, il devient bleu quand l'acidité augmente.

On peut diminuer l'acidité d'un sol en le mélangeant à de la chaux éteinte (hydroxyde de calcium) ou augmenter son acidité par un apport de tourbe. Dans les régions tropicales, les cultivateurs pratiquent l'agriculture sur brûlis. La cendre de bois diminuant l'acidité naturelle de la terre.

Dans l'industrie alimentaire, l'élaboration de nombreux produits comme la bière, le lait, le beurre, les œufs doit se faire à des pH bien déterminés.



Les produits usuels n'ont pas tous le même pH.



Hortensia rose.



Hortensia bleu.



Culture sur brûlis.

- 78 -
La valeur 7 est prise comme référence. On est alors amené à distinguer trois types de solutions aqueuses (mélanges avec de l'eau):

- les solutions dont le pH est inférieur à 7 sont des solutions **acides**,
- les solutions dont le pH est égal à 7 sont des solutions **neutres**,
- les solutions dont le pH est supérieur à 7 sont des solutions **hydroxydes** (ou basiques ou alcalines).

Un acide est donc une solution où le nombre d'ions hydrogène H^+ est supérieur au nombre d'ions hydroxyde OH^- .

Un hydroxyde est donc une solution où le nombre d'ions hydrogène H^+ est inférieur au nombre d'ions hydroxyde OH^- .

La mesure du pH

On peut mesurer la valeur du pH de plusieurs façons:

Les indicateurs colorés

Ce sont des matières naturelles ou synthétiques dont la couleur change sous l'action des acides ou des hydroxydes. Ces indicateurs changent de couleur à différentes valeurs du pH. Cette valeur est dite zone de virage de l'indicateur. On détermine si la solution est acide, neutre ou hydroxyde en regardant la couleur qu'il a prise.

Le papier pH

Les indicateurs colorés ne changent pas tous dans le même domaine pH. Un mélange judicieusement choisi de ces indicateurs permet d'avoir une variation continue de la couleur le long de l'échelle de pH. Un papier imbibé de ce mélange permettra de déterminer le pH d'une solution dans laquelle on le plonge.

Le pH-mètre

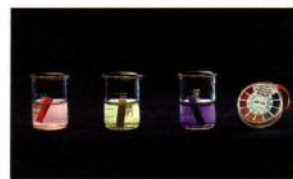
Cet appareil électrique permet de mesurer directement la valeur du pH dans la solution. Cet appareil est le plus précis des moyens de détermination du pH.



Indicateurs colorés en milieu acide.



Indicateurs colorés en milieu basique.



Papier pH. La couleur montre, de gauche à droite, un milieu acide, neutre et basique.



pH-mètre électronique.

- 79 -

- 80 -

3 Les solutions ioniques

L'eau distillée est mauvaise conductrice d'électricité. En revanche, l'eau de mer ou l'eau minérale conduisent mieux l'électricité. Comme on l'a déjà vu en parlant de la liaison électrovalente, ce phénomène s'explique par la dissociation des molécules de sels en ions. On parle alors de solution ionique.

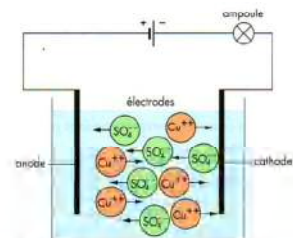
EXPÉRIENCE Plonger deux électrodes dans un béccher rempli d'eau distillée. Installer une lampe en série sur le circuit et brancher une pile. Verser un peu de sulfate de cuivre dans l'eau. Observer et expliquer.

Ce que nous apprend cette expérience

Le sulfate de cuivre permet au courant de circuler dans la solution. La cathode (reliée au pôle négatif du générateur) se colore en rouge car du cuivre s'y est déposé. Ce principe est celui utilisé en galvanoplastie.



Poche de sang pour transfusion.



Déplacement des ions dans une solution ionique.

La galvanoplastie

Cette opération consiste à déposer sur un objet quelconque servant de moule **une couche de métal**. Dans un premier temps, on réalise un moule en plâtre, cire ou plastique de l'objet désiré que l'on rend conducteur en l'exposant à des vapeurs métalliques ou en l'enduisant de vernis. Ce moule est alors plongé à la cathode d'un bain électrolytique dans lequel on a dissous un sel du métal voulu. On fabrique ainsi les **clichés d'imprimerie, les matrices pour la fabrication des disques et certaines reproductions d'objet d'art**.

Les eaux minérales

La lecture de la composition d'une eau minérale révèle la présence d'ions positifs et négatifs. Ces ions sont issus de la dissociation de sels divers et il est impossible de savoir quelle était la nature originale de ces sels. Les quantités sont faibles, mais sont pourtant responsables du goût et des qualités curatives de ces eaux.

La dureté de l'eau



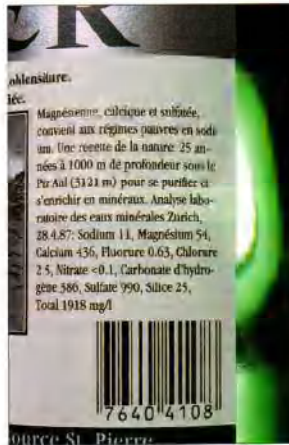
Comment s'y prendre pour déterminer la quantité de calcaire se trouvant dans de l'eau provenant de divers lieux ?

Ce que nous apprend cette expérience

Selon le type d'eau utilisée, les détergents, les savons ne réagissent pas de la même façon. Le procédé de mesure consiste à mélanger quelques gouttes de solution de savon à l'eau à analyser. La dureté de l'eau sera mesurée en fonction de la quantité de solution de savon qu'on introduira dans l'eau sans que celle-ci se mette à mousser lorsqu'on l'agite. Les molécules de savon précipitent les ions de calcium (Ca⁺⁺) ou autres. Aussi longtemps qu'il y a des ions dans l'eau, les détergents ne sont pas disponibles pour laver autre chose.

Le tartre

Le calcaire présent dans l'eau est responsable du tartre, qui est une croûte dure et insoluble qui se dépose sur les parois des canalisations, des chaudières et des fers à repasser. Pour enlever le tartre, il faut gratter la croûte ou l'attaquer à l'acide.



Dépôt de tartre.

Les besoins en ions

Pour garder une bonne santé, les organismes vivants ont besoin d'ions. Le calcium est nécessaire à la croissance et à la solidité des os, le fer entre dans la composition du sang, le sodium et le potassium sont nécessaires au système nerveux. La digestion est facilitée par les bicarbonates, le fluor prévient la carie dentaire et le magnésium aide à lutter contre la fatigue.

Combinaisons à trois éléments

Ces combinaisons contiennent souvent de l'oxygène; les plus courantes ont des noms formés de la même façon que ceux à deux éléments, le suffixe étant -ate.

Exemples

- Chlorate de sodium, NaClO₃ (herbicide)
- Sulfate de fer, FeSO₄ (médicament contre l'anémie)
- Carbonate de calcium, CaCO₃ (calcaire, craie)

Les combinaisons correspondantes où le métal est remplacé par l'hydrogène s'appellent de la même manière, mais ce sont des acides et prennent le suffixe -ique.

Exemples

- H₂SO₄, sulfate d'hydrogène ou acide sulfurique
- H₂CO₃, carbonate d'hydrogène ou acide carbonique
- HClO₃, chlorate d'hydrogène ou acide chlorique

Si la partie non métallique est remplacée par le groupe hydroxyle OH, on parle alors d'hydroxyde.

Exemples

- NaOH, hydroxyde de sodium
- Mg(OH)₂, hydroxyde de magnésium

5 La pollution de l'eau

L'industrialisation et la démographie galopante engendrent de plus en plus de déchets qui vont encore trop souvent directement dans l'eau. L'eau a un certain pouvoir d'auto-purification et décompose chimiquement certaines impuretés par l'oxygène et les bactéries qu'elle contient. Trop de déchets épuisent ce potentiel et l'équilibre naturel de la vie aquatique est détruit. On procède donc au traitement de l'eau.



Eau polluée.

On trouve ces ions dans notre alimentation. Les exemples les plus connus sont l'apport en fer par le foie (celui des épinards est anecdotique) et de calcium par les produits laitiers. Des études ont permis de chiffrer les besoins journaliers en ions de l'être humain. En effet, il n'en faut ni trop, ni trop peu. L'excès de sodium peut provoquer des maladies cardiovasculaires, une carence en fer peut entraîner l'anémie et celle de calcium le rachitisme.

4 Les noms chimiques

Les substances chimiques sont baptisées suivant des règles qui doivent tenir compte du type et du nombre d'atomes qui constituent la molécule. Les combinaisons sont multiples et les règles assez complexes. Nous allons nous familiariser avec des molécules usuelles à deux et trois éléments.

Combinaisons à deux éléments

On prend en général le nom de l'élément le plus électro-négatif avec le suffixe -ure, et le nom intact du deuxième.

Exemples

- Chlorure de sodium, NaCl (sel de cuisine)
- Sulfure de molybdène, MoS₂ (lubrifiant solide, utilisé dans l'espace)
- Carbure de calcium, CaC₂ (le carbure des lampes à acétylène)

Dans le cas particulier de l'oxygène, le suffixe -ure est remplacé par -yde.

Exemple

- Oxyde de fer, Fe₂O₃ (rouille)

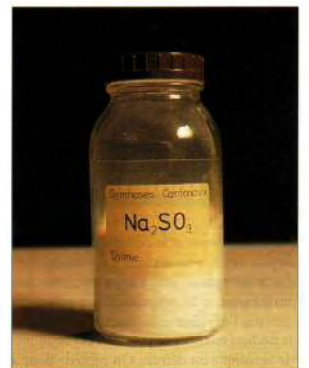
Si le métal est remplacé par de l'hydrogène, ce sont des acides et le suffixe est -hydrique.

Exemples

- Chlorure d'hydrogène, HCl, acide chlorhydrique
- Sulfure d'hydrogène, H₂S, acide sulfhydrique



Laboratoire de chimie.



Etiquette de produit chimique.

On peut la traiter à deux moments :

- Avant de la rejeter dans la nature

Par des stations d'épuration in situ, c'est-à-dire au moment de la production d'eau usée.

- Avant sa distribution

Les méthodes de purification combinent des procédés de séparation (décantation, filtration) et des réactions chimiques :

- la floculation qui précipite à partir de chlorures ferriques les particules solides en suspension ;
- l'oxydation des bactéries et virus indésirables (on utilise du chlore, de l'ozone voire des rayons UV).

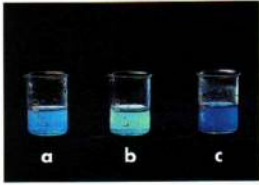
Ces procédés sont cependant inopérants pour éliminer les métaux lourds comme le plomb et le mercure qui peuvent être présents dans certaines eaux d'évacuation industrielles.




Station d'épuration. (détail)

E
EXERCICES

- 1 Qu'est-ce qu'un ion?
- 2 Pourquoi une solution qui contient des ions est-elle globalement neutre? Illustrer la réponse à l'aide d'un exemple.
- 3 Les solutions de sulfate de cuivre présentées sur la photo ont des concentrations différentes. Les classer par ordre de concentration croissante.



- 4 Qui appelle-t-on une solution diluée, une solution concentrée, une solution saturée?
- 5 Quelle est la différence essentielle entre un atome de cuivre et un ion cuivre Cu^{++} ?
- 6 Une solution de chlorure de sodium contient 10^{23} ions Na^+ . Combien de ions de chlore Cl^- contient-elle?
Même question avec du chlorure de magnésium (MgCl_2).
- 7 Les dentifrices contiennent du fluor. Cet atome est présent sous la forme de fluorure de sodium. Quelle est la proportion existant entre le nombre d'ions fluor et d'ions sodium présents dans une pâte dentifrice?
- 8 Copier et compléter
Le pH d'une solution est inférieur à 7.
Le pH d'une solution ou est supérieur à 5.
Dans une solution acide, le nombre d'ions hydrogène est à celui des ions hydroxydes.
Dans une solution, le nombre d'ions H^+ est égal au nombre des ions OH^- .
Dans une solution hydroxyde, le nombre d'ions hydroxyde est à celui des ions hydrogène.

- 9 D'où proviennent les ions hydrogène et hydroxyde présents dans l'eau pure?
- 10 Rechercher, parmi les produits que vous avez à domicile, ceux portant l'indication du pH. Les classer selon le type de substance (acide, neutre, hydroxyde).
- 11 2 molécules d'eau se dissocient pour 1 milliard de molécules d'eau. Combien de molécules se sont dissociées dans un litre d'eau qui est composé de $3,3 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau. Combien d'ions H^+ et OH^- seront donc présents dans l'eau?
- 12 Quel sera le pH d'un litre de vinaigre si on sait qu'il y a 10000 fois plus d'ions H^+ que dans un litre d'eau? (Rappel: le pH diminue d'une unité quand le nombre d'ions H^+ augmente d'un facteur 10).
- 13 Si le nombre d'ions OH^- dans une solution augmente d'un facteur 1000, que peut-on déduire de la valeur du pH de cette solution?
- 14 Un litre d'eau pure contient $6 \cdot 10^{16}$ ions H^+ et $6 \cdot 10^{16}$ ions OH^- . Calculer le nombre d'ions OH^- et H^+ dans un litre d'eau de Javel dont le pH est de 10.
- 15 Cuire des choux rouges et récupérer le jus de cuisson. Noter les changements de couleur du jus de cuisson si on y ajoute du vinaigre ou du détergent.

- 16 Dans un litre d'eau minérale, y a-t-il plus d'ions H^+ ou d'ions Ca^{++} ? L'eau Volvic contient par exemple 10,4 mg d'ions calcium Ca^{++} . Un seul ion calcium a une masse de $6,6 \cdot 10^{-23}$ grammes.
- 17 On ajoute du sel de cuisine à de l'eau pure. Quels ions sont alors présents dans l'eau? L'eau est-elle globalement neutre? Que peut-on dire du pH de cette solution?
- 18 L'eau de pluie a un pH inférieur à 7. En donner une explication.

Corrigé des exercices

L'eau et ses solutions

Exercice 1

Un atome ou groupe d'atomes auquel on a enlevé ou ajouté un ou plusieurs électrons forme un ion. Dans un ion, la somme globale des protons n'est pas égale à la somme globale des électrons.

L'eau et ses solutions

Exercice 2

Les ions sont issus de la dissociation d'une molécule neutre. Par conséquent, une solution est globalement neutre du point de vue des charges électriques (elle peut cependant être acide ou hydroxyde); elle contient autant d'ions positifs que d'ions négatifs.
L'exemple de la dissociation du sel dans l'eau l'illustre: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

L'eau et ses solutions

Exercice 3

La concentration de solution de sulfate de cuivre la plus faible est dans le récipient b; la concentration moyenne dans le récipient a et la concentration la plus forte dans le récipient c. La couleur plus foncée indique une concentration plus élevée.

L'eau et ses solutions

Exercice 4

Dans une solution diluée, la quantité de substance en solution est faible par rapport à la quantité de solvant.

Dans une solution concentrée, la quantité de substance en solution est élevée par rapport à la quantité de solvant.

Dans une solution saturée, la quantité de substance dissoute est maximale; la substance se présente sous deux formes: substance non dissoute (dépôt au fond du récipient) et substance en solution. Ajouter de la substance ne conduit pas à l'augmentation de la concentration de la solution mais à l'augmentation du dépôt au fond du récipient. A noter que la solubilité augmente généralement avec la température.

L'eau et ses solutions

Exercice 5

L'atome de cuivre (Cu) contient autant d'électrons que de protons (29 de chaque).

Un ion cuivre (Cu^{++}) possède deux électrons de moins (27 électrons et 29 protons).

L'eau et ses solutions

Exercice 6

La solution contient aussi 10^{23} ions Cl^- car le chlorure de sodium NaCl est neutre.

La solution de chlorure de magnésium MgCl_2 contient 10^{23} ions Mg^{++} et $2 \cdot 10^{23}$ ions Cl^- puisque la molécule de chlorure de magnésium se dissocie en un ion magnésium (Mg^{++}) et en deux ions chlorure (Cl^-).

L'eau et ses solutions

Exercice 7

La présence d'acide (vinaigre) confère au jus de cuisson une couleur rouge alors que la présence de base (détergent) lui confère une couleur bleutée. Le chou rouge contient des pigments colorés qui changent de couleur en fonction du pH. On dit d'un tel colorant qu'il est un indicateur de pH.

L'eau et ses solutions

Exercice 8

Le pH d'une solution acide est inférieur à 7.
Le pH d'une solution basique ou alcaline est supérieur à 7.
Dans une solution acide, le nombre d'ions hydrogène est supérieur à celui des ions hydroxydes.
Dans une solution neutre, le nombre d'ions H^+ est égal au nombre des ions OH^- .
Dans une solution hydroxyde, le nombre d'ions hydroxyde est supérieur à celui des ions hydrogène.

L'eau et ses solutions

Exercice 9

Les ions hydrogène et hydroxyde présents dans l'eau pure proviennent de la dissociation de l'eau:
 $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$
Cette dissociation est très faible (2 molécules par milliard).

L'eau et ses solutions

Exercice 10

L'utilisation de papier pH permet de définir facilement l'acidité ou la basicité des substances présentes à domicile.

L'eau et ses solutions

Exercice 11

Deux molécules d'eau sont dissociées pour 10^9 molécules.
Un litre d'eau contient $3,3 \cdot 10^{23}$ molécules en tout.
Il contient donc: $\frac{3,3 \cdot 10^{23}}{10^9} \cdot 2 = 6,6 \cdot 10^{16}$ molécules dissociées,
soit $6,6 \cdot 10^{16}$ ions H^+ et $6,6 \cdot 10^{16}$ ions OH^- .

L'eau et ses solutions

Exercice 12

Le pH diminue d'une unité lorsque le nombre d'ions H^+ augmente d'un facteur 10 et le pH de l'eau pure est égal à 7.
Le vinaigre possède 10^4 fois plus d'ions H^+ que l'eau pure; son pH est égal à $7 - 4 = 3$.
Le pH du vinaigre est égal à 3.

L'eau et ses solutions

Exercice 13

Le pH augmente de trois unités, car, pour chaque augmentation d'un facteur 10 du nombre d'ions OH^- , le pH augmente d'une unité.

L'eau et ses solutions

Exercice 14

Le pH de l'eau pure est égal à 7. Une solution d'eau de Javel de pH = 10 contient donc 10^3 fois plus d'ions OH^- que l'eau pure et 10^3 fois moins d'ions H^+ que l'eau pure; un litre d'eau de Javel contient $6 \cdot 10^{13}$ ions H^+ et $6 \cdot 10^{19}$ ions OH^- .

L'eau et ses solutions

Exercice 15

La présence d'acide (vinaigre) confère au jus de cuisson une couleur rouge alors que la présence de base (détergent) lui confère une couleur bleutée. Le chou rouge contient des pigments colorés qui changent de couleur en fonction du pH. On dit d'un tel colorant qu'il est un indicateur de pH.

L'eau et ses solutions

Exercice 16

Le nombre d'ions Ca^{++} correspondant à 10,4 mg d'ions Ca^{++} s'obtient en divisant cette masse par la masse d'un ion Ca^{++} .

$$\text{On trouve } \frac{10,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{6,6 \cdot 10^{-23} \text{ g}} = 1,58 \cdot 10^{20} \text{ ions } \text{Ca}^{++}$$

Un litre d'eau pure contient $6,6 \cdot 10^{16}$ ions H^+ .
 $\frac{1,58 \cdot 10^{20}}{6,6 \cdot 10^{16}} = \text{environ } 2\ 400$

Il y a environ 2 400 fois plus d'ions Ca^{++} dans l'eau Volvic que d'ions H^+ .

L'eau et ses solutions

Exercice 17

En ajoutant du sel de cuisine à de l'eau pure, outre les ions H^+ et OH^- provenant de la dissociation de l'eau pure, on rencontre des ions Na^+ et Cl^- .
L'eau reste globalement neutre aussi bien du point de vue électrique que du point de vue chimique (pH = 7) car le sel de cuisine procure autant d'ions Na^+ que d'ions Cl^- et ne change pas le nombre de ions H^+ et OH^- .

L'eau et ses solutions

Exercice 18

L'eau de pluie, en tombant, récolte toutes sortes de substances qui, dissoutes et dissociées, modifie le pH de l'eau. Les plus courantes sont acides.
Le CO_2 forme de l'acide carbonique (H_2CO_3); le SO_2 , le NO_2 , ... (libérés dans l'atmosphère par la combustion des produits pétroliers) produisent des acides comme l'acide sulfurique (H_2SO_4).

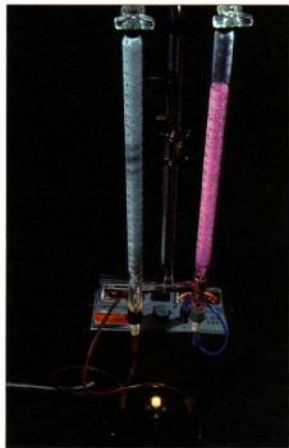
Chapitre 9. Solutions acides et hydroxydes. Notion quantitative de pH

La nature d'une solution aqueuse est définie par son pH. Nous allons nous intéresser à la façon de rendre des solutions acides ou hydroxydes (basiques) à partir de deux exemples, à la fabrication des acides et des hydroxydes, puis à une approche quantitative du pH.

1 La solution d'acide chlorhydrique

Pour rendre l'eau acide (pH inférieur à 7), il est nécessaire d'augmenter la concentration de ions H⁺. Il faut donc dissoudre dans l'eau un produit qui libérera des ions H⁺. Le plus connu et l'un des plus utilisés de ces produits est l'acide chlorhydrique. C'est un gaz qu'on dissout dans l'eau, ce qui donne un liquide incolore qui fume à l'air s'il est concentré; il est corrosif, irritant pour les voies respiratoires et très soluble dans l'eau. Il faut le manipuler avec toutes les précautions d'usage. On utilise l'acide chlorhydrique pour le détartrage, pour décaper les métaux à base de fer ou de zinc, pour l'extraction de certains métaux (tungstène, manganèse, vanadium, etc.) et pour le nettoyage des carrelages après leur pose. Mélangé à de l'acétylène (C₂H₂), il forme le chlorure de vinyle qui sert à la préparation de nombreuses matières plastiques et de fibres textiles.

- EXPÉRIENCE**
- Ajouter à de l'eau un peu d'acide chlorhydrique. Déterminer l'évolution du pH de la solution en fonction de la concentration d'acide.
 - Remplir un voltamètre (cuve à électrolyse) muni d'électrodes de platine avec de l'acide chlorhydrique. Déterminer la nature des gaz récupérés.



Electrolyse de l'acide chlorhydrique.

- EXPÉRIENCE**
- Placer un très petit morceau de lithium dans un cristallisoir rempli d'eau et couvrir. On prendra soin d'ajouter un indicateur coloré (phénolphthaléine) à l'eau. **Attention, cette expérience peut être violente!** Tester la conductibilité de la solution avant et après avoir introduit le morceau de lithium.



Lithium métallique dans l'eau.

Ce que nous apprennent ces expériences

L'action d'un hydroxyde sur le pH de l'eau est de l'augmenter. La réaction du lithium avec l'eau conduit à la création d'hydroxyde de lithium, que l'on peut vérifier à l'aide de l'indicateur coloré. Il se dégage en outre un gaz qui peut exploser sous l'effet de la chaleur dégagée par la réaction. C'est de l'hydrogène. On peut constater que le courant électrique traverse la solution obtenue. Cela est dû aux ions hydroxydes (OH⁻) fabriqués lors de la réaction ainsi qu'aux ions lithium Li⁺ (et dans une moindre mesure aux ions H⁺ et OH⁻ de l'eau).

Un hydroxyde dissous dans l'eau fournit des ions OH⁻ à la solution.

Cette caractéristique est commune à tous les hydroxydes.

3 Formation des acides

Lorsqu'un élément se combine chimiquement à l'oxygène, il se forme des molécules d'oxyde.

Si cet élément est un non-métal, nous obtenons un oxyde de non-métal appelé aussi oxyde acide.

EXPÉRIENCE Nous avons déjà vu comment obtenir du trioxyde de soufre à partir de soufre réagissant avec de l'oxygène gazeux. Faire réagir cet oxyde avec de l'eau et tester la solution obtenue.



Symbole «Produit corrosif».

Ce que nous apprennent ces expériences

L'action d'un acide abaisse le pH de l'eau. L'électrolyse de la solution montre à l'électrode négative (cathode) un gaz incolore qui s'enflamme avec une légère détonation: c'est de l'hydrogène. À l'électrode positive (anode), on observe un gaz verdâtre qui décolore l'indigo: c'est du chlore. Le courant électrique a circulé dans la solution grâce aux ions hydrogènes H⁺ de l'acide (et pour une faible partie de l'eau) et aux ions Cl⁻ (et dans une moindre mesure les ions OH⁻ de l'eau). On dit que la solution d'acide chlorhydrique est un électrolyte. La molécule d'acide chlorhydrique est HCl. À l'état pur, c'est un gaz à l'odeur piquante qui est très soluble dans l'eau.

Un acide dissous dans l'eau fournit des ions H⁺ à la solution.

Cette caractéristique est commune à tous les acides.

2 La solution de soude (hydroxyde de sodium)

Pour rendre l'eau hydroxyde (pH supérieur à 7), il est nécessaire d'augmenter la concentration des ions OH⁻. Il faut donc dissoudre dans l'eau un produit qui libérera des ions OH⁻. Parmi ces produits, le plus connu et l'un des plus utilisés est la soude ou hydroxyde de sodium. En solution, c'est un liquide incolore, visqueux au toucher et qui attaque les tissus organiques. On dit qu'elle est caustique. Il faut donc la manipuler avec toutes les précautions d'usage. Dans l'industrie, on utilise l'hydroxyde de sodium pour la fabrication de l'aluminium en traitant la bauxite, pour fabriquer des savons et des détergents, pour traiter la pâte à papier, entre autres. En laboratoire, on le trouve sous forme de paillettes ou de pastilles blanches. Il est très soluble dans l'eau.

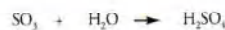


Pastilles d'hydroxyde de sodium.

- EXPÉRIENCE**
- Ajouter à de l'eau un peu d'hydroxyde de sodium. Déterminer l'évolution du pH de la solution en fonction de la quantité d'hydroxyde de sodium.

Ce que nous apprend cette expérience

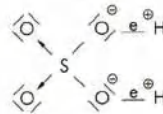
En mesurant le pH de la solution obtenue, on constate qu'elle est acide. L'équation chimique de cette réaction est:



Le nom de cet acide est: acide sulfureux.

Sa formule brute est: H₂SO₃.

Sa formule développée est:

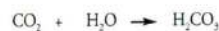


EXPÉRIENCE Nous avons déjà vu comment obtenir du gaz carbonique à partir d'un morceau de fusain réagissant à l'oxygène gazeux.

Faire réagir cet oxyde avec de l'eau et tester la solution obtenue.

Ce que nous apprend cette expérience

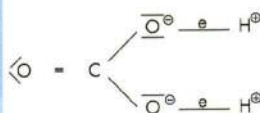
En mesurant le pH de la solution obtenue, on constate qu'elle est acide. L'équation chimique de cette réaction est:



Le nom de cet acide est: acide carbonique.

Sa formule brute est: H₂CO₃.

Sa formule développée est:



Prélèvement d'acide sulfurique à l'aide d'une pipette jaugée.

Généralisation

En faisant réagir un oxyde de non-métal avec de l'eau, on obtient alors un acide.

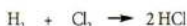
L'équation chimique générale s'écrit :



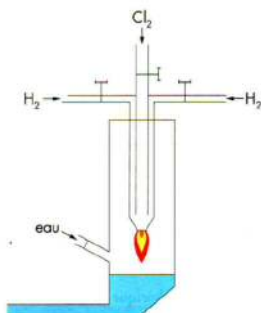
Les acides provenant de la réaction d'un oxyde de non-métal avec de l'eau se nomment oxacides (à cause de la présence d'oxygène dans leur formule brute).

Certains acides proviennent de la réaction directe d'un gaz avec de l'hydrogène gazeux : c'est le cas de l'acide chlorhydrique, qui est un hydracide (ne comportant pas d'oxygène dans la formule brute).

On fait brûler directement de l'hydrogène gazeux dans une atmosphère de chlore. Cette réaction dégage beaucoup de chaleur, aussi faut-il refroidir la chambre de combustion par un arrosage extérieur. La réaction donne de l'acide chlorhydrique qui se dissout facilement dans l'eau. L'équation chimique de cette réaction est :



Dans l'industrie, la dissolution se fait, à 100°C, dans des tours faites en matériaux dérivés du graphite, résistant à l'acide.



Dispositif de synthèse de l'acide chlorhydrique.

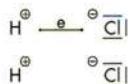
Propriétés des acides

Tout acide est capable de libérer un ou plusieurs ions H⁺ (protons).

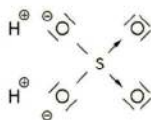
Exemples



en représentant la formule développée, on obtient :
le cation H⁺ n'est plus lié à l'anion. La molécule se casse en deux morceaux.



en représentant la formule développée, on obtient :
les deux cations H⁺ ne sont plus liés entre eux. La molécule se casse en trois morceaux.



- Acide acétique

C'est le plus important des acides organiques. Il est obtenu par distillation du bois ou par fermentation des jus de fruits (vinaigre). C'est un liquide incolore à l'odeur piquante. Il sert à la production de l'acétate de vinyle et de l'acétate de cellulose.

4 Formation des hydroxydes

Lorsqu'un élément se combine chimiquement à l'oxygène, il se forme des molécules d'oxyde.

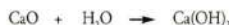
Si cet élément est un métal, nous obtenons un oxyde de métal appelé aussi oxyde basique.

EXPERIENCE Faire réagir de l'oxyde de calcium (appelé aussi chaux vive) avec de l'eau et tester la solution obtenue.

Ce que nous apprend cette expérience

En mesurant le pH de la solution obtenue, on constate qu'elle est hydroxyde (basique ou alcaline). En filtrant le liquide blanchâtre (le lait de chaux), il reste dans le papier filtre de l'hydroxyde de calcium. Le filtrat est limpide et contient l'hydroxyde de calcium qui a réussi à se dissoudre dans l'eau (l'eau de chaux).

L'équation chimique de cette réaction est :

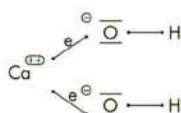


La formule brute est : Ca(OH)₂.

Sa formule développée est :



Oxyde de calcium «chaux vive».



Quelques acides

nom chimique de l'acide	formule	cations	anion	nom de l'anion
acide chlorhydrique	HCl	H ⁺	Cl ⁻	chlorure
acide sulfurique	H ₂ SO ₄	2 H ⁺	SO ₄ ²⁻	sulfate
acide phosphorique	H ₃ PO ₄	3 H ⁺	PO ₄ ³⁻	phosphate
acide carbonique	H ₂ CO ₃	2 H ⁺	CO ₃ ²⁻	carbonate
acide nitrique	HNO ₃	H ⁺	NO ₃ ⁻	nitrate
acide acétique	CH ₃ COOH	H ⁺	CH ₃ COO ⁻	acétate

Description des acides

- Acide sulfurique

C'est un liquide de consistance huileuse, incolore. Lorsqu'il est concentré, une seule goutte sur la peau provoque une plaie douloureuse. Il est également connu sous le nom de «virriols». Sa dilution dans l'eau dégage beaucoup de chaleur. Il peut «dissoudre» beaucoup de métaux et agit comme un déshydratant. Il est fabriqué industriellement à partir de soufre et sert dans les batteries au plomb.

- Acide phosphorique

Pur, c'est une substance blanche, cristalline qui se dissout facilement dans l'eau. Il se prépare en faisant agir de l'acide sulfurique sur un sel nommé phosphate de calcium. Les substances chimiques dérivées de cet acide sont les phosphates qui jouent un rôle important dans l'agriculture comme engrais chimiques.

- Acide carbonique

C'est un acide faible qui n'existe qu'en solution. Les boissons gazeuses en contiennent une faible quantité qui, par réaction chimique avec l'eau, dégage du gaz carbonique sous forme de bulles.

- Acide nitrique

A l'état pur, c'est un liquide incolore, à odeur caractéristique qui «fume» à l'air. C'est un des acides les plus forts et un puissant oxydant. Cet acide attaque tous les métaux, sauf l'or et le platine. On l'utilise pour la gravure du cuivre et pour préparer des engrais azotés. Mélangé à de l'acide chlorhydrique, il forme l'eau régale qui «dissout» l'or.



Acide sulfurique.

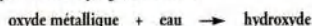


Acide nitrique.

Généralisation

En faisant réagir de l'eau sur un oxyde basique, on obtient un hydroxyde. Ce nom provient de la présence de l'ion hydroxyle OH⁻ qui existe dans chaque molécule de la famille des hydroxydes.

L'équation chimique générale s'écrit :



Ionisation des hydroxydes

Lorsque l'on dissout un hydroxyde dans l'eau, il se dissocie en ions en brisant la liaison électrovalente qui unit l'atome de métal et le ou les groupes hydroxydes.

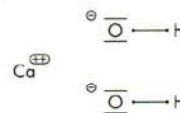
Chaque groupe hydroxyle forme l'ion OH⁻ (pour compléter la couche de l'atome d'oxygène à 8 électrons) en captant un électron du métal.

Le cation métallique a autant de charges positives que l'hydroxyde correspondant possède de groupe OH⁻.

Exemples



En représentant la formule développée de ce dernier, on a :



Les deux groupes hydroxydes (OH⁻) ne sont plus liés avec le cation. La molécule se casse en trois morceaux.



Ammoniaque.

Quelques hydroxydes

nom vulgaire	nom chimique	formule	cations	anions
soude caustique	hydroxyde de sodium	NaOH	Na ⁺	OH ⁻
potasse	hydroxyde de potassium	KOH	K ⁺	OH ⁻
barite	hydroxyde de baryum	Ba(OH) ₂	Ba ²⁺	2 OH ⁻
chaux éteinte	hydroxyde de calcium	Ca(OH) ₂	Ca ²⁺	2 OH ⁻
	hydroxyde d'aluminium	Al(OH) ₃	Al ³⁺	3 OH ⁻

5 Neutralisation

Un hydroxyde libère des ions hydroxydes (OH⁻) lorsqu'il est introduit dans l'eau.

Un acide, quant à lui, libère des ions H⁺.

EXPÉRIENCE Prendre une solution diluée d'acide chlorhydrique et la tester avec un papier indicateur pH.

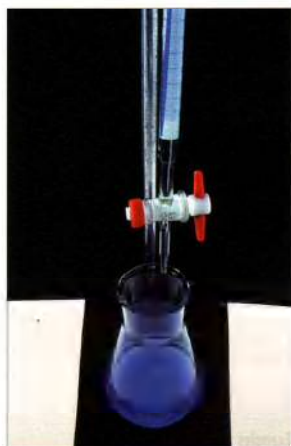
Prendre une solution diluée d'hydroxyde de sodium et la tester avec le papier pH.

Verser progressivement, goutte à goutte (burette!) la solution d'hydroxyde de sodium dans l'acide chlorhydrique. Tester la solution au papier pH après chaque essai.

Ce que nous apprend cette expérience

On constate qu'en mélangeant deux solutions dont le pH est inférieur à 7 pour l'une et supérieur à 7 pour l'autre, on peut obtenir une solution dont le pH donne une valeur proche de 7. Cette solution est donc neutre. Cette expérience se nomme neutralisation. La solution contient donc autant de ions H⁺ que de ions OH⁻: c'est la nature de l'eau.

Si l'on chauffe cette solution neutre (obtenue à partir de HCl et de NaOH) de façon à évaporer toute l'eau du récipient, on remarquera qu'un solide blanc reste au fond du récipient: ces cristaux blancs sont du sel de cuisine qui a pour nom chimique chlorure de sodium. Il provient des ions Na⁺ de l'hydroxyde et des ions Cl⁻ de l'acide. (Il est cependant déconseillé d'y goûter: il peut s'y trouver un excédent d'hydroxyde de sodium).



Méthode de neutralisation d'un acide (la couleur bleue de la solution est obtenue en ajoutant un indicateur coloré qui présente cette couleur en milieu basique).

Généralisation

Lorsque l'on fait réagir un acide avec un hydroxyde, on obtient un sel et de l'eau.

L'équation chimique générale s'écrit:

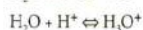
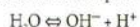


On écrira l'équation de neutralisation de l'hydroxyde de sodium par l'acide chlorhydrique ainsi:



6 Autoprotolyse de l'eau

L'eau pure est amphotère. Cela signifie qu'elle est capable indifféremment de céder ou de capter un proton:



Ce phénomène permet d'écrire, en tenant compte de ces deux réactions:



Cette équation constitue un équilibre chimique appelé autoprotolyse de l'eau.



Modèle moléculaire de l'eau.

7 Approche quantitative du pH

Le pH est défini par:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \text{ ou}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Rappel



On détermine expérimentalement la constante de cet équilibre et l'on en déduit que sur $555 \cdot 10^3$ molécules d'eau (555 millions). Cette dissociation n'intervient qu'une seule fois à température ambiante. Dans un litre d'eau, il y a 55,5 moles d'eau. Par conséquent, la concentration d'un ion hydronium (H₃O⁺), dans 1 litre d'eau est de 10⁻⁷ mole/litre. Il est évident que la concentration d'un hydroxyde (OH⁻) est aussi égale à 10⁻⁷ mole/litre.

Par conséquent, l'eau pure a un pH = 7.

On définit alors le produit ionique de l'eau:

$$K_e = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

K_e: produit ionique de l'eau

[H⁺]: concentration d'ions H⁺ en mole/litre

[OH⁻]: concentration d'ions OH⁻ en mole/litre

La neutralisation se fait par formation de molécules d'eau entre les ions OH⁻ (hydroxydes) et les ions H⁺ (acides). Il faut autant de chacun de ces deux ions pour qu'une neutralisation complète ait lieu.

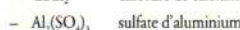
Exemple



Si chaque molécule d'hydroxyde libère dans l'eau 2 groupes OH⁻, il faudra deux fois plus de molécules d'acide si celui-ci n'est composé que d'un ion H⁺.

Le nom du sel est obtenu en connaissant le nom de l'anion de l'acide suivi du nom du cation de l'hydroxyde.

Exemples



Ce principe chimique est utilisé chaque fois que l'on veut neutraliser une substance.

Exemples

– traitement des eaux d'un lac acide

– traitement des aigreurs d'estomac

– traitement des eaux polluées, acidifiées puis neutralisées par l'hydroxyde de sodium

– chaulage des sols.



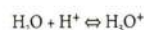
Sulfate d'aluminium.



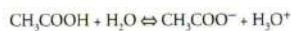
Traitement des eaux polluées dans une station d'épuration.

8 Phénomène acide-base

Il n'existe pratiquement pas d'ions H⁺ libres en solution aqueuse. Ils s'hydratent selon:



Cet équilibre est fortement déplacé vers la droite. Un acide ne peut manifester sa propriété de libérer un ou plusieurs protons que si une base est susceptible de les accepter puisqu'il n'existe pratiquement pas de protons libres en solution. Cette base peut être le solvant lui-même. Dans les solutions aqueuses d'acides, l'eau joue ce rôle de base. Par exemple, le vinaigre (acide acétique) ne révèle son goût acide qu'en solution selon:



Dans le phénomène acide-base, on est toujours en présence de deux couples entre lesquels a lieu l'échange de protons. Dans le cas de l'exemple ci-dessus, ces deux couples sont:



On dit que CH₃COO⁻ est la base conjuguée de CH₃COOH.

Dans la plupart des cas, ces couples acide-base constituent un équilibre chimique. On peut donc écrire la constante d'équilibre de façon générale en considérant la réaction:



La loi d'action de masse appliquée à cette réaction s'écrit (voir chapitre « Quelques notions de chimie quantitative »):

$$\frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = K$$

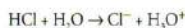
et [H₂O] étant considérée comme constante:

$$\frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_e$$

Cette nouvelle constante K_e est appelée « constante d'acidité ».

9 pH d'une solution d'acide fort

Par définition, un acide fort est totalement dissocié. Ceci implique que chaque molécule d'acide, en solution, donnera un ion H_3O^+ . Dans le cas, par exemple de l'acide chlorhydrique HCl, l'équation de réaction s'écrit :

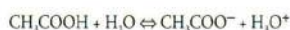


Dans cette réaction, la base très faible Cl^- ne joue aucun rôle dans l'acidité de la solution et le pH sera alors égal à :

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[HCl]$$

10 pH d'une solution d'acide faible

Un acide est dit faible s'il n'est que partiellement dissocié. C'est le cas par exemple de l'acide acétique :



On écrit la constante d'acidité K_a :

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

De cette relation, on tire : $[H_3O^+] = \frac{K_a \cdot [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$

$$\text{et : } pH = -\log \left(\frac{K_a \cdot [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \right)$$

Par souci de simplification d'écriture, on note $pK_a = -\log K_a$

$$\text{d'où : } pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Cette relation permet de calculer le pH de n'importe quel acide faible. Dans le cas de l'acide acétique, on détermine expérimentalement la valeur de K_a .

$$\text{A } 25^\circ C, K_a = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ et } pK_a = 4,8$$

Par conséquent, le pH d'une solution de base forte est donné par :

$$pH = 14 + \log [OH^-]$$

Exemple

Le pH d'une solution 10^{-2} mole/l de KOH est de :

$$pH = 14 + (-2) = 12$$

12 pH d'une base faible

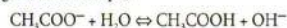
Comme pour un acide faible, une base faible sera partiellement dissociée en solution.

L'acétate de sodium CH_3COONa est une base faible. L'équation de cette réaction de dissociation dans l'eau s'écrit :



Chaque molécule de CH_3COONa donne un ion CH_3COO^- et un ion Na^+ .

En solution, l'ion acétate est en équilibre avec son acide conjugué (l'acide acétique) :



On peut définir, comme pour la constante d'acidité vue plus haut, une constante de basicité K_b :

$$K_b = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

Multiplions et divisons cette expression par $[H_3O^+]$, on obtient :

$$K_b = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_a}$$

Par cet artifice, on obtient : $pK_b = pK_a + pK_a$ et par suite :

$$pH = \frac{pK_a + pK_b + \log [CH_3COO^-]}{2}$$

L'examen de l'équation de réaction montre que :

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$$

$$\text{donc : } [H_3O^+]^2 = K_a \cdot [CH_3COOH]$$

$$\text{D'où } pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log [CH_3COOH])$$

D'une manière générale, on calcule le pH d'une solution d'acide faible par :

$$pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log c_0)$$

avec c_0 = concentration initiale de l'acide.

Exemple

Calculer le pH d'une solution 0,1 mole/litre d'acide acétique.

$$pH = \frac{1}{2} \cdot (4,8 - \log 0,1) = \frac{1}{2} \cdot (4,8 - (-1)) = 2,9$$

11 pH d'une solution de base forte

La soude caustique NaOH est une base forte. La réaction en solution aqueuse s'écrit :



Si la solution est relativement concentrée en NaOH, les ions hydronium H_3O^+ provenant de la dissociation de l'eau sont en très faible quantité par rapport aux ions OH^- provenant de la base. On néglige donc la participation des ions hydronium de l'eau.

La dissociation de NaOH étant « complète », on a :

$$[NaOH] = [OH^-]$$

Puisque $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, on en tire que

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$\text{Et } pH = -\log [H^+] = -\log \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{[NaOH]} =$$

$$14 + \log [NaOH] = 14 + \log [OH^-]$$

D'une façon générale, le pH d'une base faible est donné par :

$$pH = \frac{pK_a + pK_b + \log c_0 (\text{base})}{2}$$

Exemple

Déterminer le pH d'une solution 10^{-3} mole/litre de benzoate de sodium. Le pK_a de l'acide benzoïque étant égal à 4,2.

$$pH = \frac{14 + 4,2 + \log 1 \cdot 10^{-3}}{2} = 7,6$$

13 Indicateurs colorés

Les indicateurs colorés sont des couples acide-base faibles dont les espèces conjuguées présentent des couleurs différentes. En symbolisant l'acide et la base par HInd et Ind⁻, en solution aqueuse, le couple de constante d'acidité K_a est en équilibre chimique :



La teinte de l'indicateur dépendra du milieu, acide ou basique, dans lequel il se trouve. On peut écrire :

$$pH = pK_a - \log \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

On admet en général que l'indicateur prend par exemple sa couleur acide si

$$\frac{[HInd]}{[Ind^-]} \geq 10, \text{ soit } \log \frac{[Ind^-]}{[HInd]} < -1 \text{ ou bien : } pH < pK_a - 1.$$

De même, on détermine, pour la forme basique :

$$pH = pK_a + 1.$$

Par conséquent, dans la zone où le pH est compris entre $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$, l'indicateur présente sa teinte sensible, superposition des teintes acide et basique ; cette zone est

appelée **zone de virage**. On remarquera donc que l'utilisation d'un indicateur coloré pour la détermination du pH est relativement imprécise. Pour pallier à cet inconvénient, on produit des bandelettes recouvertes de 4 à 5 zones, chacune étant constituée d'un indicateur coloré différent, ce qui permet de cerner plus précisément la valeur du pH de la solution que l'on examine.

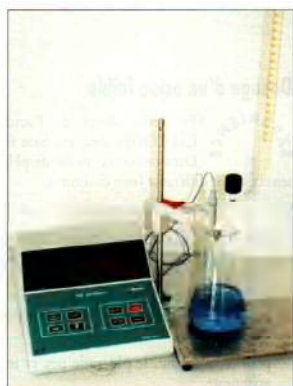
Exemples de domaine de virage de quelques indicateurs colorés

Indicateur	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Héliantine	rouge	3,1-4,4	jaune
Bleu de bromophénol	jaune	3,0-4,6	bleu
Rouge d'alizarine 5 (1)	jaune	3,7-5,2	violet
Vert de bromocrésol	jaune	3,8-5,4	bleu
Rouge de méthyle	rouge	4,2-6,2	jaune
Phénolphthaleïne	incoloré	8,2-10	rose
Vert de malachite (2)	vert	11,5-13,2	incoloré

Dosage d'un acide fort

EXPERIENCE Le dosage d'un acide fort par une base forte permet de déterminer la concentration de l'acide dosé, connaissant la concentration de la base utilisée. Ce dosage s'effectue à l'aide d'un pH-mètre, appareil électronique composé d'une électrode de mesure et d'un amplificateur de tension.

Dans un bécher, contenant par exemple 20,0 ml d'acide HCl à doser, mesuré précisément à l'aide d'une pipette jaugée, on introduit l'électrode pH. Une burette graduée contient une solution de soude NaOH de concentration $1 \cdot 10^{-2}$ mole/litre. On mesure le pH en fonction du volume de soude ajouté. On trace ensuite le graphe $\text{pH} = f(\text{ml de NaOH ajouté})$.



On remarque par contre que cette courbe présente deux points d'inflexion, l'un pour $V_b = 10$ ml, l'autre pour $V_b = 20$ ml. Ces deux points correspondent le premier à demi-équivalence, le second au point d'équivalence.

A la demi-équivalence, la relation :

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

prend une valeur particulière puisque, par définition, $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$, alors $\text{pH} = \text{p}K_a$. La valeur lue $\text{p}K_a = 4,8$ correspond bien à la valeur de l'acide acétique. On a ainsi une méthode d'analyse d'un acide faible!

A l'équivalence, la relation $c_1 \cdot V_a = c_2 \cdot V_b$ permet de déterminer la concentration de l'acide. On pourra, expérimentalement, doser du vinaigre et en conclure qu'il s'agit bien d'acide acétique!

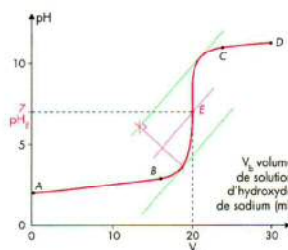
Le résultat obtenu appelle quelques commentaires :

La courbe est croissante et présente 3 parties distinctes :

- pour $V_b \leq 16$ ml, la courbe est quasiment rectiligne, le pH varie peu lors de l'adjonction de NaOH
- pour $V_b = 20$ ml, on observe un saut rapide de pH et la courbe change de concavité
- pour $V_b \geq 24$ ml, le pH varie faiblement et tend vers une asymptote.

Au point $V_b = 20$ ml, on observe un point d'inflexion appelé point d'équivalence E; le pH correspondant, dans ce cas est égal à 7! Les réactifs sont alors mélangés dans des proportions stoechiométriques, la quantité d'ions OH^- est égale à la quantité d'ion H^+ ou H_3O^+ présents initialement dans la solution. Si V_a et c_1 sont le volume et la concentration de l'acide, V_b et c_2 le volume et la concentration de la base, on peut écrire, au point d'équivalence: $c_1 \cdot V_a = c_2 \cdot V_b$, ce qui permet de déterminer aisément la concentration de l'acide cherchée: $c_1 = 1 \cdot 10^{-2}$ mole/litre.

Astuce: graphiquement, pour déterminer le point d'équivalence, on trace deux tangentes parallèles à la courbe (en vert sur le dessin), puis une perpendiculaire à ces tangentes et une droite parallèle à ces tangentes au milieu du segment perpendiculaire. L'intersection avec la courbe de pH donne le point d'équivalence.

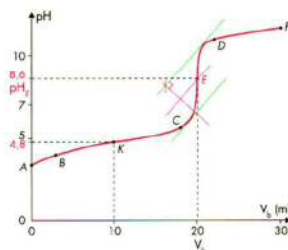


Dosage d'un acide faible

EXPERIENCE On désire doser de l'acide acétique CH_3COOH avec une base forte NaOH. Dans ce cas, la courbe de pH obtenue est sensiblement différente (voir ci-contre).

Cette courbe peut être décomposée en 4 parties :

- pour $0 \text{ ml} < V_b < 3$ ml, le pH croît nettement
- pour $3 \text{ ml} < V_b < 18$ ml, le pH varie peu
- pour $V_b = 20$ ml, on observe une variation brusque de pH mais moins importante que dans le cas de l'acide chlorhydrique
- pour $V_b > 21$ ml, le pH varie peu et tend vers une asymptote.



EXERCICES

- Copier et compléter.
L'hydroxyde de sodium appelé communément est très dans l'eau. Son pH est L'acide chlorhydrique est un liquide qui à l'air. Son pH est
Le pH d'une solution dépend de
- On a une solution incolore à analyser. Proposer une démarche qui permette de la reconnaître.
- Quelles sont les consignes de sécurité à appliquer dans un laboratoire?
- On a souvent recours à des produits neutres ou légèrement acides pour les soins corporels. Justifier ce choix.
- Indiquer la formule brute des hydroxydes suivants:
 - hydroxyde de sodium
 - hydroxyde de lithium
 - hydroxyde de potassium
 - hydroxyde de baryum
 - hydroxyde de césium
- Copier, compléter et équilibrer les équations de formation des hydroxydes suivants:

$$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

$$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$$

→ KOH
→ Mg(OH)₂
- Donner les équations générales de formation d'un hydroxyde à partir d'un métal.
- Comment obtient-on de l'hydroxyde de magnésium à partir du magnésium métallique?
Ecrire les équations confirmant votre réponse.
- Est-il possible de fabriquer un hydroxyde à partir de SO_2 ?
Si oui, écrire l'équation de formation.
Si non, expliquer pourquoi.
- Pour quelle raison la plupart des hydroxydes se dissocient-ils dans l'eau?
- Copier, compléter et équilibrer les équations de formation des acides suivants:

acide carbonique $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

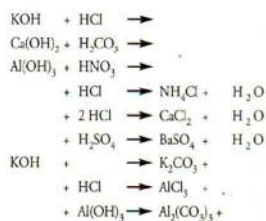
acide nitrique $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Voici une liste de produits chimiques:

H_2SO_4 KOH NaCl CH_3OH HCl
KCl Na_2SO_4

 - Identifier les acides et les hydroxydes.
 - Donner les équations des différentes neutralisations qu'il est possible d'effectuer à partir des produits de la liste. Souligner les sels obtenus.
 - Identifier les trois sels présents dans la liste et respectivement l'acide et la base d'origine.
- Les formules brutes des acides que vous connaissez comportent-elles un élément métallique? Et celles des hydroxydes?
- Au cours de chaque expiration, on propage dans l'air du CO_2 .
A votre avis, l'air expiré serait-il plutôt acide ou hydroxyde?
Ecrire l'équation chimique qui confirme votre réponse.
- Donner les équations de formation de l'acide sulfurique à partir de l'élément soufre.
Ne pas oublier de les équilibrer.
- Sachant qu'il existe en petites quantités du soufre dans le mazout que l'on brûle pour se chauffer, écrire et commenter les réactions chimiques qui expliquent les pluies acides.
- Dans de l'eau, on introduit de l'acide sulfurique, de l'acide nitrique, de l'hydroxyde de potassium et de l'hydroxyde d'aluminium.
Ecrire la formule brute et le nom de tous les sels qui pourraient se former après évaporation.



18 Copier, compléter et équilibrer les équations chimiques suivantes:



19 Ecrire les équations de neutralisation donnant comme produits les sels suivants et les équilibrer:

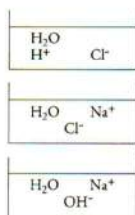
sulfate de sodium, phosphate d'ammonium, bromure de césium

20 Avec les éléments Be, P, O et H, former un sel, un acide, un hydroxyde et 3 oxydes.

21 On fait réagir dans un erlenmeyer de l'acide chlorhydrique et de l'hydroxyde de calcium. Après la réaction, on chauffe la solution de sorte qu'il ne reste au fond de l'erlenmeyer que du chlorure de calcium.

- Comment appelle-t-on ce type de réaction?
- Pourquoi chauffe-t-on la solution?
- Ecrire et équilibrer l'équation de cette réaction.

22 Voici trois récipients contenant différents produits



Dans ces récipients:

Y a-t-il une solution neutre? Si oui, laquelle?

Y a-t-il une solution acide? Si oui, laquelle?

Y a-t-il une solution basique? Si oui, laquelle?

Justifier chacune des réponses.

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 1

L'hydroxyde de sodium appelé communément *soude caustique* est très soluble dans l'eau. Son pH est supérieur à 7. L'acide chlorhydrique est un liquide incolore qui fume à l'air. Son pH est inférieur à 7. Le pH d'une solution dépend de la concentration en ions H^+ .

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 2

En trempant un papier pH dans la solution à analyser, on détermine si elle est acide, neutre ou basique. D'autres caractéristiques peuvent être recherchées avec d'autres méthodes d'analyse (odeur, indice de réfraction, réactifs, chaleur, ...).

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 3

Elles sont nombreuses, voici les principales:

- Porter des lunettes. Ne pas manger, ni boire, ni fumer.
- Ne pas pipetter des solutions acides ou basiques à la bouche. Utiliser un appareil à aspirer.
- Toute manipulation de produits volatils doit se faire sous une chapelle.
- Pour diluer un acide concentré (par exemple l'acide sulfurique) il faut toujours verser progressivement l'acide dans l'eau et jamais le contraire.
- Ne pas verser dans l'évier des solutions dont on ignore la composition.
- Certains produits sont très réactifs. Par exemple le sodium réagit violemment avec l'eau. La réaction est exothermique et l'hydrogène dégagé peut exploser spontanément. Il ne faut donc pas mélanger des produits dont on connaît mal les propriétés.
- ...

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 4

La peau supporte mal les produits basiques.

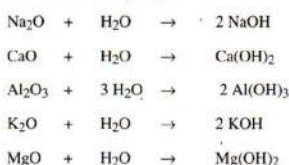
Solutions acides et hydroxydes

Exercice 5

- hydroxyde de sodium: NaOH
- hydroxyde de lithium: LiOH
- hydroxyde de potassium: KOH
- hydroxyde de baryum: Ba(OH)₂
- hydroxyde de césium: CsOH

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 6



Solutions acides et hydroxydes

Exercice 7

métal + oxygène → oxyde métallique oxyde métallique + eau → hydroxyde

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 8

On obtient d'abord l'oxyde de magnésium comme produit de combustion du magnésium avec de l'oxygène: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$

L'hydroxyde est obtenu en faisant réagir l'oxyde avec de l'eau: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 9

SO₂ ne donnera pas d'hydroxyde car le dioxyde de soufre est un oxyde de non-métal. La réaction avec de l'eau donnera de l'acide sulfureux: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$.

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 10

Les hydroxydes sont obtenus à partir d'oxydes métalliques. On assiste, dans l'eau, à une dissociation des molécules en cations métalliques et en anions hydroxydes car leurs liaison est du type ionique (ou électrovalente).

Solutions acides et hydroxydes

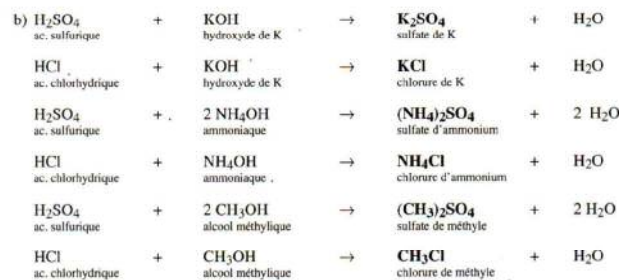
Exercice 11

- acide carbonique: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- acide nitrique: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 12

- H₂SO₄ et HCl sont des acides
KOH; CH₃OH et NH₄OH sont des hydroxydes



c) Sels présents dans la liste:

- KCl (chlorure de potassium) obtenu par la réaction d' HCl et de KOH
- NaCl (chlorure de sodium) obtenu par la réaction d' HCl et de NaOH
- Na₂SO₄ (sulfate de sodium) obtenu par la réaction d' H₂SO₄ et de NaOH

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 13

Les acides sont obtenus par la réaction d'un oxyde de non-métal sur de l'eau; ce sont des oxacides. Ils ne contiennent pas d'élément métallique.

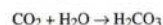
Les hydracides sont obtenus par la réaction directe d'un gaz avec de l'hydrogène gazeux.

Les hydroxydes sont obtenus par réaction d'un oxyde métallique sur de l'eau, il contiennent donc un élément métallique.

Solutions acides et hydroxydes

Exercice 14

Le CO₂ expiré réagit avec l'humidité de l'air pour former de l'acide carbonique (H₂CO₃).



Solutions acides et hydroxydes

Exercice 15

Les équations de formation de l'acide sulfurique sont:



Solutions acides et hydroxydes**Exercice 16**

Le soufre présent dans le mazout s'échappe par la cheminée essentiellement sous forme de SO_2 :
 $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

Le dioxyde de soufre réagit avec l'eau contenue dans l'atmosphère pour former de l'acide sulfureux (H_2SO_3):
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

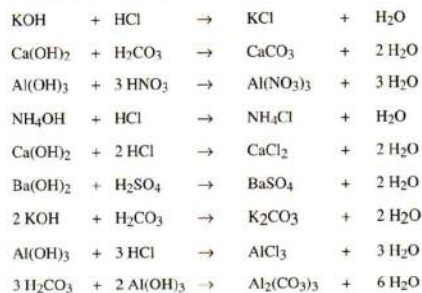
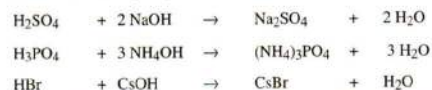
Solutions acides et hydroxydes**Exercice 17**

L'acide sulfurique et l'hydroxyde de potassium forment du **sulfate de potassium**: K_2SO_4 .

L'acide sulfurique et l'hydroxyde d'aluminium forment du **sulfate d'aluminium**: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

L'acide nitrique et l'hydroxyde de potassium forment le **nitrate de potassium**: KNO_3 .

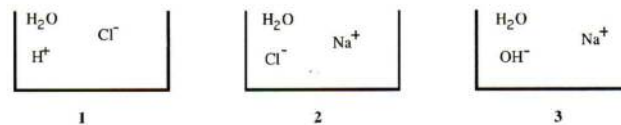
L'acide nitrique et l'hydroxyde d'aluminium forment du **nitrate d'aluminium**: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Solutions acides et hydroxydes**Exercice 18****Solutions acides et hydroxydes****Exercice 19****Solutions acides et hydroxydes****Exercice 20**

phosphate de béryllium Be_3PO_4 (sel) acide phosphorique H_3PO_4
hydroxyde de béryllium $\text{Be}(\text{OH})_2$ oxyde de béryllium Be_2O
sesquioxyde de phosphore P_2O_3 (hémi)pentoxyde de phosphore P_2O_5

Solutions acides et hydroxydes**Exercice 21**

- a) La réaction produisant un sel de calcium (chlorure de calcium) à partir d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de calcium est une **réaction de neutralisation**.
- b) On chauffe la solution pour évaporer l'eau et obtenir le **sel** sous forme cristallisée.
- c) $2 \text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Solutions acides et hydroxydes**Exercice 22**

- a) Dans le récipient **2**, la solution est une solution d'eau salée, il y a autant d'ions sodium que d'ions chlorure, la solution est **neutre**.
- b) Dans le récipient **1**, la solution est une solution d'acide chlorhydrique, il y a apport d'ions H^+ , elle est **acide**.
- c) Dans le récipient **3**, la solution est une solution d'hydroxyde de sodium, il y a apport d'ions OH^- , elle est **basique**.