

PHYSIQUE – CHIMIE (COURS 7 EME ANNEE)

Physique :

I- Le poids d'un corps :

A- La Masse :

1- Définition :

La masse d'un corps est strictement égale à la **quantité de matière** qu'il contient, c'est-à-dire au nombre et à la masse de chacun de ses **atomes**. La masse d'un corps est, tout comme celle d'un atome, indépendante de toutes conditions extérieures : déplacement, température, attraction terrestre, etc. Autrement dit, **la masse est invariable**.

Dans le Système international d'unités, la masse s'exprime en **kilogrammes (kg)** et non en **grammes (g)**. C'est la seule unité de base dont le nom comporte un préfixe. On utilise toutefois les multiples et sous-multiples du gramme, selon l'usage que l'on en fait : la masse d'une orange peut être par exemple de quelques dizaines de grammes, celle d'un homme de quelques dizaines de kilogrammes ($1 \text{ kg} = 1\,000 \text{ g}$), et celle d'un paquebot de quelques milliers de tonnes ($1 \text{ t} = 1\,000 \text{ kg}$).

La masse d'un objet se mesure avec une **balance**, système qui permet de comparer sa masse avec celles, connues, d'objets de différentes masses.

B- Le Poids :

Comme tous les objets qui ont une masse (certaines particules comme le photon n'ont pas de masse), la Terre exerce sur les objets une force qui les attire vers le sol : c'est l'**attraction gravitationnelle** (également appelée **attraction terrestre**, **pesanteur**, **gravité** ou **gravitation**).

1- Définition :

Cette force, appelée **poids de l'objet (noté P)**, s'exprime comme toutes les forces en **newtons (N)** et se mesure grâce à un **dynamomètre**. Elle est proportionnelle à la **masse de l'objet** (notée m) et à l'**intensité de la pesanteur** (notée g) : $P = m \times g$.

C'est le poids qui provoque la chute d'un corps. Un corps lâché sans vitesse tombe verticalement, car seul son poids, dirigé vers le centre de la Terre, agit sur lui (exemple d'une pomme tombant d'un arbre sous l'effet de son poids).

II- La force :

1- Définition :

Grandeur physique sur laquelle sont fondées la **dynamique** et la **statique**.

Une force est définie comme un agent capable de modifier l'état de **repos** ou de **mouvement** d'un corps (en **dynamique**), ou de produire une déformation (en **statique**).

On peut arriver à la définition conceptuelle de force et à sa mesure à partir de considérations tirées de l'**expérience**. Si, **par exemple**, on suspend un objet pesant à un ressort, ce dernier se déforme en s'allongeant. Dans ce cas, la force est définie comme la cause de la déformation. Si on suspend ensuite des objets de **masse double, triple**, etc., l'allongement correspondant du ressort est proportionnel à la masse.

De façon analogue, on peut agir sur un corps au repos (**par exemple**, en le poussant). Dans ce cas, le corps se met en mouvement et la force est définie (cette fois d'une façon dynamique) comme la cause du mouvement.

Agissant de façon identique sur des corps de masse différente, on peut faire, dans ce cas aussi, une comparaison des forces. On montre par l'expérience que la force est proportionnelle à l'**accélération** subie par le corps, et on peut la définir comme le produit de la masse au repos **m** du corps par l'accélération **a** qu'il subit (dans un repère fixe), c'est-à-dire **$F = ma$** . Cette équation est la **loi** fondamentale de la dynamique.

Les forces peuvent être de différentes sortes : **électriques**, quand elles s'exercent entre charges électriques; **magnétiques**, quand elles se produisent entre **circuits** parcourus par des **courants** ou entre **dipôles** magnétiques, ou encore sur des **particules** chargées en mouvement ; **gravitationnelles**, si elles se manifestent entre masses gravitationnelles; **nucléaires**, si elles s'exercent entre particules du **noyau** d'un **atome** ; **intermoléculaires**, si elles s'exercent entre **molécules** d'un corps, etc.

Dans la plupart des cas, les forces ne sont pas directement appliquées au contact du corps, mais se manifestent comme des actions à distance.

III- Notion de pression :

1- Définition :

Rapport entre la **force** F_n exercée perpendiculairement et uniformément sur une **surface** A et cette surface : la pression s'écrit $P = F_n/A$ et s'exprime en N/m^2 .

Dans le cas des **fluides (liquides ou gaz)**, on considère une surface infinitésimale interne à la **masse** du fluide ou un élément de surface des parois. La « **force** » est alors l'échange ou le flux de quantité de mouvement par unité de temps à travers la surface considérée. La pression est alors le rapport entre F et la surface considérée.

- **Pression atmosphérique :**

Pression exercée par les **molécules** de l'**air**, qui varie en hauteur, ainsi qu'un endroit à l'autre, dans la mesure où elle dépend de la composition locale des masses d'air, de la **température** et des **vents**.

Entre l'**équateur** et $10^\circ - 15^\circ$ de l'**atitute**, les pressions sont de l'ordre de **1 000 millibars (basses pressions)** ; entre $10^\circ - 15^\circ$ et $30^\circ - 40^\circ$ de latitude, les pressions sont de l'ordre de **1 020 millibars, 1 005 millibars (basses et moyennes pressions)** entre $30^\circ - 40^\circ$ et $60^\circ - 70^\circ$ de l'atitute et **1 030 (hautes pressions)** sur la **calotte polaire**.

- **Pression hydrostatique :**

Force exercée par un liquide au repos, en raison de son **poids**, sur une unité de surface des parois du récipient qui le contient (la pression peut aussi s'exercer sur un corps immergé dans le liquide).

La pression hydrostatique agit toujours dans une direction normale à la surface, son intensité est proportionnelle à la **profondeur** h à laquelle se trouve la surface considérée ainsi qu'au poids spécifique γ du liquide ($P = \gamma h$), et correspond donc au poids d'une colonne de liquide de base unité et de **hauteur** h .

Si la pression atmosphérique P_a agit sur la surface du liquide, la pression globale à la profondeur h sera :

$P = \gamma h + P_a$ (principe de **Stewin**). La pression hydrostatique s'exerce aussi sur le liquide lui-même en ce sens qu'une couche de liquide subit la pression des couches au-dessous d'elle (cette pression sur les couches du liquide peut d'ailleurs se manifester par des variations de densité). Inversement, si un liquide subit une pression P dans une conduite, la situation est la même que si elle subissait le poids d'une hauteur h de liquide, dite **hauteur piézométrique**.

IV- Etude de l'air :

1- Définition :

Mélange de **gaz, inodore, insipide, incolore** (pour de faibles épaisseurs) et **transparent**, qui constitue l'**atmosphère** terrestre.

Sa composition varie selon le lieu et l'**altitude**, selon l'**indice** de concentration des impuretés et des composants secondaires qu'il peut comporter.

L'**air pur** ou **sec**, c'est-à-dire ne contenant aucune impureté ni vapeur d'**eau**, se compose, dans la basse atmosphère, d'**azote (78% du volume)**, d'**oxygène (21%)**, d'**argon** et de **gaz rares (1%)**.

L'**air libre**, ou **réel**, c'est-à-dire celui que l'on respire, contient toujours de la vapeur d'eau (en quantité variable, mais jamais supérieure à **4%**) et également ce qu'on appelle les « **composants accidentels** », qui ont pour origine le sol, la mer, l'activité humaine, et qui représentent l'impureté de l'air : les plus communs sont les composés du carbone (en particulier l'**anhydride carbonique**), du **soufre** et de l'**azote** (particulièrement aux environs des grandes villes et des zones industrielles, principale cause de **pollution** atmosphérique), et les composés du **chlore** et de l'**iode** (aux abords des côtes).

L'air est mauvais conducteur de **chaleur** et d'**électricité** ; le **son** s'y propage à une vitesse d'environ **340m/s.**, dépendante de l'**humidité** et de la **température**. L'oxygène qu'il contient le rend **oxydant** et **comburant**.

L'air, qui garantit la **vie** sur notre **planète**, trouve également des emplois industriels dans la préparation de l'azote et de l'oxygène, et constitue en outre la principale source de gaz rares. Dans ce but, l'air est liquéfié et les divers composants séparés, par l'intermédiaire de processus regroupés sous le nom de **rectification**.

V- Notion de température :

Grandeur physique qui exprime l'**état thermique** d'un **corps** et son aptitude à changer de l'**énergie** avec un autre corps ou avec l'extérieur.

Le concept de température est intimement lié à celui de **chaleur** et dérive de la sensation de **chaud** ou de **froid** que suscite en nous le contact avec les corps.

Le phénomène le plus communément utilisé pour la mesure de la température est la **dilatation** des corps ou des **fluides** : puisque en général une augmentation de température engendre une

augmentation de volume, on déduit indirectement la température en mesurant le volume occupé par le corps.

C'est sur ce principe que fonctionnent les **thermomètres** (à **mercure**, **alcool**, etc.). D'autres méthodes reposant sur la **thermoélectricité** permettent de mesurer la température.

La température définie par ces systèmes est appelée **température empirique**. La température est susceptible d'une définition plus rigoureuse d'un point de vue **thermodynamique**.

Le premier principe, si l'on considère **deux corps** séparés par une **paroi diatherme** (laissant passer la chaleur), la température peut être définie comme la grandeur qui, lorsque l'équilibre est atteint (plus d'échange de chaleur), est la même pour les deux corps.

La température β d'un corps est alors liée aux autres grandeurs thermodynamiques (**pression**, **volume**, etc.) par l'intermédiaire de l'**équation d'état**.

Pour un gaz parfait l'équation d'état s'écrit :

$$\beta = \frac{PV}{R}$$

R est une constante. La température définie dans la relation précédente est appelée **température absolue** et s'exprime en **kelvin**.

Le deuxième principe de la thermodynamique affirme que la chaleur passe toujours du corps le plus chaud vers le corps le plus froid. En considérant un cycle réversible opérant entre **deux sources** de température empirique **T₁** et **T₂** échangeant les quantités de chaleur **Q₁** et **Q₂**, le **deuxième principe** de la thermodynamique dit que les échanges de chaleur sont régis par la relation :

$$\frac{Q_2}{\beta(t_2)} = \frac{Q_1}{\beta(t_1)}$$

où $\beta(t_1)$ et $\beta(t_2)$ sont **deux fractions** de la température empirique semblables à un **facteur k** près.

On peut donc construire une échelle thermodynamique en utilisant, non pas **t**, mais la fraction $\beta(t)$.

Pour définir complètement cette échelle, il suffit de déterminer le facteur de façon à ce que la différence de β entre la température d'**ébullition** et la température de **solidification** (à **1 atm**) de l'**eau** soit égale à **100** (**échelle thermodynamique absolue** des températures).

Cette échelle présente l'avantage d'être indépendante des propriétés particulières des substances, puisqu'elle est définie de façon purement théorique. L'unité de mesure de cette échelle est également le kelvin, et les températures sont dans cette échelle toujours positives.

La **théorie cinétique des gaz** permet de relier la température à l'énergie d'agitation thermique (qui n'est autre que l'**énergie cinétique** des molécules) : l'énergie moyenne d'un gaz parfait est directement proportionnelle à sa température.

VI- Le Thermomètre :

Instrument de mesure de la température.

Quand l'instrument est relié à un système d'enregistrement, on a un **thermographe**.

Les mesures se font toujours de façon indirecte, en utilisant la différence de température entre le corps qu'on soumet à la mesure et l'instrument de mesure même.

Les **thermomètres à dilatation** mettent à profit les **variations de volume** d'un liquide provoquées par l'augmentation de température de l'instrument de mesure ; les **thermomètres électriques** exploitent les **variations de résistivité** des **conducteurs** et les **thermomètres magnétiques**, les **effets magnétiques directs**.

Ils peuvent utiliser un **liquide**, un **gaz** ou même un **solide**. Le **thermomètre à liquide** mesure la **dilatation** du **mercure** ou de l'**alcool** contenu dans un tube capillaire gradué.

Certains thermomètres, dits à **étranglement**, sont réalisés de manière à ce que le liquide une fois parvenu à son maximum ne redescende pas lorsque la température diminue.

Il existe aussi des thermomètres permettant de fixer la température minimale. On utilise, pour les thermomètres devant mesurer de rapides **fluctuations** de températures, de petits **bulbes cylindriques**.

En utilisant de grands bulbes, on obtient des thermomètres beaucoup plus précis, mais qui ne peuvent mesurer que des variations suffisamment lentes de température.

La sensibilité du thermomètre de **Beckmann** peut atteindre le **millième de degré**, tandis que celle du **thermomètre médical** ordinaire est d'environ **0,05°C**.

Les **thermomètres à mercure** peuvent mesurer des températures comprises entre **-38** et **-360°C** (point de **congélation** et d'**ébullition** du mercure respectivement).

Le **thermomètre à gaz** est constitué d'un bulbe contenant généralement de l'**hydrogène** ou de l'**hélium** relié à un **manomètre** à mercure qui en mesure la **pression** ; les mesures de température sont effectuées en maintenant la pression fixe et en observant les variations de volume (ou l'inverse)

Dans le cas d'un gaz parfait, les températures sont obtenues (on choisit comme point de référence le point de fusion de la glace) à partir de la loi $PV = RT$ (où T est mesuré en Kelvin).

Les thermomètres à gaz permettent de mesurer des températures extrêmement basses : en utilisant de l'hélium, on peut descendre en dessous de 10 K (-263°C).

La dilatation des solides peut également servir de à mesurer des températures : deux lames métalliques (de cuivre et de zinc par exemple) soudées sur toute leur longueur, s'allongent de façon différente lors d'une augmentation de température (thermomètre à bilame). On pourra alors traduire la déformation (courbure du côté du métal le plus dilatable) en termes de température grâce à une échelle graduée.

L'échelle des températures de ces thermomètres s'étend de 30 à 300°C , et leur sensibilité n'est jamais supérieure à $0,5^{\circ}\text{C}$.

VII- L'Electrisation :

Expression qui indique aussi bien le passage de charges électriques à travers une surface donnée (généralement la section d'un conducteur), que la mesure qui correspond à ce passage, et qu'on appelle plus exactement **intensité du courant électrique**, représentée par i et définie comme la charge q qui traverse la surface donnée dans l'unité de temps t : $i = q / t$.

Il consiste à arracher ou à apporter des électrons à un corps.

On distingue trois types d'électrisation :

- l'électrisation par contact ;
- l'électrisation par frottement ;
- l'électrisation par influence.

VIII- L'électricité :

1- Définition :

Phénomène connu depuis l'Antiquité par lequel l'ambre (elektron en grec), lorsqu'il est frotté, attire les corps légers tels que les grains de sucre, les morceaux de papier, etc.

Deux formes d'électricité furent mises en évidence, **positive (+)**, que l'on obtient en frottant du **verre**, et **négative (-)**, obtenue en frottant de l'**ébène**.

Ces deux formes d'électricité exercent des actions **attractives** ou **répulsives** qui sont décrites par la **loi de Coulomb**.

L'électricité a une **structure discontinue, corpusculaire**, et toute **charge** électrique s'exprime comme un multiple d'une charge élémentaire de valeur absolue $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Les porteurs de ces charges élémentaires sont les **électrons** et les **protons** (respectivement négatifs et positifs).

Les **atomes** ou **molécules** ayant perdu **un** ou **plusieurs** électrons possèdent donc une charge totale positive puisque les protons sont alors plus nombreux que les électrons.

Le **courant électrique** correspond à un flux, un déplacement d'électrons dans milieu donné. Les protons sont généralement aux **noyaux atomiques** et ne se déplacent pas lors du passage d'un courant.

Les **champs** créés par des **charges statiques** sont étudiés par l'électrostatique, ceux créés par des charges en mouvement par l'**électrodynamique**.

2- Circuits :

Un circuit électrique est un **assemblage de différents conducteurs** dans lesquels circule le courant électrique. Dans le cas d'un circuit simple comme celui d'une lampe électrique, le circuit est composé de fils électriques (ou fils de connexion), d'un interrupteur, d'une ampoule et d'une pile.

Un circuit électrique comporte donc au moins deux éléments : un **générateur** (pile, prise du secteur, etc.) et un **récepteur** (ampoule, moteur, etc.). Les **fils de connexion** véhiculent l'énergie électrique du générateur vers le récepteur. L'**interrupteur** assure l'ouverture (le courant ne passe pas) ou la fermeture (le courant passe) du circuit électrique.

a- Caractéristiques :

La **tension électrique** (notée U) correspond à une différence d'état électrique (ou **différence de potentiel électrique**) entre deux points d'un circuit électrique. Ainsi, la différence des potentiels électriques V_A et V_B entre deux points **A** et **B** du circuit est la tension électrique : $U_{AB} = V_A - V_B$

La tension et le potentiel électriques s'expriment en **volts (V)**. La tension électrique aux bornes d'un conducteur peut être mesurée grâce à un **voltmètre**.

L'**intensité du courant électrique** (notée I) correspond au **débit de charges électriques** en un point du circuit. L'intensité du courant qui traverse un conducteur s'exprime en **ampères (A)** et peut être mesurée à l'aide d'un **ampèremètre**.

C'est la tension électrique qui provoque le mouvement des charges. L'intensité électrique est donc directement liée à la tension.

Un conducteur laisse passer le courant, mais il possède toujours une certaine **résistance** (notée R), exprimée en **ohms (Ω)**. Plus la résistance d'un conducteur est grande, moins le courant passe.

Les **conducteurs ohmiques** sont particuliers : lorsqu'un conducteur ohmique est raccordé à un circuit, la tension électrique à ses bornes est strictement proportionnelle à l'intensité du courant : $U = R \times I$ Cette équation est appelée **loi d'Ohm**.

Par ailleurs, le passage du courant dans un conducteur s'accompagne généralement d'un dégagement de chaleur (appelé **effet Joule**) du fait de sa résistance (résistance d'un four électrique, d'un radiateur électrique, etc.).

Les dipôles électriques sont des composants pourvus de deux bornes électriques. Il en existe deux types : les **dipôles passifs** et les **dipôles actifs**.

Les dipôles passifs ne présentent aucune différence de potentiel entre leurs bornes lorsqu'ils ne sont pas raccordés à un circuit. L'ampoule électrique est un exemple de dipôle passif, de même que tous les conducteurs ohmiques. Un interrupteur est un dipôle passif qui s'oppose au passage du courant lorsqu'il est « **ouvert** » : les charges électriques ne peuvent plus circuler dans le circuit (le circuit est dit « ouvert »). Si l'interrupteur est « fermé », le courant circule normalement dans le circuit (le circuit est dit « **fermé** »). Une diode est un dipôle passif qui ne laisse passer le courant que si la tension atteint une valeur minimum : sa résistance n'est pas constante et devient très grande, voire infinie, au-dessous de cette valeur.

Les dipôles actifs, au contraire, présentent une différence de potentiel entre leurs bornes. La pile électrique et les accumulateurs sont des exemples de dipôle actif.

b- Branchements :

- Les circuits en série :

Lorsque deux conducteurs sont raccordés à une même branche d'un circuit (l'un à la suite de l'autre), par exemple l'ampoule et l'interrupteur d'une lampe électrique, on dit qu'ils sont branchés **en série** : toutes les charges électriques qui passent par l'interrupteur (si celui-ci est fermé) passent également dans l'ampoule. Un ampèremètre branché en série avec un conducteur mesure le débit des charges électriques dans le conducteur : le débit dans le conducteur est égal au débit dans l'ampèremètre.

Dans un circuit en série comprenant plusieurs ampoules, si l'une grille, toutes les ampoules s'éteignent. L'ampoule grillée joue alors le rôle d'un interrupteur ouvert, qui empêche la circulation

du courant. L'intensité du courant électrique délivré par la pile est la même pour les deux ampoules, mais la tension aux bornes du générateur est répartie entre les ampoules.

- Les circuits en parallèle :

Il est possible de dévier les charges électriques en effectuant un branchement « secondaire » sur le circuit : on crée ainsi deux circuits dérivés. Lorsqu'un conducteur est relié de cette façon au circuit, on dit qu'il est branché **en parallèle** (ou **en dérivation**). Les tensions électriques aux bornes de deux conducteurs branchés en parallèle sont les mêmes. C'est pourquoi, pour mesurer la tension aux bornes d'un conducteur, on branche le voltmètre en parallèle avec ce conducteur.

Dans un circuit comprenant plusieurs ampoules montées en parallèle, si l'une grille, les autres ampoules continuent de briller. Toutefois, l'intensité du courant électrique délivré par la pile est partagée entre les ampoules.

Chimie :

I- Les Eaux naturelles :

La Terre est souvent appelée la « **planète bleue** » parce que l'eau recouvre la majorité de la surface de la Terre (environ **71 %** de la surface). Le volume d'eau sur Terre est estimé à environ **1,4 milliard de km³**.

1- États de l'eau :

Sur la Terre, où le climat et le relief sont très variés, l'eau existe sous ses trois différents états : **solide**, **liquide**, **gaz**. C'est d'ailleurs le seul composé chimique qui se trouve dans la nature sous ses trois états.

Ainsi, selon son état, l'eau prend différentes formes :

- forme de **glace** ou de **neige** (état solide) dans les glaciers et les régions polaires ;
- forme d'**eau liquide** (état liquide) dans les océans, les rivières, les fleuves et les lacs ;
- forme de **vapeur d'eau** (état gazeux) dans l'atmosphère.

Plus de **97 %** de l'eau de la Terre se trouve sous forme liquide dans les **mers** et les **océans**.

2- Répartition :

Les quantités d'eau ne sont pas réparties de la même façon à la surface des continents.

Il y a par exemple très peu d'eau au niveau des tropiques (tropique du Cancer au Nord, tropique du Capricorne au Sud) où se retrouvent tous les **grands déserts** de la planète (comme le désert du Sahara en Afrique).

Au contraire, il y a beaucoup d'eau dans les régions proches de l'équateur où se situent les **grandes forêts** de la planète (la forêt amazonienne en Amérique du Sud, **par exemple**).

La majorité des habitants de la planète habitent dans la **région tempérée** de l'hémisphère Nord. Les précipitations y sont suffisantes pour vivre, sans être extrêmes (peu de sécheresses et peu d'inondations).

La quantité d'eau sur Terre est **toujours la même** depuis la formation de la Terre (il y a environ **4,5 milliards d'années**). L'eau est donc en théorie une **source inépuisable**. Ce même volume d'eau se transforme tout le temps en passant par ses trois différents états (vapeur d'eau, eau liquide, glace) : c'est le **cycle de l'eau**.

La circulation de l'eau se déroule en différentes étapes :

- **l'eau s'évapore** de la surface des continents, des mers et des océans ; cette évaporation forme les **nuages** ;
- **l'eau des nuages se condense** (passage de l'état gazeux à l'état liquide ou solide) puis retombe sur la surface sous forme de **précipitations** (pluie, neige, grêle) ;
- **l'eau ruisselle** enfin sur la surface terrestre (une partie **s'infiltré** dans le sous-sol et s'accumule dans les nappes d'eau souterraines), avant de **s'évaporer de nouveau**.

Le cycle de l'eau se déroule en permanence.

3- Disponibilité :

Pendant ce cycle continu, l'eau peut être **momentanément stockée** dans des réservoirs sous forme liquide (mers, océans) et de glace (régions polaires, glaciers), ou être seulement de passage dans les rivières et l'atmosphère.

L'eau reste seulement quelques semaines dans l'atmosphère et les cours d'eau, mais plusieurs **décennies** ou **siècles** dans les réservoirs (**20 ans** dans les lacs d'eau douce, environ **3 siècles** dans les mers et les océans, et entre **2 et 10 siècles** dans les glaciers et les calottes polaires).

L'eau de la Terre est principalement de l'**eau salée** (**97,2 %** de l'eau totale du globe). Cette eau se trouve dans les mers et les océans.

L'autre faible quantité d'eau (seulement **2,8 %** de l'eau totale du globe) est de l'**eau douce**. L'eau douce se situe majoritairement dans les régions polaires (**2,15 %**), dans le sous-sol avec les eaux souterraines (**0,63 %**), dans les lacs, les fleuves et les rivières (**0,019 %**). Le plus faible pourcentage d'eau douce se retrouve dans l'atmosphère (seulement **0,001 %**).

La quantité d'eau douce que les hommes peuvent facilement récupérer est donc extrêmement faible (seulement les eaux du sous-sol). Il est aussi très long et surtout très cher de fabriquer de l'eau douce à partir de l'eau de la mer (**dessalage** de l'eau de mer).

L'eau est le **principal constituant de tous les êtres vivants** (bactéries, champignons, plantes, arbres, animaux, hommes). Les êtres humains sont constitués en moyenne de **70 %** d'eau, tandis que les méduses en contiennent plus de **90 %**.

4- Cycle de l'eau :

Le volume total d'eau sur Terre **circule en permanence** sur tout le globe : dans l'**atmosphère**, en **surface** et dans le **sous-sol**. Ce déplacement de l'eau sur la Terre est appelé **cycle de l'eau**.

On distingue **quatre étapes** dans le cycle de l'eau :

- 1- l'eau s'évapore :** (transformation de l'eau liquide en vapeur d'eau) de la surface de la Terre ;
- 2- l'eau se condense :** (passage de l'état de vapeur à l'état liquide ou solide) sous forme de **nuages** dans l'atmosphère, ce qui provoque les **précipitations** (pluies, neige, grêle) ;
- 3- les précipitations ruissellent** sur la surface terrestre ;
- 4- l'eau des précipitations peut aussi être stockée** sur une courte période avant de s'évaporer de nouveau.

Ce cycle naturel de l'eau se déroule ainsi en permanence depuis des **milliards d'années**.

A- Évaporation :

L'**évaporation totale** (appelée **évapotranspiration**) est la somme des évaporations du sol et de la végétation, et de la **sublimation** (transformation de la glace en vapeur d'eau) de la glace des régions polaires. Cette évaporation dépend de la température de l'air, de la vitesse du vent, du type de sol et de la végétation.

L'évaporation est très faible près des pôles, mais elle est beaucoup plus importante près de l'équateur. Le phénomène de l'évaporation est essentiel car il permet à l'eau d'aller vers l'atmosphère pour former les **nuages**.

B- Précipitations :

La vapeur d'eau des nuages se condense dans l'atmosphère pour former les précipitations. Ces précipitations tombent sur la surface terrestre sous différentes formes. Lorsque que les fines gouttelettes d'eau des nuages sont suffisamment grosses, elles tombent : **il pleut**. Si les nuages rencontrent des courants d'air froid, la vapeur d'eau des nuages se transforme en eau solide : **il neige** ou **il grêle**.

La quantité des précipitations varie sur le globe terrestre de quelques millimètres par an dans les déserts (comme le désert du Sahara) à plusieurs mètres près de l'équateur. Cette répartition des précipitations sur la Terre est principalement due aux **mouvements des vents** qui sont étudiés en **météorologie**.

C- Ruissellement :

L'eau qui ruisselle à la surface de la Terre provient soit des **eaux de pluie**, soit des **eaux de fonte des glaciers**. Cette eau ruisselle en surface jusqu'aux rivières, qui vont toutes jusqu'aux océans. Une autre partie de cette eau s'infiltré dans le sol et ruisselle dans les roches de la Terre.

Ce **ruissellement dans le sous-sol** alimente les **nappes d'eau souterraines**, appelées nappes phréatiques ou nappes aquifères. Celles-ci jouent un rôle essentiel pour l'homme, puisqu'elles constituent d'énormes **réservoirs d'eau potable**.

Les activités humaines modifient toutes les étapes du cycle naturel de l'eau. Les **aménagement du territoire** (extension des villes et des zones industrielles, déforestation, etc.) ont une très grande influence sur l'évaporation en surface.

La quantité et la qualité des pluies sont également modifiées par la **pollution de l'atmosphère** (problème des **pluies acides**). Le ruissellement est stoppé par les **canaux d'irrigation** utilisés pour l'agriculture et par les **barrages** qui servent à produire de l'électricité.

Le stockage de l'eau dans le sous-sol varie en fonction de la quantité d'eau prise dans les puits. Toutes ces modifications sont dangereuses car elles changent rapidement et pour très longtemps le cycle naturel de l'eau.

II- Les Trois états de la matière :

La matière existe sous **trois formes** : **solide**, **liquide** ou **gazeuse**. Ce sont les **états de la matière**.

Chaque état est caractérisé par des **structures** et des **propriétés** très différentes. Un même corps peut se présenter sous ces trois formes : par exemple l'eau peut se trouver à l'état solide (glace, neige), à l'état liquide (océans, rivières, pluie, eau du robinet) ou à l'état gazeux (**nuages**, **brouillard**).

1- Les Solides :

Les « **grains** » de matière (atomes, ions ou molécules) qui constituent un solide sont liés entre eux par de puissantes forces appelées **forces de cohésion**. Ces forces rassemblent les particules de matière et les maintiennent dans des positions fixes.

Quand ces particules sont agencées de façon très organisée et régulière, le solide est un **cristal** (on parle aussi de **solide cristallin**). Le **chlorure de sodium** (de formule chimique **NaCl**), qui n'est autre que le sel de cuisine, est un exemple de solide cristallin : c'est un cristal ionique, constitué d'ions de chlore (**Cl⁻**) et de **sodium** (**Na⁺**) qui s'agencent régulièrement en forme de cube. Les **métaux** (comme le **fer**, **l'or**, etc.) sont également des solides cristallins.

D'autres types de solides existent, pour lesquels il n'y a pas d'agencement particulier des éléments qui les constituent. Ces solides peuvent donc prendre différentes formes. Les **alliages métalliques** (comme les **aciers**, les **bronzes**, etc.) et le **verre**, qui sont des mélanges de différents solides cristallins, ne sont pas des solides cristallins.

2- Les Liquides :

Dans un liquide, les forces de cohésion sont moins fortes que dans un solide. Elles rassemblent les particules mais ne les empêchent pas de se déplacer les unes par rapport aux autres. C'est pourquoi **un liquide prend la forme du récipient qui le contient**. En revanche, un liquide peut difficilement être comprimé.

3- Les Gaz :

Dans un gaz, les forces de cohésion sont nulles. Les particules du gaz sont libres d'aller où bon leur semble : ainsi, **un gaz se dilate indéfiniment**, jusqu'à ce qu'il occupe tout l'espace disponible. Inversement, **un gaz peut être comprimé** dans un petit volume.

Puisqu'elles peuvent se déplacer, les particules de gaz peuvent se rencontrer, entrer en collision entre elles ou contre les parois du récipient qui les contient. La **température** d'un gaz rend compte de la **vitesse** — et donc de l'**énergie** — de ces particules ; la **pression** d'un gaz correspond à l'action que les particules exercent sur la paroi du récipient.

III- Les Molécules et les Atomes :

L'**atome** est le constituant de base de toute chose, le « **grain** » de matière élémentaire. Une molécule, quant à elle, est un **assemblage ordonné**, naturel ou artificiel, de différents atomes. Alors qu'il n'existe qu'un peu plus d'une centaine d'atomes différents, le nombre de molécules qui peuvent être assemblées semble infini.

Les molécules sont partout, de l'air que nous respirons aux objets que nous fabriquons, en passant bien sûr par les êtres vivants dont elles sont les « **briques élémentaires** ».

1- Structure de l'atome :

Il est possible de comparer la structure d'un atome à celle du Système solaire : le **noyau de l'atome** se trouve au centre (comme le Soleil), tandis qu'à sa périphérie gravitent les **électrons** (comme les planètes). Chaque type d'atome (ou **élément chimique**) possède un nombre fixe d'électrons (et de protons) : c'est le **nombre de charge** ou **numéro atomique** (noté **Z**). L'atome d'hydrogène ne possède par exemple qu'un seul électron, tandis que l'atome d'oxygène en possède huit. En 2003, l'élément chimique le plus lourd est l'ununhexium (c'est un élément radioactif créé artificiellement dans des accélérateurs de particules), de numéro atomique **116** (soit **116 protons**).

Les électrons d'un atome s'organisent par **couches électroniques** successives autour du noyau. Chaque couche électronique se situe à une certaine distance du noyau et ne peut contenir qu'un nombre limité d'**électrons** : **2** pour la première couche, **8** pour la deuxième, **18** pour la troisième... Les électrons se répartissent des couches les plus proches vers les plus éloignées du **noyau**.

Le **tableau périodique des éléments** (ou **classification périodique des éléments**) illustre cet agencement particulier des électrons de chaque élément : dans chaque case du tableau se trouve un élément chimique, dont on peut connaître le nombre de couches électroniques ainsi que le nombre d'électrons se trouvant sur la couche électronique la plus éloignée du noyau. Cette couche externe est appelée **couche de valence**.

2- Les liaisons chimiques :

Les atomes ont une tendance naturelle à **remplir leurs couches électroniques externes** pour augmenter leur stabilité. Ainsi, ils sont souvent amenés à mettre en commun, avec d'autres atomes, certains des électrons (dits **électrons de valence**) de leurs couches externes. La **mise en commun de deux électrons de valence** entre deux atomes constitue une liaison forte appelée **liaison de covalence** : les deux atomes liés forment alors une **molécule**, c'est-à-dire un **assemblage électriquement neutre d'atomes**.

Selon sa structure électronique, un atome peut réaliser une ou plusieurs liaisons covalentes avec un ou plusieurs atomes. Ainsi la molécule d'eau, de formule chimique **H₂O**, est-elle constituée d'un atome d'oxygène (**O**) lié à deux atomes d'hydrogène (**H**) par deux liaisons covalentes simples. **H₂O** est une molécule triatomique, c'est-à-dire qu'elle est constituée de trois atomes.

Il existe également de très grosses molécules (naturelles ou artificielles) pouvant comporter des millions d'atomes : ce sont les **macromolécules**. La plupart d'entre elles sont **synthétisées** (fabriquées artificiellement) par l'**industrie chimique**, comme les plastiques (plexiglas, polyester, etc.) ou les textiles (**Nylon, Tergal**, etc.). En revanche, la molécule d'ADN est une macromolécule biologique, dont la longueur est proche du millimètre (pour l'ADN humain). C'est la molécule clé de toute forme de vie sur Terre : elle permet notamment de stocker et de transmettre l'information génétique au cœur des cellules de chaque être vivant.

IV- Classification périodique des éléments :

Pendant longtemps, les chimistes eurent pour but de découvrir les propriétés particulières à chaque corps. Ils avaient déjà observé les **analogies chimiques** entre certains corps.

En 1869, le chimiste russe **Mendéleïev**, après avoir classé les éléments par **masse atomique** croissante, les disposa sur un tableau en plaçant sur une même verticale, les corps qui présentaient les mêmes analogies chimiques.

Il avait laissé certaines cases vides dans ce tableau car il avait prévu l'existence d'autres éléments.

1- Structure du tableau périodique :

La classification proposée par Mendéleïev comprend des **périodes** ou **lignes** et des **groupes** ou **familles** ou **colonnes**.

a- Les périodes :

Le tableau périodique renferme **7 périodes** dont **3 courtes** et **4 longues**.

- **Les périodes courtes**, la **première** ne renferme que deux éléments (**hydrogène H** et l'**hélium H₂**) ; tandis que les **deux autres** renferment **8 éléments** chacune.

- **Les périodes longues**, la **4^{ème}** et la **5^{ème}** renferment chacune **18 éléments** chacune, la **6^{ème}** renferme **32 éléments** et la **7^{ème}** est incomplète.

b- Les groupes :

Il existe deux **grands groupes** : le **groupe des métaux** et le **groupe des non-métaux**. Le tableau périodique est composé de **8 groupes** constitués de **8 sous-groupes** secondaires.

- **Groupe I :**

C'est le groupe des **métaux alcalins** (**hydrogène H, lithium Li, sodium Na, potassium K**). Ces éléments ont tendance à céder (**perdre**) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

- **Groupe II :**

C'est le groupe des **métaux alcalins-terreux** (**Béryllium B2, Magnésium Mg, Calcium Ca**). Ces métaux ont tendance à céder **deux électrons** pour saturer leurs dernières couches électroniques.

- **Groupe III :**

C'est le groupe des **allogènes** (**Fluor F, Chlore Cl, Brome Br, Iode I**). Ces éléments ont tendance à capter (gagner) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

- **Groupe IV :**

C'est le groupe des **gaz rares** (**Hélium H2, Néon Ne, Argon Ar, Krypton Kr**). Leurs dernières couches électroniques sont saturées. Les gaz rares ne sont pas prêts à capter ni à perdre un électron, donc ils n'admettent pas de réactions chimiques. On dit qu'ils sont **inertes**.

2- Importance de la classification périodique :

a- La période : indique le nombre total de couches ou de l'élément possédé. Elle représente aussi le numéro de la dernière couche.

b- Le groupe : indique le nombre d'électrons se trouvant sur la dernière couche ou le nombre d'électron de valence.

Le groupe permet aussi de déterminer la valence d'un élément. **Comment ?**

- Du **groupe I** au **groupe IV**, la valence de l'élément est le numéro du groupe.

Exemple : **Na** est un élément du **groupe I**, alors sa valence est **1**.

- Du **groupe 5** au **groupe 8**, la valence de l'élément est la différence de (**8** - le numéro du groupe).

Exemple : l'**oxygène O** est l'élément du **groupe VI**, alors sa valence est $(8 - 6) = 2$.

Capacité qu'a un **élément** de se combiner avec d'autres éléments pour donner des **composés**. Autrefois, la valence était exprimée numériquement par le nombre d'**atomes d'hydrogène** pouvant se combiner avec un atome de l'élément considéré.

L'hydrogène avait été pris comme référence, comme présentant toujours un **pouvoir de combinaison** égal à **1**.

Ainsi, le **fluor**, le **chlore**, le **sodium**, le **lithium** sont des **monovalents**, car ils se combinent avec l'hydrogène dans le rapport de **1 à 1** ; le **calcium**, le **magnésium**, l'**oxygène** sont **bivalents** parce qu'ils se combinent avec l'hydrogène dans leur rapport de **1 à 2**, etc.

Quand un élément ne forme pas de composés avec l'hydrogène, sa valence peut se déduire du nombre d'atomes d'un autre élément monovalent qui se combinent avec l'élément considéré ; par **exemple** : le **zinc** est bivalent car il se combine avec **deux atomes de chlore** (monovalent) pour donner du **chlorure de zinc**. Seuls quelques éléments n'ont dans leurs composés qu'une seule valence (par **exemple** : les **métaux alcalins** et **alcalinoterreux**), tandis que la plupart des éléments ont une valence qui varie suivant le composé que l'on considère ; le **cuivre** peut être monovalent (**composés cuivreux**) ou bivalent (**composés cuivriques**), l'**azote mono-, bi-, tri-, tétra-** et **pentavalent**, le soufre **bi-, tétra-** et **hexavalent**, etc.

Si **deux éléments** ont la même valence, ils se combinent dans le rapport de **1 à 1** ; si, au contraire, ils ont des valences différentes, le rapport suivant avec lequel ils se combinent est l'inverse du rapport de leurs valences ; ainsi, l'**oxygène** et l'**aluminium** qui ont respectivement pour valence **2** et **3** se combinent pour donner **Al₂O₃**.

Aujourd'hui, se fondant sur la **théorie électronique**, on exprime la valence des éléments par le nombre d'**électrons** qu'un élément est capable de céder, d'acquérir ou de mettre en commun avec d'autres éléments avec lesquels il forme une **combinaison**.

V- Notion de Valence :

On peut distinguer les concepts de **valence effective** et de **valence formelle** d'un élément.

- **La valence effective** est la charge électrique, exprimée en unités électroniques, effectivement présente autour de l'élément ; elle dépendra du type de liaison chimique à laquelle l'élément participe.
- **La valence formelle** est déterminée, quant à elle, en attribuant complètement les électrons

qui interviennent dans une liaison chimique donnée entre **deux éléments** à celui qui est le plus **électronégatif**.

Par exemple : dans le composé **acide chlorhydrique (HCl)**, le **chlore** est beaucoup plus électronégatif que l'**hydrogène**, donc les **deux électrons** engagés dans la liaison **H – Cl** sont attribués au **chlore** qui aura par conséquent un électron de plus qu'il n'en avait dans l'état d'atome isolé, tandis que l'**hydrogène** en aura un de moins.

La valence formelle du **chlore** est ainsi **-1**, celle de l'**hydrogène** **+1** ; on peut donc écrire la formule du composé : **H⁺ - Cl⁻**.

En réalité, cette subdivision est formelle, car le pourcentage de caractère ionique dans la liaison **H – Cl** est seulement de **17%** ; c'est pourquoi la charge effective (c'est-à-dire la valeur effective) des **deux atomes** est **+ 0,17** pour l'**hydrogène** et **- 0,17** pour le **chlore**.

La valence formelle d'un élément est synonyme de **degré** (ou **nombre**) d'**oxydation** et, en définitive, désigne aussi la valence en dans le langage courant.

VI- Les Combustions :

A- Transformation physique :

Une transformation physique est une transformation de la matière au cours de laquelle la **nature** propre des corps est conservée.

Exemple : la **solidification**, la **condensation**, la **vaporisation**.

B- Réaction chimique :

Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle des **espèces chimiques** disparaissent pour donner naissance à d'autres espèces chimiques.

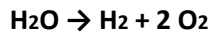
Exemple: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ (soufre);

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (dioxyde de carbone), etc.

Les corps de départ sont appelés « **réactifs** » ou « **produits initiaux** » et les corps formés sont appelés « **produits finaux** ».

C- La Réaction de décomposition :

Exemple : analyse de l'eau par le courant électrique



D- Etude quantitative :

1- La molécule :

La molécule est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un composé, contenant toutes les particularités de cet élément ou composé.

Exemple : dans 0,012 kg de **carbone 12** (${}^{12}\text{C}$).

Dans 1 mole entité, nous avons **N** entités élémentaires, soit un atome, une molécule ou un ion. $N = n - N$.

N est le nombre d'**Avogadro**. $N = 0,02.10^{24} \text{ mol}^{-1}$.

Avec **N** nombre de molécules, d'atomes ou d'ions.

n = nombre de moles.

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_0}$$

N **V₀**

2- Le volume molaire d'un gaz :

Le volume molaire d'un gaz est le volume d'une mole de ce gaz.

$V_0 = 22,4 \text{ l/m}$ ou l.mol^{-1} .

Dans les conditions normales de température ($T_0 = 273 \text{ K}$) et de pression ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$)

3- La masse molaire atomique :

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome. Elle s'exprime en g/mol^{-1} .

$M/C = 12 \text{ g/mol}^{-1}$.

4- La masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécule. Elle correspond à la somme des masses molaires atomiques des différents éléments entrant dans la composition du corps.

Exemple: $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O}) \times 2$

$$= 12 + 16 \times 2$$

$$= 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

5- Loi d'Avogadro-Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, les volumes égaux de n'importe quel gaz renferment les mêmes nombres de mole.

6- Densité d'un gaz par rapport à l'air :

a- Définition :

La densité d'un **gaz** par rapport à l'**air** est le quotient de la masse d'un certain volume de ce gaz par rapport à la masse du même volume d'air (les **deux volumes** étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression).

m (masse du gaz)

$d = \frac{m}{m}$

m (masse de l'air)

E- Etude qualitative :

1- Description de l'expérience :

Un courant de **dihydrogène** est envoyé sur l'**oxyde de cuivre II** (oxyde cuivrique **CuO**) chauffé à environ **410°C**.

Progressivement, l'oxyde de cuivre noir est remplacé par un corps solide d'aspect métallique et rougeâtre.

Le gaz qui s'échappe à l'extrémité du tube donne par condensation sur une paroi froide des gouttelettes d'eau.

L'équation bilan s'écrit :

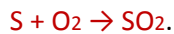


2- Equation bilan d'une réaction – Loi de Lavoisier :

a- Définition :

Equation bilan d'une réaction est la représentation schématique de cette réaction chimique.

Exemple : la réaction de combustion du **soufre**, son équation s'écrit :



Le bilan d'une réaction se traduit par :

- la conservation des éléments ;
- la conservation du nombre des atomes.

b- Loi de Lavoisier :

Au cours d'une réaction chimique la masse des réactifs est égale à la masse des produits formés.

c- Réaction stœchiométrique :

Une réaction stœchiométrique est une réaction au cours de laquelle tous les réactifs disparaissent totalement.

d- Réaction non stœchiométrique :

C'est une réaction au cours de laquelle un seul réactif disparaît, appelé **réactif en défaut**.

VII- Le Symbole des éléments :

Un élément chimique est une substance qui ne contient qu'**un seul type d'atome** : on dit que c'est un **corps pur simple**.

Les éléments chimiques peuvent s'associer pour former des **composés chimiques**. Ainsi l'**or** est un élément chimique car il ne contient que des atomes d'or, tandis que l'**eau** est un composé chimique qui contient **deux** types d'**atomes** : de l'**oxygène** et de l'**hydrogène** (l'eau a pour formule chimique H_2O).

Les philosophes de la Grèce antique pensaient que la **terre**, le **feu**, l'**air** et l'**eau** étaient les **quatre éléments fondamentaux** entrant dans la composition de toute chose.

Au **XVIII^e siècle**, **Antoine de Lavoisier** définit l'élément chimique comme une substance qui ne peut être divisée en d'autres substances plus simples. Il établit une liste d'éléments dont beaucoup sont encore dans la nomenclature actuelle.

Au début du **XIX^e siècle**, un savant anglais, **John Dalton**, introduit l'idée qu'à chaque élément chimique correspond un atome auquel il assigne un « **poids atomique** » (aujourd'hui, on parle de « **masse atomique** ». Il choisit arbitrairement le poids atomique de l'hydrogène égal à **1**, comme unité de référence. Au fur et à mesure de la découverte de nouveaux éléments, les chimistes calculent ainsi leurs poids atomiques.

Parallèlement, d'autres chimistes étudient les propriétés physico-chimiques des éléments découverts (température de fusion, densité, acidité, etc.). Ils s'aperçoivent que des éléments de poids atomiques différents présentent des propriétés chimiques similaires. **En 1869**, le chimiste russe **Dmitri Mendeleïev**, pour qui « il ne peut y avoir ni chaos, ni désordre dans la nature », parvient à classer tous les éléments chimiques connus à l'époque dans un tableau, appelé **tableau périodique** ou **classification périodique des éléments**.

Le tableau périodique de Mendeleïev classe les éléments chimiques **dans l'ordre croissant de leurs numéros atomiques** (le numéro atomique correspond au nombre de protons contenus dans le noyau de l'atome) de telle sorte que les éléments qui présentent des similitudes se trouvent dans **une même colonne** (ils forment ainsi des **familles chimiques**). Les **rangées** (ou **lignes**) du tableau sont appelées **périodes**. Le génie de Mendeleïev a été de laisser des cases vides, remplies par la suite, au fur et à mesure de la découverte des éléments correspondants.

La classification périodique des éléments chimiques est une référence fondamentale pour les chimistes.

Chaque élément chimique peut se définir par quatre paramètres principaux :

- son **nom**, qui est attribué par l'Union internationale de chimie pure et appliquée (**IUPAC**) ;
- son **symbole chimique**, utilisé notamment dans l'écriture des réactions chimiques ;
- sa **masse atomique**, qui correspond à la masse des nucléons (protons et neutrons)

composant le noyau de l'atome ;

- son **numéro atomique**, noté **Z**, qui correspond au nombre de protons contenus dans le

noyau de l'atome (comme un atome est électriquement neutre, le numéro atomique correspond aussi au nombre d'électrons gravitant autour du noyau).

Ainsi, le premier élément du tableau périodique est l'hydrogène (l'élément le plus léger), de symbole **H**, de masse atomique **1** et de numéro atomique **1** ; le deuxième élément du tableau périodique est l'hélium, de symbole **He**, de masse atomique **4** et de numéro atomique **2** ; etc.

En 2004, **116 éléments chimiques** ont été découverts et rangés dans le tableau périodique de Mendeleïev. Les **éléments les plus abondants dans l'Univers** sont l'**hydrogène** (H) et l'**hélium** (He) qui forment les **étoiles**.

Dans la **croûte terrestre**, les **éléments les plus abondants** sont l'**oxygène** (O), le **silicium** (Si), l'**aluminium** (Al) et le **fer** (Fe).

Enfin, l'**atmosphère terrestre** est principalement composée d'**azote** (78 %) et d'**oxygène** (21 %), éléments présents sous forme de molécules de **gaz** (N₂ et O₂).

Les **êtres vivants**, quant à eux, sont principalement composés de **carbone** (C), d'**oxygène** (O), d'**azote** (N), d'**hydrogène** (H), de **calcium** (Ca) et de **phosphore** (P).

L'**élément le plus lourd existant à l'état naturel** est l'**uranium** (de symbole **U**, de masse atomique **238** et de numéro atomique **92**). Les éléments plus lourds que l'uranium sont appelés les **transuraniens**. Ils n'existent pas dans la nature et sont créés de manière artificielle au cours de réactions nucléaires dans de gigantesques **accélérateurs de particules**.

Le tableau périodique des éléments comporte encore des « trous » que les chimistes tentent de remplir.