

POIDS D'UN CORPS : LA VERTICALE

I. NOTION DE POIDS D'UN CORPS

1. Expérience

Soulevons respectivement une brique, une pierre, un morceau de bois et une feuille de papier à une même hauteur. Les efforts employer ne sont pas les mêmes pour ces corps : certains sont lourds, d'autres sont légers. Ils sont pesants d'où la notion de poids. Quand nous relâchons les mêmes objets, ils tombent rapidement vers le sol, du plus lourd au plus faible.

Conclusion

Quel que soit l'état d'un corps, il est pesant. Tout se passe comme si les corps sont attirés par la terre d'où la notion de pesanteur.

2. Définition

Le poids d'un corps est l'attraction que la terre exerce sur ce corps.

La pesanteur : est ce phénomène faisant que tout corps abandonné à lui-même dans l'air, tombe rapidement vers le sol.

3. Caractéristiques du poids d'un corps

Le poids d'un corps est caractérisé par :

- sa direction ou droite d'action (ou la trajectoire) ;
- son point d'application qui est le centre de gravité du corps ;
- son intensité : la grandeur du poids exprimé en Newton (N) ;
- son sens : le poids d'un corps est une force verticale dirigée de haut en bas.

4. Appareil de mesure

L'appareil de mesure du poids d'un corps est le dynamomètre.

II. LA VERTICALE

1. Expérience1

Lâchons une bille A au-dessus du sol, elle tombe rapidement et frappe le sol en B.

2. Définition

La verticale est la trajectoire suivie par un corps qui tombe en chute libre.

III. MESURE ET UNITE

L'appareil de mesure du poids est le dynamomètre.

L'unité du poids dans le système international est le Newton. Son symbole est (N).

NOTION DE FORCE

I. DEFINITION

On appelle force toute cause capable :

- de produire ou de modifier le mouvement d'un corps (effet dynamique).
- de déformer un corps ou de maintenir un corps en équilibre (effet statique).

II. CLASSIFICATION DES FORCES

1. Les forces de contact

Les forces élastiques, les forces pressantes, les forces musculaires, les forces de frottement.

2. Les forces à distance

Les forces électriques, les forces magnétiques, les forces de la pesanteur, les forces d'attraction entre les astres.

III. LES CARACTERISTIQUES DU POIDS D'UN CORPS

Une force est caractérisée par :

- son point d'application ;
- Sa direction ou droite d'action ;
- son sens ;
- son intensité.

IV. REPRESENTATION D'UNE FORCE

Une force est représentée par un vecteur.

Ce vecteur a :

Pour origine le point d'application ;

Pour direction, la droite d'action ;

Pour sens celui de la force ;

Pour intensité, la valeur du vecteur.

V. MESURE ET UNITE

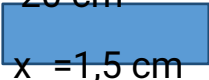
L'appareil de mesure de la force est le dynamomètre. L'unité de la force dans le système international est le Newton. Son symbole est (N).

EXERCICES

1. Une force d'intensité $F = 20 \text{ N}$ est représenté par un vecteur de norme 10 cm . Détermine, à la même échelle, la norme du vecteur représentant une force de 3 N , de 6 N .
2. Une force de 3 N , appliquée à un dynamomètre à ressort provoque un allongement de 24 mm . Calcule l'allongement produit par une force de 7 N .
3. Les vecteurs représentatifs de deux forces mesurent respectivement 60 mm et 40 mm . Calcule l'intensité des forces correspondante à l'échelle de 1 mm pour 5 N .
4. Représente graphiquement, à l'échelle de 4 mm pour 45 N :
 - a. Une force horizontale F_1 de 540 N dirigée de la gauche vers la droite ;
 - b. Une force verticale F_2 de 225 N dirigée de bas en haut ;
 - c. Une force F_3 inclinée de 30° sur l'horizontale, dirigée vers le haut et d'une intensité de 450 N

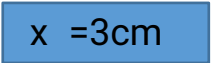
Solution 1 : la norme du vecteur représentant 3 N ; 6 N

$$20 \text{ N} \rightarrow 10 \text{ cm}$$

$$3 \text{ N} \rightarrow x \Rightarrow x = \frac{3 \text{ cm} * 10 \text{ cm}}{20 \text{ cm}} = 1,5 \text{ cm}$$


$$20 \text{ N} \rightarrow 10 \text{ cm}$$

$$6 \text{ N} \rightarrow x \Rightarrow x = \frac{6 \text{ cm} * 10 \text{ cm}}{20 \text{ cm}} = 3 \text{ cm}$$


$$x = 3 \text{ cm}$$

Solution 2 : l'allongement produit par une force de 7N

$$3 \text{ N} \rightarrow 24 \text{ mm}$$

$$7 \text{ N} \rightarrow x \quad x = \frac{7 \text{ N} * 24 \text{ mm}}{3 \text{ N}} = 56 \text{ mm}$$

$$x = 56 \text{ mm}$$

Solutions 3 : l'intensité des forces correspondantes

Pour 60 mm

$$5 \text{ N} \rightarrow 1 \text{ mm}$$

$$x \rightarrow 60 \text{ mm} \quad x = \frac{5 \text{ N} * 60 \text{ mm}}{1 \text{ mm}} = 300 \text{ mm}$$

$$x = 300 \text{ mm}$$

40 mm

$$5 \text{ N} \rightarrow 1 \text{ mm}$$

$$x \rightarrow 40 \text{ mm} \quad x = \frac{5 \text{ N} * 40 \text{ mm}}{1 \text{ mm}} = 200 \text{ mm}$$

$$x = 200 \text{ mm}$$

NOTION DE PRESSION

I. DEFINITION

La pression exercée par un solide sur une surface s'exprime par le quotient de la force pressante par la surface pressée.

Formule

$$P = \frac{F}{S}$$

II. UNITES

L'unité légale de la pression est le Newton par mètre carré ou le Pascal (Pa).

Le Pascal est la pression exercée par une force d'un Newton répartie uniformément sur une surface d'un mètre carré.

$$1\text{Pa} = 1\text{N/m}^2$$

$$P = \frac{F}{S}$$

$$F = P.S$$

$$S = \frac{F}{P}$$

Où:

F: est la force pressante, exprimée en Newton;

S : est la surface pressée ; exprimée en mètre carré (m²)

P : est la pression ; exprimée en, Pascal (P).

Autres unités

Le bar : 1b = 100000Pa ;

Le millibar : 1mb = 100Pa

EXERCICES

1. Un corps solide pèse 7,5 N. il repose sur une table par une surface de 0,5 m². Calcule la pression moyenne qu'il exerce sur la table.

Solution

La pression moyenne qu'il exerce sur la table.

$$P = \frac{F}{S} = \frac{7,5\text{N}}{0.50\text{m}^2} = 15\text{Pa}$$

$$P = 15\text{ Pa}$$

2. Un objet pesant 150 N exerce une pression de 250 Pa sur son support horizontal. Détermine la surface de contact de cet objet avec son support.

Solution

La surface de contact de cet objet

$$P = \frac{F}{S} \Rightarrow S = \frac{F}{P} = \frac{150\text{ N}}{250\text{ Pa}} = 0,6\text{ m}^2$$

$$S = 0,6\text{ m}^2$$

3. Le bar est une unité de pression. Un bar vaut 100000 (ou 10⁵) Pa.

Exprime la valeur d'une pression :

- a. De 375000 Pa en bar
- b. De 0.5 bar en Pa.

Solution

Conversion :

- a. 1 bar → 100000 Pa

$$X \rightarrow 375000 \quad \Leftrightarrow \quad x = \frac{1\text{ bar} \cdot 375000}{100000} = 3.75\text{ bars}$$

- b. 1 bar → 100000 Pa

$$0,5 \text{ bar} \rightarrow x \Leftrightarrow x = \frac{0,5 \text{ bar} \cdot 100000}{1 \text{ bar}} = 50000 \text{ Pa}$$

4. Une brique pleine de 150 N a la forme d'un parallélogramme rectangle dont les dimensions sont 40 cm et 15 cm.

Détermine la pression exercée sur le sol par cette brique dans chacune de ses trois différentes positions possibles. Quelle remarque fais-tu quant aux résultats ?

5. Le poids d'un homme est 800 N. Chacun de ses pieds repose sur le sol par une surface de 0.02 m^2 .
- Calcule en bar la pression qu'il exerce sur le sol en supposant que les deux pieds supportent la même pression.
 - Détermine cette pression si les pieds reposent sur le sol à l'aide d'un carton rectangulaire rigide de poids négligeable de longueur 40 cm sur 20 cm de large.

PRESSIION AU SEIN D'UN LIQUIDE

I. EXISTENCE DE FORCES PRESSANTES DANS LES LIQUIDES

1. Sur un corps immergé

Schéma :

2. Conclusion

Les liquides exercent sur les surfaces en contact avec eux des forces pressantes normales à ces surfaces.

3. Pression en un point d'un liquide

a. La capsule manométrique

Une capsule manométrique est une petite boîte fermée par une membrane élastique et reliée par un tube en U contenant un liquide coloré.

La capsule manométrique permet de caractériser la pression.

b. Expérience

Immergeons une capsule manométrique dans l'eau d'un récipient. Nous constatons que :

- En un point, la pression ne dépend pas de l'orientation de la capsule.

- La pression est la même en tous les points d'un même plan horizontal.
- La pression augmente avec la profondeur.
- La pression dépend de la nature du liquide (la pression est d'autant plus élevée que la masse volumique du liquide est plus grande).

c. Définition

La pression en un point (A) d'un liquide est égale quotient de la force pressante F par la surface pressée.

$$P = \frac{F}{S}$$

EXERCICES

1. La membrane d'une capsule manométrique a une section de $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$.
Lorsque la capsule est immergée dans un liquide la force pressante est 3,78 N.
Calcule la pression exercée par ce liquide sur la membrane.
 2. Une capsule manométrique est immergée dans de l'alcool contenu dans un récipient.
Calcule la pression exercée par l'alcool sur le centre de la membrane dans les cas suivants :
 - a. Le centre de la membrane est à 0,20 m au-dessous du niveau de la surface libre ;
 - b. Le centre de la membrane est à 0,40 m au-dessous du niveau de la surface libre.
- On donne : masse volumique de l'alcool $\rho = 790 \text{ kg/m}^3$; prendre $g = 10 \text{ N/kg}$.

PRESSION ATMOSPHERIQUE

I. EXPERIENCE

Schémas

Conclusion

L'air exerce une pression sur la surface de tous, les corps avec lesquels il est en contact. Cette pression de l'air est appelée pression atmosphérique.

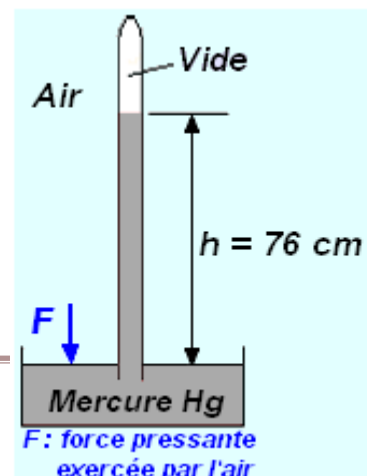
II. MESURE DE LA PRESSION ATMOSPHERIQUE

1. Expérience de Torricelli

Schéma

Conclusion

La hauteur est environ 76cm de mercure en un lieu de faible altitude. La hauteur d mercure, dans le tube de Torricelli mesure la pression atmosphérique.



La hauteur est indispensable de la position et de la section de ce tube.

2. Expression de la pression atmosphérique

La pression atmosphérique est égale au produit du poids volumique du mercure par la distance des surfaces libre du mercure dans le tube et dans la cuve.

$$P_B - P_A = \mu \cdot g \cdot h$$

P_A : pression en A ;

P_B : pression en B

H : dénivellation en cm des points A et B.

μ : masse volumique du mercure.

3. Valeur de la pression atmosphérique normale

On appelle pression atmosphérique normale ou atmosphère, la pression qui équilibre une hauteur h exactement égale à 76cm de mercure.

$$1 \text{ atm} = P \cdot g \cdot h$$

$$1 \text{ atm} = 13600 \text{ Kg/m}^3 \times 9,8 \text{ N} \times 0,78 \text{ m}$$

$$1 \text{ atm} = 101296,16 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 101300 \text{ Pa}$$

IV. APPAREIL DE MESURE DE LA PRESSION

Les baromètres sont les appareils de mesure de la pression

1. Les types de baromètres

a. Les baromètres à mercure

- les baromètres à cuvette ;
- les baromètres à siphon ;
- les baromètres à fortin ;

b. Les baromètres métalliques

2. Les manomètres

Les manomètres

Ce sont des appareils qui servent à mesurer la pression exercée par les

fluides (liquides et gaz).

Il existe plusieurs types de manomètres :

Les plus fréquents sont les manomètres à liquide et les manomètres métalliques.

LES VASES COMMUNICANTS

1. Définition

On appelle vase communicants, des vases dans lesquels un liquide peut passer librement de l'un dans l'autre par la partie inférieure.

Schémas :

2. Principe des vases communicants

Lorsqu'un liquide est en équilibre dans plusieurs vases communicants, toutes les surfaces sont dans un même plan horizontal.

3. Applications des vases communicants

- L'indicateur de niveau : il indique le niveau de remplissage d'un réservoir.
- le niveau à eau : il permet d'évaluer les dénivellations de terrain.
- les châteaux d'eau : situés dans des endroits élevés des villes, ils

permettent l'alimentation en eau des maisons.

PRINCIPE FONDAMENTAL DE L'HYDROSTATIQUE

1. Enoncé du principe

La différence de pression entre deux points A et B d'un liquide est égale au poids d'une colonne de liquide de section unité, de hauteur égale à la distance entre les plans horizontaux passant par les points A et B.

$$P_A - P_B = \rho \cdot g \cdot h$$

ρ : masse volumique du liquide exprimée en kilogramme par mètre cube (Kg/m^3).

g : intensité de la pesanteur, $g = 9,8 \text{ N/Kg}$.

h : distance des plans horizontaux passant par les points A et B exprimée en mètre (m).

P_A et P_B pressions en A et B, exprimées en Pascals (Pa).

Schémas :

$$h = h_2 - h_1$$

$$h = 9\text{m} - 6 = 3\text{m}$$

$$P_A - P_B = 1000 \text{ Kg/m}^3 \times 9,8 \text{ N/Kg} \times 3\text{m}$$

$$P_A - P_B = 2940 \text{ Pa}$$

TRANSMISSION DES PRESSIONS PAR LES LIQUIDES/ THEOREME DE PASCAL

I. ENONCE :

Les liquides transmettent intégralement les variations de pression en tous les points du liquide.

II. DEMONSTRATION

Soit un liquide homogène en équilibre dans un vase de forme quelconque.

D'après le principe fondamental de l'hydrostatique, la différence de pression entre les points A et B a pour valeur :

$$P_A - P_B = \rho \cdot g \cdot h$$

Supposons que la pression en A et B augmente ou diminue

La différence de pression entre A et B ne change pas. La pression au pont B augment ou diminue en même temps qu'au point A et de la même valeur.

3. Applications

a. La presse hydraulique

Soit deux cylindres de diamètres différents munis de pistons de sections s et S .

Exerçons sur le petit piston une force f . Elle crée une augmentation de pression

$$P = \frac{f}{s}$$

Cette augmentation de pression est transmise au grand piston, mais elle s'exerce alors sur une surface S engendrant une force F .

$$F = P.S$$

On a

$$P = \frac{f}{s} = \frac{F}{S};$$

d'où

$$F = \frac{S}{s} f$$

Cette force F peut être supérieure à f .

b. Les vérins hydrauliques

Ils sont utilisés sur les tracteurs, les camions, les engins de travaux publics.

Ils fonctionnent sur le même principe que la presse hydraulique.

c. Le système de freinage des véhicules

La pression exercée sur la pédale de frein au niveau du maître- cylindre est transmise aux cylindres de roues qui applique les garnitures contre les tambours aux disques.

LA POUSSEE D'ARCHIMEDE

I. L'EAU EXERCE UNE POUSSEE

1. Mise en évidence

a. A l'aide d'un dynamomètre, mesurons le poids d'un cylindre d'aluminium. **Le dynamomètre indique un poids de 0,95N.**

b. Immergeons ce cylindre dans l'eau. **Le dynamomètre indique 0,60N.**

Nous constatons que **le poids du cylindre dans l'air est supérieur au poids du cylindre immergé dans l'eau.**

L'eau exerce donc, sur le cylindre immergé une force verticale de sens opposé à celui du poids (car l'indication du dynamomètre est plus faible).

On appelle poussée d'Archimède, la force verticale, dirigée vers le haut, qu'exerce un liquide sur un solide immergé.

2. Intensité de la poussée d'Archimède

L'indication f du dynamomètre, de l'expérience précédente (b) est égale au poids P de l'objet diminué de la poussée d'Archimède F .

D'où $f = P - F$; $F = P - f$; $P = f + F$

f : désigne le poids apparent de l'objet

P : désigne le poids réel de l'objet

F : désigne la poussée d'Archimède.

La poussée d'Archimède exercée sur le cylindre d'aluminium dans l'expérience précédente est :

$$F = P - f$$

$$F = 0,95\text{N} - 0,60\text{N} ;$$

$F = 0,35\text{N}$

0,35N est la poussée d'Archimède exercée par l'eau sur le cylindre d'aluminium.

II. DE QUOI DEPEND LA POUSSEE D'ARCHIMEDE

- Pour des corps de même volume, la poussée d'Archimède ne dépend pas de leur masse.
- Pour un même corps complètement immergé, la poussée d'Archimède ne dépend pas de la profondeur d'immersion.
- La poussée d'Archimède augmente avec le volume du corps immergé.
- La poussée d'Archimède dépend de la nature du liquide immergeant le corps.

III. MESURE DE LA POUSSEE D'ARCHIMEDE

1. Enoncé du théorème d'Archimède

Tout corps plongé dans un liquide en équilibre subit de la part de celui-ci une force verticale, dirigée vers le haut, d'intensité égale au poids du liquide déplacé.

2. Formule :

La poussée d'Archimède est proportionnelle à la masse volumique du liquide, à l'intensité de la pesanteur et au volume du liquide déplacé.

L'expression ou la formule s'écrit :

$$F = \mu \cdot g \cdot v$$

F = désigne la poussée d'Archimède, s'exprime en Newton (N).

μ = désigne la masse volumique du liquide, s'exprime en kilogramme par mètre cube (Kg/m^3)

v = volume du liquide déplacé ou du solide immergé, s'exprime en mètre cube (m^3).

g = désigne l'intensité de la pesanteur, s'exprime en Newton par (N/Kg).

IV. REPRESENTATION DE LA POUSSEE D'ARCHIMEDE

La poussée d'Archimède est, comme le poids, la force, est représentée par un vecteur F.

Elle est caractérisée par :

- Sa ligne d'action : la verticale ; - Son intensité : égale au poids du liquide déplacé ;
- Son sens : vers le haut ; - Son point d'application appelé centre de masse.

EXERCICES

1. Une bille sphérique en verre de volume $60 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$ est placée dans un vase contenant de l'eau. Calcule la poussée d'Archimède qu'elle subit.

Masse volumique de l'eau : $1000 \text{ kg}/\text{m}^3$

Intensité de la pesanteur : $10 \text{ N}/\text{kg}$.

2. On suspend une mangue à un dynamomètre. Dans l'air, le dynamomètre indique 5 N ; en plongeant la mangue dans l'eau, il marque 4,5 N. Détermine :
 - a. La poussée d'Archimède que l'eau exerce sur la mangue
 - b. Le volume de la masse.

Masse volumique de l'eau : $1000 \text{ kg}/\text{m}^3$; Intensité de la pesanteur : $g = 10 \text{ N}/\text{kg}$

POUSSEE D'ARCHIMEDE APPLIQUEE AUX GAZ

I. ETUDE EXPERIMENTALE

1. Expérience

Une bulle de savon, un ballonnet gonflés avec du gaz naturel montent car leur densité est inférieure à celle de l'air. La poussée est supérieure au poids du ballon et le ballon s'envole.

2. Enoncé

Tout corps plongé dans un gaz au repos, reçoit de la part de ce liquide une poussée verticale, dirigée de bas en haut et égale au poids du volume de gaz déplacé.

II. APPLICATIONS

Poids apparent d'un corps dans l'air :

Le poids apparent d'un corps dans l'air : est égal au poids réel moins la poussée que l'air exerce sur ce corps.

A. Les aérostats : ils sont des ballons gonflés d'hydrogène ou d'hélium. Ils ont un poids total plus léger que l'air qu'ils déplacent, donc s'élèvent très haut.

Force ascensionnelle : poussée d'Archimède moins poids du corps.

b. Les ballons sondes : sont utilisés pour étudier la haute atmosphère.

c. Les ballons sphériques : autrefois utilisés pour le transport de passagers.

LA DILATATION

RAPPEL

Température : est la grandeur qui nous fait distinguer qu'un corps est plus ou moins chaud ou plus ou moins froid.

Source de chaleur : est un corps qui peut échanger de la chaleur avec son environnement en gardant la température constante ;

Exemples de sources de chaleur :

Le soleil, la combustion du charbon dans un foyer, le courant électrique, la combustion de l'essence, la combustion des gaz.

La dilatation : est l'augmentation en longueur ou en volume d'un corps solide liquide ou gazeux quand sa température s'élève.

A. DILATATION DES SOLIDES

1. Dilatation linéaire des solides

a. Dilatation d'une tige

Schémas

b. dilatation d'un fil métallique (fer cuivre)

Conclusion

La tige chauffée appuie sur l'aiguille qui pivote : la tige s'est dilatée.

Le courant électrique a provoqué l'échauffement du fil qui s'est allongé : le fil s'incurve. Il s'est dilaté.

La dilatation en longueur est appelée dilatation linéaire.

La dilatation volumique ou cubique d'un solide

Conclusion

La sphère chauffée ne passe plus dans le tuyau : elle s'est dilatée.

La dilatation linéaire est proportionnelle à l'élévation de la température et à la longueur initiale.

B. DILATATION DES LIQUIDES

Un liquide se dilate quand sa température s'élève. Il se contracte en se refroidissant.

La dilatation des liquides dépend :

- de la variation de la température ;
- de la nature du liquide.

Schémas :

C. DILATATION DES GAZ

En s'échauffant, les gaz se dilatent.

La dilatation des gaz dépend :

- de l'élévation de la température ;
- du volume du gaz.

Timothée DIARRA

LA QUANTITE DE CHALEUR

I. NITION DE QUANTITE DE CHALEUR

Expérience

a. Plaçons un récipient contenant de l'eau sur un réchaud. La température de l'eau s'élève. L'eau que s'est échauffée a reçu de la chaleur.

b. Retirons le récipient du réchaud, l'eau se refroidit : elle cède de la chaleur au milieu ambiant.

c. Enfermons dans une boîte thermiquement isolante deux objets métallique l'un sortant du réfrigérateur et l'autre de l'eau bouillante. Après un certain temps, les deux objets seront à la même température.

Le plus chaud aura cédé de la chaleur, le plus froid aura reçu de la chaleur.

II. PROPRIETES DE LA QUANTITE DE CHALEUR

La chaleur reçue par un corps peut entraîner :

- une élévation de température sans changement d'état physique.
- Un changement d'état physique sans élévation de température.

Un transfert de chaleur se fait spontanément du corps chaud au corps froid jusqu'à équilibre des températures. D'où les principes fondamentaux de la calorimétrie.

a. Principe des transformations inverses

La quantité de chaleur fournie à un corps pour élever sa température de t_1 °C à t_2 °C est la même qu'il cède en se refroidissant de t_2 °C à t_1 °C.

b. Principe des échanges de chaleur

Quand on mélange deux corps à des températures différentes, le froid reçoit de la chaleur et le corps chaud cède de la chaleur.

La quantité de chaleur cédée par le corps chaud est égale à la quantité de chaleur absorbée par le corps froid.

III. MESURE DE LA QUANTITE DE CHALEUR – UNITE

1. UNITE DE QUANTITE DE CHALEUR

L'unité de la quantité de chaleur dans le système international est le Joule de symbole (J).

Autres unité de quantité de chaleur

- La calorie : 1 Cal = 4,18 J ;
- La kilocalorie : 1Kcal = 1000 Cal ;
- La Thermie : (th).

III. EXPRESSION DE LA QUATITE DE CHALEUR

La quantité de chaleur Q reçue ou cédée par un corps est :

Proportionnelle à la masse m de ce corps ;

Proportionnelle à l'élévation de la température $t_2 - t_1$

- dépend de la nature du corps

$$Q = mc (t_2 - t_1)$$

Q : s'exprime en Joules (J) ;

C : s'exprime en joules par kilogramme par degrés Celsius ;

$(t_2 - t_1)$: s'exprime en degré kelvin ou degré Celsius.

C est la chaleur massique du corps.

De la formule $Q = m \cdot C (t_2 - t_1)$ on a :

$$m = \frac{Q}{C(t_2 - t_1)} \text{ et } C = \frac{Q}{m(t_2 - t_1)} ; (t_2 - t_1) = \frac{Q}{m \cdot C}$$

IV. LA CALORIMETRIE

Le calorimètre : est l'appareil qui sert à mesurer la quantité de chaleur

La calorimétrie : est la mesure de la quantité de chaleur de chaleur que le calorimètre et ses accessoires.

$$Q = (m + m')(t_2 - t_1) \cdot 4180 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$$

VI. CHALEUR MASSIQUE ET POUVOIR CALORIFIQUE D'UN COMBUSTIBLE

1. CHALEUR MASSIQUE

La chaleur massique d'un corps est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse de ce corps pour élever sa température de d'un degré Celsius.

$$Q = m.C (t_1 - t_2) ; C = \frac{Q}{m(t_1 - t_2)}$$

Le produit $m.C$ est appelé capacité calorifique.

$$m.C = \frac{Q}{t_2 - t_1}$$

2. Pouvoir calorifique

Le pouvoir calorifique d'un combustible est la quantité de chaleur fournie par la combustion complète de 1Kg de ce combustible s'il est solide ou liquide et d'un mètre cube s'il est gazeux.

Le pouvoir calorifique s'exprime en J/Kg ou J/m³

TEMPERATURE FINALE D'UN MELANGE

On mélange deux corps différents à des températures différentes.

Trouve la température finale du mélange.

SOLUTION

m_1 est la masse de l'eau froide

m_2 est la masse de l'eau chaude

t_1 est la température de l'eau froide

t_2 est la température de l'eau chaude

t_f est la température finale du mélange

Q_1 est la quantité de chaleur absorbée par le corps froide

Q_2 est la quantité de chaleur cédée par l'eau chaude

$$Q_1 = m_1 C (t_f - t_1)$$

$$Q_2 = m_2 C (t_2 - t_f)$$

A l'équilibre des températures $Q_1 = Q_2$

$$m_1 C(t_f - t_1) = m_2 C(t_2 - t_f)$$

$$m_1(t_f - t_1) = m_2(t_2 - t_f)$$

$$m_1 t_f - m_1 t_1 = m_2 t_2 - m_2 t_f$$

$$m_1 t_f + m_2 t_f = m_2 t_2 + m_1 t_1$$

$$t_f(m_1 + m_2) = m_2 t_2 + m_1 t_1$$

$t_f = \frac{m_2 t_2 + m_1 t_1}{m_1 + m_2}$

EXERCICES

1. Une masse d'eau de 300 g, initialement à 20° C, est portée à la température de 54° C.
Détermine la quantité de chaleur reçue par l'eau.
Chaleur massique de l'eau : $C_e = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ \text{C}$
2. La température d'une masse d'eau de 20 kg passe de 60°C. Calcule la quantité de chaleur échangée par cette masse d'eau avec l'extérieur et précise le sens du transfert de chaleur. Chaleur massique de l'eau : $C_e = 4,18 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ \text{C}$.
3. On fournit 522500 J à une certaine masse d'eau dont la température s'élève de 30°C.
Calcule cette masse d'eau. Chaleur massique de l'eau : $4,18 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ \text{C}$.
4. Pour avoir un bain d'eau, Paul verse dans un seau 10 litre d'eau à 65°C.
Détermine la masse d'eau à 25°C qu'il faut ajouter pour obtenir un bain à 38°C.
Chaleur massique de l'eau : $4,18 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ \text{C}$.
5. une casserole en aluminium de 150 g est à 16°C. On y verse 500 g d'eau à 100° C. Calcule la température finale du système.
Chaleur massique de l'aluminium : $0,91 \cdot 10^3 \text{ J/kg}^\circ \text{C}$.

Electrisation

Introduction : En se brossant les cheveux, nous constatons qu'ils sont attirés par la brosse et qu'ils s'écartent les uns les autres. Nous disons qu'ils sont électrisés ou chargés électriquement.

1. Le phénomène d'électrisation

a. Electrisation par frottement : frottons énergiquement une règle en matière plastique avec un tissu et approchons la de petits morceaux de papiers. Ceux-ci sont attirés par la règle. La règle frottée est électrisée.

b. Electrisation par contact : approchons un bâton d'ébonite sérieusement frotté à un tissu. On charge le pendule d'électricité de

même nature que l'ébonite .dans un deuxième temps, l'ébonite étant sérieusement frotté au tissu, en le rapprochant au pendule, le pendule est repoussé

Schéma

2. Les deux sortes d'électricité

a. Expérience

Deux objets électrisés par frottement se repoussent ou s'attirent

b. Charge positive-charge négative :

Les corps chargés électriquement se répartissent en deux groupes : l'électricité positive (+) et l'électricité négative (-).

Des corps qui portent des charges de même signe se repoussent.

Des corps qui portent des charges de signes contraires s'attirent.

La charge électrique portée par un objet électrisé se mesure en coulombs de symbole (C).

3. Charge électrique de l'atome

Un atome est formé d'un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement.

L'ensemble est chargé négativement neutre. La charge totale est nulle. Le nombre d'électrons d'un atome caractérise un type donné d'atome ; Le symbole de l'électron est e^- , sa charge est $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Un corps chargé négativement possède un excès d'électrons.

La charge positive est un défaut d'électrons.

INTENSITE DU COURANT ELECTRIQUE : SA MESURE

I. DEFINITION DU COURANT ELECTRIQUE

Le courant électrique est un déplacement de charge électrique dans un conducteur.

Les charges électriques sont des électrons.

II. LE COURANT CONTINU

On appelle intensité du courant continu qui circule dans un conducteur, la charge qui traverse par seconde une section de ce conducteur.

Elle est représentée par la lettre I.

III. MESURE – UNITES

1. Mesure de l'intensité du courant électrique

L'intensité du courant électrique se mesure à l'aide d'un appareil appelé ampèremètre.

Il se branche en série avec les autres éléments du circuit.

L'ampèremètre indique l'intensité du courant qui le traverse ; c'est un appareil polarisé. Le courant pénètre par la borne positive et ressort par la borne négative.

L'intensité maximale que peut mesurer un ampèremètre est appelée calibre.

2. Unité

L'unité de l'intensité du courant électrique dans le système international est l'ampère. Son symbole est A).

Autres unité

Le milliampère (mA) : $1\text{mA} = 10^{-3}\text{A}$

Le microampère (μA) : $1\mu\text{A} = 10^{-6}\text{A}$

Le kilo-ampère (KA) : $1\text{KA} = 10^3\text{A}$.

3. Mesure pratique de l'intensité du courant :

L'intensité est mesurée à l'aide d'un ampèremètre. En pratique, elle est donnée par la relation suivante :

$$I = \frac{\text{Calibre} \times \text{Lecture}}{\text{Echelle}}$$

$$I = \frac{C \times L}{E}$$

Exemple de mesure d'une intensité :

Pour mesurer l'intensité du courant électrique qui circule dans un circuit on utilise un ampèremètre dont les caractéristiques sont les suivantes :

- calibre : 5A

- Nombre total de divisions : 100

- Position de l'aiguille : 45

Quelle est l'intensité du courant mesurée ?

Solution

L'intensité du courant est :

$$I = \frac{C \times L}{E} ; I = \frac{5A \times 45}{100} ; \boxed{I = 2,25A}$$

IV. EFFETS DU COURANT ELECTRIQUE

Réalisons le montage suivant, comportant en série une aiguille aimantée, placée au voisinage d'un fil conducteur, une ampoule et un tube en U contenant du chlorure de sodium et dans lequel plongent deux clous en fer.

Lorsque l'interrupteur est fermé, on observe :

- une déviation de l'aiguille (le courant a donc un effet magnétique) ;
- que le filament de la lampe est incandescent et dégage de la chaleur (le courant a un effet calorifique aussi appelé effet Joule) ;
- des réactions chimiques au voisinage des électrodes plongées dans le tube en U (le courant a un effet chimique). Il se dégage du chlorure autour du clou relié au pôle + du générateur.

EXERCICE

1. un ampèremètre muni d'un cadran de 100 divisions possède les calibres 0,1 A ; 0,5 A ; 1 A. On effectue successivement avec cet instrument les mesures suivantes consignées dans le tableau ci-

dessous :

Calibre (A)	0,1 A		0,5 A		1 A	
Lecture (div)	48	82	18	64	45	90
Intensité (A)						

Copie et complète ce tableau.

NB : **div** est mis pour division

2. le cadran d'un ampèremètre possède 100 divisions. Son calibre est 0,1 A et l'aiguille est sur la division 42.
 - a. Trouve la valeur de l'intensité
 - b. Dis Ou se place placerait l'aiguille si le calibre était 0,01 A, puis 0,5 A. Tire une conclusion de chacune de ces deux derniers résultats.

TENSION DU COURANT ELECTRIQUE : SA MESURE

I. TENSION ELECTRIQUE

Une lampe brille normalement si la tension d'usage inscrite sur son culot (3,5V) est légèrement inférieure à la tension (4,5V) marquée sur la pile.

II. MESURE DE LA TENSION

1. Unité

L'unité de la tension du courant électrique est le Volt de symbole (V).

Les multiples et sous-multiples du volt sont :

Le Kilovolt (KV) : $1KV = 10^3V$

Le millivolt (mV) : $1mV = 10^{-3}V$

La tension du courant électrique est notée U.

2. Appareil de mesure

L'appareil de mesure de la tension est le voltmètre. Il se branche en dérivation aux bornes d'un récepteur (une lampe par exemple).

Exemple de mesure de la tension électrique

Une tension de 5 volts provoque une déviation de l'aiguille de 50 divisions lues sur le cadran. Calcule la tension U qui traverse la lampe si le cadran possède 100divisions.

Solution

La tension du courant est :

$$U = \frac{C \times L}{E}$$

$$U = \frac{5V \times 50}{100}$$

$$U = 2,5V$$

La formule de la tension s'écrit :

$$U = \frac{C \times L}{E}$$

C : désigne le calibre ;

L : désigne la lecture (position de l'aiguille) ;

E : désigne l'échelle du voltmètre.

III. Définition

1. La tension U ou différence de potentiel

La tension U ou différence de potentiel entre deux points A et B d'un circuit électrique parcouru par un courant a pour mesure le quotient de la puissance consommée entre A et B par l'intensité du courant.

Formule :

$$U = \frac{P}{I}$$

P = Puissance en watts (W) ;

I = Intensité en ampère (A) ;

U = Tension en volts (V).

2. **Le volt** : est différence de potentiel électrique qui existe entre deux points d'un fil conducteur transportant un courant constant d'un ampère lorsque la puissance dissipée est un watt.

IV. LOI D'OHM

Dans un résistor de résistance R parcouru par un courant I, la tension à ses bornes est :

$$U = R \times I$$

Où R est la résistance en Ohms (Ω).

Phénomènes physiques – phénomènes chimiques

II. phénomène physiques

Un phénomène physique est une transformation qui tend à modifier l'état ou le mouvement des corps sans changer la nature.

Exemples de phénomènes physiques

La mise en mouvement d'un corps, la dilatation, le phénomène électrique, le phénomène magnétique, les changements d'états physiques (solidification, ébullition, liquéfaction, fusion, distillation, dissolution).

III. Phénomènes chimiques

Un phénomène chimique est une transformation des propriétés physiques d'un corps et qui change la nature pour donner naissance à de corps nouveaux.

Exemples de phénomènes chimiques :

Les meilleurs exemples sont les combustions :

- **La combustion du papier** : le papier disparaît pour donner de la cendre, du gaz carbonique et de l'eau.
- **La combustion du sucre** : la calcination du sucre donne du charbon de sucre du gaz carbonique et de l'eau.

EXERCICE

Classe les phénomènes suivants en phénomène physique et en phénomène chimiques en mettant une croix dans la colonne qui convient :

Phénomènes	chimiques	physiques
La combustion du bois		
La dissolution du sel dans l'eau		
La combustion du pétrole		
La fusion de la glace		

La congélation des aliments		
L'électrolyse d'une solution salée		
La cuisson d'un œuf		

Mélanges et combinaisons

I. Notion de mélange

Les eaux naturelles et l'air sont des mélanges. La plupart des corps qui se trouvent dans la nature sont des mélanges.

1. **Définition** : un mélange est une association de deux ou plusieurs substances solides, liquides ou gazeuses, qui n'interagissent pas chimiquement.

2. Les types de mélanges

On distingue deux types de mélanges : les mélanges hétérogènes et les mélanges homogènes.

- Mélanges hétérogènes

Un mélange hétérogène est une substance dont les constituants sont visibles soit à l'œil nu, soit à la loupe ou au microscope.

Exemples : sable + riz, mil + gravier, eau + huile, Un échantillon de granite (quartz, mica, feldspath), l'eau naturelle (particules terreuses), le lait, vu au microscope

- Les mélanges homogènes

Un mélange homogène est une substance dans laquelle les constituants sont indiscernables à l'œil et même au microscope le plus puissant.

Exemples : l'eau sucrée, l'eau salée, l'eau filtrée, le vin, l'air.

3. Procèdes de séparation des constituants des mélanges

Les mélanges peuvent être séparés par des procédés de séparation qui

sont :

Sédimentation (décantation)
Filtration
Lévigation (lavage à grande eau)
Distillation
Triage au tamis ou Tamisage
Triage-magnétique
Triage à la main



Atomes et molécules

I. Atomes

- a. Définition : l'atome est la plus petite partie d'un corps pouvant exister à l'état libre et stable.

Par convention, les atomes sont représentés par un symbole. (H = hydrogène, Ag = argent, K = potassium, ...)

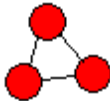
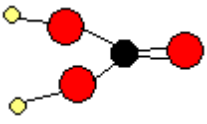
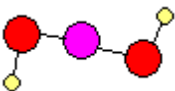
II. Molécules

- a. Définition : une molécule est un ensemble d'atomes liés.

Les molécules sont représentées par une formule moléculaire.

Comment écrire la formule moléculaire d'un corps pur?

nom du corps pur	modèle	nombre d'atomes de chaque sorte	écriture chimique
------------------	--------	---------------------------------	-------------------

Néon		1 atome Ne	Ne
dioxygène		2 atomes O	O ₂
trioxygène (ozone)		3 atomes O	O ₃
Eau		2 atomes H 1 atome O	H ₂ O
carbonate d'hydrogène		2 atomes H 1 atome C 3 atomes O	H ₂ CO ₃
hydroxyde de sodium (soude caustique)		1 atome Na 1 atome O 1 atome H	NaOH
hydroxyde de calcium (chaux éteinte)		1 atome Ca 2 atomes O 2 atomes H → 2 groupes OH	Ca(OH) ₂

Règles d'écriture

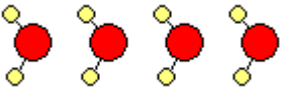
- On écrit les symboles des atomes qui constituent la molécule du corps. L'ordre dans lequel il convient d'écrire ces symboles est soumis à diverses conventions, mais il s'agit assez souvent de l'ordre de la disposition dans le tableau périodique (gauche-droite).
- On écrit en indice, après les symboles des atomes qui constituent la molécule du corps, le nombre d'atomes de chaque sorte.

NB:

- L'indice 1 ne s'écrit pas.
- Certaines molécules contiennent plusieurs fois un même groupement d'atomes associés (des radicaux); dans ce cas, on introduit des parenthèses, comme une mise en évidence en mathématiques. Voir la liste des radicaux.

Ne pas confondre indice et coefficient!

Le coefficient est le nombre qui peut se trouver devant la formule d'une molécule ou devant le symbole d'un atome.

4 H₂O signifie  c'est-à-dire 4 molécules d'eau.

5 O signifie  c'est-à-dire 5 atomes d'oxygène.

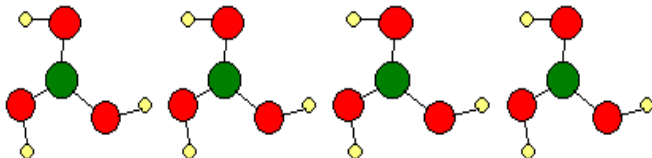
Le coefficient, précédant la formule d'un corps pur, indique le nombre de molécules considérées.

Le coefficient, précédant le symbole seul d'un atome, indique le nombre d'atomes considérés.

L'indice, suivant un symbole ou un groupe de symboles mis entre parenthèses, indique le nombre d'atomes ou de groupements d'atomes (radicaux) considérés dans 1 molécule.

Le coefficient 1, comme l'indice 1, ne s'écrit pas.

Exemples:

4 Al(OH)₃ signifie  = 4 molécules

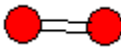
mais dans 1 molécules Al(OH)₃, on compte 1 Al, 3 O et 3 H,

donc dans 4 molécules Al(OH)₃, on compte 4 Al, 12 O et 12 H (4 X 1 Al, 4 X 3 O et 4 X 3 H).

III. Corps purs simple, composé et élémentaire

Observer les modèles ci-dessous:

nom du corps pur →	argon	dioxygène	diazote	dioxyde de carbone	eau	trioxygène
-----------------------	-------	-----------	---------	--------------------	-----	------------

modèle →						
formule (ou symbole) →	Ar	O ₂	N ₂	CO ₂	H ₂ O	O ₃
nombre total d'atomes →	1	2	2	3	3	3
nombre de sortes d'atomes →	1	1	1	2	2	1
sorte de corps pur →	PE	PS	PS	PC	PC	PS

Il existe 3 types de corps purs:

exemples: Ar, Fe, Cu	exemples: O ₂ , O ₃ , N ₂ , P ₄ , S ₈	exemples: H ₂ O, CO ₂ , Ca(OH) ₂
PE: un corps pur élémentaire est un corps dont la molécule n'existe pas, il n'y a que des atomes.	PS: un corps pur simple est un corps dont la molécule est constituée d'atomes identiques.	PC: un corps pur composé est un corps dont la molécule est constituée d'atomes différents.

Exercices

01) Que signifie 2 Cl₂?

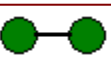
réponses:

- ☐ 1 atome
- ☐ 2 atomes
- ☐ 1 molécule
- ☒ 2 molécules
- ☐ 4 atomes

☐ 4 molécules

réponse la plus souvent donnée: 2 Cl_2 , cela signifie 4 atomes: c'est faux!

explication:

écriture chimique	modèle	signification
Cl		1 atome
2Cl		2 atomes
Cl_2		1 molécule
2 Cl_2		2 molécules
4 Cl		4 atomes
4 Cl_2		4 molécules

La bonne réponse est donc: 2 Cl_2 , cela signifie 2 molécules (de dichlore).

02) Calculer le nombre d'atomes de chaque sorte dans les molécules ou ensembles de molécules (en écriture chimique ci-après):

écriture chimique	nombre d'atomes différents
2 O_3	6 O
Fe_2O_3	2 Fe, 3 O
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	1 Mg, 2 O, 2 H
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	1 Cu, 2 N, 6 O
$2 \text{ K}_3\text{Co}(\text{NO}_2)_6$	6 K, 3 Co, 12 N, 24 O

03) Ecrire la formule de

réponse:

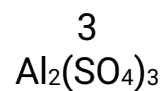
2 molécules contenant chacune 3 atomes d'oxygène

2 O_3

1 molécule contenant 1 atome de magnésium et 2 radicaux

$\text{Mg}(\text{OH})_2$

contenant chacun 1 atome d'oxygène et 1 atome d'hydrogène
3 molécules contenant chacune 2 atomes d'aluminium et 3
radicaux contenant chacun 1 atome de soufre et 4 atomes
d'oxygène



La structure de l'atome

I. Les particules fondamentales l'atome

Les recherches sur la structure de l'atome ont mis en évidence trois
sortes de *particules* : *l'électron ; le proton et le neutron*

<i>Caractéristiques des particules</i>
--

Particule	Symbole	Charge électrique	Masse
Proton	P	$+e : 1.6 \cdot 10^{19} c$	$m_p : 1.67 \cdot 10^{27} kg$
Neutron	n	0	$m_n : 1.67 \cdot 10^{27} kg$
Electron	e^-	$-e : -1.6 \cdot 10^{19} c$	$m_e : 9.1 \cdot 10^{31} kg$

II. **Constitution de l'atome** : l'atome comprend deux parties : un noyau et des électrons.

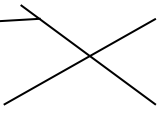
1. **Le noyau** : se compose de particules appelées nucléons (les protons et les neutrons)

- Les protons ont de charge électrique positive
- Les neutrons ont de charge électrique nulle.

2. **Le cortège électrique ou nuage électrique** : est constitué d'électrons de charge électrique négative qui gravitent autour du noyau sur les couches K, L, M...

III. **L'électrique de l'atome** : Un atome a autant de charge positive (+Ze) dans son noyau que de charge négative (-Ze) autour : il est électriquement neutre.

IV. **Notation d'un atome** : Pour représenter le noyau atomique d'un élément, on se sert de la notation :

Symbole de l'élément  Z – masse atomique
A – numéro atomique

$$A = Z + N \text{ d'où } N = A - Z$$

A : nombre de masse ou masse atomique ou nombre de nucléons

N : nombre de neutron

Z : numéro atomique ou nombre de protons ou nombre d'électrons

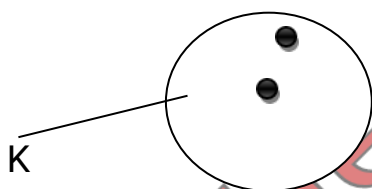
Exemple : Le noyau de l'atome de sodium (Na) contient 11 protons et 12 neutrons, son numéro atomique $z = 11$.

Son nombre de masse est $A = 11 + 12 = 23$. On note $^{23}_{11}\text{Na}$

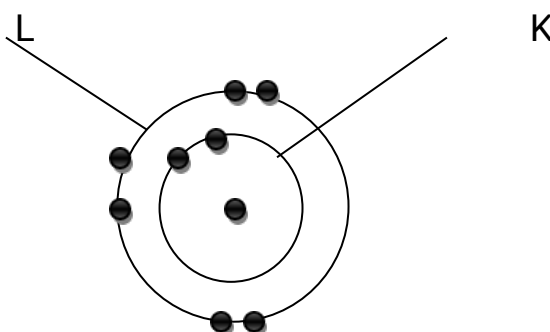
V. Règle de remplissage de la couche électronique de l'atome

- Sur la première couche K, on place deux électrons.
- Sur la première couche L, on place huit (8) électrons.
- Sur la première couche M, on place huit (8) électrons.

Exemple : - Atome d'hydrogène ($Z=1$)



- Atome d'oxygène ($Z= 8$)



Classification périodique des éléments

La classification est obtenue en plaçant l'élément par ordre de numéro atomique Z croissant répartissant dans un tableau comprenant plusieurs lignes ou périodes et plusieurs colonnes ou groupes K est la 1^{ère} ligne, L est la 2^e ligne, M est la 3^e ligne

Remarques

Dans une même colonne, tous les atomes possèdent le même nombre d'électrons sur leur dernière couche : ce nombre est le numéro de la colonne

Les atomes d'une même colonne possèdent des propriétés voisines. Ils constituent en général les familles homogènes.

On distingue par exemple :

- La famille des métaux alcalins (1^{ère} colonne)
- La famille des halogènes (7^e colonne)
- La famille des gaz inertes (8^e colonne)

I. Tableau de classification

COLONNE \ LIGNE	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	¹ ₁ H Hydrogène							He hélium
2	⁷ ₃ Li Lithium	⁹ ₄ Be Béryllium	¹¹ ₅ B bore	¹² ₆ C carbone	¹⁴ ₇ N azote	¹⁶ ₈ O oxygène	¹⁸ ₉ F fluor	²⁰ ₁₀ Ne Néon
3	²³ ₁₁ Na sodium	²⁴ ₁₂ Mg magnésium	²⁷ ₁₃ Al aluminium	²⁸ ₁₄ Si silicium	³¹ ₁₅ P Phosphore	³² ₁₆ S soufre	³⁵ ₁₇ Cl chlore	⁴⁰ ₁₈ Ar Argent

4	$^{39}_{19}\text{K}$ Potassium	$^{40}_{20}\text{Ca}$ calcium						
---	-----------------------------------	----------------------------------	--	--	--	--	--	--

Exercice :

- Fais la représentation de la structure électronique des atomes suivants :
 $^{27}_{13}\text{Al}$;
 $^{23}_{11}\text{Na}$
 - donne le nombre de protons et de neutrons contenus dans le noyau de chacun de ces atomes.
- Le nombre de masse d'un atome est de 127. Son numéro atomique est de 53.
 - Combien de protons, de nucléons et de neutrons son noyau renferme-t-il?
 - Combien d'électrons cet atome possède-t-il?

NOTION DE VALENCE

I. Notion de valence

I. Définition :

- **La valence d'un élément** est le nombre d'atomes d'hydrogène ou de chlore qui se combinent à un atome de cet élément
- **La valence d'un atome**, exprime le nombre d'atomes d'hydrogène que cet atome peut lier.

Par définition, on attribue la valence 1 à l'hydrogène.

Exemple :

Chlorure d'hydrogène	HCl	Cl a la valence 1.
Eau	H ₂ O	O a la valence 2.
Ammoniac	NH ₃	N a la valence 3.

Méthane

CH_4

C a la valence 4.

NB : Un élément de valence 1 est dit **monovalent**

Un élément de valence 2 est dit **divalent**

Un élément de valence 3 est dit **trivalent**

Un élément de valence 4 est dit **tétravalent**

Remarque

- Dans un chlorure de fer II, le fer a la valence 2 ou divaente
- Dans un chlorure de fer III, le fer a la valence 3 ou trivalent
- Dans un chlorure le cuivre I (CuCl), le cuivre a la valence 1 ou monovalent
- Dans un chlorure de cuivre II (CuCl_2), le cuivre a la valence 2 ou divalent

II. Valence de quelques radicaux

Définition : les radicaux sont des groupes d'atomes que l'on trouve dans certains nombre de formules et qui se déplacent en bloc au cours des réactions.

Radicaux	Noms	Valences	Exemples
OH	Hydroxyde	1	NaOH : Hydroxyde de sodium
NO₃	Nitrate	1	NaNO₃ : Nitrate de sodium
NH₄	Ammonium	1	NH₄Cl : Chlorure d'ammonium

SO_4	Sulfate	2	Na_2SO_4 : sulfate de sodium
CO_3	Carbonate	2	CaCO_3 : carbonate de calcium

Tableau de valence

Monovalent	Divalents	Trivalents	Tétravalents
Hydrogène : H	Oxygène : O	Azote : N	Carbone : C
Chlore : Cl	Calcium : Ca	Phosphore : P	
Potassium : K	Soufre : S	Aluminium : Al	
Sodium : Na	Magnésium : Mg		
	Zinc : Zn		

Exercices

Exercice1 Donne la valence des éléments ou radicaux soulignés :

$\text{H}\underline{\text{Cl}}$; $\underline{\text{C}}\text{H}_4$; $\underline{\text{Na}}\text{Cl}$; $\underline{\text{Zn}}\text{Cl}_2$; $\underline{\text{Al}}_4\text{C}_3$; $\underline{\text{Fe}}_2\underline{\text{O}}_3$; $\text{H}_2\underline{\text{O}}$; $\underline{\text{H}}\text{NO}_3$; $\text{Fe}(\underline{\text{OH}})_3$; $\text{Na}_2\underline{\text{S}}\text{O}_4$

Exercice2 : Forme les corps purs composés à partir de la valence des éléments.

$\text{H}=1$ $\longrightarrow$; $\text{Al}=3$ $\longrightarrow$; $\text{Na}=1$ $\longrightarrow$
 $\text{O}=2$ $\longrightarrow$; $\text{Cl}=1$ $\longrightarrow$; $\text{OH}=1$ $\longrightarrow$

Donne le nom de chacun des corps purs formés.

Exercice3 : Détermine la valence des éléments dans les composés suivants :

Cl dans $\text{H}\underline{\text{Cl}}$; C dans CH_4 ; Na dans NaCl ; Zn dans ZnCl_2 ; Al dans Al_2O_3 ;
 Fe dans Fe_2O_3 ; O dans H_2O ; NO_3 dans HNO_3 ; OH dans NaOH ; SO_4 dans H_2SO_4

NOTATION CHIMIQUE

I. Symboles-Formules

1. Symbole : On appelle symbole une lettre ou un groupe de lettres servant à désigner un élément. Chaque atome est représenté par un symbole conventionnel.

Exemples :

Eléments	Symboles
Hydrogène	H
Calcium	Ca
Cuivre	Cu
Chlore	Cl
Aluminium	Al
Magnésium	Mg
Fer	Fe

2. molécule :

La molécule d'un corps pur simple composé est symbolisée par une formule moléculaire.

La formule moléculaire indique l'atomicité (nombre d'atomes) de chaque élément dans une molécule.

Exemples de molécules

a. Molécules diatomiques :

O₂ ; NaCl ; KCl ; Cl₂ ; N₂

b. Molécules triatomiques :

CO₂ ; KOH ; ZnCl₂ ; CuCl₂ ; FeCl₂

c. Molécules contenant plus de trois (3) atomes :

H₂SO₄ ; Cu₂SO₄ ; AgNO₃ ; C₂H₄O₂ ; Na₂CO₃

II. Quantité de matière : la mole

Définition : la mole est quantité de matière contenant dans un paquet de N atomes identiques où N est le nombre d'Avogadro.

Notation : mol

Le nombre $6,02 \cdot 10^{23}$ est dit nombre d'Avogadro et noté $N = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot \text{mol}^{-1}$

III. Masse molaire :

1. Masse molaire atomique

On appelle masse molaire atomique, la masse d'une mole de cet élément.

Exemples :

Eléments	symboles	Masse molaire atomique
Aluminium	Al	27g/mol
Azote	N	14g/mol
Chlore	Cl	35.5g/mol
Carbone	C	12g/mol
Cuivre	Cu	64g/mol
Hydrogène	H	1g/mol
Oxygène	O	16g/mol
Sodium	Na	23g/mol
Fer	Fe	56g/mol
Phosphore	P	31g/mol

La masse molaire atomique du zinc est 65g/mol.

On note $M(\text{Zn}) = 65\text{g/mol}$ ou 65g/mol^{-1} .

2. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'un corps pur est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui le composent.

Pour calculer la masse molaire d'un corps pur ; on fait la somme des masses atomiques des constituants, en tenant compte des atomicités.

$$M(X_a Y_b) = a M(X) + b M(Y)$$

Exemple: calcule la masse molaire atomique de O_2 ; ZnSO_4 ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

La masse de O_2 est

$$M(\text{O}_2) = 2M(\text{O}) = 2 \times 16\text{g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32\text{g/mol}$$

La masse molaire de ZnSO_4 est

$$M(\text{ZnSO}_4) = M(\text{Zn}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 65\text{g/mol} + 32\text{g/mol} + 4 \times 16\text{g/mol}$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 65 + 32 + 64$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 161 \text{ g/mol}$$

La masse molaire de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Cu}) + 2M(\text{N}) + 6M(\text{O})$$

$$= 64 + 28 + 96$$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ g/mol}$$

IV. Le volume molaire des gaz : loi d'Avogadro-Ampère

Définition : on appelle volume molaire d'un gaz ; le volume qu'occupe une mole de ce gaz.

Enoncé : le volume molaire d'un gaz pris dans les conditions normales de température et de pression est **22,4 l/mol**. Noté $V_0 = 22,4 \text{ l/mol}$

V. Calcul du nombre de mole d'un corps pur

1. Calcul du nombre de mole connaissant la masse (m) et la masse molaire (M) du corps

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{d'où} \quad m = n \times M$$

n s'exprime en mol

m s'exprime en g/mol

M s'exprime en g

Exemple : calculons le nombre de mole de 14g de poudre de fer. $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}}} = n_{\text{Fe}} = \frac{14 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0.25 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de mole connaissant le volume (V) et le volume molaire (V_0) du corps

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \text{d'où} \quad V = n \times V_0$$

n s'exprime en mol

V_0 s'exprime en l/mol

V s'exprime en l/mol

Exemple : calculons le nombre de mole de 18l de dihydrogène dans les conditions normales.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_0} = n_{\text{H}_2} = \frac{18 \text{ l}}{22.4 \text{ l/mol}} = 0.8 \text{ mol}$$

Evaluation

1. Définis la mole, le volume molaire, la masse molaire moléculaire
2. Donne le nombre d'Avogadro.

Exercice1 : Calcule la masse molaire des composés suivants :

Al_2O_3 , Fe_2O_3 ; H_2SO_4 ; ZnCl_2 ; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

On donne : $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$; $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$; $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$;

$M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$; $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$; $M(\text{Zn}) = 65\text{g/mol}$;
 $M(\text{N}) = 14\text{g/mol}$.

Exercice2 :

1. Calcule le nombre de mole de 18 l de dihydrogène. $V_0 = 22,4\text{l/mol}$.

2. Calcule le nombre de mole contenu dans 14g de poudre de fer.

$M(\text{Fe}) = 56\text{g/mol}$.

Exercice3: Calcule

a. La masse de 3 moles de carbone

b. Le volume de $2 \cdot 10^{-2}$ moles de dioxyde de carbone. On donne :
 $M(\text{C}) = 12\text{g/mol}$; $V_0 = 22,4\text{l/mol}$

Réactions et équations chimiques

I. Réactions chimiques

1. **Définition** : une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle la ou les espèces chimiques mises en présence disparaissent en donnant naissance à une ou d'autres espèces chimiques.

Les corps qui réagissent s'appellent les réactifs.

Les corps qui se forment s'appellent les produits de la réaction.

2. Exemples :

✓ *La combustion du carbone*

Carbone + Dioxygène → Dioxyde de carbone

✓ *La décomposition de l'eau*

Eau → Dihydrogène + Dioxygène

✓ *La synthèse de l'eau*

Dihydrogène + Dioxygène → Eau

II. Equations chimiques

1. **Définition** : l'équation d'une réaction chimique traduit le bilan de cette réaction

2. Exemples



Une équation comprend deux parties membres :

- ✓ Les membres de gauche s'appellent **réactifs**.
- ✓ Les membres de droites espèces s'appellent **produits** de la réaction.
- ✓ Une flèche qui représente l'égalité de cette équation sépare les deux membres .Elle se lit donne.

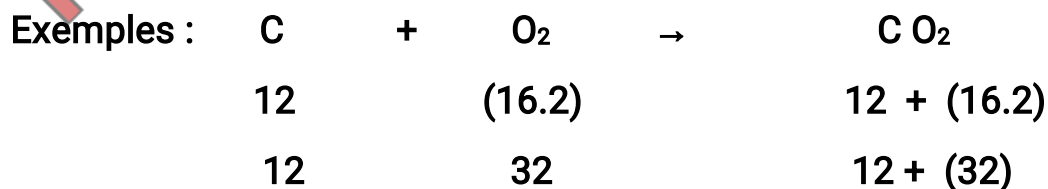
III. Equation bilan d'une réaction :

Les deux membres d'une équation chimique doivent avoir le même nombre d'atome de chaque élément qui se trouve dans la réaction. Quand on établit une équation, on doit satisfaire à cette condition : on dit qu'on équilibre une équation chimique et l'équation obtenue est une équation bilan de la réaction.



IV. Conservation de la masse : loi de Lavoisier

Enoncé de la loi: la masse des produits formés lors d'une réaction chimique est égale à la masse des réactifs consommés.



Masse totale des réactifs : 12+32=44g/mol

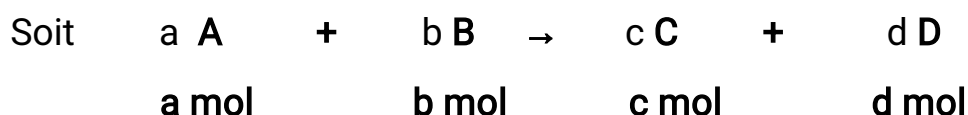
Masse totale des produits : 12+32=44g/mol

Masse totale des réactifs = Masse totale des produits : 44g/mol

V. Applications des équations bilan de la réaction aux problèmes de chimie.

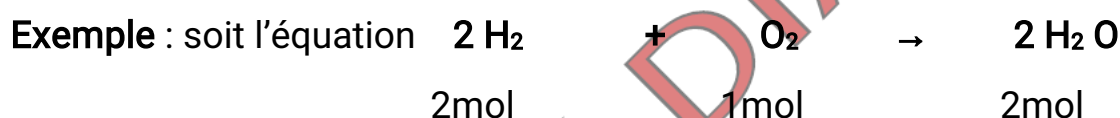
1. Coefficients stœchiométriques et les nombres de moles

Lors d'une réaction chimique, les quantités de matières consommées et des produits formés sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.



Cette proportionnalité s'exprime par :

$\frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c} = \frac{n(D)}{d}$ d'où $n(A)$, $n(B)$, $n(C)$, $n(D)$ sont les nombres de mole des corps A, B, C, D ; a, b, c, d, sont les coefficients stœchiométriques.



La relation de proportionnalité

$$\frac{n(\text{H}_2)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{2}$$

VI. Résolution d'un problème de chimie :

Pour résoudre un problème de chimie, il faut :

- ✓ Ecrire l'équation bilan de la réaction
- ✓ Equilibrer l'équation bilan de la réaction
- ✓ Etablir la relation de proportionnalité de l'équation de la réaction
- ✓ Calculer le nombre de mole du corps qui sa valeur dans l'énoncé
- ✓ Répondre aux différentes questions posées.

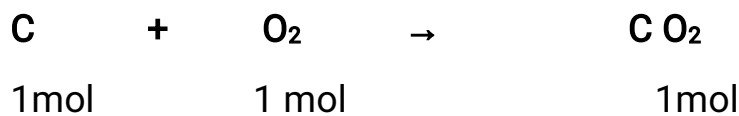
Exercices d'application :

On brule 2g de carbone dans le dioxygène, on obtient du dioxyde de carbone.

- Ecris et équilibre l'équation bilan de la réaction.
- Etablis la relation de proportionnalité.
- Calcule le nombre de mole de carbone.
- Calcule la masse de dioxygène.
- Calcule le volume de dioxyde de carbone.

Solution

L'équation bilan de la réaction



Le rapport de proportionnalité

$$\frac{n(\text{C})}{1} = \frac{n(\text{O}_2)}{1} = \frac{n(\text{CO}_2)}{1}$$

Le nombre de mole de 2g de carbone

$$n = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{2\text{g}}{12\text{g/mol}} = 0.16\text{ mol}$$

La masse de dioxygène

$$m(\text{O}_2) = 0,16\text{mol} \cdot 32\text{g/mol} = 5,33\text{g}$$

Le volume du dioxyde de carbone

$$V(\text{CO}_2) = 0,16\text{mol} \cdot 22,4\text{l/mol} = 3,58\text{l}$$

Evaluation:

1. Définis une réaction chimique, une équation chimique.

Exercice1 : Enonce la loi de conservation de la masse. Justifie cette loi à partir de l'équation bilan de la réaction :

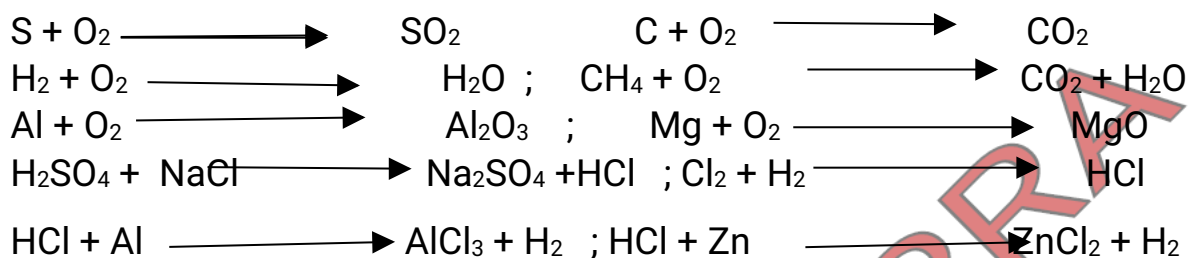


Exercice2: Complete le tableau en écrivant le nom de chaque composé dans la case correspondante.

Composés	Nom de chaque composé	Composés	Nom de chaque composé

HCl		Na ₂ SO ₄	
NaNO ₃		CO	
NaOH		CO ₂	
CaCO ₃		H ₂ O	

Exercice 4 : Complète et équilibre les équations suivantes s'il y a lieu



Exercice 5 : Calcule la masse de soude qu'il faut pour neutraliser 24g d'acide Chlorhydrique.

On donne : M(H) = 1g/mol; M(O) = 16g/mol; M(Na) = 23g/mol; M(Cl) = 35,5g/mol

Exercice 6 : On brûle 8 grammes de dihydrogène dans un excès de dioxygène.

- Calcule la masse d'eau formée
- Calcule la masse de dioxygène nécessaire pour cette combustion.

On donne : M(H) = 1g/mol; M(O) = 16g/mol

Exercice 7 : le principal constituant du gaz naturel, le méthane a pour formule CH₄. Lorsqu'il brûle dans le dioxygène, les produits de la combustion sont le dioxyde de carbone et l'eau.

- Calcule le volume d'air mesuré dans les conditions normales qu'il faut pour brûler entièrement 1 m³ de méthane
- Trouve la masse d'eau obtenue.

M(C) = 12g/mol; M(H) = 1g/mol; M(O) = 16g/mol; V₀ = 22,4 l/mol

Le dioxygène occupe le 1/5 du volume de l'air.

Exercice 8 : On brûle 20 grammes de soufre dans le dioxygène. La réaction produit du dioxyde de soufre.

- Ecris l'équation bilan de la réaction

b. Calcule le volume de dioxyde de soufre.

On donne : $M(S) = 32\text{g/mol}$; $M(O) = 16\text{g/mol}$, $V_0 = 22,4\text{ l/mol}$.

Exercice 9 : On fait agir 1,8 gramme de dihydrogène avec du diazote en excès. On obtient de l'ammoniac (NH_3).

a. Ecris l'équation bilan de la réaction

b. Calcule le volume de d'ammoniac mesuré dans les conditions normales de température et de pression.

On donne : $M(N) = 14\text{g/mol}$; $M(H) = 1\text{g/mol}$, $V_0 = 22,4\text{ l/mol}$

Exercice 10 : On fait agir 13 g de zinc dans un excès d'acide chlorhydrique.

a. Ecris l'équation bilan de la réaction

b. Calcule le volume de dihydrogène.

c. Calcule la masse de chlorure de zinc de formule ZnCl_2

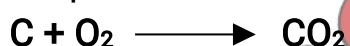
$M(\text{Zn}) = 65\text{g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$, $M(H) = 1\text{g/mol}$ $V_0 = 22,4\text{ l/mol}$

COMBUSTION DU CARBONE, DU SOUFRE, DU MAGNESIUM ET DU FER DANS LE DIOXYGENE

1. La combustion du carbone

Le carbone brûle dans le dioxygène ou dans l'air pour donner du **dioxyde de carbone (CO_2)** qui trouble l'eau de chaux.

L'équation bilan s'écrit :

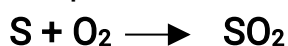


2. La combustion du soufre

Dans l'air, le soufre brûle avec une flamme bleue. Elle plus vive dans le dioxygène.

Il se forme deux oxydes de soufre, dont le principal produit est le **dioxyde de soufre** ou **anhydride sulfureux (SO_2)** qui décolore la solution de permanganate de potassium.

L'équation bilan est :

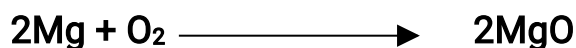


3. Combustion du magnésium

Le magnésium brûle dans le dioxygène en donnant de l'oxyde de **magnésium** ou **magnésie (Mg O)**.

L'oxyde ainsi formé protège le métal contre une oxydation plus profonde.

L'équation bilan est :



4. Combustion du fer dans le dioxygène

En poudre, le fer brûle dans le dioxygène avec production d'étincelles brillantes, en donnant deux oxydes : l'oxyde ferrique Fe_2O_3 (ou oxyde de fer III), solide de couleur rouille et l'oxyde magnétique de fer (Fe_3O_4) solide gris.

Les équations bilans :



a. Formation de la rouille

La rouille est un produit poreux, rouge brun qui se forme sous l'action conjuguée du dioxygène de l'air, de l'eau et des impuretés du métal.

La formation de la rouille est une véritable réaction chimique. Le constituant essentiel de la rouille est l'oxyde ferrique (ou oxyde de fer III) de formule Fe_2O_3 .

b. Lutte contre la corrosion du fer

La corrosion est l'altération lente et progressive d'un métal sous l'action de certaines substances (air humide, eau de mer, acide...)

On recouvre le fer d'une couche de peinture, de graisse, d'huile ou de métaux inoxydables qui le protège contre la corrosion.

L'ACIDE CHLORHYDRIQUE

Formule : HCl

Masse molaire : 36,5 g/mol

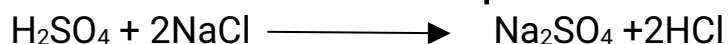
I. PREPARATION

1. Au laboratoire

Expérience

Un mélange d'acide sulfurique et de chlorure de sodium modérément chauffé dégage des vapeurs de gaz chlorhydrique avec formation d'un nouveau sel : le sulfate de sodium.

L'équation bilan s'écrit:



2. Dans l'industrie

L'acide chlorhydrique est obtenu dans l'industrie par synthèse du dichlore et de dihydrogène.

L'équation bilan s'écrit :



II. PROPRIETES PHYSIQUE DE LA SOLUTION AQUEUSE

L'acide chlorhydrique est un liquide incolore à l'état pur, d'odeur piquant, et de saveur aigrelette. Il est un composé très stable.

III. PROPRIETES CHIMIQUES

1. Saveur :

La saveur de l'acide est aigre et analogue à celle du vinaigre.

2. Action sur les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est une substance qui subit un changement de couleur en présence d'une solution acide ou basique.

Une solution d'acide chlorhydrique rougit le tournesol violacé et l'hélianthine jaune et fait virer au jaune le bleu de bromothymol vert (BBT). La phtaléine du phénol incolore en milieu neutre ou acide.

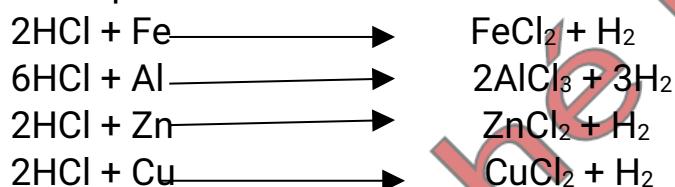
3. Electrolyse

Le courant électrique décompose l'acide chlorhydrique en dihydrogène (H_2) et en dichlore (Cl_2) : c'est un électrolyte.

4. Action sur les métaux

Une solution d'acide chlorhydrique attaque les métaux à froid avec formation d'un sel et du dihydrogène qui se dégage.

Les équations bilan s'écrivent :



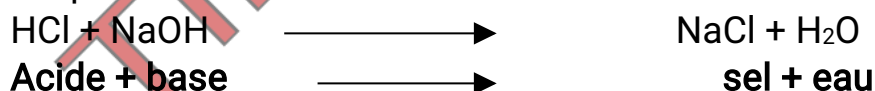
Acide + métal $\longrightarrow$ sel + dihydrogène

5. Action sur l'hydroxyde de sodium

L'acide chlorhydrique réagit sur l'hydroxyde de sodium pour donner le chlorure de sodium et de l'eau.

La réaction est appelée neutralisation ou salification.

L'équation bilan s'écrit :



Evaluation:

1. Définis un indicateur coloré, la réaction de neutralisation.

Exercice : on neutralise 15g de soude caustique par l'acide Chlorhydrique. Détermine :

- a. L'équation bilan de la réaction.
- b. La masse d'acide pur nécessaire à cette neutralisation.

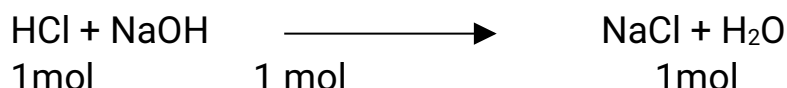
c. La masse de chlorure de sodium formée

On donne : $M(H) = 1\text{g/mol}$; $M(O) = 16\text{g/mol}$; $M(Na) = 23\text{g/mol}$;

$M(Cl) = 35,5\text{g/mol}$

Solution

a. L'équation bilan de la réaction.



Le rapport de proportionnalité

$$\frac{n(\text{HCl})}{1} = \frac{n(\text{NaOH})}{1} = \frac{n(\text{NaCl})}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{1}$$

Le nombre de mole de 15g de soude

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{15\text{g}}{40\text{g/mol}} = 0,375\text{ mol}$$

b. La masse d'acide pur nécessaire à cette neutralisation.

$$m(\text{HCl}) = 0,375\text{mol} \cdot 36,5\text{g/mol} = 13,6875\text{g}$$

c. La masse de chlorure de sodium formée

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,375\text{mol} \cdot 18\text{g/mol} = 6,75\text{g}.$$

L'acide sulfurique

Formule : $\text{H}_2(\text{SO}_4)$

Masse molaire : 98g/mol

I. Préparation :

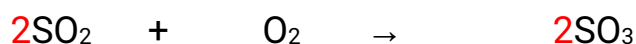
L'acide sulfurique est préparé à partir du soufre pur ou des pyrites FeS_2 (qui est des sulfures de fer). En effet :

- Par grillage de la pyrite, on obtient du dioxyde de soufre



- L'oxydation du dioxyde de soufre (par catalyse) conduit ensuite en

trioxyde de soufre.



- Finalement, la dissolution du trioxyde de soufre dans l'eau donne de l'acide sulfurique.



II. Propriétés physiques

A l'état pur, l'acide sulfurique est un liquide incolore et visqueux ; plus lourd que l'eau, il est aussi très volatil. Il est très soluble dans l'eau en toutes proportions.

En solution aqueuse très diluée, l'acide sulfurique a une saveur aigrette.

III. Propriétés chimiques :

1. Action sur les indicateurs colorés : l'acide sulfurique réagit sur les indicateurs colorés comme le fait l'acide chlorhydrique.

2. Electrolyse : l'acide sulfurique conduit le courant électrique : c'est donc un électrolyte.

3. Action sur les bases : en présence d'un **catalyseur**, l'acide sulfurique réagit avec la soude pour donner un sel et de l'eau : c'est la réaction de **neutralisation**.



4. Action sur les métaux : l'acide chlorhydrique attaque les métaux en donnant un **sel** et un dégagement de **dihydrogène**.

Exemples:



La fonction acide

Formules de quelques acides : HCl ; H_2SO_4 ; HNO_3 ; H_2CO_3 ; H_3PO_4 .

I. Définitions :

-Un acide est un composé renfermant un ou plusieurs atomes d'hydrogène.

-Un acide est un composé hydrogéné qui en solution aqueuse libère des ions H^+ .

-La fonction acide est l'ensemble des propriétés que les acides ont en commun.

II. Propriétés des acides

1. **Saveur** : les acides ont une saveur piquante aigrette.
2. **Electrolyse** : les solutions acides sont des électrolytes.
3. **Action sur les indicateurs colorés** : ils rougissent le tournesol
4. **Action sur les métaux** : les acides attaquent les métaux pour donner un sel et un dégagement de dihydrogène.

Formule générale :



1. **Action sur les bases** : les acides neutralisent les bases pour donner un sel et de l'eau



III. Nomenclature:

HCl : acide chlorhydrique

H_2SO_4 : acide sulfurique

HNO_3 : acide nitrique

H_2CO_3 : acide carbonique

H_3PO_4 : acide phosphorique

L'hydroxyde de sodium et l'hydroxyde de calcium

L'hydroxyde de sodium ou soude caustique. $NaOH$

Masse molaire : $M(\text{NaOH}) = 40\text{g/mol}$

L'hydroxyde de calcium ou chaux éteinte : $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Masse molaire : $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74\text{g/mol}$

I. Préparations :

- **La soude** : au laboratoire, on prépare la soude par action de l'eau sur le sodium ou sur l'oxyde de sodium :



- **L'hydroxyde de calcium** : la chaux éteinte est préparée par action de l'eau sur la chaux vive CaO ; la réaction dégage de la chaleur.

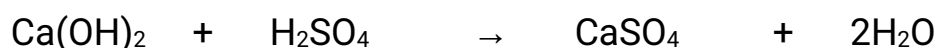
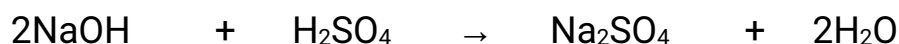


II. Propriétés physiques

- L'hydroxyde de sodium ou soude est un solide blanc très soluble dans l'eau. En solution étendue, la soude a une saveur fade rappelant celle du savon.
- L'hydroxyde de calcium ou chaux éteinte est une poudre peu soluble dans l'eau. La chaux éteinte donne avec l'eau le lait de chaux et l'eau de chaux.

III. Propriétés chimiques

1. **Action sur les indicateurs colorés** : la soude et la chaux éteinte agissent sur les indicateurs colorés : Le tournesol vire au bleu.
2. **Electrolyse** : la soude en solution aqueuse et l'eau de chaux conduisent le courant électrique : ce sont des électrolytes.
3. **Action sur les acides** : la soude comme l'hydroxyde de calcium neutralise les acides en donnant un sel et de l'eau.





Exercice : complete et équilibre les équations suivantes s'il y a lieu



La fonction base

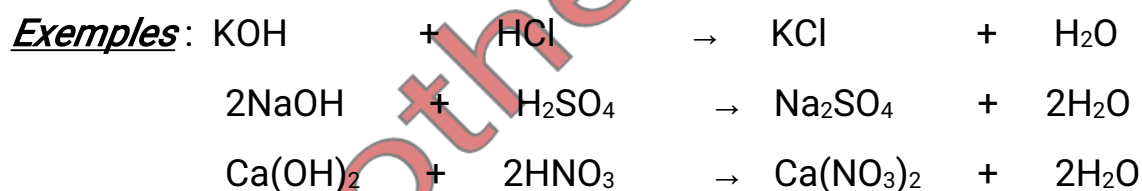
Quelques formules des bases : NaOH, Ca(OH)₂, KOH, NH₄OH

I. Définitions

- Une base est un composé renfermant un ou plusieurs groupements hydroxyle.
- Une base est un composé hydroxylé qui en solution aqueuse libère les ions OH⁻.
- La fonction base est l'ensemble des propriétés que les ont en commun.

II. Propriétés des bases

1. **Saveur** : les bases ont une saveur fade.
2. **Electrolyse** : les solutions basiques sont des électrolytes.
3. **Action sur les indicateurs colorés** : en milieu basique le tournesol vire au bleu.
4. **Action sur les acides** : les bases réagissent avec les acides pour donner un sel de l'eau.



III. Nomenclature:

- NaOH : hydroxyde de sodium ou soude caustique
- Ca(OH)₂ : hydroxyde de calcium ou chaux éteinte
- KOH : hydroxyde de potassium ou potasse
- NH₄OH : hydroxyde d'ammonium ou ammoniac

Fonction sel

I. Préparation et définition d'un sel

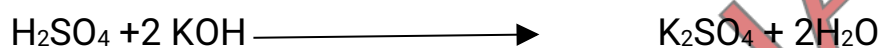
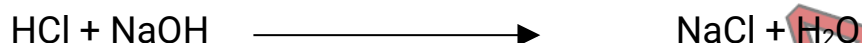
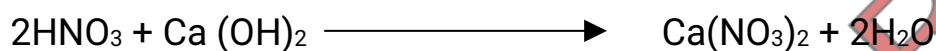
1. Préparation

Les acides réagissent vivement avec les bases pour donner un sel et de l'eau.



Cette réaction de neutralisation s'appelle **salification**.

Exemples



Les acides attaquent de nombreux métaux. Il se forme alors un sel et souvent il se dégage du dihydrogène et de la chaleur.



Exemples :



2. Définition un sel est un composé résulte :

- Soit de la neutralisation d'un acide par une base ou inversement.
- soit du remplacement dans la molécule de l'acide d'un ou de plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs atomes de métal tout en respectant les valences.

II. Propriétés générales

- L'action des sels sur les indicateurs colorés dépend du type de sel.
- Les sels sont des solides cristallisés blancs ou colorés.
- De nombreux sels sont solubles dans l'eau.
- Les solutions de sels conduisent le courant électrique.

- Les acides réagissent souvent sur les sels pour donner un nouvel acide et un nouveau sel.



- Les bases réagissent souvent sur les sels pour donner une nouvelle base et un nouveau sel.



II. Nomenclature des sels

Le nom d'un sel dérive de l'acide :

- Si la terminaison de l'acide est hydrique, le nom du sel termine par ure.
- Si la terminaison de l'acide est eux ou ique, le nom du sel dérivé se termine par ite ou ate.

Acides	Sels	
	formules	noms
HCl acide chlorhydrique	NaCl	Chlorure de sodium
HI : acide iodhydrique	KI	Iodure de potassium
HNO ₂ : Acide nitreux	NaNO ₂	Nitrite de sodium
	AgNO ₂	Nitrite d'argent
HNO ₃ : Acide nitrique	KNO ₃	Nitrate de potassium
	AgNO ₃	Nitrate d'argent

IV. Récapitulatifs

Acide + base	→	Sel + eau
Base + sel	→	Nouveau sel + Nouvelle base
Acide + sel	→	Nouveau sel + Nouvel acide
Acide + Métal	→	Sel + Dihydrogène
Sel + Sel	→	Nouveau sel + Nouveau sel

Timothée DIARRA