

AVERTISSEMENT

Le présent fascicule a été conçu par les professeurs de la cellule pédagogique de sciences physiques du bloc scientifique et technologique de LIBERTE III.

Ce sont :

Messieurs :

- Abdoulaye SYLLA
- Mamadou SAGNE
- Ousseynou SARR
- Mamadou DIOUF
- Abdoulaye DIOP

Madame:

- Fama DIOUF BÂ

L'insuffisance de l'horaire hebdomadaire dans les BST (2heures) nous a conduit à réfléchir sur les possibilités de pouvoir mener correctement et terminer le programme dans les délais requis. Ce fascicule est le fruit de cette réflexion. Il comporte des résumés courts et clairs et cherche à mieux organiser les pages de TP et d'observations. Il ne peut se substituer aux livres et autres documents plus élaborés et plus complets. Néanmoins, il nous permettra avec nos élèves, de gagner du temps pour faire beaucoup d'expériences, expliquer correctement les concepts et notions scientifiques et enfin faire suffisamment d'exercices : **c'est un cahier de leçon.**

Pour en tirer le maximum de profit, les élèves sont tenus de le compléter en assistant progressivement aux cours.

Tous les professeurs de la cellule de sciences physiques remercient toutes les personnes qui par leur soutien ont participé à l'édition de ce fascicule, en particulier, le Directeur du BST et le laborantin.

LA RECHERCHE, SI MINIME SOIT-ELLE, CULTIVE L'ESPRIT SCIENTIFIQUE

NB : Toute reproduction du présent fascicule ou d'un de ses documents est interdite

Les professeurs

PHYSIQUE



SOMMAIRE

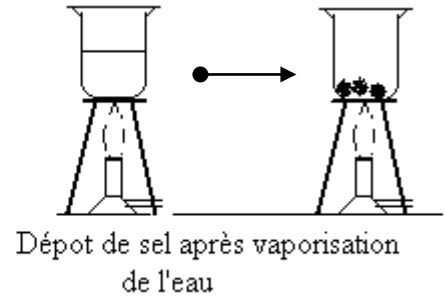
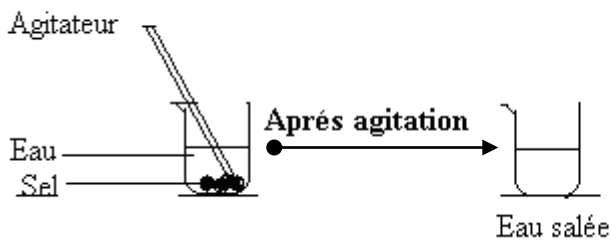
CHAPITRES	TITRES	PAGES
CHAPITRE 1	Introduction générale aux sciences physiques	3
CHAPITRE 2	Grandeurs physiques et mesures	6
CHAPITRE 3	Masse - Masse volumique – Densité.	10
CHAPITRE 4	Poids – Relation entre poids et masse.	13
CHAPITRE 5	Introduction à l'électricité.	17
CHAPITRE 6	Intensité et tension électrique.	20
CHAPITRE 7	Sources et récepteurs de lumière.	24
CHAPITRE 8	Propagation de la lumière.	25
CHAPITRE 9	Réflexion et réfraction de la lumière.	28

INTRODUCTION GÉNÉRALE AUX SCIENCES PHYSIQUES

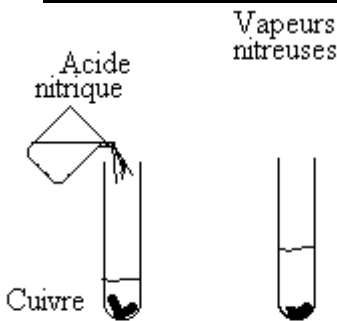
I- PHENOMENES PHYSIQUES ET PHENOMENES CHIMIQUES

I. 1- Observations de divers phénomènes

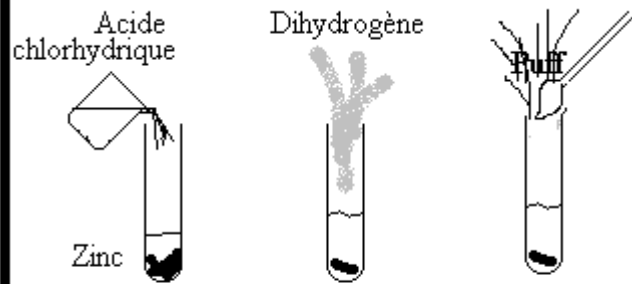
I.1a- Dissolution du sel



I.1b- action des acides sur les métaux

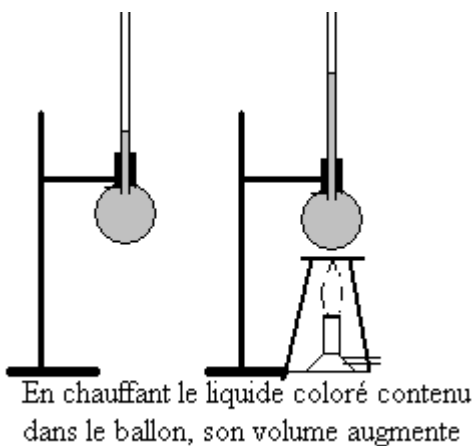


En versant l'acide nitrique sur le cuivre, on observe un dégagement de vapeurs nitreuses et une disparition progressive du cuivre

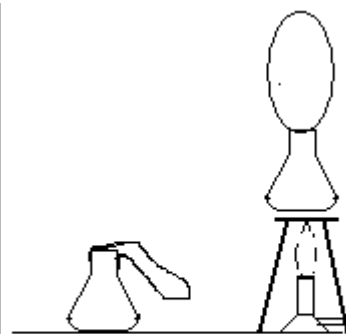


On observe une disparition progressive du zinc et le dégagement d'un gaz qui provoque une petite détonation à l'approche d'une flamme

I.1c- La dilatation :



En chauffant le liquide coloré contenu dans le ballon, son volume augmente



Le volume du gaz contenu dans l'erlenmeyer augmente lorsqu'on le chauffe

La dilatation est l'augmentation de volume d'un corps sous l'effet de la chaleur.
Les liquides, les gaz mais aussi les métaux se dilatent.

I.1d- Combustion du magnésium



Le ruban de magnésium se transforme en poudre blanche d'oxyde de magnésium lorsqu'on le brûle

II. 2- classifications des phénomènes observés

II.2a- Les phénomènes physiques

Un phénomène physique ou transformation physique modifie certaines propriétés des corps sans changer leur nature.

Exemples

II.2b- Les phénomènes chimiques

Un phénomène chimique ou transformation chimique change la nature des corps.

Exemples

II- LES ETATS DE LA MATIERE

SOLIDE			LIQUIDE	GAZ
Compact	Mou	Divisé		
- Peu déformable: dur - Incompressible - Inexpansible	- Facilement déformable - Compressible	- Facilement déformable - Compressible	- Facilement déformable - Incompressible - Surface libre plane et horizontale - Ecoulement facile	- Facilement déformable - Compressible - Expansible - Elastique - Ecoulement facile

III- LES CHANGEMENTS D'ETAT PHYSIQUE

III.1 Observations et définition



Chauffée, l'eau liquide se transforme en eau gazeuse



L'eau froide contenue dans le verre favorise la transformation de la vapeur d'eau de l'air en fines gouttelettes sur les rebords extérieurs du verre



La glace fond lorsqu'elle est laissée à l'air libre.

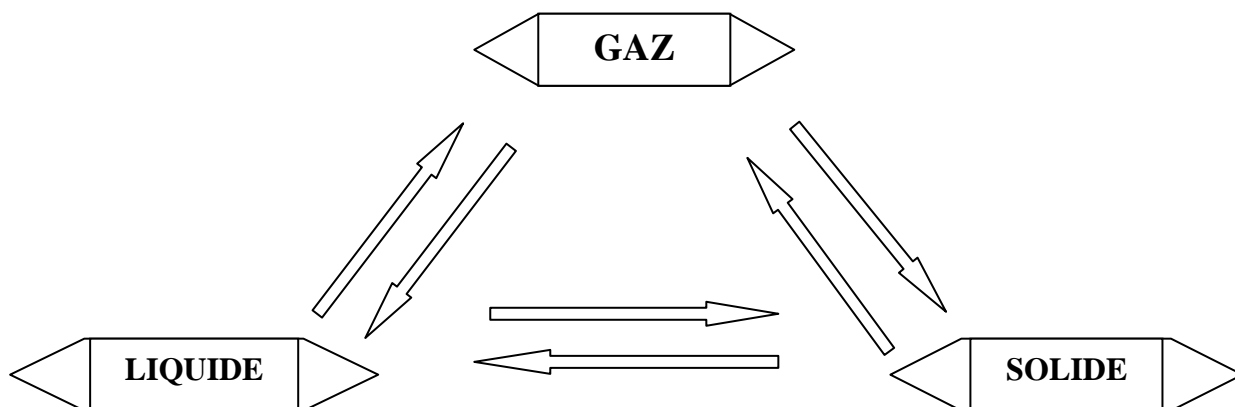
Dans chacun de ces états ci-dessus, l'eau passe d'un de ses états à un autre de ses états : on dit que l'eau a changé d'état.

Définition :

On appelle changement d'état, le passage d'un corps d'un état physique à un autre état.

III.2 Les divers changements d'état :

Ils s'obtiennent en agissant sur la température ou sur la pression d'un corps pur. Chaque changement d'état porte un nom. Les changements d'états se font à température fixe appelée température de changement d'états. Les changements d'état sont des transformations physiques. Le schéma ci-dessous donne ces changements d'états :



REMARQUES : On distingue deux types de vaporisation :

- L'**ébullition** est une vaporisation en profondeur sous l'effet de la chaleur et à une température fixe appelée température d'ébullition.
- L'**évaporation** est une vaporisation en surface et qui a lieu à toutes les températures pour lesquelles le corps est liquide.

EXERCICES

1°) On considère les phénomènes suivants :

a- La pluie	f- La décoloration d'une chemise teintée
b- Production de lumière par la combustion d'une bougie	g- Le jaunissement d'une feuille de plante verte
c- Production de lumière par une lampe électrique	h- La maturation d'un fruit
d- La pulvérisation d'un morceau de sucre	i- La digestion des aliments
e- La transformation du jaune d'œuf en mayonnaise	j- Formation de l'arc-en-ciel

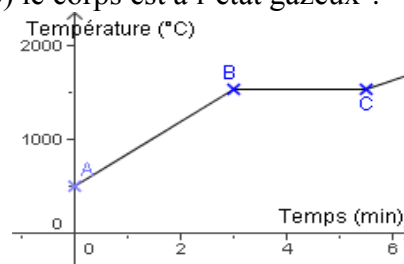
Compléter le tableau suivant en citant les corps purs présents au début et à la fin de chacun de ces phénomènes

Début phénomène	Fin du phénomène	Nature du phénomène

2°) Sur quels facteurs peut-on agir pour changer l'état physique d'un corps ?

3°) En diminuant la température d'un corps quel changement d'état peut se produire dans les cas suivants : a) le corps est à l'état liquide ? b) le corps est à l'état gazeux ?

4°) Sur le schéma ci contre, la température d'un solide chauffé est représentée en fonction du temps : on constate qu'elle augmente entre A et B, est constante entre B et C puis augmente à nouveau après C. Expliquer cette évolution de la température.



5°) Comparer l'ébullition et l'évaporation, la condensation et la solidification puis les solide compacts et les liquides

6°) Expliquer chacun des phénomènes suivants

- a- Formation de bulles d'eau sur les rebords extérieurs d'un verre rempli d'eau fraîche
- b- La neige
- c- Les portes en fer se ferment difficilement en période de chaleur
- d- Les déodorants, placés dans les toilettes disparaissent quelques temps après.
- e- Il est recommandé de ne pas exposer longtemps les bouteilles de gaz ou les roues de véhicules au chaud soleil

GRANDEURS PHYSIQUES ET MESURES

I- NOTION DE GRANDEURS PHYSIQUES

I. 1- Définition

Une grandeur physique est tout ce qui peut augmenter ou diminuer de valeur.

II. 2- Exemples

La longueur, le temps, les angles, les volumes ... sont des grandeurs physiques

II- MESURE DES GRANDEURS PHYSIQUES

II. 1- Opération de mesure

Mesurer une grandeur physique, c'est la comparer à une autre de même nature et prise comme unité de mesure

II. 2- Unités de mesure et instruments

UNITES INTERNATIONALES

GRANDEURS	LONGUEUR	VOLUME	TEMPS	ANGLE
UNITE INTERNATIONALE	METRE	METRE CUBE	SECONDE	RADIAN
	m	m ³	s	rad



UNITES USUELLES

LONGUEURS	Multiples			Sous-multiples		
	km	hm	dam	dm	cm	mm

VOLUMES	SOUS-MULTIPLES					
	dm ³			cm ³		
	hL	daL	L	dL	cL	mL

ANGLES	DEGRE			GRADE		
	$\pi \text{ rad} = 180^\circ$			$\pi \text{ rad} = 200\text{gr}$		

TEMPS	MULTIPLES			SOUS-MULTIPLES		
	HEURE	MINUTE	DIXIEME	CENTIEME		
	1h = 3600s	1min = 60s	1s = 10ds	1s = 100cs		

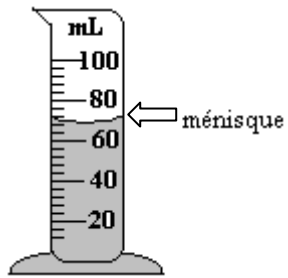
On utilise divers instruments ou appareils de mesure :

- règle, décimètre, chaîne d'arpenteur ... pour les longueurs
- pipette, éprouvette, fiole jaugée... pour les volumes
- rapporteur pour les angles
- chronomètre ou montre pour le temps

REMARQUE : La température n'est pas une grandeur mesurable. On la repère à l'aide d'un thermomètre. Les échelles de température utilisées sont : l'échelle de Celsius (degré Celsius °C), l'échelle de Fahrenheit (degré fahrenheit °F) et l'échelle de Kelvin (degré kelvin K).

Entre les degrés Celsius et les degrés Kelvin on : $\theta(\text{K}) = \theta(^{\circ}\text{C}) + 273$

II. 3- Mesure avec un instrument gradué : l'éprouvette graduée



1- Déterminer la mesure de la plus petite graduation :

2- Déterminer le volume compris entre 60 et le bas du ménisque :

3- Le volume du liquide contenu dans l'éprouvette :

V =

II. 4- Erreurs et présentation d'une mesure

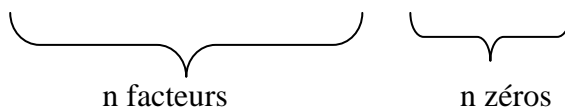
LES PUISSANCES DE DIX

I. ECRITURE ET SIGNIFICATION :

1) Les puissances positives :

On appelle puissance positive de dix, un produit de n facteurs égaux à dix

$$10^n = 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times \dots \times 10 = 10000 \dots 000$$



•**Exemples :**

$$10^1 = 10 ; \quad 10^2 = 10 \times 10 = 100 ; \quad 10^5 = 100000 ; \quad 10^7 = 10000000$$

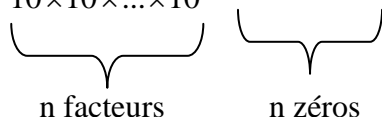
•**Propriétés :**

$$10^n \times 10^m = 10^{n+m} ; \quad (10^n)^m = 10^{nm} ;$$

2) Les puissances négatives :

On appelle puissance négative de dix, l'inverse du produit de n facteurs égaux à dix

$$10^{-n} = \frac{1}{10^n} = \frac{1}{10 \times 10 \times \dots \times 10} = 0,000 \dots 01$$



•**Exemples :**

$$10^{-1} = \frac{1}{10} = 0,1 ; \quad 10^{-2} = \frac{1}{10^2} = \frac{1}{10 \times 10} = 0,01 ; \quad 10^{-3} = 0,001 ; \quad 10^{-4} = 0,0001$$

II. DECIMAUX ET PUISSANCES DE DIX :

1) Fractions décimales :

•**Définition :**

Une fraction décimale a pour dénominateur une puissance positive de dix

•**Exemples :**

$$\frac{3}{10} ; \quad \frac{45}{1000} ; \quad \frac{256}{100}$$

•**Fraction décimale et puissance de dix :**

$$\frac{3}{10} = 3 \times \frac{1}{10} = 3 \times 10^{-1} ; \quad \frac{45}{1000} = 45 \times \frac{1}{10^3} = 45 \times 10^{-3} ; \quad \frac{256}{100} = 256 \times 10^{-2}$$

2) Différentes écritures des décimaux :

•**Écriture sous forme de puissance de dix**

Tout nombre décimal peut être écrit sous forme de fraction décimale donc sous forme d'un nombre entier multiplié par une puissance de dix.

$$0,3 = \frac{3}{10} = 3 \times 10^{-1} ; \quad 56,78 = \frac{5678}{100} = 5678 \cdot 10^{-2} ; \quad 240000 = 24 \times 10000 = 24 \cdot 10^4$$

•**Passage d'une puissance à une autre : Tableau de conversion**

10^7	10^6	10^5	10^4	10^3	10^2	10^1	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}
				4	5	2	1,							
							0,	2	3	8				
					5	9	7,	6						

$$4521 = 4,521 \cdot 10^3 = 45,21 \cdot 10^2 = 452,1 \cdot 10^1$$

$$0,238 = 2,38 \cdot 10^{-1} = 23,8 \cdot 10^{-2} = 238 \cdot 10^{-3}$$

$$597,6 = 5976 \cdot 10^{-1} = 59,76 \cdot 10^1 = 5,976 \cdot 10^2$$

• Ecriture scientifique :

L'écriture scientifique d'un nombre est l'écriture sous la forme « $a \cdot 10^p$ » où a est un nombre décimal tel que « $1 \leq a < 10$ »

Exemples : $3545 = 3,545 \cdot 10^3$; $0,00128 = 1,28 \cdot 10^{-3}$

III. OPERATIONS SUR LES PUISSANCES DE DIX :

1) Multiplication et division avec puissance de dix :

• Multiplication :

$a \cdot 10^n \times b \cdot 10^m = a \cdot b \cdot 10^{n+m}$ Exemple : $2,5 \cdot 10^3 \times 8,4 \cdot 10^5 = 2,5 \times 8,4 \cdot 10^{3+5} = 21 \cdot 10^8$

• Division :

$\frac{a \cdot 10^n}{b \cdot 10^m} = \frac{a}{b} \cdot 10^{n-m}$ Exemple : $\frac{5,6 \cdot 10^2}{0,7 \cdot 10^3} = \frac{5,6}{0,7} \cdot 10^{2-3} = 8 \cdot 10^{-1}$

2) Addition et soustraction avec des puissances de dix :

Pour additionner ou soustraire avec les puissance de dix, on écrit tous les nombres avec la même puissance de dix puis on factorise cette puissance.

Exemples : $3,52 \cdot 10^{-3} + 52,6 \cdot 10^{-4} = 3,52 \cdot 10^{-3} + 5,26 \cdot 10^{-3} = (3,52 + 5,26) \cdot 10^{-3} = 8,78 \cdot 10^{-3}$
 $27 \cdot 10^2 - 0,68 \cdot 10^3 = 2,7 \cdot 10^3 - 0,68 \cdot 10^3 = (2,7 - 0,68) \cdot 10^3 = 2,02 \cdot 10^3$.

3) Puissances de dix et conversion

• Les préfixes multiplicatifs

giga	méga	kilo	hecto	Déca	déci	centi	milli	micro
G=10⁹	M=10⁶	k=10³	h=10²	da=10¹	d=10⁻¹	c=10⁻²	m=10⁻³	μ=10⁻⁶

• La conversion

Les longueurs : Convertir 28hm en cm.

Solution : 28hm = 280000cm.

Avec les puissances de dix on constate que 28hm = 28.10²m et cm = 10⁻²m. On passe alors de 10² à 10⁻² en décalant de quatre rangs soit 2-(-2) = 4

Pour utiliser les puissances de dix dans la conversion on soustrait ou additionne les exposants correspondant aux unités : 28hm = 28.10²⁻⁽⁻²⁾ cm = 28.10⁴cm

Les volumes

Convertir 5cm³ en dm³.

$5\text{cm}^3 = 5 \cdot (10^{-2})^3 \text{m}^3 = 5 \cdot 10^{-6} \text{m}^3$ et $\text{dm}^3 = (10^{-1})^3 \text{m}^3 = 10^{-3} \text{m}^3$ alors :

$5\text{cm}^3 = 5 \cdot 10^{-6-(-3)} \text{dm}^3 = 5 \cdot 10^{-3} \text{dm}^3$.

Convertir 8mL en daL.

$8\text{mL} = 8 \cdot 10^{-3-1} \text{daL} = 8 \cdot 10^{-4} \text{daL}$.

EXERCICES

<p>EXERCICE I : LES LONGUEURS :</p> <ol style="list-style-type: none"> Quelle est l'unité internationale de longueur ? Citer les multiples du mètre. Citer les sous multiples du mètre. Avec quels instruments mesure t-on : la longueur du bâtiment ? la longueur de la paillasse ? la longueur du crayon ? Mesurer la largeur de votre cahier, la hauteur de votre paillasse, la longueur de votre stylo. 	<p>6. Convertir les longueurs suivantes en utilisant les puissances de dix :</p> <table border="1"> <tr> <td>20m = . . . mm</td> <td>422,15dam = . . . m</td> </tr> <tr> <td>19,56dm = . . . dam</td> <td>548.10⁻² = . . . mm</td> </tr> <tr> <td>54hm = . . .cm</td> <td>8dam = . . .km</td> </tr> <tr> <td>0,45cm = . . . hm</td> <td>2,19m = . . . km</td> </tr> <tr> <td>178,65km = . . . cm</td> <td>0,49hm = . . . cm</td> </tr> <tr> <td>1854mm = . . . dm</td> <td>1998cm = . . . hm</td> </tr> </table>	20m = . . . mm	422,15dam = . . . m	19,56dm = . . . dam	548.10 ⁻² = . . . mm	54hm = . . .cm	8dam = . . .km	0,45cm = . . . hm	2,19m = . . . km	178,65km = . . . cm	0,49hm = . . . cm	1854mm = . . . dm	1998cm = . . . hm
20m = . . . mm	422,15dam = . . . m												
19,56dm = . . . dam	548.10 ⁻² = . . . mm												
54hm = . . .cm	8dam = . . .km												
0,45cm = . . . hm	2,19m = . . . km												
178,65km = . . . cm	0,49hm = . . . cm												
1854mm = . . . dm	1998cm = . . . hm												
<p>EXERCICE II : LES VOLUMES</p> <ol style="list-style-type: none"> Quelle est l'unité internationale de volume ? Combien de systèmes d'unité a-t-on pour mesurer les volumes ? Lesquels ? Quels sont les multiples du litre ? Le litre correspond dans l'autre système 	<p>6. Convertir les volumes suivants :</p> <table> <tr> <td>24dm³ = . . . m³</td> <td>19m³ = . . . mm³</td> </tr> <tr> <td>45L = . . . cm³</td> <td>56.10⁴cm³ = . . . m³</td> </tr> <tr> <td>3,5cm³ = . . . hL</td> <td>238.10⁻⁵hL = . . . m³</td> </tr> <tr> <td>36m³ = . . . L</td> <td>1,54mL = . . . m³</td> </tr> <tr> <td>75hL = . . . dm³</td> <td>28.10⁻³ dm³ = . . . m³</td> </tr> </table>	24dm ³ = . . . m ³	19m ³ = . . . mm ³	45L = . . . cm ³	56.10 ⁴ cm ³ = . . . m ³	3,5cm ³ = . . . hL	238.10 ⁻⁵ hL = . . . m ³	36m ³ = . . . L	1,54mL = . . . m ³	75hL = . . . dm ³	28.10 ⁻³ dm ³ = . . . m ³		
24dm ³ = . . . m ³	19m ³ = . . . mm ³												
45L = . . . cm ³	56.10 ⁴ cm ³ = . . . m ³												
3,5cm ³ = . . . hL	238.10 ⁻⁵ hL = . . . m ³												
36m ³ = . . . L	1,54mL = . . . m ³												
75hL = . . . dm ³	28.10 ⁻³ dm ³ = . . . m ³												

au cm^3 ou au m^3 ou au dm^3 .
 5. Le cm^3 correspond dans l'autre système au mL ou au L ou au hL

EXERCICE III : LES ANGLES

1°) Quelle est l'unité internationale d'angle ?
 2°) Donner la correspondance qui existe entre les différentes unités d'angle puis compléter les égalités suivantes :

$1^\circ = \dots \text{ rad}$; $1^\circ = \dots \text{ gr}$

$1 \text{ rad} = \dots^\circ$; $1 \text{ rad} = \dots \text{ gr}$

$1 \text{ gr} = \dots^\circ$; $1 \text{ gr} = \dots \text{ rad}$

3°) En utilisant les égalités ci-dessus, convertir :

$3\pi \text{ rad} = \dots^\circ$; $\frac{4}{5}\pi \text{ rad} = \dots \text{ gr}$

$125 \text{ gr} = \dots^\circ$; $300 \text{ gr} = \dots \text{ rad}$

$215^\circ = \dots \text{ rad}$; $67,5^\circ = \dots \text{ gr}$

EXERCICE IV : LE TEMPS

1) Donner des exemples d'instrument permettant de mesurer le temps

2) Compléter les égalités suivantes :

$1 \text{ h} = \dots \text{ min}$; $1 \text{ min} = \dots \text{ s}$; $1 \text{ h} = \dots \text{ s}$

$1 \text{ s} = \dots \text{ min}$; $1 \text{ s} = \dots \text{ h}$; $1 \text{ min} = \dots \text{ h}$

3) Convertir les temps suivants :

$220 \text{ min} = \dots \text{ h} \dots \text{ min}$

$3 \text{ h} 20 \text{ min} 50 \text{ s} = \dots \text{ s}$

$9620 \text{ s} = \dots \text{ h} \dots \text{ min} \dots \text{ s}$

$40 \text{ min} = \dots \text{ h}$

4) Calculer:

$2 \text{ h} 25 \text{ min} 17 \text{ s} + 5 \text{ h} 30 \text{ min} 20 \text{ s} =$

$4 \text{ h} 47 \text{ min} 41 \text{ s} - 2 \text{ h} 36 \text{ min} 14 \text{ s} =$

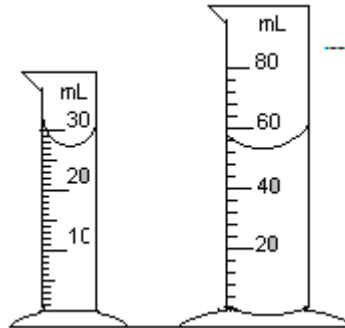
$1 \text{ h} 56 \text{ min} 17 \text{ s} + 3 \text{ h} 23 \text{ min} 35 \text{ s} =$

$8 \text{ h} 16 \text{ min} 28 \text{ s} - 6 \text{ h} 39 \text{ min} 10 \text{ s} =$

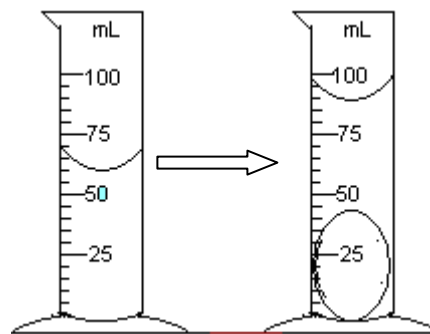
$10 \text{ h} 24 \text{ min} 38 \text{ s} - 7 \text{ h} 35 \text{ min} 49 \text{ s} =$

EXERCICE V: EPROUVETTE GRADUEE

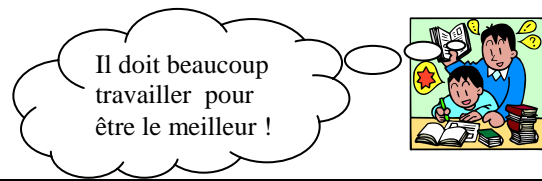
1°) Donner le volume contenu dans chacune des éprouvettes suivantes :



2°) Pour déterminer le volume d'une boule, on l'introduit dans une éprouvette contenant un volume V de liquide. Le volume devient alors V'. Voir schéma ci-dessous



Déterminer les volumes V et V' puis calculer celui de la boule en dm^3 et m^3





I. MASSE D'UN CORPS

I. 1- Les types de balance

I. 2- Définition

La masse est une grandeur caractéristique d'un corps que l'on détermine à l'aide d'une balance.

Remarque : La masse est une grandeur constante.

I. 3-Unités

L'unité internationale de masse est le kilogramme de symbole kg.

Il possède des multiples et des sous-multiples donnés dans le tableau ci-dessous :

MULTIPLES			UNITE	SOUS-MULTIPLES		
TONNE	QUINTAL	DIZAINES	KILOGRAMME	HECTOGRAMME	DECAGRAMME	GRAMME
t	q	.	kg	hg	dag	g

I. 4- Détermination de la masse

--	--

II. MASSE VOLUMIQUE D'UN CORPS

II. 1-Mise en évidence

a) Tableau de mesure

Prenons des quantités différentes d'un corps pur et déterminons pour chacune d'elle sa masse et son volume. On obtient alors le tableau de mesures suivant :

	Quantité A	Quantité B	Quantité C
Masse en kg			
Volume en m ³			

b) exploitation des résultats

Calculons le rapport de la masse sur le volume pour chaque quantité :

	Quantité A	Quantité B	Quantité C
$\frac{\text{masse}}{\text{volume}} \left(\frac{m}{V}\right)$			

On constate que le rapport de la masse d'une quantité sur le volume de cette même quantité est constant : $\frac{m_A}{V_A} = \frac{m_B}{V_B} = \frac{m_C}{V_C}$. Cette constante est appelée masse volumique.

II. 2-Définition

La masse volumique est la masse de l'unité de volume d'un corps pur.

II. 3-Expression et unités

La masse volumique d'un corps pur a pour symbole ρ (rhô) et se calcule à l'aide de la formule suivante :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

où m est en kg
V en m³ et ρ en kg.m⁻³

II. 4- Détermination expérimentale de masse volumiques : (Voir exercices)

II. 5- Quelques ordres de grandeurs

La masse volumique est une constante caractéristique d'un corps pur.

Le tableau ci-dessous donne des exemples de masse volumique de certains corps purs

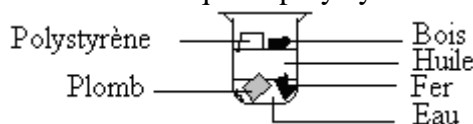
Corps purs	Plomb	Cuivre	Fer	Eau	Glace	Bois Sapin	alcool	Essence	Polystyrène expansé	Huile
Masse volumique en kg.m ⁻³	11300	8900	7800	1000	920	500 à 700	789	700	11	920

Remarque : pour les mélanges, la masse volumique dépend des proportions du mélange.

II. DENSITE D'UN CORPS

III. 1- Observations

Dans un bêcher contenant de l'huile, introduisons un morceau de fer, de plomb, de polystyrène de bois et quelques millilitres d'eau. On constate alors que le fer, le plomb et l'eau se retrouvent au fond de l'huile alors que le polystyrène et le bois flottent.



III. 2- Interprétations

Le fer, le plomb et l'eau se retrouvent **au fond** : ils sont **plus denses** que l'huile. Leur masse volumique est plus grande que celle de l'huile.

Le bois et le polystyrène sont **moins denses** que l'huile.

III. 3- Définition et expression :

La densité d'un corps A par rapport à un corps B est le rapport de la masse volumique de A sur celle de B.

Le corps B est dit le corps de référence.

La densité a pour expression :

$$d_{A/B} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

REMARQUE :

- La densité est un nombre sans unité.
- Pour les corps solides et liquides, le corps de référence est en général l'eau.

➤ **Pour les gaz, on choisit l'air comme corps de référence.**

EXERCICE I :

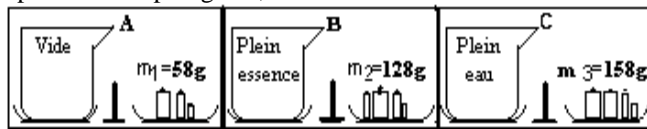
- 1°) Quelle est l'unité internationale de masse ?
- 2°) En utilisant les puissances de 10, convertir :
 $14\text{hg} = \dots \text{g}$; $25\text{dag} = \dots \text{kg}$; $1950\text{mg} = \dots \text{g}$
 $2,5\text{kg} = \dots \text{g} = \dots \text{mg}$; $27\text{cg} = \dots \text{mg} = \dots \text{hg}$
- 3°) On a déterminé la masse d'un objet à l'aide d'une balance roberval. Sachant que la masse est $m = 278\text{g}$:
 - a) Quelles sont les masses marquées qui restent sur le plateau à la fin de la pesée ?
 - b) Donner les différents encadrements effectués lors du pesage. La boîte de masses marquées comprend : $500\text{g} - 200\text{g} - 100\text{g} - 100\text{g} - 50\text{g} - 20\text{g} - 10\text{g} - 10\text{g} - 5\text{g} - 2\text{g} - 2\text{g} - 1\text{g}$
- 4°) Reprendre les questions 3-a) et 3-b) sachant que la masse de l'objet est $m' = 746,7\text{g}$ et qu'on dispose en plus de la boîte de masses marquées citée ci-dessus d'une autre de masses divisionnaires du gramme comprenant : $5\text{dg} - 2\text{dg} - 2\text{dg} - 1\text{dg}$.

EXERCICE II :

- 1°) Le volume occupé par $0,46\text{kg}$ d'huile est $0,5\text{L}$. Calculer la masse volumique de l'huile en kg.L^{-1} puis en kg.m^{-3} et en g.L^{-1} .
- 2°) Calculer le volume en dm^3 de $96,5\text{kg}$ d'or si la masse volumique de l'or est $19,3\text{g.cm}^{-3}$.
- 3°) Quel est la masse de 350cm^3 d'aluminium sachant que la masse volumique est 2700g.dm^{-3} .

EXERCICE III

On veut déterminer la masse volumique de l'essence. Les opérations de pesage A, B et C ci-dessous ont été réalisées :



La boîte utilisée possède les masses marquées suivantes : $500\text{g} - 200\text{g} - 100\text{g} - 100\text{g} - 50\text{g} - 20\text{g} - 10\text{g} - 10\text{g} - 5\text{g} - 2\text{g} - 2\text{g} - 1\text{g}$.

- 1°) Quelles sont les masses marquées qui restent sur le plateau de la balance à la fin de l'opération C ?
- 2°) Calculer la masse de l'essence.
- 3°) Calculer la masse de l'eau puis en déduire le volume de l'essence.
- 4°) Calculer la masse volumique de l'essence en g.dm^{-3} .

EXERCICE IV :

Une bouteille de contenance 5L pèse $2,7\text{kg}$ lorsqu'elle est à moitié remplie d'eau alors que sa masse est de $4,145\text{kg}$ si elle est remplie d'alcool.

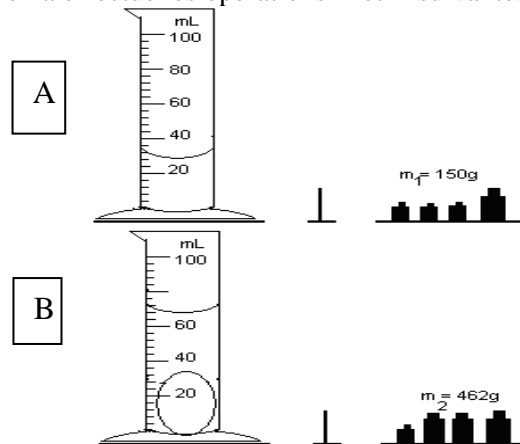
- 1°) Calculer la masse de la bouteille sachant que la masse volumique de l'eau est de 1000kg.m^{-3} .
- 2°) calculer la masse de l'alcool puis en déduire sa masse volumique.

EXERCICE V :

- 1°) La densité de l'or par rapport au mercure est de $1,42$. Calculer la masse volumique de l'or en kg.dm^{-3} sachant que celle du mercure est $13,6\text{g.mL}^{-1}$. L'or, flotte-t-il dans le mercure ?
- 2°) La densité du lait est $1,03$. Est-il plus dense que l'eau ? Calculer la masse de $1,5\text{L}$ de lait.

EXERCICE VI :

Pour déterminer la masse volumique d'une boule on a effectué les opérations A et B suivantes :



- 1°) A partir du schéma ci-dessus déduire la masse de la boule ainsi que son volume.
- 2°) Calculer la masse volumique de la boule.

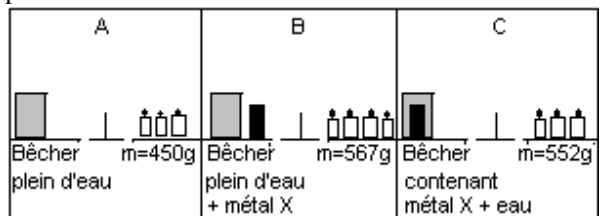
EXERCICE VII :

Le diamant, pierre précieuse très dure, est du carbone pur. Sa masse volumique est de 3500kg.m^{-3} .

- 1°) Calculer la masse de 200cm^3 de diamant.
- 2°) La densité du diamant par rapport au verre est de $1,4$. Quelle est la masse volumique du verre ?

EXERCICE VIII :

On veut déterminer la nature d'un métal inconnu X. Pour ce faire, on cherche à déterminer sa masse volumique en réalisant les opérations A, B et C de pesée décrites dans les schémas ci-dessous :



Après avoir bien observé les schémas, déterminer :

- 1°) La masse du métal inconnu X
- 2°) La masse de l'eau remplacée par le métal X lorsqu'il est introduit dans le bêcher.
- 3°) Le volume du métal si $\rho_e = 1\text{g.mL}^{-1}$
- 4°) Calculer la masse volumique du métal inconnu X
- 5°) En utilisant le tableau ci-dessous, donner en justifiant la nature du métal inconnu X

Métaux	Aluminium	Zinc	Fer
Masse volumique	2700kg.m^{-3}	7100kg.m^{-3}	7800kg.m^{-3}

- 6°) Calculer la densité du métal X par rapport à l'huile de masse volumique 920g.L^{-1} .



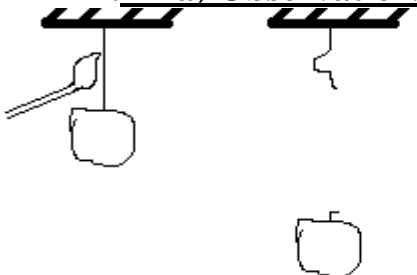
Je vise vraiment bien. Je suis le plus fort !

POIDS D'UN OBJET RELATION ENTRE POIDS ET MASSE

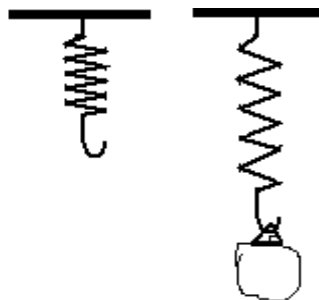
I- POIDS D'UN OBJET

I. 1 Mise en évidence du poids

I. 1a) Observations



Abandonné à lui même, l'objet se dirige vers la terre.



L'objet a tendance à aller vers la terre mais est retenu par le ressort qui s'allonge alors

I. 1- b) Interprétation

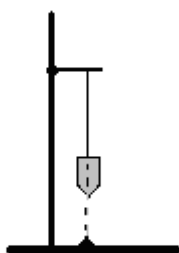
Les objets au voisinage de la terre ont une tendance naturelle à se déplacer vers elle : la terre les attire. En physique, on dit que les objets sont soumis à la pesanteur ou qu'ils possèdent un poids

I. 2 Définition du poids

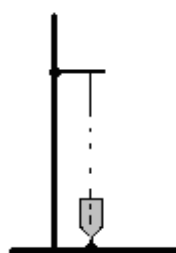
Le poids d'un objet est l'attraction que la terre exerce sur lui.

I. 3 Caractéristiques du poids

I.3- a) Droite d'action du poids



Le fil est tendu sous l'effet du poids de l'objet. En déplaçant l'objet légèrement, il oscille et reprend sa position initiale : Le fil est vertical



En brûlant le fil, l'objet tombe en suivant la verticale matérialisée par le fil

Le poids agit suivant une droite verticale appelée droite d'action du poids.

I.3- b) Sens du poids

Les objets attirés par la terre partent du haut vers le bas : On dit que le poids a un sens.

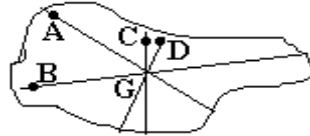
Le sens du poids est du haut vers le bas.

I.3- c) Point d'application du poids :

➤ Centre de gravité d'un objet

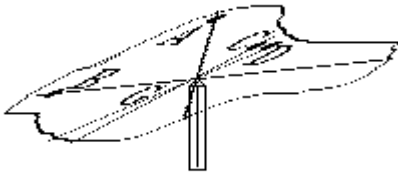
Prenons une plaque de forme quelconque. Suspendons-la par un de ses points et traçons la verticale passant par ce point. Recommencons l'expérience pour plusieurs autres points.

On observe alors que toutes les verticales tracées sont concourantes.



Le point G, rencontre des verticales est appelé centre de gravité de la plaque.

➤ Point d'application :



En plaçant un objet pointu sous le centre de gravité, la plaque ne tombe pas



Hors du centre de gravité, l'objet tombe toujours du côté du centre de gravité

Le poids de l'objet agit alors au centre de gravité.

Le centre de gravité est appelé point d'application du poids.

I.3- d) Intensité du poids

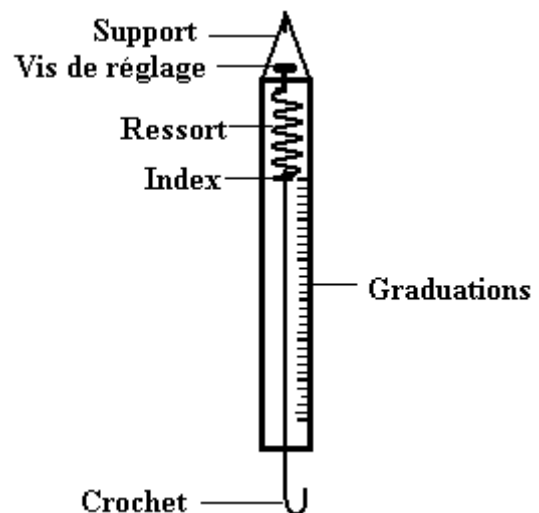


L'objet A provoque un allongement plus important du ressort : Le poids de l'objet A est plus intense que celui de B.

Le poids d'un objet se caractérise alors par son intensité qui nous renseigne sur sa valeur.

L'intensité du poids est une grandeur qui se mesure à l'aide d'un **appareil** appelé **dynamomètre** dont le schéma est représenté ci-contre.

L'intensité du poids s'exprime dans le système international en **newton (N)**.

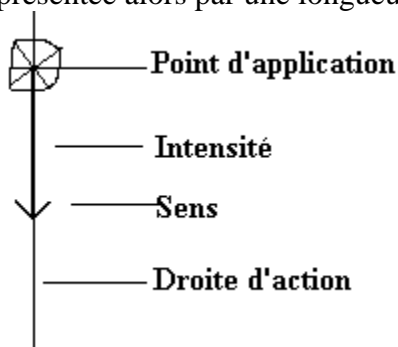


I. 4 Représentation vectorielle

Le poids d'un objet possède quatre caractéristiques :

- La droite d'action : droite suivant laquelle le poids agit et qui est la verticale du lieu
- Le sens : sens du mouvement qu'il provoque à savoir du haut vers le bas
- Le point d'application : l'endroit où il s'applique donc le centre de gravité

➤ L'intensité : renseigne sur la valeur du poids et s'exprime en newton.
On peut matérialiser sur le plan les quatre caractéristiques du poids. L'intensité est représentée alors par une longueur selon une échelle déterminée.



Exemple : Représenter à l'échelle de 1cm pour 5N un poids d'intensité 15N

Le dessin obtenu est appelé vecteur poids noté \vec{P} .

Pour cette raison, on dit que le poids est une grandeur vectorielle.

II- RELATION ENTRE L'INTENSITE DU POIDS ET LA MASSE

II.1 Tableau de mesures

A l'aide d'une balance et d'un dynamomètre, déterminons respectivement la masse et l'intensité du poids des objets A, B, C et D. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous :

	Objet A	Objet B	Objet C	Objet D
INTENSITE DU POIDS : P (N)				
MASSE : m (kg)				

II.2 Exploitation et interprétation

Calculons : $\frac{P_A}{m_A} = \dots\dots\dots$, $\frac{P_B}{m_B} = \dots\dots\dots$, $\frac{P_C}{m_C} = \dots\dots\dots$, $\frac{P_D}{m_D} = \dots\dots\dots$

Le rapport $\frac{P}{m}$ est donc une constante. On l'appelle la constante de la pesanteur ou l'intensité de la pesanteur et on le note g.

$$\frac{P}{m} = g$$

Si P est en N et m en kg
alors g est en $N.kg^{-1}$

On tire l'expression de l'intensité du poids en fonction de la masse :

$$\begin{array}{c}
 (N) \longleftarrow \boxed{P = mg} \longrightarrow N.kg^{-1} \\
 \downarrow \\
 (kg)
 \end{array}$$

REMARQUES :

- Sur terre, g dépend de l'altitude et de la latitude.
 $g = 9,78N.kg^{-1}$ à Dakar, $g = 9,81N.kg^{-1}$ à Paris
- Sur d'autres astres, g prend d'autres valeurs :
Sur la lune $g = 1,6N.kg^{-1}$ et sur Jupiter $g = 22N.kg^{-1}$.

EXERCICE I :

- Définir le poids d'un objet
- Donner les caractéristiques du poids.
- Avec quel instrument mesure t-on l'intensité du poids d'un objet ?
- Quelle est l'unité internationale d'intensité de poids ?
- L'intensité du poids d'un objet est $P=750N$.
 - Donner les caractéristiques de ce poids
 - Faire la représentation vectorielle de ce poids à l'échelle de 1cm pour 250N.

EXERCICE II :

- La relation entre l'intensité du poids et la masse d'un objet est :

$$P = \frac{m}{g} \text{ ou } P = mg \text{ ou } m = \frac{P}{g} \text{ ou } g = \frac{P}{m}$$

$$P = \frac{g}{m} \text{ ou } g = Pm \text{ ou } m = \frac{P}{g} \text{ ou } g = \frac{m}{P} \text{ ou } m =$$

$$\frac{g}{P} \text{ (encadrer la ou les bonnes réponses)}$$

- Compléter le tableau suivant en utilisant les bonnes relations ci-dessus :

P	15N	19,6dN		4,905N
m		20kg	400g	
$g(N.kg^{-1})$	10		9,78	9,81

- Le poids d'un objet A est représenté par un vecteur de longueur 5cm à l'échelle de 1cm pour 30N.
 - Calculer l'intensité du poids de A.
 - Calculer la masse de A si $g=10N.kg^{-1}$.
- Le poids d'un objet B a pour intensité 840N. Il est représenté par un vecteur de longueur 4,2cm. Quelle est l'échelle utilisée ?

EXERCICE III:

- Calculer l'intensité du poids d'un objet de masse $m = 350kg$ si $g=10N.kg^{-1}$.
- Représenter le poids de cet objet à l'échelle de 1cm pour 1000N.

EXERCICE IV :

En un lieu, l'intensité du poids d'un objet A de masse 6kg est de 58,74N. Quelle est, au même lieu, la masse d'un autre objet B dont l'intensité du poids vaut 19,58N ?

EXERCICE V :

Un astronaute a une masse de 70kg sur terre.

- Quelle est sa masse sur la lune ?
- Calculer l'intensité de son poids sur la lune.

EXERCICE VI :

- Le poids d'un objet est représenté par le vecteur ci-contre :

 \vec{P}

Calculer son intensité si l'échelle utilisée est de 1cm pour 150N.

- Un poids d'intensité 2500mN est représenté par le vecteur ci-dessous :



Quelle est l'échelle utilisée pour représenter ce poids?

-

INTRODUCTION A L'ELECTRICITE

I- NOTION DE CIRCUIT ELECTRIQUE

I. 1 Exemple et composition d'un circuit électrique simple a- exemple de circuit électrique simple

Le dessin ci-dessus est la réalisation d'un circuit électrique simple.

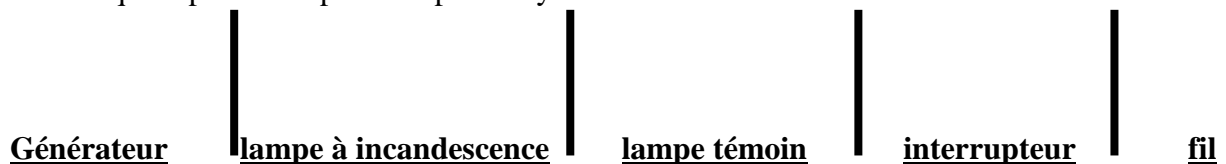
b- Composition d'un circuit

Un circuit électrique comprend au moins :

- **Un appareil qui fournit le courant** et qu'on appelle **générateur** (pile, batterie, groupes électrogènes...)
- **Un appareil qui reçoit et transforme le courant** : c'est un **récepteur** (ampoule, fer électrique, four électrique, TV, réfrigérateur...)
- Des fils de connexion reliant les différents appareils
- Un **interrupteur** permettant d'ouvrir (éteindre) ou de fermer (allumer) le circuit électrique.

REMARQUE :

- Les appareils utilisés dans un circuit électrique possèdent **en général** deux bornes d'utilisations : on les appelle ainsi des **dipôles**.
- Chaque dipôle est représenté par un symbole :



- En reliant les bornes d'un générateur par un fil, on crée un court circuit qui peut être source d'incendie.

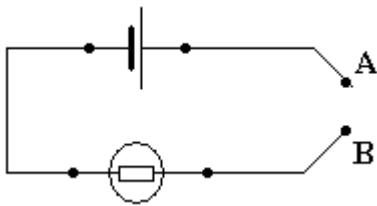
I. 2 Schéma d'un circuit électrique

En utilisant les symboles des différents dipôles, on peut représenter un circuit par un schéma :

I. 3 Dipôles en parallèle et Dipôles en série :

I. 4 Conducteurs et isolants

Considérons le circuit ci-dessous



Entre les points A et B du circuit insérons successivement un objet métallique, une mine de crayon, un objet en bois, en plastique, du papier... On constate alors que :

- La lampe s'allume lorsqu'on insère

Ces objets **laissent passer le courant** : ce sont des **conducteurs électriques**

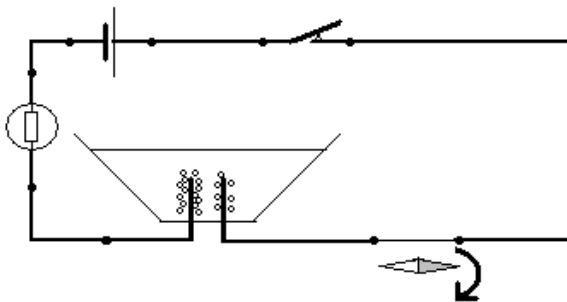
Exemples de conducteur : les métaux, le corps humain, les solutions d'électrolytes...

- La lampe est éteinte pour ; ils **ne laissent pas passer le courant** : ce sont des **isolants électriques**
Exemples d'isolants électriques : L'eau pure, l'air sec, le bois sec, le plastique, le caoutchouc ...

II- LES EFFETS DU COURANT

II. 1 Observations

Réalisons le circuit suivant et fermons l'interrupteur



On observe alors que :

- La lampe s'allume et s'échauffe légèrement
- Il se dégage des bulles de gaz aux électrodes (dihydrogène et dioxygène)
- L'aiguille qui était parallèle au fil dévie.

II. 2 Interprétations

Le passage du courant à travers le circuit est constaté grâce aux manifestations observables appelées les effets du courant :

L'effet calorifique : C'est l'échauffement des appareils traversés par du courant électrique (exemple : échauffement de la lampe)

Cet effet est à la base du fonctionnement des fers à repasser ou à souder, des réchauds, fours... :

L'effet chimique : c'est l'apparition de transformations chimiques dues au passage du courant (exemple : décomposition de l'eau en dihydrogène et dioxygène dans l'électrolyseur).

L'effet chimique est utilisé dans l'industrie (production de gaz, purification de métaux...)

L'effet magnétique : La déviation de l'aiguille aimantée correspond à cet effet.

On l'utilise en électricité pour la fabrication d'appareil de mesure à aiguille.

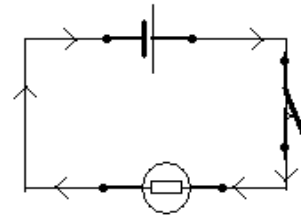
L'effet lumineux : c'est la production de lumière par certains appareils tels que les tubes luminescents et les lampes témoin (diodes électroluminescentes, écran à plasma...).

II. 3 Sens conventionnel du courant

En inversant les bornes du générateur dans l'expérience du II- 1, on constate une inversion dans le sens des effets du courant : On dit alors que le courant a un sens de passage.

Convention :

Le courant circule dans un circuit de la borne positive à la borne négative à l'extérieur du générateur.



Sens conventionnel du courant

EXERCICES

EXERCICE I :

1. Définir les termes suivants : dipôle générateur, récepteur, circuit électrique.

2. Compléter le tableau suivant :

Dipôles	Générateur		Lampe
Symboles		—	

3. Combien de type de montage a-t-on étudié ?

4. Un circuit comprend 2 lampes montées en série aux bornes d'un générateur.

a. Faire un schéma et nommer les bornes des différents dipôles

b. Compléter le tableau suivant :

Dipôles			
Bornes			

c. Combien de bornes les lampes ont-elles en commun ?

d. On veut insérer une troisième lampe. Dessiner les schémas de tous les cas possibles

e. Dans chaque cas, reprendre le tableau de la question 4-b puis dites comment sont montées les lampes deux à deux.

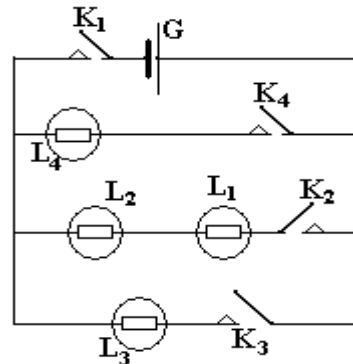
5. On dispose des objets suivants : papier, tige métallique, éponge mouillée, règle en bois, stylo, mine de crayon, eau salée, air, chemise sèche, CD, corde, fil de fer, craie. Définir les conducteurs et les isolants électriques puis compléter le tableau suivant :

Les conducteurs	Les isolants

6. Pourquoi dit-on que le courant a un sens ?

7. Donner le sens conventionnel du courant.

8. Considérons le circuit ci-dessous comprenant un générateur G, les lampes L₁, L₂, L₃ et L₄ mais aussi les interrupteurs K₁, K₂, K₃ et K₄.



a. On considère les interrupteurs fermés. Reprendre le circuit en indiquant le sens de parcours du courant et nommer les noeuds

b. Compléter le tableau suivant :

Les dipôles	Les bornes
G	
L ₁	
L ₂	
L ₃	
L ₄	

c. Citer deux lampes montées en série.

d. Citer deux lampes montées en parallèle.

e. Comment sont monter le générateur G et la lampe L₃.

9. En utilisant le circuit de la question 8, compléter le tableau ci-dessous en se servant : Pour les interrupteurs : 0 pour ouvert et 1 pour fermé Pour les lampes : A pour allumée et E pour éteinte.

K ₁	K ₂	K ₃	K ₄	L ₁	L ₂	L ₃	L ₄
0	1	1	1				
1	0	1	1				
	1					E	A
			0	A		A	
					A	E	E
			1	E		E	

EXERCICE II: MOTS CROISES.

Compléter la grille ci-dessous

1V : Effet du courant où l'aiguille aimantée dévie

2V : Appareil possédant deux bornes d'utilisation

3V : Appareil utilisant le courant pour fonctionner

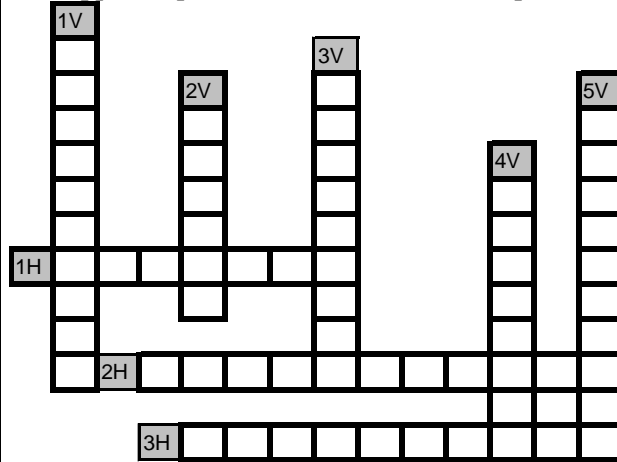
4V : Effet du courant pour lequel des corps purs nouveaux se forment

5V : Corps qui laisse passer le courant électrique

1H : Corps qui ne laisse pas passer le courant électrique

2H : Effet du courant pour lequel de la chaleur est produite

3H : appareil qui fournit du courant électrique.

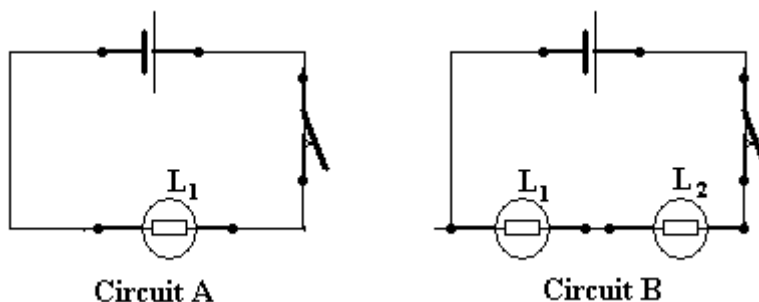


INTENSITE DU COURANT ET TENSION ELECTRIQUE

I- L'INTENSITE DU COURANT ELECTRIQUE

I- 1 Notion d'intensité

Réalisons successivement les deux circuits suivants avec la même lampe L₁.



On constate que la lampe L₁ brille plus dans le circuit A que dans le circuit B. On dit que le courant qui circule dans le circuit A est plus intense que celui, dans circuit B. On dit aussi que son intensité est plus grande.

L'intensité est une grandeur caractéristique qui renseigne sur la valeur du courant. Elle s'exprime en ampère de symbole A.

I- 2 Mesure de l'intensité

a- Appareil de mesure et branchement

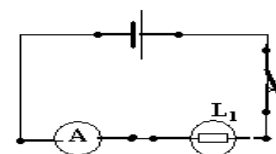
L'intensité du courant se mesure à l'aide d'un appareil appelé ampèremètre.

L'ampèremètre comprend :

- un **cadran** qui comporte une aiguille et des graduations
- **deux bornes** : une borne positive (entrée du courant) et une négative (sortie du courant)
- **un ou plusieurs calibres**. Le calibre est l'intensité maximale qu'on peut mesurer lorsqu'on l'utilise.

Le symbole de l'ampèremètre est :

Pour mesurer l'intensité du courant qui traverse un dipôle du circuit, on branche l'ampèremètre en série avec ce dipôle.



Remarque : Il ne faut jamais brancher l'ampèremètre seul avec le générateur.

b- La lecture sur un ampèremètre

Le calibre étant l'intensité maximale qu'on peut mesurer, alors il correspond à la graduation maximale notée N. Lorsque l'aiguille s'arrête sur une graduation n appelée lecture, l'intensité à mesurer sera I telle que :

Intensités	Calibre C	Intensité I
Graduations	Graduation maximale N	Graduation lue n

On a alors la formule suivante :

$$I = \frac{C \times n}{N}$$

c- Choix du calibre

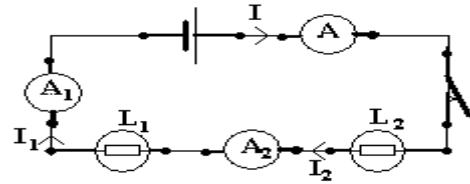
Pour mesurer une intensité inconnue, on utilise d'abord le plus grand calibre pour déterminer une valeur approximative. On choisit ensuite **le plus petit des calibres supérieurs à la valeur approximative et qu'on appelle le calibre approprié ou adapté.**

La mesure sera **bonne** si l'aiguille se trouve dans la deuxième moitié du cadran ($n > N/2$).

I- 3 Propriétés de l'intensité

a- Dipôles en série : unicité de l'intensité

Réalisons le circuit ci contre où on détermine l'intensité du courant qui traverse chacun des dipôles montés en série.



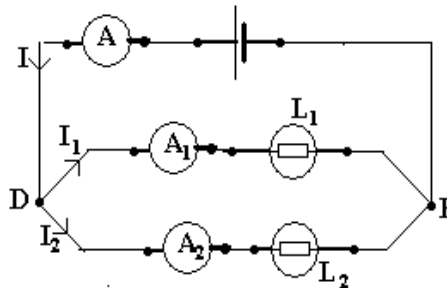
On constate que:

$$I = I_1 = I_2$$

Lorsque deux dipôles sont en série, alors ils sont traversés par le même courant.

b- Lois des nœuds :

Recommençons l'expérience avec le circuit suivant où les points E et D sont appelés nœud (rencontre d'au moins trois branches du circuit.)



On a, après mesure:

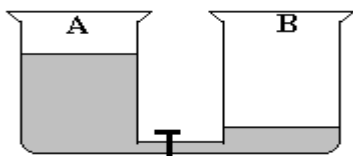
$$I = I_1 + I_2$$

Loi des nœuds :

La somme des intensités des courants arrivant à un nœud est égale à la somme des intensités des courants qui partent du même nœud.

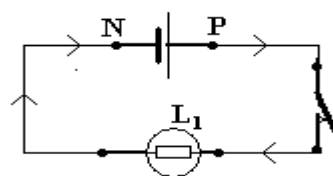
II- LA TENSION ELECTRIQUE

II- 1 Notion de tension



Vases communicants

En ouvrant le robinet, l'eau circule du vase A où le niveau de l'eau est le plus haut vers le vase B



Le courant circule du point P de potentiel plus élevé vers le point N de potentiel plus bas

On appelle tension, la différence de potentiel qui existe entre deux points d'un circuit. On l'appelle aussi la ddp.

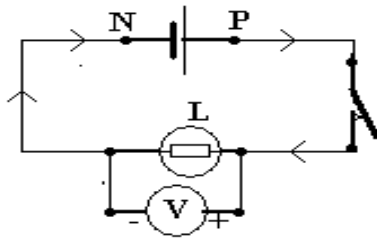
La tension est une grandeur physique qui s'exprime en volt de symbole V.

II- 2 Mesure de la tension

L'appareil utilisé pour mesurer la tension est le voltmètre.

Le symbole du voltmètre est :

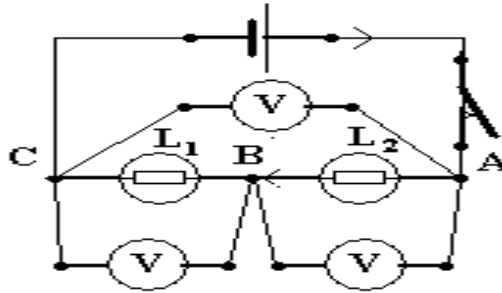
Pour mesurer la tension aux bornes d'un dipôle, on branche le voltmètre en parallèle avec ce dipôle.



Le voltmètre permet de mesurer la tension aux bornes de la lampe L

II- 3 Propriété de la tension : loi d'additivité des tensions.

Réalisons le schéma ci-dessous et les tensions suivantes : U_{AB} , U_{BC} et U_{AC}



On a :

$$U_{AC} = U_{AB} + U_{BC}$$

Les tensions s'ajoutent.

Remarques :

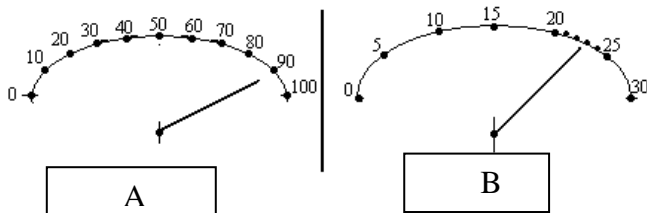
- La tension aux bornes d'un ampèremètre est nulle
- L'intensité du courant qui traverse un voltmètre est nulle

EXERCICE I :

- 1) Un circuit comprend une lampe L_1 montée en série avec un générateur. L_1 brille fortement. Si on insère une deuxième lampe L_2 en série avec L_1 , cette dernière brille alors faiblement. Expliquer.
- 2) Quel appareil utilise-on pour mesurer l'intensité du courant ? Faites sa description.
- 3) Un courant d'intensité $0,4A$ a été déterminé avec un ampèremètre qui possède les calibres suivants : $5A$; $1A$; $500mA$ et $50mA$.
 - a. Définir le calibre d'un ampèremètre.
 - b. Citer les calibres qu'on peut utiliser pour mesurer cette intensité.
 - c. Lequel est le plus adapté ?
 - d. En utilisant le calibre le plus adapté, sur quelle graduation l'aiguille s'est-elle arrêtée ?

EXERCICE II :

1. Les schémas A et B ci-dessous correspondent à des cadrans d'ampèremètre.



- a. Pour le schéma A, le calibre utilisé est $5A$. Calculer l'intensité ainsi mesurer.
- b. Pour le schéma B, l'intensité à déterminer est de $5,75A$. Quel est alors le calibre utilisé ?

2. Choisir la bonne réponse dans chacun des cas suivants en mettant une croix dans la bonne case

a. L'expression de l'intensité du courant est :

$I = \frac{n \times N}{C}$
 $I = \frac{n \times C}{N}$
 $I = \frac{C \times N}{n}$

b. L'expression du calibre sera :

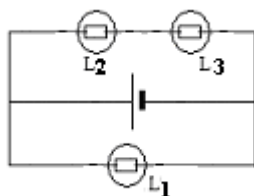
$C = \frac{N \times I}{n}$
 $C = \frac{N \times n}{I}$
 $C = \frac{I \times n}{N}$

3. Compléter le tableau ci-dessous :

N	150	100		150	100
n	120		27	90	95
C	3A	1A	300mA		100mA
I		0,75mA	0,27A	4,5A	

EXERCICE III :

Considérons le circuit ci-dessous



1. Reprendre le circuit en indiquant le sens de circulation du courant et nommer tous les courants

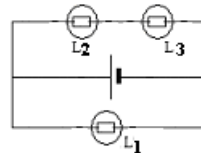
2. L'intensité du courant qui traverse la lampe L_1 est $0,75A$ et celle du courant qui traverse L_3 est $0,5A$

2-a) Quelle est l'intensité du courant qui traverse la lampe L_2 ? Justifier.

2-b) Calculer l'intensité du courant débité par le générateur.

EXERCICE IV :

Considérons le circuit ci-dessous



La tension aux bornes de L_2 est $15V$ et celle aux bornes du générateur, $24V$.

1- Avec quel appareil mesure t-on la tension ? Reprendre le circuit et insérer celui qui permet de mesurer la tension aux bornes de L_2

3- Nommer les points et compléter le tableau

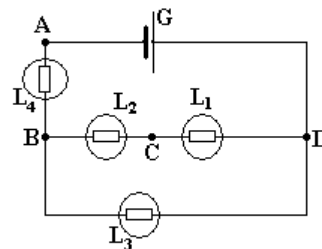
Dipôle	G	L_1	L_2	L_3
tension				

2- Quelle est la tension aux bornes de L_1 ?

3- Calculer la tension aux bornes de L_3 .

EXERCICE V :

Soit le circuit ci-dessous :



On veut mesurer l'intensité du courant qui traverse la lampe L_4 et la tension aux bornes de la lampe L_1

1°) Quel appareil utilise-t-on pour mesurer :

a) cette intensité ? b) cette tension ?

2°) Reprendre le circuit en insérant ces appareils et en précisant leurs polarités mais aussi le sens de circulation du courant.

3°) L'aiguille de l'appareil utilisé pour mesurer cette intensité s'est arrêtée sur la graduation 135 d'une échelle de 150 . Si le calibre utilisé est de $1A$, calculer cette intensité.

4°) L'intensité du courant qui traverse L_3 est $0,6A$. Quelle est celle du courant qui traverse L_2 ?

5°) L'appareil utilisé pour mesurer la tension aux bornes de L_1 possède les calibres suivants : $1V - 3V - 7,5V - 15V - 150V - 240V$.

5-a) Si la tension mesurée vaut $2,4V$, quel est alors le calibre approprié ?

5-b) Quelle est la graduation maximale si l'aiguille s'est arrêtée sur la graduation 24 ?

5-c) La mesure est-elle bonne ? Justifier

6°) La tension aux bornes de L_2 est de $2,4V$ et celle aux bornes du générateur, $12V$. Quelle est la tension aux bornes de L_4 ?

SOURCES ET RECEPTEURS DE LUMIERE

L'optique étudie l'ensemble des phénomènes lumineux et leurs applications.

I- SOURCES DE LUMIERE

I. 1 Définition

On appelle sources de lumière tout corps ou dispositif qui émet de la lumière.

Remarque : La lumière émise est caractérisée par son intensité et sa couleur.

I. 2 Exemples

Réelles ou primaires		Apparentes ou secondaires
Emettent de la lumière qu'ils produisent		Emettent (ou diffusent) la lumière venant d'une source réelle
Réelles chaudes	Réelles froides	
- Les étoiles (le soleil est une étoile particulière) - Le feu	- Etres vivants : lucioles, algues.. - Corps phosphorescents : émission faible et prolongée de lumière après arrêt de l'excitation : (chapelet, aiguille montre...) - Eclair	
- Les corps incandescents (flamme de bougie, filament d'une lampe électrique)	- Tubes fluorescents : émission immédiate de lumière qui cesse avec l'excitation : lampes (néon ou vapeur de sodium), écran télévision... - Diode électroluminescente (DEL)	

II- LES RECEPTEURS DE LUMIERE

II. 1 Définition

On appelle récepteur de lumière tout corps ou dispositif sensible à la lumière

II. 2 Exemples

Récepteurs naturels	Récepteurs artificiels
- L'œil : excitation de la rétine - La peau : bronzage et fabrication de vitamines D - Les feuilles de plantes vertes : photosynthèse	- Substances chimiques : le chlorure d'argent dans les pellicules photographiques - Dispositifs électroniques : photodiodes, photo résistances. - Autres : lunettes photosensibles...

EXERCICES

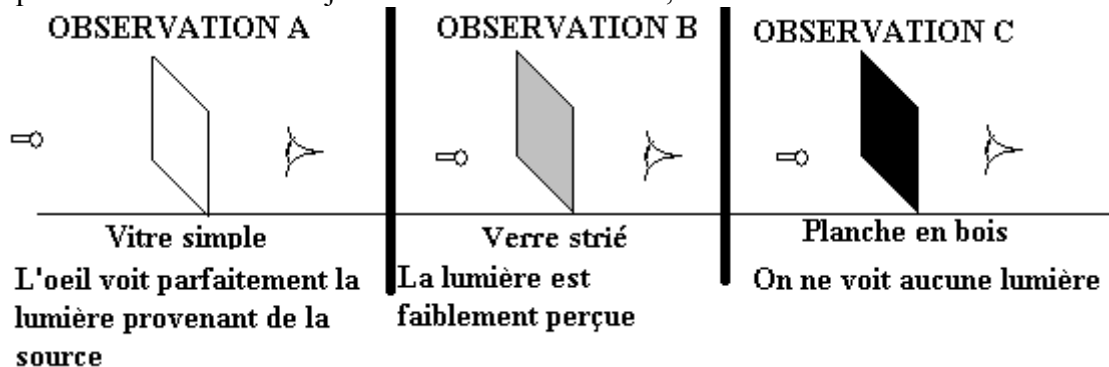
<p>Exercice 1 :</p> <p>1. Les objets qui produisent et émettent de la lumière sont appelés ou Les sources qui émettent sans produire la lumière sont dites ou Ce sont des objets par les sources primaires. Certains objets sont sensibles à la</p>	<p>Exercice 2 :</p> <p>Placer chacun des objets proposés dans la colonne qui convient du tableau ci-dessous : Flamme de bougie, peau, mur blanc, pellicule photo, lune, soleil, vénus, DEL, chapelet, étoile polaire, feuille de plante verte, satellite Spot, œil, atmosphère (le ciel), lunette photosensible, écran de télévision, photodiodes, tableau, panneaux solaires, luciole</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 5px;"> <tr> <td style="width: 33%; text-align: center;">Sources primaires</td> <td style="width: 33%; text-align: center;">Sources secondaires</td> <td style="width: 33%; text-align: center;">Récepteurs</td> </tr> </table>	Sources primaires	Sources secondaires	Récepteurs
Sources primaires	Sources secondaires	Récepteurs		

PROPAGATION DE LA LUMIÈRE

III- LES MILIEUX OPTIQUES

I. 1- Observations

Lorsqu'on intercale divers objets entre la source et l'œil, on observe alors :



I. 2- Interprétations

a) Milieux transparents

Un milieu est dit transparent lorsqu'il laisse passer une grande partie de la lumière.

Exemples : L'air, Verre...

b) Milieux translucides

Un milieu est dit translucide lorsqu'il laisse passer une faible partie de la lumière reçue

Exemples : Papier calque, verre strié ou teinté...

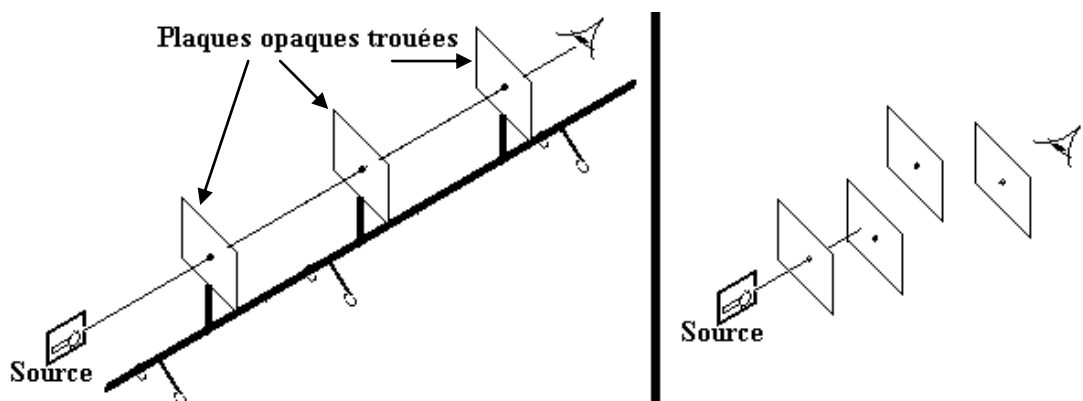
c) Milieux opaques

Un milieu est dit opaque s'il ne laisse pas passer la lumière.

Exemples : Bois, papier, corps humain...

IV- PROPAGATION DE LA LUMIÈRE

II. 1- Mise en évidence



La source, les trous et l'œil sont alignés: alors l'œil perçoit la lumière provenant de la source

La source, les trous et l'œil ne sont pas alignés: l'œil ne perçoit pas la lumière

II. 2- Interprétation

La lumière se propage en suivant une ligne droite. On parle alors de propagation rectiligne.

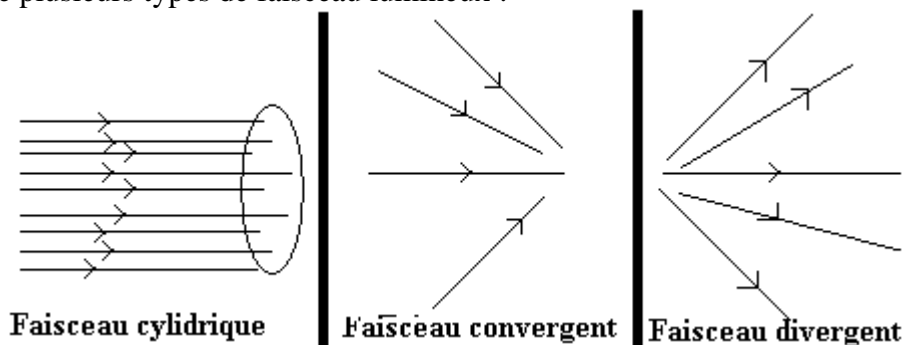
Dans un milieu transparent et homogène, la propagation de la lumière est rectiligne

II. 3- Vocabulaire

➤ **Rayon lumineux :** On appelle rayon lumineux, toute droite suivie par la lumière. Un rayon lumineux est représenté par le symbole suivant :

➤ **Faisceau lumineux :** c'est un ensemble de rayons lumineux.

On distingue plusieurs types de faisceau lumineux :



Lorsque le faisceau est constitué d'un petit nombre de rayons, on parle alors de pinceau.

II. 4- Vitesse de propagation de la lumière :

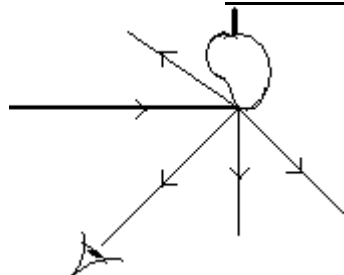
Dans le vide, la lumière se propage à la vitesse de $c = 300000\text{km.s}^{-1}$. La vitesse c est appelée célérité de la lumière.

A l'aide de cette vitesse on définit **une unité de longueur astronomique** appelée **année lumière** de symbole **al**.

L'année lumière correspond à la distance parcourue en une année par la lumière.

$$1\text{al} = \quad \quad \quad \text{km.}$$

II. 5- Cheminement de la lumière :

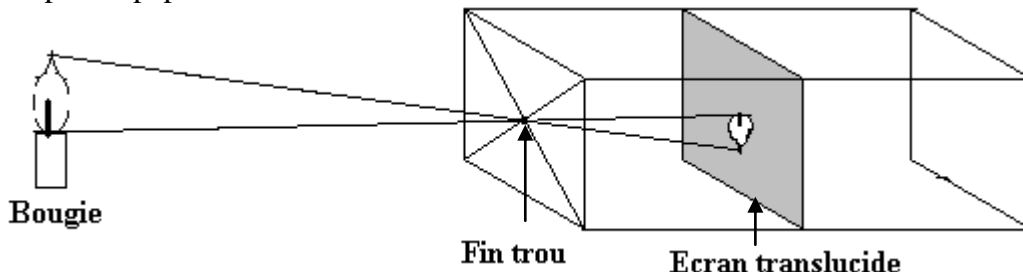


Le rayon lumineux qui arrive en un point de la mangue est diffusé dans toutes les directions. L'œil de l'individu se trouvant dans la direction d'un des rayons diffusés voit ce point de la mangue.

V- APPLICATIONS DE LA PROPAGATION :

III. 1- La chambre noire

Une chambre noire est boîte dont l'une des faces est percée d'un trou fin et la face opposée est constituée par un papier translucide servant d'écran.



L'image de la flamme de la bougie est renversée. Chaque point de cette flamme est un point lumineux qui émet un rayon lumineux qui passe à travers le fin trou. L'ensemble de ces rayons permet d'avoir l'image renversée sur l'écran translucide.

Remarques :

- Suivant les dimensions du trou, l'image observée est nette (une image par point) ou floue.
- Selon la distance de l'écran au trou, la taille de l'image varie.

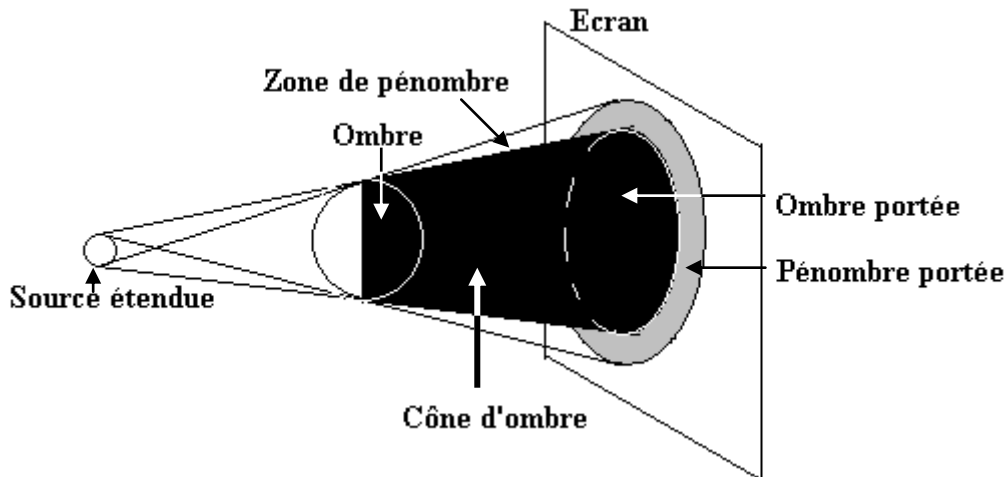
III. 2- La visée

Les géomètres utilisent la visée pour aligner les objets, de même, les tireurs pour atteindre une cible.

III. 3- Les ombres

a) Observations

Eclairons un objet sphérique opaque (ballon) par une source étendue (dimensions non négligeables)



On a alors les zones suivantes :

- La zone d'ombre : un observateur placé dans cette zone ne voit pas la source.
- La zone de pénombre : à partir de cette zone, la source est partiellement visible.

b) Interprétations :

Les rayons lumineux issus de la limite supérieure et inférieure de la source permettent d'expliquer les différentes zones observées.

Remarque : Il n'existe pas de zone de pénombre lorsque la source est ponctuelle (dimensions négligeable)

III. 4- Les éclipses

Il y a éclipse lorsque la terre, la lune et le soleil sont alignés.

On distingue deux types d'éclipses :

a) Eclipse lunaire :

Il y a éclipse lunaire lorsque la lune pénètre dans le cône d'ombre de la terre donné par le soleil.

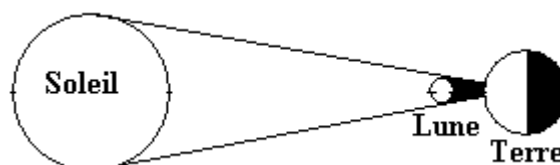


Pour un observateur situé sur la zone d'ombre de la terre, la lune devient sombre pendant quelques instants : elle est éclip­sée par la terre vis à vis du soleil.

L'éclipse lunaire est visible dans toutes les régions de la terre où il fait nuit.

b) Eclipse solaire :

Il y a éclipse solaire totale lorsqu'un observateur terrestre se trouve dans le cône d'ombre donnée par le soleil de la lune.



Lorsqu'il y a éclipse solaire, il fait noir pendant quelques instants en plein jour : le soleil est éclip­sé par la lune pour un observateur situé dans le cône d'ombre de la lune.

Remarques :

- L'éclipse solaire totale est visible seulement dans une région limitée de la terre.
- Tout autour de cette région, on a une zone de pénombre où l'éclipse est partielle.

EXERCICES

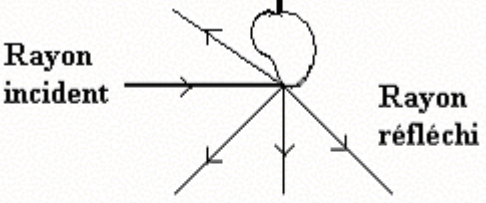
<p>EXERCICE I :</p> <p>1) Définir les termes suivants : translucide, transparent et opaque.</p> <p>2) Quelle est la nature de la propagation de la lumière dans un milieu transparent.</p> <p>3) Citer des phénomènes qu'on peut expliquer à partir de la propagation rectiligne de la lumière</p> <p>4) Coche la case correspondant à la bonne réponse</p> <p>a. Un observateur situé dans la zone de pénombre voit la source :</p> <p><input type="checkbox"/>Entièrement <input type="checkbox"/>Partiellement <input type="checkbox"/>Pas du tout</p> <p>b. Un observateur situé dans la zone d'ombre voit la source :</p> <p><input type="checkbox"/>Entièrement <input type="checkbox"/>Partiellement <input type="checkbox"/>Pas du tout</p> <p>c. Lors de l'éclipse lunaire :</p> <p><input type="checkbox"/> La terre cache la lune vis-à-vis du soleil</p> <p><input type="checkbox"/> La lune cache la terre vis-à-vis du soleil</p> <p><input type="checkbox"/> Le soleil cache la terre vis-à-vis de la lune</p> <p>d. L'éclipse solaire est visible :</p> <p><input type="checkbox"/> Partout où il fait jour</p> <p><input type="checkbox"/> Partout sur terre</p> <p><input type="checkbox"/> Dans une région limitée de la terre.</p> <p>e.</p> <p>1°) Combien de temps la lumière émise par le soleil met-elle à nous parvenir si la distance terre soleil est $23400 R_T$?</p> <p>R_T est le rayon de la terre. $R_T=6400\text{km}$.</p> <p>2°) Convertir R_T en année lumière.</p> <p>3°) L'étoile polaire est située à $230a.l$ de la</p>	<p>terre. Quel temps met la lumière pour nous Parvenir ? Exprimer cette distance en km.</p> <p>4°) Comment est la source pour un observateur situé dans : a) la pénombre ; b) l'ombre portée ; c) la zone d'ombre d) la pénombre portée</p>
--	---

La lumière..... par les sources se propage, dans un milieu et homogène. On traduit ce type de propagation par la construction de droites orientées appelées

REFLEXION ET REFRACTION DE LA LUMIERE

I- REFLEXION DE LA LUMIERE :

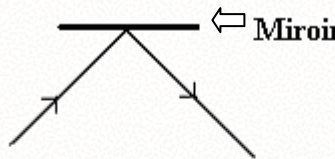
I. 1 : Phénomène de réflexion



Rayon incident

Rayon réfléchi

Le rayon qui arrive sur la manguette (rayon incident) est renvoyé dans toutes les directions: c'est la réflexion diffuse



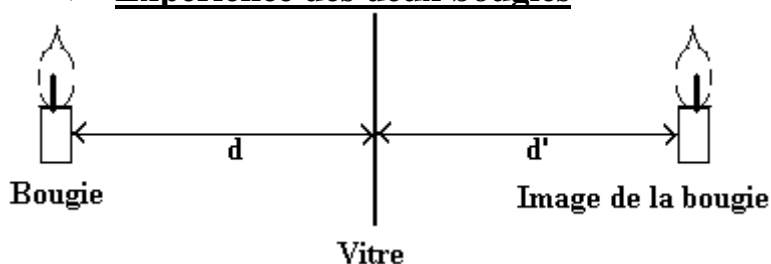
Miroir

La lumière incidente est renvoyée suivant une direction privilégiée: c'est la réflexion spéculaire.

I. 2 : Les lois de la réflexion

I. 2 a) Expériences

➤ Expérience des deux bougies



En plaçant une bougie éteinte à la place de l'image, elle semble allumée.

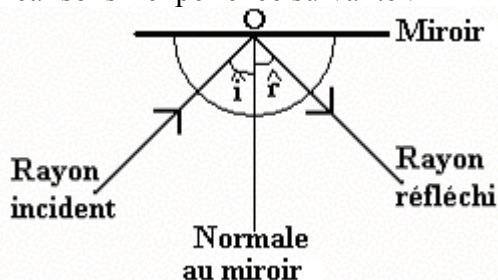
Après mesure, on constate que $d = d'$

La bougie et son image sont symétriques par rapport à la vitre mais ne sont pas superposables.

La bougie est dite objet réel alors que son image, observable seulement à travers la vitre, est appelée image virtuelle.

➤ Etude des angles incident et réfléchi

Réalisons l'expérience suivante :



O est le point d'incidence
 La normale est perpendiculaire au miroir au point d'incidence
 Le plan d'incidence contient le rayon incident, le rayon réfléchi et la normale au miroir au point d'incidence.

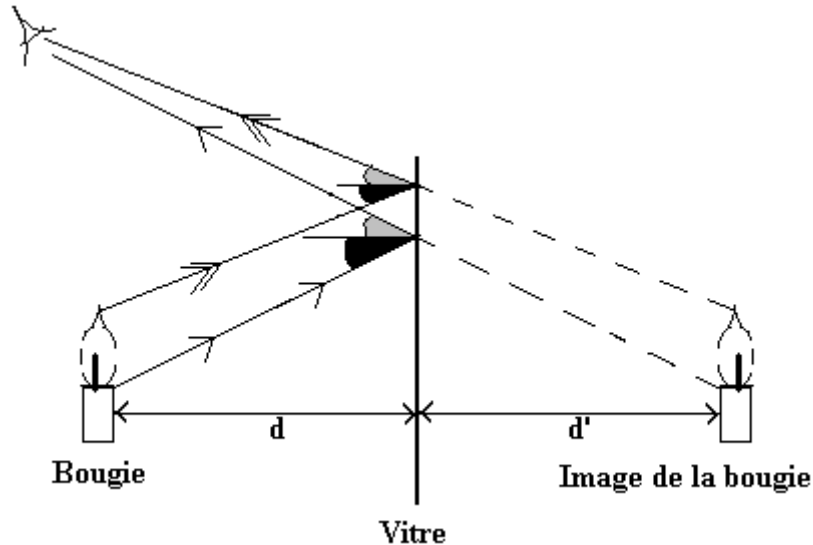
En faisant varier l'angle i (angle d'incidence), déterminons l'angle r (angle de réflexion). On obtient le tableau de mesure suivant :

Angle i					
Angle r					

I. 2 b) Interprétation : les lois de la réflexion

- Le rayon incident, le rayon réfléchi et la normale à la surface réfléchissante sont dans le même plan appelé plan d'incidence
- L'angle d'incidence et l'angle de réflexion sont égaux : $\hat{i} = r$.

I. 2 c) Construction des images

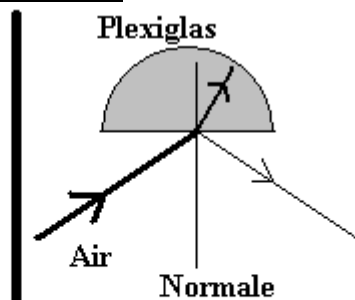


II- REFRACTION DE LA LUMIERE :

II. 1 Mise en évidence :



Le bâton semble brisé dans l'eau



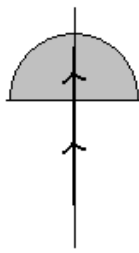
Une partie du faisceau lumineux qui se propage dans l'air pénètre dans le plexiglas

Un faisceau lumineux qui se propageant dans un milieu transparent et qui rencontre un deuxième milieu transparent y pénètre en partie en changeant de direction : c'est le phénomène de **réfraction**.

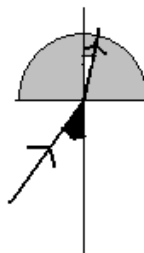
II. 2 Etude de la réfraction :

Cette étude se fait à travers deux cas :

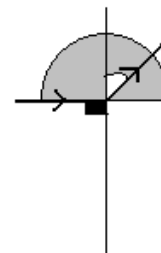
- réfraction air – plexiglas



L'angle d'incidence est nul (le rayon incident est confondu avec la normale ou perpendiculaire à la surface): l'angle de réfraction est aussi nul. Le rayon lumineux n'est pas dévié.



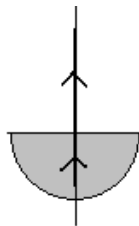
L'angle d'incidence n'est pas nul: l'angle de réfraction n'est plus nul mais est plus petit que l'angle d'incidence. On dit que le rayon réfracté s'est rapproché de la normale



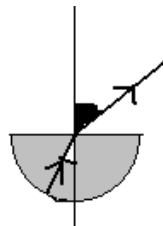
L'angle d'incidence tend vers 90° (incidence rasante): l'angle de réfraction tend vers une valeur limite inférieure à 90°

Conclusion : Le rayon réfracté est plus proche de la normale que rayon incident.

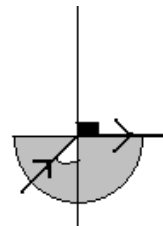
➤ Réfraction plexiglas – air



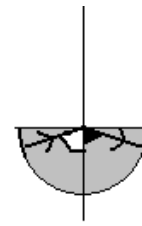
L'angle d'incidence est nul: l'angle de réfraction est nul



L'angle d'incidence n'est pas nul: l'angle de réfraction n'est pas nul mais est plus grand que l'angle d'incidence



L'angle de réfraction tend vers 90° lorsque l'angle d'incidence tend vers une valeur limite i_0



L'angle d'incidence est supérieur à i_0 , le rayon incident ne peut plus émerger: il y a réflexion totale

Conclusions :

- Le rayon incident est plus proche de la normale que le rayon réfracté.
- Il y a réflexion totale si l'angle d'incidence est supérieur à une certaine valeur

CHIMIE



SOMMAIRE

CHAPITRES	TITRES	PAGES
CHAPITRE 1	Mélange et corps purs.	32
CHAPITRE 2	Analyse et synthèse de l'eau.	35
CHAPITRE 3	L'air.	38

CHAPITRE 4	Structure de la matière.	40
CHAPITRE 5	Les grandeurs molaires.	42
CHAPITRE 6	La réaction chimique.	44

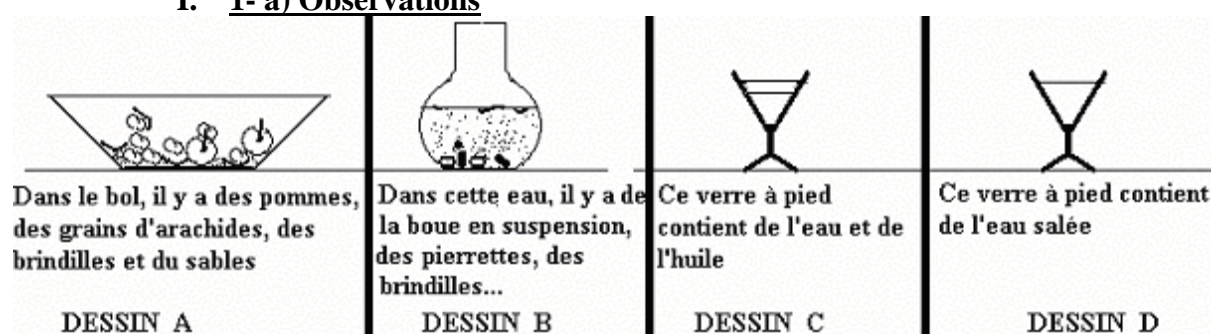
Chapitre 1

MÉLANGE ET CORPS PURS

I- LES MELANGES

I. 1 Observations et définition

I. 1- a) Observations



Dans chacun de ces cas, plusieurs objets différents ont été mis ensemble : on dit qu'on a des mélanges.

I. 1-b) Définition

Un mélange est un ensemble d'objets ou corps différents mis ensemble. Chaque partie est un constituant du mélange.

I. 2- Les types de mélanges

I. 2- a) Les mélanges hétérogènes

Un mélange est dit hétérogène lorsqu'on peut distinguer ses constituants à l'œil nu.

Exemples : les mélanges des dessins A, B et C.

I. 2- b) Les mélanges homogènes

Un mélange est dit homogène lorsqu'on ne peut pas distinguer ses constituants à l'œil nu.

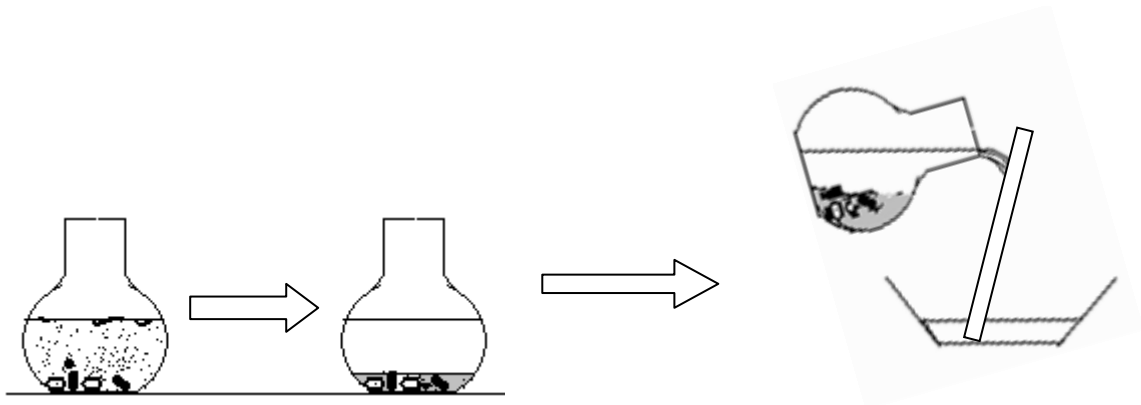
Exemple : Mélange du dessin D

I. 3- Les méthodes de séparation des constituants d'un mélange

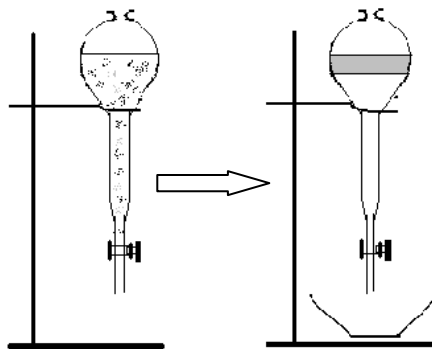
Pour séparer les constituants d'un mélange, on dispose de plusieurs méthodes parmi lesquelles on a : la décantation, la filtration, la distillation...

I. 3- a) La décantation

La décantation consiste à laisser un mélange hétérogène liquide – solide ou liquide – liquide à se reposer jusqu'à ce que ses constituants soient bien séparés.



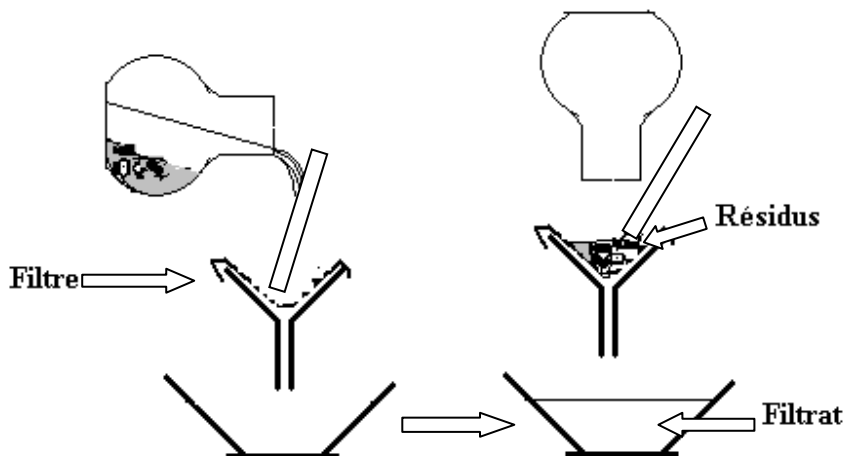
Au laboratoire, on utilise une ampoule à décanter



Après séparation des deux liquides non miscibles, on ouvre le robinet pour les récupérer séparément dans des récipients différents.

I. 3- b) La filtration

La filtration consiste à faire passer à travers une paroi poreuse appelé filtre un mélange hétérogène liquide – solide.



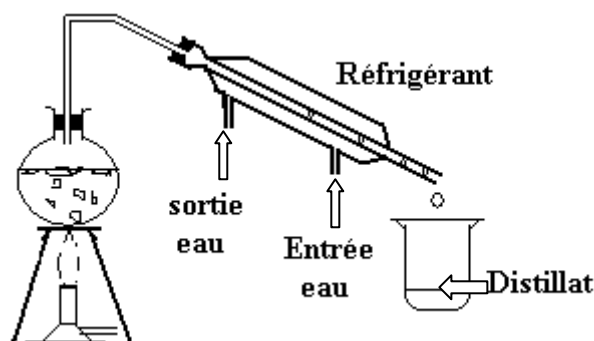
Le filtre retient les particules solides (résidus) et laisse passer la phase liquide (filtrat) que l'on récupère dans un récipient.

I. 3- c) La distillation

La distillation est utilisée pour séparer les constituants d'un mélange homogène liquide – liquide ou liquide – solide dissout.

Distiller un liquide, c'est le vaporiser puis liquéfier les vapeurs obtenues.

Au laboratoire, on utilise le dispositif suivant :



I. 3-d) Autres méthodes de séparations :

Il existe d'autres méthodes parmi lesquelles on peut citer : le triage, le tamisage, la centrifugation, la distillation fractionnée, la congélation fractionnée...

II- LES CORPS PURS

II. 1- définition

Un corps est dit pur si, lorsqu'on le soumet à diverses méthodes de séparations, il ne donne pas d'autres corps purs.

Exemple : Lorsqu'on distille de l'eau distillée, on obtient toujours de l'eau distillée. De même, qu'on la filtre ou qu'on la décante, on a toujours de l'eau distillée. L'eau distillée est alors un corps pur appelé eau pure.

II. 2- Constantes physiques :

Chaque corps pur se caractérise par ses constantes physiques. On peut en citer quelques unes : La densité ou la masse volumique, la température de fusion, la température d'ébullition.

Exemples de constantes physiques :

Corps pur	Hydrogène	Oxygène	Mercure	Plomb	Zinc	Aluminium	Fer	Argent	Or
Masse volumique (kg.m ⁻³) à 20°C	0,099	1,429	13600	11300	7100	2700	7900	10500	19800
Temp. Fusion (°C)	-259	-218	-39	327	419	660	1535	961	1664
Temp. Ébullition (°C)	-253	-183	357	1740	907	2467	2750	2212	2807

EXERCICE I: phrase à trous

Prendre le texte en remplaçant les pointillés par le mot qui convient :
 Lorsqu'on introduit des feuilles de bissap dans l'eau, on obtient alors un mélange dit
 Pour séparer plus tard les feuilles du jus de bissap , on pratique la Les
 feuilles sont retenues par le qui laisse passer le jus appelé et qui
 est un mélange

EXERCICE II :

Remplir chaque grille vide par le mot qui convient :

Horizontalement	Verticalement
1H : Mélange dans lequel on ne peut pas distinguer les constituants	1V : Paroi poreuse
2H : vaporisation suivie de liquéfaction	2V : Mélange dans lequel on peut distinguer les constituants
3H : procédé de séparation des constituants d'un mélange hétérogène liquide-solide en suspension	
4H : procédé consistant à laisser un mélange hétérogène se reposer pour séparer les constituants	
5H : particules solides arrêtées par une paroi poreuse	

		4H																	
		5H																	

EXERCICE III :

Compléter le tableau suivant :

Mélanges	Type de mélange	Méthode de séparation
Eau sucrée		
Mélange eau et pain de singe		
Graines et cokes d'arachide		
Mélange eau et alcool		
Grains et son de mil		
Eau et huile		
Or dans le sable		
		Congélation fractionnée
	Hétérogène liquide liquide	

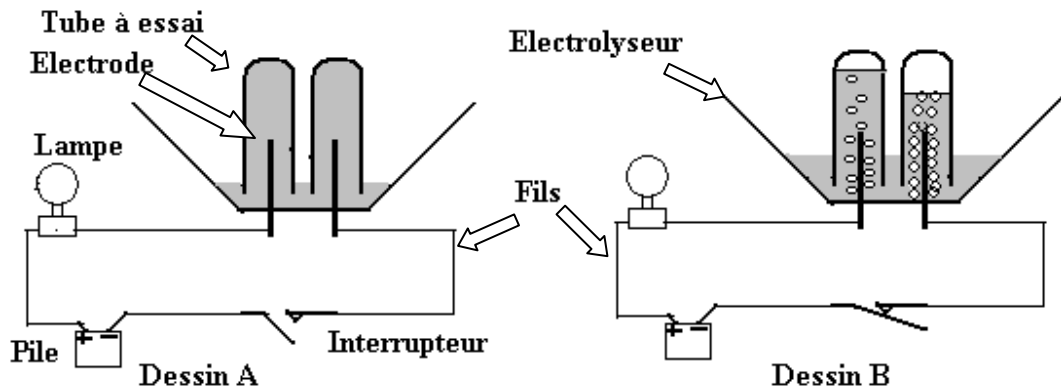
Chapitre 2



I- ANALYSE DE L'EAU PURE

I. 1 Expérience

I. 1-a) dispositif expérimental et observations

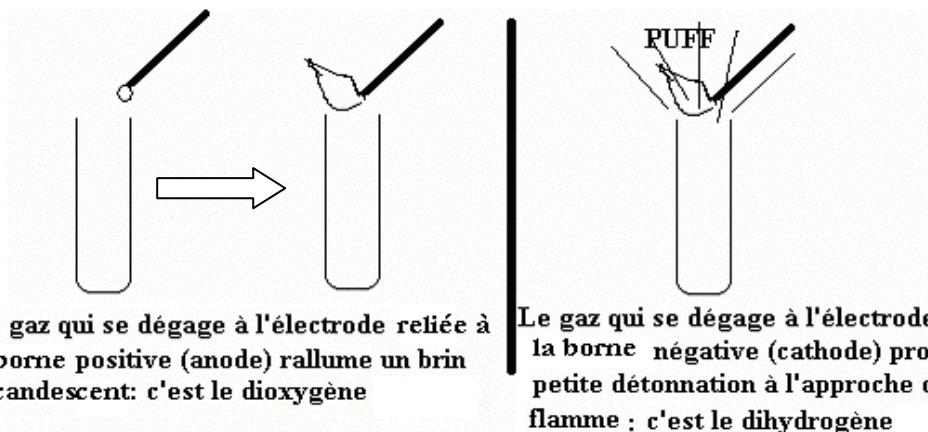


Après la réalisation de ce circuit on a les observations suivantes :

- Si l'interrupteur est ouvert et l'électrolyseur vide, la lampe est éteinte
- Si l'interrupteur est fermé, la lampe est éteinte et il ne se passe rien dans l'électrolyseur qui contient de l'eau pure.
- Si l'interrupteur est fermé, en ajoutant un peu d'acide ou de la soude à l'eau pure, alors la lampe s'allume et il y a un dégagement de bulles gazeuses au niveau des deux électrodes.
- Le volume de gaz recueilli à la cathode est le double de celui recueilli à l'anode
- Si l'interrupteur est ouvert, la lampe est éteinte et il ne se passe rien dans l'électrolyseur qui contient de l'eau acidulée ou sodée.

I. 1-b) Identification des gaz

En recueillant suffisamment de gaz dans les tubes à essai, on peut les identifier.

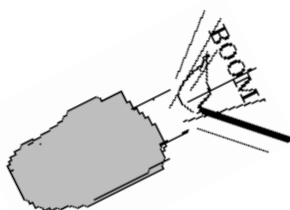


I. 1-c) Interprétations

- L'eau pure ne laisse pas passer le courant électrique
- Le passage du courant à travers l'eau acidulée ou sodée décompose l'eau en dihydrogène (deux volume) et en dioxygène (un volume) : On dit alors qu'on a effectué l'analyse de l'eau ou l'électrolyse de l'eau

II- SYNTHÈSE DE L'EAU

II. 1-Mélange tonnant

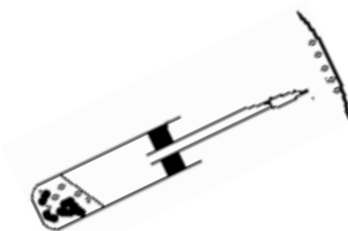


En mélangeant dans un tube à essai un volume de dioxygène et deux volumes de dihydrogène, on obtient alors un mélange qui brûle en produisant une grande détonation : Le mélange est dit tonnant.

On peut observer des buées d'eau sur la surface intérieure du tube à essai : c'est la synthèse de l'eau à partir du dioxygène et du dihydrogène

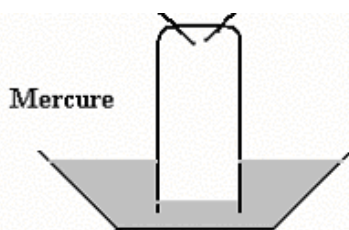
II. 2- Combustion du dihydrogène (expérience de Cavendish)

Dans un tube à essai, introduisons quelques millilitres d'acide chlorhydrique et du zinc.



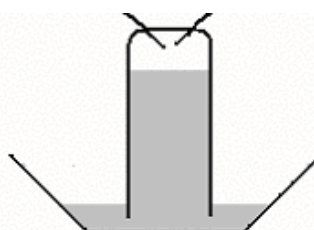
On observe alors un dégagement de dihydrogène qui brûle à la sortie d'un fin tube. En plaçant un verre plat au dessus de la flamme, on observe de fines gouttelettes d'eau.

II. 3- Synthèse eudiométrique



Mercure

Le tube de l'eudiomètre contient des volumes égaux de dioxygène et de dihydrogène



Après passage de l'étincelle, il ne reste plus que la moitié du volume de dioxygène. On a la formation de buée d'eau au sommet du tube

II. 4- Conclusion :

Les trois expériences ci-dessus montrent qu'on peut faire la synthèse de l'eau en combinant deux volumes de dihydrogène et un volume de dioxygène.

III- CORPS PURS COMPOSÉS ET CORPS PURS SIMPLES

III. 1- Les corps purs composés

Par décomposition, l'eau peut donner le dioxygène et le dihydrogène : l'eau est un corps pur composé.

Définition : Un corps pur est dit composé s'il peut donner d'autres corps purs par décomposition

III. 2- Les corps purs simples

Le dioxygène et le dihydrogène n'ont jamais pu être décomposés en d'autres corps purs : on les appelle des corps purs simples.

Définition : Un corps pur est dit simple s'il ne peut être décomposé en d'autres corps purs.

EXERCICES

EXERCICE I :

On veut réaliser la décomposition de l'eau.

1°) Proposer un dispositif expérimental et indiquer le rôle de chaque élément.

2°) On introduit de l'eau distillée dans l'électrolyseur et on ferme l'interrupteur. Qu'observe-t-on ?

3°) Que faire pour réaliser la décomposition ?

4°) Après la décomposition, on a récupéré 12mL d'un gaz qui rallume un brin incandescent.

4-a) Quel est ce gaz ?

4-b) À quelle électrode se dégage-t-il ?

5°) Comment s'appelle l'autre électrode ? Quel gaz s'y dégage ? Comment l'identifie-t-on ?

6°) Calculer son volume.

EXERCICE II :

On introduit 20cm³ de dioxygène et 20cm³ de dihydrogène dans le tube d'un eudiomètre pour réaliser la synthèse de l'eau.

1°) Dans quelles proportions ces gaz réagissent-ils ?

2°) Quel est le volume de dioxygène nécessaire pour se combiner avec 20cm³ de

EXERCICE III

Dans le tube d'un eudiomètre, il reste 4cm³ d'un gaz qui provoque une petite détonation à l'approche d'une flamme, après la production. Quels sont les volumes respectifs de dioxygène et de dihydrogène introduits au début de l'expérience ?

dihydrogène ?

3°) Quel est le volume de dihydrogène nécessaire pour se combiner avec 20cm^3 de dioxygène ?

4°) Quel gaz reste-il dans l'eudiomètre après la production d'étincelles ? justifier.

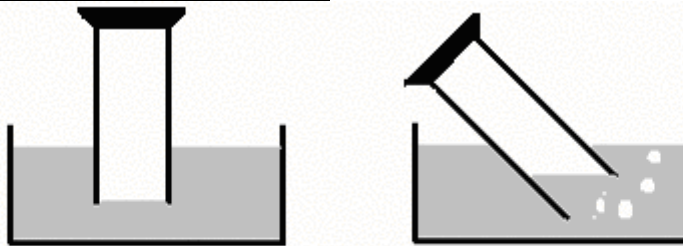
5°) Quel est son volume ?

Chapitre 3

L'AIR

I. INTRODUCTION

I. 1- Mise en évidence



L'eau ne rentre pas dans l'éprouvette renversée verticalement. En l'inclinant, on observe une échappée de bulles qui est remplacée par l'eau. Ceci met en évidence la présence de l'air dans l'éprouvette.

D'autre part, en brassant les mains ou en courant, on sent la présence de l'air.

L'air, à la température ambiante est un gaz invisible formant l'atmosphère, vaste couche d'air qui couvre la terre sur une centaine de kilomètres d'altitude

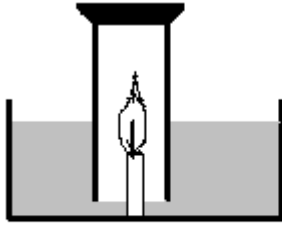
I. 2- Propriétés physiques

. Au voisinage de la terre, un litre d'air pèse environ 1,3g.

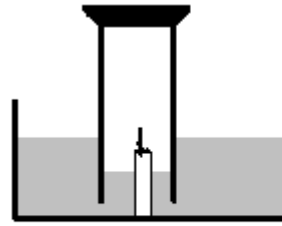
A -140° , l'air est un liquide bleuâtre très mobile. Il est conservé dans des vases de Dewar.

II. ANALYSE DE L'AIR

II. 1- observations



L'eau ne pénètre pas dans l'éprouvette qui contient de l'air



Quelques instants après, la bougie s'éteint et l'eau remonte jusqu'au 1/5 de l'éprouvette

II. 2- Interprétations :

La bougie s'éteint car le constituant de l'air qui entretient la combustion (le dioxygène) s'épuise progressivement : d'où la remontée de l'eau qui le remplace dans l'éprouvette.

L'air contient en volume environ 1/5 de dioxygène. Les 4/5 sont essentiellement du diazote.

III. COMPOSITION DE L'AIR :

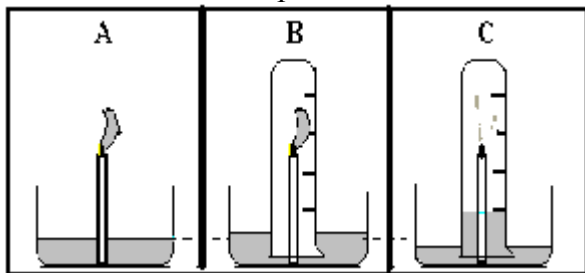
Des expériences précises donnent au voisinage de la terre la composition volumique suivante :

- 21% de dioxygène
- 78% de diazote
- 1% d'autres gaz dont :
 - Les gaz rares (Argon, Hélium, Néon...)
 - Le gaz carbonique.

EXERCICE I

Mettre une croix dans la case correspondant à la bonne réponse

- La couche d'air qui entoure la terre est :
 La biosphère
 L'atmosphère
 La sphère
- Parmi les gaz cités ci-dessous, il y a un constituant principal de l'air :
 dioxyde de carbone
 diazote
 dihydrogène
 dichlore
- La masse d'un litre d'air est :
 $\frac{21}{100}$ g
 1,3g
 1,3kg
- Vrai ou faux :
L'air peut être liquide
L'eau n'entre pas dans l'éprouvette contenant de l'eau
La composition de l'atmosphère est partout la même
- On considère l'expérience suivante :



La bougie s'éteint quelques instants après.

- Le gaz qui entretient la combustion de la bougie est le :
 dioxygène
 diazote
 dichlore
- Le gaz qui reste en majorité dans l'éprouvette est :
 le néon
 l'argon
 le dioxygène
 le diazote
- L'eau qui remonte a remplacé dans l'éprouvette le :
 gaz carbonique
 dioxygène
 diazote
 dichlore
- Le volume de l'eau dans l'éprouvette est égal
 Au 1/5 du volume de l'éprouvette
 Au 4/5 du volume de l'éprouvette
 Au volume de l'éprouvette

- La bougie s'éteint car :
 L'eau remonte
 Le dioxygène s'épuise
 Il n'y a plus d'air
- Le volume d'eau dans l'éprouvette est égal au volume :
 D'air
 De dioxygène
 De diazote
- Dans le diazote, la bougie :
 S'éteint
 Se rallume
- Fond

EXERCICE II :

Une chambre a les dimensions suivantes : 5m, 4m et 3m.

- Calculer le volume d'air contenu dans la chambre.
- Quel volume de dioxygène contient-elle ?
- Quel volume de diazote contient-elle ?

EXERCICE III :

Dans une bouteille contenant de l'air, il y a 12,6L de dioxygène. Calculer :

- Le volume de la bouteille
- La masse d'air contenue dans cette bouteille.
- Le volume du diazote contenu dans cette bouteille.

EXERCICE IV :

- Quel volume d'air contient 5,25L de diazote ?
- En utilisant le volume de diazote, calculer le volume de dioxygène.
- Calculer le volume des autres gaz.

EXERCICE V :

Un pot de forme cylindrique est rempli d'eau au tiers de son volume. L'air qu'il y a au dessus de l'eau contient 10mL des autres gaz différents du dioxygène et du diazote.

- Déterminer le volume du pot.
- Calculer son rayon si sa hauteur est de 10cm. Prendre $\pi = 3$.

EXERCICE VI :

La masse de l'air contenu dans un cube est 35,1g.

- Calculer le volume du cube
- En déduire les dimensions du cube.

STRUCTURE DE LA MATIERE

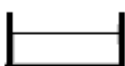
I- MOLECULES ET ATOMES :

I. 1- Discontinuité de la matière :

I. 1-a) Observations :



On observe plus la coloration de la goutte lorsqu'elle se mélange à l'eau du cristalliseur



En pulvérisant du parfum en un endroit de la salle, l'odeur envahit toute la salle

I. 1-b) Interprétation :

Ces deux expériences montrent que la matière est constituée de grains minuscules : on dit que la matière est discontinue.

I. 2- Notion de molécules :

Par division successive d'une goutte d'eau, on obtient la plus petite partie de la goutte qui, divisée, ne donne plus de l'eau : c'est la molécule d'eau.

Définition : La molécule est la plus petite partie d'un corps pur qui puisse exister en gardant ses propriétés.

I. 3- Notion d'atomes :

Si l'eau a pu être décomposée en d'autres corps purs, c'est parce que sa molécule est constituée de parties plus petites qui ont pu se recombinaison d'une autre manière. Ces parties plus petites sont appelées atome.

Les molécules sont constituées d'atomes.

II- ELEMENTS CHIMIQUE :

Des expériences précises montrent qu'il existe dans la nature une centaine de types d'atomes différents les uns des autres. **Chaque type d'atomes est appelé élément chimique.**

II. 1- Identification de certains éléments

➤ Le carbone

➤ Le cuivre

IV. **2- Autres exemples** : Voir tableau périodique.

III- NOTATION CHIMIQUE :

III. 1- Symbole d'un élément :

Les éléments chimiques sont représentés par des signes appelés symbole de l'élément chimique. Pour déterminer le symbole d'un élément chimique, on utilise les règles suivantes :

- **Règles 1 :** Le symbole d'un élément est la première lettre en majuscule du nom actuel ou ancien de l'élément.

Exemples : Carbone (C), Hydrogène (H), Oxygène (O), Azote (Nitrogène) (N)...

- **Règle 2 :** Si plusieurs éléments commencent par la même lettre, on ajoute alors une deuxième lettre en minuscule pour les distinguer.

Exemples : Carbone (C), Chlore (Cl), Chrome (Cr), Cuivre (Cu)...

Azote (Nitrogène) (N), Sodium (Natrium) (Na), Néon (Ne)

Remarque : Le symbole d'un élément représente à la fois l'élément et un atome de l'élément.

Elément carbone \longleftrightarrow C \longleftrightarrow un atome de l'élément carbone

III. 2- Formule chimique d'un corps pur :

Les corps purs sont représentés par des formules chimiques.

La formule chimique renseigne sur les éléments qui composent la molécule du corps pur mais aussi sur le nombre d'atome de chaque élément.

Règle : Pour écrire la formule chimique d'un corps pur, on écrit les symboles de tous les éléments composant sa molécule, chaque symbole étant affecté en indice d'un coefficient représentant le nombre d'atome de cet élément.

Exemples :

- La molécule d'eau est constituée de deux atomes de l'élément hydrogène et d'un atome de l'élément oxygène : La formule chimique de l'eau est : **H₂O**.
- La molécule de dioxygène comprend deux atomes de l'élément oxygène (d'où son nom) : sa formule chimique est **O₂**.

Remarque : La formule chimique représente le corps pur et une molécule du corps pur

Corps pur eau \longleftrightarrow H₂O \longleftrightarrow une molécule d'eau

IV- CORPS PURS SIMPLES ET CORPS PURS COMPOSÉS :

IV. 1- Corps purs simples :

Un corps pur est dit simple si sa molécule est constituée d'atomes d'un seul élément.

Exemples : Dioxygène (O₂), Dihydrogène (H₂), Ozone (O₃), fer (Fe)...

IV. 2- Corps pur composé :

Un corps pur est dit composé si sa molécule est constituée d'atomes de plusieurs éléments

Exemples : Eau (H₂O), Chlorure d'hydrogène (HCl), gaz carbonique (CO₂).

EXERCICE I :

En utilisant le tableau périodique, citer :

1°) Les éléments ayant pour symbole la première lettre de son nom.

2°) Les séries d'éléments ayant la première lettre en commun

EXERCICE II :

1) Donner la formule chimique des corps purs suivants dont on donne la composition : diazote ; dihydrogène ; dichlore ; acide nitrique (un atome d'hydrogène, un d'azote et trois d'oxygène) ; sulfate de sodium (deux atomes de sodium, un de soufre, et quatre d'oxygène)

2) citer des corps purs simples puis des corps purs composés dans ces exemples.

EXERCICE III : Compléter le tableau suivant où les points représentent des nombres et les tirets, des symboles d'élément chimique:

Formule chimique	Éléments chimiques	Nombre d'atomes	Atomicité
	Oxygène	2	
--Cl	Sodium ---	...	2
H.--	---	2	3
Fe.--..	Oxygène ---	4	7
AlCl ₃	---
Al ₂ (SO ₄) ₃	---
Ca (--O...).	Azote ---	2	9
	---

GRANDEURS MOLAIRES

I- NOTION DE MOLE :

Le riz, le mil, le sucre... ne sont pas utilisés grain par grain mais par tas de grains ou par sac... C'est parce que les grains sont très petits et leur manipulation individualisée n'est pas commode.

De même, les atomes et les molécules sont infiniment petits. Ils sont alors manipulés par groupe ou tas. Les chimistes appellent le groupe d'espèces chimiques, **la mole**.

Définition :

La mole est un ensemble comprenant $6,02.10^{23}$ espèces chimiques identiques.

Le nombre $6,02.10^{23}$ est appelé le **nombre d'Avogadro** et se note \mathcal{N} .

$$\mathcal{N} = 6,02.10^{23} = 602\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000$$

La mole est l'unité internationale de quantité de matière. Son symbole est : **mol**.

On distingue la mole d'atomes et la mole de molécules.

Remarque : Le symbole d'un élément représente aussi une mole d'atomes de cet élément alors que la formule chimique représente une mole de molécules du corps pur.

Le nombre de moles n contenu dans N espèces chimiques est tel que : $N = n \times \mathcal{N}$

II- MASSE MOLAIRES :

La masse molaire est la masse d'une mole d'espèces chimiques identiques.

Son symbole est **M** et son unité usuelle est le gramme par mole ($\frac{g}{mol}$ ou $g \cdot mol^{-1}$).

II. 1- Masse molaire atomique :

La masse molaire atomique ou masse atomique est la masse d'une mole d'atomes identiques.

Les masses atomiques de tous les éléments sont données dans le tableau périodique.

Exemples : $M(H) = 1g \cdot mol^{-1}$; $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$; $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$; $M(N) = 14g \cdot mol^{-1}$...

II. 2- Masse molaire moléculaire :

Définition : La masse molaire moléculaire ou masse moléculaire est la masse d'une mole de molécules d'un corps pur.

Calcul : On calcule la masse moléculaire d'un corps pur en additionnant les masses atomiques des différents éléments qui composent sa molécule, chacune étant multipliée par son coefficient.

Exemples :

$$M(H_2O) = 2xM(H) + M(O)$$

$$= 2x1g \cdot mol^{-1} + 16g \cdot mol^{-1}$$

$$= 18g \cdot mol^{-1}$$

$$M(H_2SO_4) = 2xM(H) + M(S) + 4xM(O)$$

$$= 2x1g \cdot mol^{-1} + 32g \cdot mol^{-1} + 4x16g \cdot mol^{-1}$$

$$= 98g \cdot mol^{-1}$$

Masse de plusieurs moles :

La masse de $n = 5$ moles d'eau est : $m = n \times M(H_2O)$ $m = 5mol \times 18g \cdot mol^{-1} = 90g$

III- VOLUME MOLAIRES :

L'expérience montre que toutes les moles de gaz, dans les mêmes conditions de température et de pression, occupent le même volume appelé volume molaire

Définition : Le volume molaire est le volume occupé par une mole de molécules d'un corps pur gazeux.

On le note V_M ou V_0 et son unité usuelle est le litre par mole ($\frac{L}{mol}$ ou $L \cdot mol^{-1}$).

Dans les Conditions Normales de Température et de Pression (C.N.T.P : 0°C et pression atmosphérique normale), le volume molaire vaut $22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

Dans les C.N.T.P, on a :

$$V_M = 22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Le volume occupé par n moles de gaz sera :

$$V = n \times V_M$$

IV- DENSITE DES GAZ PAR RAPPORT A L'AIR :

Définition : La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de sa masse volumique sur celle de l'air.

Expression :

$$d = \frac{\rho_g}{\rho_{air}} = \frac{\frac{nM}{nV_M}}{\rho_{air}} = \frac{M}{\rho_{air} \cdot V_M}$$

Or, $\rho_{air} \cdot V_M = 1,3\text{g}\cdot\text{L}^{-1} \times 22,4\text{L}\cdot\text{mol}^{-1} = 29,12 \approx 29\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ d'où on a:

$$d = \frac{M}{29}$$

M est la masse molaire

d est la densité du gaz

EXERCICE I :

Calculer la masse molaire moléculaire des corps purs suivants

Dihydrogène ; Dioxygène ; Monoxyde de carbone(CO) ; Chlorure de sodium(NaCl) ; Hydroxyde de sodium(NaOH) ; Eau(H₂O) ; Ammoniac(NH₃) ; Oxyde de fer(Fe₂O₃) ; Minium(Pb₃O₄) ; Hydroxyde de calcium[Ca(OH)₂] ; Sulfate de sodium(Na₂SO₄) ; Sulfate d'aluminium[Al₂(SO₄)₃] ; Nitrate de calcium[Ca(NO₃)₂]

EXERCICE II :

1°) Calculer la masse de 5 moles d'eau

2°) Quel est le nombre de moles contenu dans 5,6g de monoxyde de carbone (CO) ?

3°) La masse de 1,5 moles d'un corps pur B est de 200,25g

3-a) Calculer la masse molaire moléculaire de B.

3-b) Sachant que la formule chimique de B est AIX₃ où X est élément inconnu, calculer la masse atomique de X puis l'identifier.

4°) Calculer le nombre de mole contenu dans 50dm³ d'aluminium si $\rho = 2,7\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

EXERCICE III :

1°) Calculer le volume occupé par 0,75 mol de gaz dans les CNTP

2°) Calculer le nombre de moles contenu dans 2L de gaz si le volume molaire est $25\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3°) Calculer le volume molaire lorsque 1,2mol de gaz occupe un volume de 28,8L

EXERCICE IV :

1°) Calculer le volume occupé par 35,2g de gaz carbonique (CO₂) dans les CNTP.

2°) Calculer la masse de 50L de dioxygène si $V_M = 20\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3°) Une masse de 29,75g de gaz ammoniac (NH₃) occupe un volume de 43,75L. Calculer le volume molaire.

EXERCICE V :

1°) En utilisant la masse molaire et le volume molaire, donner les expressions de la masse, du volume et de la masse volumique d'un gaz A quelconque, puis en déduire celle de sa densité par rapport à l'air dans les CNTP.

2°) Calculer la densité des gaz suivants par rapport à l'air : Gaz carbonique ; Dioxygène ; Ammoniac ; Chlorure d'hydrogène.

3°) La densité d'un gaz B par rapport à l'air est 0,965. Calculer la masse molaire moléculaire de B puis l'identifier parmi les gaz suivants sachant que B est un corps pur composé : le Monoxyde d'azote (NO) ; le Monoxyde de carbone (CO) et le diazote (N₂).

LA REACTION CHIMIQUE

I- EXEMPLES DE REACTIONS :

I. 1- Action de l'acide chlorhydrique sur le zinc :

I. 2- Combustion du magnésium :

I. 3- Combustion du carbone dans le dioxygène pur :

II- DEFINITION ET CARACTERISTIQUES D'UNE REACTION :

II. 1- Définitions :

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des corps purs disparaissent pour donner naissance à d'autres corps purs.

Les corps purs qui disparaissent ou se combinent ou réagissent : on les appelle les réactifs

Les corps purs qui se forment sont dits les produits de la réaction.

II. 2- Caractéristiques :

II. 2-a) Aspect énergétique

➤ Réaction exothermique :

La réaction entre l'acide chlorhydrique et le zinc s'accompagne d'un dégagement de chaleur : la réaction est dite exothermique.

Une réaction exothermique s'accompagne d'un dégagement de chaleur.

➤ Réaction endothermique :

Certaines réactions ont besoin d'un apport de chaleur pour se produire : de telles réactions sont dites endothermiques.

Une réaction endothermique consomme de la chaleur lorsqu'elle se produit.

➤ **Réaction athermique :**

Une réaction athermique n'est ni exothermique ni endothermique.
Elle ne consomme ni ne dégage de la chaleur

II. 2-b) Loi de Lavoisier

- **Expérience :**

- **Enoncé de la loi :**

Lorsqu'une réaction se produit, il y a conservation de la masse : la masse totale des réactifs ayant disparu est égale à la masse totale des produits formés. (« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »)

III- REPRESENTATION D'UNE REACTION :

III. 1- Equation de réaction

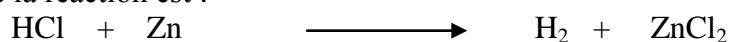
En utilisant les formules chimiques des réactifs et des produits on donne une représentation de la réaction dite équation de la réaction

III. 1-a) Ecriture :

On écrit les formules chimiques des réactifs à gauche et celles des produits à droite, les deux groupes étant séparés par une flèche.

Exemple : Lorsque l'acide chlorhydrique réagit avec le zinc, il se forme du dihydrogène et du chlorure de zinc.

- Les réactifs sont : acide chlorhydrique (HCl) et le zinc (Zn)
- Les produits sont : dihydrogène (H₂) et chlorure de zinc (ZnCl₂)
- L'équation de la réaction est :



III. 1-b) Equilibrage :

En utilisant les masses molaires, on peut vérifier la conservation de la matière pour cette réaction. On a alors :

- somme des masses des réactifs : 36,5 + 65 = 101,5
- somme des masses des produits : 2 + 135 = 137

La loi de Lavoisier n'étant pas vérifiée, l'équation doit donc être corrigée.

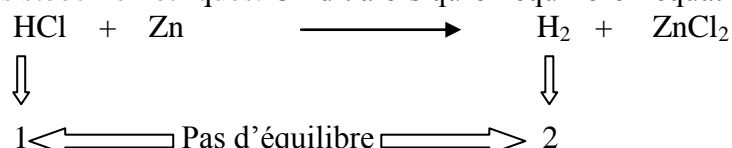
De même, on peut vérifier cette loi de conservation en comparant les nombres d'atome de chaque élément pour les réactifs et pour les produits.

On a :

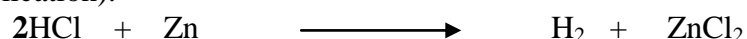
- Élément hydrogène : un atome pour les réactifs et deux atomes pour les produits
- Élément chlore : un atome pour les réactifs et deux pour les produits
- Élément zinc : un atome pour les réactifs et un pour les produits

Il n'y a pas conservation des nombres d'atomes respectifs pour le dihydrogène et le chlore.

Pour corriger cette anomalie, on multiplie les molécules des corps purs par des nombres appelés coefficients stœchiométriques. On dit alors qu'on équilibre l'équation de la réaction.



Si deux atomes d'hydrogène sont obtenus, alors ce sont deux molécules d'acides qui ont réagi. On réécrit l'équation en multipliant la molécule d'acide par deux (on ne marque pas le signe de la multiplication).



On a : - nombre atome hydrogène : 2 de part et d'autre (car 2 molécules d'acide)

- nombre atome chlore : 2 de part et d'autre (car 2 molécules d'acide)

- nombre atome zinc : 1 de part et d'autre

L'équation est maintenant équilibrée.

III. 2- Interprétation :

L'équation bilan renseigne :

➤ **qualitativement** : sur les corps purs qui réagissent

➤ **quantitativement** : sur les proportions dans lesquelles les réactifs disparaissent et les produits apparaissent.

Exemple : considérons l'équation ci dessus, à savoir :



- A l'échelle microscopique, on peut dire que deux molécules d'acide chlorhydrique réagissent avec une molécule de zinc pour donner une molécule de dihydrogène et une molécule de chlorure de zinc.

- A l'échelle macroscopique : deux moles de molécules d'acide chlorhydrique réagissent avec une moles d'atome de zinc pour donner une mole de molécules de dihydrogène et une mole de molécules de chlorure de zinc.

IV- RESOLUTION D'UN PROBLEME DE CHIMIE :

On utilise l'interprétation quantitative de l'équation bilan pour résoudre des problèmes de chimie.

EXERCICE I :

1. Définir les termes suivants : Réactifs, produits, réaction chimique, réaction exothermique, équation de la réaction

2. Pour chacune des réactions suivantes, donner les réactifs, les produits, l'équation de la réaction puis équilibrer :

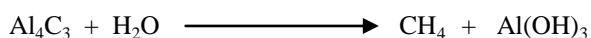
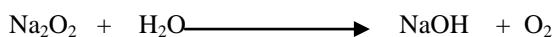
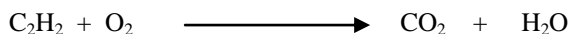
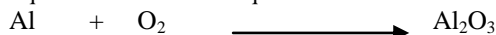
a. Le carbone brûle dans le dioxygène pour donner le dioxyde de carbone (CO_2) chlorure de sodium (NaCl) et de l'eau.

f. Du sulfate d'aluminium [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$] est obtenu lorsque l'acide sulfurique (H_2SO_4) attaque l'aluminium. Il se dégage alors du dihydrogène.

g. Le fer est transformé en rouille (Fe_2O_3) par le dioxygène de l'air

EXERCICE II :

Equilibrer chacune des équations de réaction suivantes :

**EXERCICE III :**

L'action de l'acide chlorhydrique sur le zinc produit du chlorure de zinc (ZnCl_2) et un dégagement de dihydrogène

1°) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

2°) Sachant qu'on a transformé 0,4 mol de zinc calculer :

2-a) le nombre de moles d'acide chlorhydrique nécessaire.

2-b) le nombre de moles de chlorure de zinc formé puis sa masse.

2-c) le nombre de moles de dihydrogène dégagé puis son volume dans les CNTP

EXERCICE IV :

Un dégagement de gaz carbonique est observé lorsque l'acide nitrique (HNO_3) réagit avec le calcaire.

1°) Ecrire l'équation de la réaction sachant qu'il se forme en plus de l'eau et du nitrate de calcium [$\text{Ca(NO}_3)_2$].

2°) Sachant qu'on récupère 16L de gaz carbonique, calculer :

2-a) le nombre de moles de gaz carbonique dégagé si le volume molaire est de $20\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2-b) Le nombre de moles puis la masse de calcaire transformé.

2-c) Le nombre de moles puis la masse de nitrate récupéré.

EXERCICE V :

On a récupéré 174g d'oxyde magnétique de fer (Fe_3O_4) en brûlant le fer dans le dioxygène. Sachant que le volume molaire est de $30\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$, calculer :

b. On obtient du dihydrogène et du dioxygène lorsque l'eau est décomposée par le courant électrique.

c. On observe un dégagement de dioxyde de carbone et la formation d'eau lors de la combustion du méthane (CH_4) dans le dioxygène.

d. Le calcaire (CaCO_3) donne du chlorure de calcium (CaCl_2), de l'eau et un dégagement de gaz carbonique (CO_2) lorsqu'il est attaqué par l'acide chlorhydrique (HCl).

e. Lorsque l'acide chlorhydrique réagit avec l'hydroxyde de sodium (NaOH), il se forme du

EXERCICE VII :

Pour préparer du dihydrogène, on fait réagir de l'acide sulfurique (H_2SO_4), liquide de densité $d = 1,47$ avec 2,7g d'aluminium. Sachant qu'il se forme en plus du sulfate d'aluminium [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$], calculer :

1. Le volume d'acide sulfurique nécessaire pour faire réagir tout l'aluminium.

2. Le volume de dihydrogène récupéré

3. La masse de sulfate formé

EXERCICE VIII :

On a récupéré 8,4g de fer et de l'eau lorsque l'oxyde magnétique de fer (Fe_3O_4) est réduit par le dihydrogène.

1°) Calculer la masse d'oxyde magnétique de fer réduit.

2°) calculer le volume de dihydrogène utilisé si $V_M = 25\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

EXERCICE IX :

En versant de l'acide chlorhydrique (HCl) dans un métal inconnu X, on récupère 7,5L de dihydrogène et 26,7g d'un solide de formule XCl_3 .

1. Ecrire l'équation bilan de cette réaction.

2. Calculer la masse molaire du solide puis en déduire la nature du métal X.

3. Calculer la masse de métal attaqué par l'acide.

EXERCICE X :

On obtient du sulfure de fer lorsque le fer se combine avec le soufre. On prépare un mélange intime de 16,8g de fer et de 8g de soufre pour réaliser cette combinaison.

1°) Ecrire l'équation bilan de cette réaction

2°) Calculer les nombres de moles introduits de :

2-a) fer 2-b) soufre

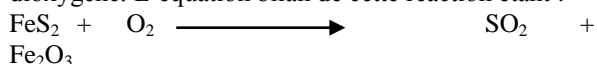
3°) Calculer le nombre de moles de soufre nécessaire pour transformer tout le fer

4°) Avec les 8g de soufre est-il possible de transformer tout le fer ?

5°) Sinon calculer la masse de fer qui a réagi avec les 8g de soufre et la masse de sulfure de fer formé.

EXERCICE XI :

On brûle 72g de sulfure de fer (FeS_2) dans 35L de dioxygène. L'équation bilan de cette réaction étant :



Où SO_2 est le dioxyde de soufre, et Fe_2O_3 , l'oxyde ferrique

1°) Montrer que l'un des corps est en excès puis calculer l'excès si le volume molaire est de $20\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

2°) Calculer le volume de dioxyde de soufre dégagé.

3°) Calculer la masse d'oxyde ferrique formé.

EXERCICE XII :

On obtient 6L de dioxygène lorsque 58,5g d'oxyde de sodium (Na_2O_2) sont attaqués par l'eau. Sachant qu'il se

<p>1°) le volume de dioxygène utilisé 2°) la masse de fer brûlé</p> <p>EXERCICE VI : Le carbure d'aluminium (Al_4C_3) permet d'obtenir du méthane (CH_4) et de l'hydroxyde d'aluminium [$\text{Al}(\text{OH})_3$] lorsqu'il est réduit par l'eau. Sachant qu'on a utilisé 5,4g d'eau, calculer :</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. La masse de carbure transformé par cette eau. 2. Le volume de méthane qui s'est dégagé. 	<p>forme en plus de l'hydroxyde de sodium (NaOH) et que le volume molaire est de $20\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1°) Montrer que tout l'oxylithe n'a pas réagit et déterminer l'excès. 2°) Calculer la masse d'hydroxyde de sodium formée.
---	---