

Les Cours du

CNED

Physique – Chimie

Seconde

Rédaction :

*Guy Le Parc
Philippe Briand*

Coordination :

*Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan*

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010

Séquence 1

Physique : Signaux périodiques - ondes

Chimie : L'élément chimique dans le diagnostic médical

Devoir autocorrectif 1

Séquence 2

Physique : Ondes électromagnétiques et santé

Chimie : Les molécules dans le diagnostic médical

Séquence 3

Physique : La lumière et la santé

Devoir autocorrectif 2

Séquence 4

Physique : Mesure des durées et mouvement

Chimie : Les concentrations dans le cadre du diagnostic médical

Séquence 5

Physique : Nature des mouvements et forces dans la pratique du sport

Chimie : Les médicaments :
obtention, formulation.

Séquence 6

Physique : La pression

Chimie : Les médicaments : synthèse



Séquence 7

Physique : Pourquoi la Lune ne tombe pas sur la Terre ?

Chimie : Éléments chimiques dans l'Univers

Séquence 8

Physique : Observation de l'Univers

Chimie : Besoins et réponses de l'organisme lors d'une pratique sportive

Séquence 9

Physique : Lumière émise par les étoiles

Notions fondamentales

Annexes

Corrigés des exercices et des activités

Les Cours du



Physique – Chimie
Seconde
Notions fondamentales
Chimie

Rédaction :

Guy Le Parc
Philippe Briand

Coordination :

Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010

Chimie

- Chapitre 1 Le modèle de l'atome
- Chapitre 2 Les éléments chimiques
- Chapitre 3 Les molécules
- Chapitre 4 Classification périodique des éléments
- Chapitre 5 La mole
- Chapitre 6 Les solutions aqueuses
- Chapitre 7 Formulation d'un médicament
- Chapitre 8 Obtention d'une espèce chimique naturelle
- Chapitre 9 Synthèse d'espèces chimiques
- Chapitre 10 La réaction chimique

Objectifs

- Connaître la constitution de l'atome (structure, particules constitutives).
- Connaître et utiliser le symbole ${}^A_Z X$
- Donner la structure d'un atome ou d'un ion monoatomique à partir de son numéro atomique Z et de son nombre de nucléons A.
- Savoir que l'atome est électriquement neutre.

1. Structure de l'atome

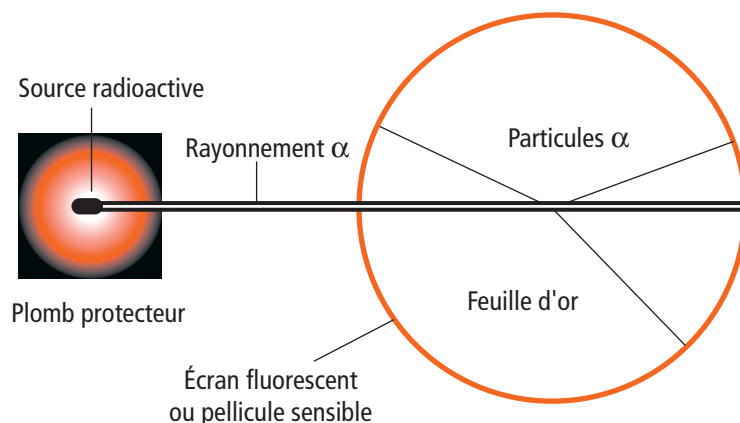
Dans l'Antiquité, l'atome a été considéré comme la particule élémentaire de la matière (Démocrite). Cette théorie était seulement due à des intuitions et non à des théories ou observations expérimentales.

Il a fallu attendre la fin du XIX^e siècle pour que cette théorie soit confirmée par des expériences qui permirent de mettre en évidence l'existence de particules constitutives de l'atome : les électrons.

■ L'expérience de Rutherford

Les philosophes grecs de l'Antiquité ont eu, les premiers, l'idée de l'atome qu'ils croyaient insécables (atomos : non divisibles).

L'expérience du physicien anglais Ernest Rutherford réalisée en 1911, permis d'aller plus loin dans la connaissance de la structure de l'atome.



L'expérience se produit à l'aide d'une enveloppe de verre dans laquelle règne un vide poussé.

Une source radioactive émet des noyaux d'hélium (particules α chargées positivement) qui sont dirigés vers une mince feuille d'or d'épaisseur de l'ordre du micromètre (10^{-6} m).

On observe les résultats de l'expérience sur un écran fluorescent (type écran d'oscilloscope) permettant de visualiser les différents impacts de particules α après leur éventuelle traversée de la feuille d'or.

Rutherford fit les observations suivantes :

1. Au centre de l'écran, sur la trajectoire initiale du faisceau de particules α , se trouve une tache lumineuse, brillante et très intense.
2. Présence d'un petit nombre de fluorescences en dehors de la tache centrale, en divers endroits de l'écran.

- Activité 1**
1. Pourquoi cette expérience ne permet-elle pas de considérer l'atome comme une sphère pleine ?
 2. La majorité des particules α sont – elles déviées par les atomes de la feuille d'or ?
 3. Quelle déduction peut-on faire quant à la structure de la feuille d'or ?
 4. Quel est l'intérêt d'utiliser une **mince** feuille d'or ?

- L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement autour du noyau.
- L'atome est électriquement neutre.

Le Physicien anglais Ernest Rutherford a montré en 1911, par l'expérience, que :

L'atome a une structure **lacunaire**, constitué par un noyau **très petit**, entouré d'un espace important et presque vide occupé par le(s) électron(s), le noyau étant chargé d'électricité **positive**.

La matière étant électriquement neutre, il existe donc une ou plusieurs charges électriques élémentaires négatives, appelées **électrons**.

On peut **modéliser** l'atome et son noyau par des sphères. Un **modèle** est une représentation destinée à se rapprocher le plus possible de la réalité de façon à tenir compte des résultats expérimentaux.

Le rayon atomique est de l'ordre de 10^{-10} m soit 100 pm (1 picomètre = 1.10^{-12} m), tandis que le rayon du noyau est de l'ordre de 10^{-15} m soit 1 fm (1 femtomètre = 1.10^{-15} m).

Le rapport $r_{\text{atome}} / r_{\text{noyau}} = 10^5$ donc on peut considérer le noyau environ 100000 fois plus petit que l'atome.

La valeur du rayon de l'atome est déterminée à partir du volume maximal dans lequel les électrons de l'atome se déplacent au cours de leur mouvement désordonné. A titre de comparaison, si le noyau avait les dimensions d'une noix (1 cm de rayon environ), alors l'atome serait une sphère de 10^5 cm de rayon, soit : 10^3 m, c'est-à-dire 1 km. On peut imaginer alors une noix dans une sphère de 1 km de rayon et mieux comprendre l'expression : « **l'atome est presque vide** ».

2. Constituants de l'atome

2.1. L'électron

L'électron (symbolisé e^-) (découvert en 1899) porte une charge élémentaire négative : la **charge élémentaire** est la plus petite charge électrique que l'on connaisse ; elle s'exprime en coulomb (C) ; dans le cas de la charge négative, sa valeur est :

$-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (signe - pour indiquer : électricité négative).

Remarque : la valeur est exprimée avec 2 chiffres significatifs.

La masse de l'électron a été déterminée expérimentalement : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

2.2. Les particules du noyau

Le noyau possède plusieurs particules. Le noyau est constitué de **nucléons** (comme « nucléaire » qui vient de « noyau »).

Il existe deux types de nucléons :

Proton (découvert par Rutherford en 1919)	Chargé $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_{\text{proton}} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron (découvert par Chadwick en 1932)	non chargé (neutre)	$m_{\text{neutron}} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Un proton porte une charge élémentaire positive : $+e = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Activité 2 *Que peut-on dire de la masse des protons et des neutrons ?*

Activité 3 *Calculer le rapport entre la masse d'un nucléon et celle d'un électron. Conclusion ?*

Activité 4 *Que peut-on dire alors de la répartition de masse dans l'atome ?*

- Activité 5** *A quoi est due la charge électrique du noyau ?
Comparer la charge élémentaire positive et la charge élémentaire négative.*
- Activité 6** *Quelle est la relation entre le nombre de protons et le nombre d'électrons d'un atome ? Justifier votre réponse.*

On peut déduire de ce qui précède que :

- La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle d'un proton.
- La quasi totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau (plus de 99,97 %).

3. Représentation symbolique d'un atome

Le **numéro atomique Z** (ou nombre de charge) d'un noyau est égal au **nombre de protons** qu'il contient.

A est le **nombre de nucléons** d'un noyau. A et Z sont des nombres entiers.

- Activité 7** *En appelant N le nombre de neutrons, trouver une relation entre A, Z et N.*

Pour représenter le noyau d'un atome, on utilise le symbole de l'élément correspondant et on indique les nombres Z et A de la manière suivante :



Ainsi, à partir du symbole :



On peut déduire la structure complète de l'atome de carbone :

$Z = 6$ donc l'atome possède 6 protons et par conséquent 6 électrons (électroneutralité de l'atome).

$A = 12$ donc l'atome possède 12 nucléons avec la répartition 6 protons (calculé plus haut) et donc :

$$N = A - Z = 6 \text{ neutrons}$$

- Activité 8** *Déterminer la structure du fluor*



Un **atome** contient autant de protons que d'électrons : il est **électriquement neutre** globalement.

C'est la raison pour laquelle le numéro atomique Z s'appelle aussi le nombre de charges.

4. Masse d'un atome

La masse d'un atome est égale à la somme des masses des particules qui le constituent, donc la masse des électrons, des protons et des neutrons.

Ce qui donne : $m_{\text{atome}} = Z.m_{e^-} + Z.m_p + (A-Z).m_n$

Or l'*Activité 3* nous a permis de déduire que la masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons puis que la quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau.

On définit alors la **masse approchée de l'atome** qui est égale à la masse de son noyau, soit :

$$m \approx Z.m_p + (A-Z).m_n$$

On peut même écrire : $m \approx A.m_p = A.m_n$,

si on exprime les masses des nucléons avec 3 chiffres significatifs car, dans ce cas, $m_n \approx m_p$.

Résumé

L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons en mouvement autour du noyau. Il est électriquement neutre.

L'atome a une structure lacunaire, constitué par un noyau très petit, entouré d'un espace important et presque vide, le noyau étant chargé d'électricité positive.

Les nucléons sont les particules qui peuplent le noyau : ce sont les protons et les neutrons.

La masse d'un neutron est sensiblement égale à celle d'un proton.

La quasi totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau (plus de 99,97 %).

Le numéro atomique Z (ou nombre de charge) d'un noyau est égal au nombre de protons qu'il contient.

Le nombre de nucléons d'un noyau est A . On l'appelle aussi nombre de masse.

Le noyau de l'atome est symbolisé par : ${}^A_Z X$

C

Corrigés des activités

- Activité 1**
- ❶ Si l'atome était une sphère pleine, aucune particule α . ne traverserait la feuille d'or.
 - ❷ Le texte dit « Au centre de l'écran, sur la trajectoire initiale du faisceau de particules α , se trouve une tache lumineuse, brillante et très intense. ». On en déduit que la majorité des particules α . ne sont pas déviées par les atomes de la feuille d'or.
 - ❸ La structure lacunaire de l'atome signifie que l'atome est presque vide (la matière est concentrée en son noyau). Les résultats de cette expérience le confirment car si la majeure partie des particules α . n'ont pas été déviées par les atomes d'or, cela signifie qu'ils n'ont rencontré, au cours de la traversée, aucune matière.
 - ❹ Le fait d'utiliser une mince feuille d'or permet de limiter les « couches » d'atomes et donc de trouver le résultat expérimental décrit dans le texte.

Activité 2 Protons et neutrons ont une masse presque égale.

Activité 3

$$\frac{m_{\text{proton}}}{m_{\text{électron}}} = 1,67.10^{-27} / 9,1.10^{-31} = 1836$$

La masse de l'électron est négligeable devant celle du proton.

Activité 4 La quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée en son noyau.

Activité 5 Dans le noyau, seul le proton est chargé électriquement, c'est donc à lui seul qu'est due la charge électrique du noyau.

Charge élémentaire positive et charge élémentaire négative sont opposées en valeur.

Activité 6 L'atome est neutre électriquement donc il contient autant de protons que d'électrons.

Activité 7 $N = A - Z$

Activité 8 ${}^{19}_{9}\text{F}$ $Z = 9$ donc 9 protons et 9 électrons (car l'atome est neutre électriquement).
 $A = 19$ donc 19 nucléons
 et : $N = A - Z = 10$ soit 10 neutrons

Chapitre 2

Les éléments chimiques

- Objectifs**
- Connaître la définition d'un isotope, d'un ion monoatomique ainsi que d'un élément chimique.
 - Savoir que le numéro atomique caractérise l'élément chimique.

1. Les isotopes

On a constaté l'existence des atomes de carbone suivant :



On constate que ces deux atomes, qui portent le même nom, ne sont pas identiques : le second s'appelle le carbone 14 : il est utilisé en archéologie pour dater des objets anciens.

Activité 1 *Donner, pour chaque atome, sa composition.*

Activité 2 *En quoi ces 2 atomes diffèrent-ils ?*

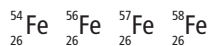
On constate, expérimentalement, que tous les atomes appartenant à un même élément n'ont pas exactement la même masse. On s'est aperçu alors que ces atomes n'avaient pas exactement la même structure. Les atomes appartenant au même élément (ils portent le même nom), possèdent le même numéro atomique Z (c'est-à-dire le même nombre de protons). Par contre, ils diffèrent par le nombre de neutrons.

Retenir

Des atomes sont **isotopes**, s'ils possèdent le même numéro atomique Z , mais s'ils diffèrent par leur nombre de nucléons A , et plus précisément par leur nombre de neutrons.

Activité 3 *Deux atomes isotopes possèdent-ils le même nombre d'électrons ? Justifier la réponse.*

■ **Exemple** isotopes du fer :



Ces atomes appartiennent bien au même élément (le fer) donc ce sont bien des atomes de fer (car ils possèdent le même nombre Z (26) ; par contre, ils diffèrent par leur nombre de nucléons A (et plus précisément, par leur nombre de neutrons). Ces atomes n'ont donc pas tout à fait la même masse.

Activité 4 Calculer le nombre de neutrons de chaque isotope du fer.

Le fer naturel est un mélange de ces isotopes, le fer 56 étant le plus abondant (92%).

On trouve, dans la nature, plus de 300 isotopes différents des divers éléments et on en a créé artificiellement plus de 1500.

3 autres exemples d'isotopes.

Élément	Hydrogène			Carbone			Uranium	
Isotopes	^1_1H	^2_1H	^3_1H	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$	$^{235}_{92}\text{U}$	$^{238}_{92}\text{U}$
Abondance relative(%)	99,985	0,015	traces	98,9	1,10	traces	0,7	99,3
Utilisation		Centrale nucléaire	radioactif datation			radioactif datation	centrale nucléaire	

2. Les ions monoatomiques

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu, un ou plusieurs électrons.

Activité 5 Compléter les phrases :

« Un atome qui gagne un ou plusieurs électrons, est chargé....., c'est donc un..... ».

Un atome qui perd un ou plusieurs électrons, est chargé..... ; c'est donc un..... ».

■ Exemples d'ions monoatomiques :

Sodium Na^+ ; argent Ag^+ ; magnésium Mg^{2+} ; chlorure Cl^- ; sulfure S^{2-} ; oxyde O^{2-} .

Activité 6 Qu'est-ce que représente les signes +, -, 2+, 2- en exposant des ions précédents ?

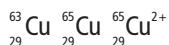
3. L'élément chimique

Les entités chimiques (atome, ion,) possédant le **même numéro atomique** (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même élément chimique.

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.

■ Exemple

les entités chimiques suivantes :



Appartiennent toutes à l'élément cuivre.

4. Corps simples et corps composés

■ Un **corps pur** est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule).
Exemple : l'eau pure H_2O .

■ Un **mélange** est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques.
Exemple : l'eau salée : constituée d'eau H_2O et de sel NaCl .

■ Un **corps pur simple** est un corps pur constitué d'un seul élément chimique.
Exemple : le dioxygène O_2 .

■ Un **corps pur composé** est un corps pur constitué de plusieurs éléments chimiques.
Exemple : l'eau pure H_2O .

Activité 7 *Classer les substances chimiques suivantes dans une des catégories ci-dessus :*

Cu^{2+} ; eau sucrée, diazote, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) ; Cu_2O .

5. Structure électronique d'un atome

5.1. Les couches électroniques

Nous nous sommes intéressés à la structure du noyau de l'atome. Regardons maintenant comment se répartissent les électrons.

Les électrons d'un atome sont liés au noyau par une force d'attraction électrique entre charges de signes opposés. Pour arracher les électrons du noyau, il faut fournir de l'énergie à l'atome. L'expérience montre que certains électrons sont plus faciles à arracher que d'autres, donc tous les électrons d'un atome ne sont pas « identiques » : certains sont plus liés au noyau que d'autres ; l'attraction électrique vis-à-vis du noyau est plus forte. Au cours du XX^e siècle, fut élaboré un modèle de l'atome permettant d'interpréter la formation des ions monoatomiques et des molécules basé sur la répartition des électrons par **couches électroniques**.

Pour chaque couche, on peut définir une distance du noyau (rayon d'un cercle) telle que la probabilité de trouver les électrons de cette couche est maximale. (N'oublions pas le mouvement désordonné et incessant des électrons autour du

noyau nous empêche de savoir où se trouve exactement un électron donné à un instant donné).

On nomme chaque couche par lettre de l'alphabet, telle que :

- K pour la première couche
- L pour la deuxième couche
- M pour la troisième couche
- N pour la quatrième couche (et ainsi de suite)...

Les électrons les plus proches du noyau peuplent la couche K, les électrons plus lointains peuplent la couche L, les électrons encore plus lointain, la couche M ...

5.2. Structure électronique

Dans chaque couche, il y a un nombre maximal d'électrons possible ; si ce nombre est atteint, on dit que la couche est **saturée**.

Couche	K	L	M
Nombre maximal d'électrons	2	8	8

Nous limiterons notre étude aux éléments de numéro atomique Z inférieur ou égal à 20.

La règle de remplissage est la suivante :

la **structure électronique** d'un atome s'obtient en remplissant successivement les couches à partir de la première c'est-à-dire la couche K, puis, lorsqu'elle est saturée, la couche L et ainsi de suite de manière à répartir tous les électrons de l'atome.

A noter que la dernière couche électronique d'un atome est aussi appelée sa **couche externe**, les autres couches étant appelées couches internes. Les électrons peuplant la couche externe sont appelés **électrons périphériques**.

■ Exemple

cas de l'atome de fluor : $^{19}_9\text{F}$

$Z = 9$ donc 9 protons soit 9 électrons pour l'atome neutre. Ce qui donne la répartition électronique :

- 2 électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- 7 électrons dans la couche L (couche **insaturée**)

La structure électronique de l'atome de fluor est alors : $(K)^2 (L)^7$

Activité 8 Donner la structure électronique des atomes :

- sodium Na ($Z = 11$)
- calcium Ca ($Z = 20$)

Puis celle des ions :

- sodium Na^+ ($Z = 11$)
- calcium Ca^{2+} ($Z = 20$)

Résumé

Des atomes sont **isotopes**, s'ils possèdent le même numéro atomique Z , mais s'ils diffèrent par leur nombre de nucléons A .

Un **ion monoatomique** est un atome qui a gagné ou perdu, un ou plusieurs électrons.

Les entités chimiques (atome, ion,) possédant le **même numéro atomique** (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même **élément chimique**.

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.

Un **corps pur simple** est un corps pur constitué d'un seul élément chimique.

Un **corps pur composé** est un corps pur constitué de plusieurs éléments chimiques.

Les électrons de l'atome se répartissent par **couches électroniques**.

- K pour la première couche
- L pour la deuxième couche
- M pour la troisième couche
- N pour la quatrième couche et ainsi de suite...

La **structure électronique** d'un atome s'obtient en remplissant successivement les couches en commençant par la première c'est-à-dire la couche K, puis lorsqu'elle est saturée, la couche L et ainsi de suite de manière à répartir tous les électrons de l'atome.



Corrigé des activités

- Activité 1** Atome de carbone 12 :
 $Z = 6$ protons donc 6 électrons et $(12-6) = 6$ neutrons.
 Atome de carbone 14 :
 $Z = 6$ protons donc 6 électrons et $(14-6) = 8$ neutrons.
- Activité 2** Ces atomes n'ont pas le même nombre de masse A et plus précisément, différent par leur nombre de neutrons.
- Activité 3** Deux atomes isotopes possèdent le même nombre d'électrons puisqu'ils possèdent le même nombre de protons. (l'atome est neutre, donc le nombre de protons est égal au nombre d'électrons).
- Activité 4** ${}^{54}_{26}\text{Fe} : N = A - Z = 54 - 26 = 28$
 ${}^{56}_{26}\text{Fe} : N = 56 - 26 = 30$
 ${}^{57}_{26}\text{Fe} : N = 31$
 ${}^{58}_{26}\text{Fe} : N = 32$
- Activité 5** Un atome qui gagne un ou plusieurs électrons est chargé **négativement**, c'est donc un **anion** (en effet, l'atome a gagné 1 ou plusieurs charges électriques négatives).
 Un atome qui perd un ou plusieurs électrons est chargé **positivement**, c'est donc un **cation** (en effet, l'atome a perdu 1 ou plusieurs charges négatives, il devient donc chargé positivement).
- Activité 6** Les signes représentent le nombre de **charges électriques élémentaires** (positives ou négatives) portées par l'ion.
- Activité 7** Corps pur simple : Cu^{2+} ; diazote,
 Corps pur composé : Cu_2O .
 Mélange : eau sucrée ; solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH
- Activité 8** $\text{Na} : (K)^2 (L)^8 (M)^1$
 $\text{Ca} : (K)^2 (L)^8 (M)^8 (N)^2$
 $\text{Na}^+ : (K)^2 (L)^8$
 $\text{Ca}^{2+} : (K)^2 (L)^8 (M)^8$

Chapitre 3

Les molécules

Objectifs

- Connaître les règles du duet et de l'octet et savoir les appliquer pour rendre compte des charges des ions monoatomiques existant dans la nature.
- Donner la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- Représenter des formules développées et semi – développées compatibles avec les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples.
- Connaître la notion d'isomérie.
- Savoir qu'à une formule brute peuvent correspondre plusieurs formules semi-développées différentes.

1. Les règles du duet et de l'octet

1.1. Stabilité des gaz nobles

Activité 1 *Donner la structure électronique des gaz rares :*

${}_2\text{He}$; ${}_{10}\text{Ne}$; ${}_{18}\text{Ar}$

Quels est le nom de chacun de ces éléments ?

On constate que chacun de ces éléments a sa couche externe saturée ce qui explique leur quasi-absence de réactivité (inertie chimique) : ils ne participent que très rarement à des réactions chimiques.

De tous les éléments, les gaz nobles (ou rares) sont **stables à l'état d'atome isolé** car leur couche externe est **saturée**. Seuls les atomes de gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr...) présentent une certaine inertie chimique, ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaires de température et de pression. Cela signifie que tous les autres éléments sont **instables à l'état d'atomes isolés** ; en effet, leur couche externe n'est pas saturée.

L'étude des réactions chimiques montre que ces éléments évoluent vers l'état de stabilité chimique qui correspond à la saturation de leur dernière couche d'électrons, ce qui revient, pour eux, à acquérir la structure électronique du gaz rare de numéro atomique le plus proche.

*soit 2 électrons ou un « duet » d'électrons pour les atomes de numéro atomique proche de celui de l'hélium.

*soit 8 électrons ou un « octet » d'électrons pour les autres atomes.

Ce sont les règles du duet et de l'octet que l'on peut écrire.

1.2. Énoncé des règles

Les atomes autres que les gaz inertes (ou gaz nobles), évoluent chimiquement de façon à acquérir la structure électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche, c'est-à-dire à saturer leur couche externe :

- par formation d'ions monoatomiques
- par formation de molécules.

Ces règles concernent donc les **électrons des couches externes** des atomes. Nous allons voir plus loin que seuls ces électrons sont engagés lors de la formation des ions et des molécules.

En adoptant la structure électronique d'un gaz noble, l'élément chimique ne se transforme pas en un autre élément car son numéro atomique Z reste identique ; seul le nombre d'électrons varie.

Un élément tend vers la structure électronique du gaz noble le plus proche car il est plus facile pour lui de gagner ou perdre un petit nombre d'électrons qu'un grand nombre.

1.3. Application aux ions monoatomiques stables

L'atome de sodium Na de structure électronique $(K)^2 (L)^8 (M)^1$, non stable car couche externe M non saturée, ne peut exister seul.

Soit il forme des liaisons avec d'autres atomes (c'est le cas dans le métal de sodium Na), ou il s'ionise sous forme Na^+ .

Pourquoi Na^+ et pas Na^- ?

En vertu de la règle de l'octet, l'atome Na a tendance à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche, soit le néon $_{10}\text{Ne}$ ce qui se produira s'il perd 1 électron et se « transforme » en ions Na^+ stable car la couche externe (saturée) de l'ion est la couche L : $(K)^2 (L)^8$.

Activité 2 *En suivant le même raisonnement pour l'atome de chlore $_{17}\text{Cl}$, justifier l'existence de l'ion monoatomique Cl^- .*

Nous comprenons mieux, maintenant, pourquoi le chlorure de sodium NaCl (sel de cuisine) (constitué d'ions sodium et chlorure) existe.

Les éléments de numéro atomique compris entre 3 et 20 ne forment qu'un seul type d'ion monoatomique ; on peut prévoir la charge portée par celui-ci en appliquant les règles du duet ou de l'octet.

2. Formules développée et semi-développée d'une molécule

Une **molécule** est une **association** électriquement neutre d'**atomes**.

Dans la formule brute d'une molécule, on indique le nombre d'atomes de chaque élément en indice à droite du symbole. L'absence d'indice équivaut à 1.

- Activité 3**
- La formule brute de la molécule d'eau est H_2O . Indiquer le nombre d'atomes de chaque élément de cette molécule.
 - Même question pour la molécule de dioxyde de carbone CO_2 et la molécule d'éthanol : C_2H_6O .

2.1. Liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun d'un doublet d'électrons par deux atomes, chaque atome apportant 1 électron.

Les deux électrons de la liaison covalente forment un doublet liant.

Un doublet liant est représenté par un tiret entre les deux atomes.

Liaison covalente entre les atomes A et B : A — B

Activité 4 Compléter la phrase :

« La formation d'une liaison de covalence entre deux atomes donne, à chaque atome, électron(s) supplémentaire(s) sur sa couche externe. »

Dans la molécule AB **chaque atome a gagné un électron**. Les deux électrons appartiennent à la fois à A et à B.

Le nombre de liaisons covalentes n établi par un atome est égal au **nombre d'électrons manquant** sur sa couche externe pour obéir aux règles du duet ou de l'octet.

Dans les modèles moléculaires, les atomes sont représentés **conventionnellement** par des boules de couleur. A chaque **élément chimique** correspond une couleur:

Élément	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre	Chlore
Couleur	Blanc	Noir	Bleu	Rouge	Jaune	Vert

Les **liaisons** entre atomes sont matérialisées par des **tiges**.

Activité 5

a. *Faire un tableau avec les lignes suivantes: le nom, le symbole, le numéro atomique Z , la structure électronique, et le nombre d'électrons sur la couche externe, des atomes suivants placés en colonnes:*

H ($Z=1$), C ($Z=6$), N ($Z=7$), O ($Z=8$), S ($Z=16$) et Cl ($Z=17$).

b. *Ajouter au tableau précédent une ligne indiquant le nombre d'électrons manquant sur la couche externe de l'atome pour obéir aux règles du duet ou de l'octet.*

c. *Ajouter au tableau précédent une ligne indiquant le nombre de liaisons covalentes noté n .*

Pour satisfaire à la règle de l'octet, certains atomes sont liés entre eux par **plus d'un doublet liant** : ce sont des **liaisons multiples** : **doubles** (deux tirets) ou $A=B$ **triples** (trois tirets) $A\equiv B$.

2.2. Formules développée et semi-développée d'une molécule :

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre d'atomes qui la constituent.
- La **formule développée** d'une molécule précise l'ordre dans lequel les atomes sont liés les uns aux autres en schématisant les liaisons covalentes (doublets liants).
- La **formule semi-développée** simplifie l'écriture en ne représentant pas les liaisons concernant les atomes d'hydrogène de la molécule.

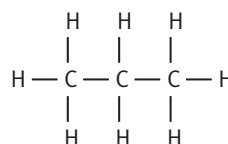
■ Exemple

La molécule de propane :

Formule brute : C_3H_8

Formule semi-développée : $H_3C-CH_2-CH_3$

Formule développée :



Remarque

Formules développées et semi-développées sont des représentations planes des molécules et ce, même si la plupart des molécules sont tridimensionnelles.

2.3. Comment déterminer la formule développée (ou semi-développée) d'une molécule à partir de sa formule brute ?

- A partir des **numéros atomiques**, écrire la **structure électronique** de tous les éléments chimiques contenus dans la molécule.
- En déduire le **nombre de liaisons covalentes** que doit former chaque atome pour respecter **la règle du duet ou de l'octet**.
- Chercher alors la (ou une) formule développée ou semi-développée.

Prenons l'exemple de la molécule d'eau. Des études expérimentales montrent que la molécule est formée de deux atomes d'hydrogène et de un atome d'oxygène. On représente ainsi la formule de l'eau :

Formule brute de l'eau : H_2O .

- la molécule est constituée de 2 éléments : oxygène O : (K)² (L)⁶ et hydrogène H : (K)¹.
- l'atome d'oxygène contient donc $n_e = 6$ électrons et l'atome d'hydrogène 1 électron dans leur couche externe. Donc l'oxygène forme 2 liaisons et chaque hydrogène 1 seule liaison.
- La formule développée de la molécule d'eau est alors : H-O-H.

Activité 7 *En utilisant la méthode illustrée ci-dessus, établir la formule développée des molécules :*

- Dihydrogène H_2
- Dichlore Cl_2
- Chlorure d'hydrogène HCl
- Ammoniac NH_3
- Le méthane CH_4

Dans tous ces exemples, les atomes ne forment entre eux qu'une seule liaison de covalence.

Dans les exemples qui vont suivre, il faut envisager l'existence de plusieurs liaisons entre certains atomes ; ce sont des liaisons multiples :

- 2 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison double** (ou double liaison).
- 3 liaisons entre 2 atomes est appelée **liaison triple** (ou triple liaison).

Dans la formule développée de la molécule, on place alors les tirets (représentant les liaisons) les uns au dessus des autres.

Activité 8 *Donner la formule développée des molécules suivantes :*

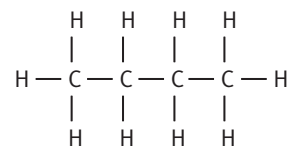
- dioxygène O_2
- l'éthène C_2H_4
- dioxyde de carbone CO_2

On remarquera que l'éthène est une molécule plane.

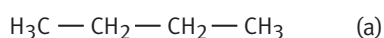
3. Notion d'isomérisation

Étudions le cas de la molécule de butane (utilisé comme moyen de chauffage, en bouteille) de formule C_4H_{10} .

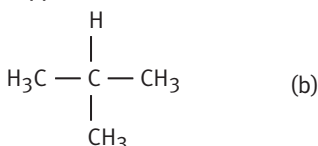
On en déduit une formule développée :



On peut aussi représenter sa formule semi-développée dans laquelle les liaisons C-H ne sont pas représentées, soit :



On constate, de plus, qu'il y a plusieurs façons de placer les atomes les uns par rapport aux autres :



Les molécules (a) et (b) ont la même formule brute (C_4H_{10}), mais un enchaînement d'atomes différent (formule développée ou semi-développée différente) ; ce ne sont donc pas les mêmes molécules ; on dit que ce sont, entre elles, des **isomères**.

Activité 9 Trouver les formules semi-développées des différents isomères de formule brute C_2H_6O .

Des isomères ont même formule brute mais des enchaînements d'atomes différents.

Résumé

Les gaz rares sont inertes chimiquement parce qu'ils possèdent deux électrons (pour l'hélium) ou huit électrons (pour les autres) sur leur couche électronique externe.

Au cours de réactions chimiques, on constate que les autres atomes du tableau périodique des éléments cherchent à acquérir cette configuration externe stable à deux (règle du « duet ») ou huit électrons (règle de l'octet). Ils peuvent s'associer entre eux par des liaisons covalentes pour former des molécules.

Le nombre de liaisons covalentes établies par un atome est égal au nombre d'électrons à rajouter sur sa couche externe pour obéir aux règles du duet et de l'octet.

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre d'atomes qui la constituent.
- La **formule développée** d'une molécule précise l'ordre dans lequel les atomes sont liés les uns aux autres en schématisant les liaisons covalentes (doublets liants).
- La **formule semi-développée** simplifie l'écriture en ne représentant pas les liaisons concernant les atomes d'hydrogène de la molécule.

Des molécules ayant même formule brute sont **isomères** lorsqu'elles ont un enchaînement d'atomes différent.

Corrigé des activités

Activité 1 Hélium ${}_2\text{He}$: $(K)^2$
 Néon ${}_{10}\text{Ne}$: $(K)^2 (L)^8$
 Argon ${}_{18}\text{Ar}$: $(K)^2 (L)^8 (M)^8$

Activité 2 Cl : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$ aura tendance à gagner 1 électron pour acquérir la structure électronique de l'argon et saturer sa couche externe : $(K)^2 (L)^8 (M)^8$: ion Cl^- .

Activité 3 Dans H_2O , se trouvent 2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
 Dans CO_2 , il y a 1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène.
 Dans $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, 2 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

Activité 5 La formation d'une liaison de covalence entre deux atomes donne, à chaque atome, un électron supplémentaire sur sa couche externe.

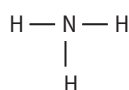
Activités 5 et 6

Nom	Hydrogène	Carbone	Azote	Oxygène	Soufre	Chlore
<i>Symbole</i>	<i>H</i>	<i>C</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>S</i>	<i>Cl</i>
<i>Numéro atomique Z</i>	<i>1</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>	<i>16</i>	<i>17</i>
<i>Structure électronique</i>	$(K)^1$	$(K)^2(L)^4$	$(K)^2(L)^5$	$(K)^2(L)^6$	$(K)^2(L)^8(M)^6$	$(K)^2(L)^8(M)^7$
<i>Nombre d'électrons sur la couche externe</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>6</i>	<i>7</i>
<i>Nombre d'électrons externes manquants</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>1</i>
<i>Nombre de liaisons covalentes</i>	<i>1</i>	<i>4</i>	<i>3</i>	<i>2</i>	<i>2</i>	<i>1</i>

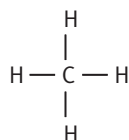
Activité 7

- Dihydrogène H_2 : H-H
- Dichlore Cl_2 : Cl : $K^2L^8M^7$ donc : Cl forme 1 liaison, donc : Cl-Cl
- Chlorure d'hydrogène HCl : H-Cl

- Ammoniac NH_3 :



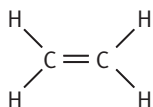
- Méthane CH_4 :



Activité 8 Dioxygène : $\text{O}=\text{O}$

Dioxyde de carbone : $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Ethène :



Activité 9 Chaque atome de carbone possède 4 électrons externes donc forme 4 liaisons covalentes et chaque atome d'hydrogène possède 1 électron externe donc forme 1 liaison covalente.

Ce qui donne les isomères :

$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{H}$ (ethanol) ou : $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ (méthoxyméthane)

Ce sont bien des molécules différentes car leurs propriétés chimiques sont différentes.

Chapitre 4

La classification périodique des éléments chimiques

Objectifs

- ▶ Retrouver la démarche utilisée par Mendeleïev pour établir la classification périodique des éléments et la comparer à la classification actuellement utilisée.
- ▶ En utilisant la classification périodique, retrouver la charge des ions monoatomiques et le nombre de liaisons que peuvent établir les éléments de chacune des familles de la colonne du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du fluor.
- ▶ Représenter des formules développées et semi-développées compatibles avec les règles du duet et de l'octet de quelques molécules simples.

Remarque

Pour que ce cours vous soit pleinement profitable, il vous est recommandé de ne pas consulter de tableau périodique des éléments avant le paragraphe 2.

1. La classification périodique des éléments

Objectifs

- ▶ Tenter de retrouver la démarche utilisée par Mendeleïev en 1869
- ▶ Comprendre les règles qui régissent la classification utilisée de nos jours.

Principe

- ▶ A partir de la fiche d'identité de quelques éléments, classer ceux-ci en fonction de critères de votre choix.
- ▶ Comparer votre classification avec celle de Mendeleïev.
- ▶ Enfin, comparer la classification de Mendeleïev avec la classification actuelle.

1.1. Classer les éléments chimiques comme Mendeleïev

■ Manipulation

Les « cartes d'identité » de 12 éléments sont fournies pages suivantes.

Ce sont des fiches recto-verso.

Elles sont volontairement non classées.

Chaque fiche résume les propriétés connues au XIX^{ème} siècle pour un élément.

Activité 1 *Découper les pages 99 et 100 ; ce sont les doubles des pages 97 et 98. (On peut même découper chaque fiche séparément). Bien lire chaque fiche et classer ces éléments selon deux critères de votre choix.*

■ Compte-rendu

Activité 2 *Placer ces éléments dans un tableau. Expliquer quels sont les critères qui ont guidé votre choix.*

NOM : **POTASSIUM** symbole K

Masse atomique molaire : 39 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple potassium :

Métal blanc argenté mou comme la cire, peu dense.

$T_f = 63,6^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 760^\circ\text{C}$

*s'oxyde rapidement à l'air.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : K_2O ; KCl .

NOM : **HYDROGENE** symbole H

Masse atomique molaire : 1 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple dihydrogène :

Le plus léger des gaz, se liquéfie difficilement, très peu soluble dans l'eau.

$T_f = -260^\circ\text{C}$

$T_{eb} = -253^\circ\text{C}$

*peut réagir de façon explosive avec le dioxygène.

*réagit avec le dichlore, le soufre, le diazote, le carbone.

*réagit avec les oxydes métalliques comme CuO et les oxydes non métalliques comme SO_2 .

Formules de corps composés : H_2O ; HCl .

NOM : **BORE** symbole B

Masse atomique molaire : 11 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple bore :

Solide noir, léger et très dur.

$T_f = 2079^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 2550^\circ\text{C}$

*s'oxyde à température élevée.

*réagit avec l'acide nitrique et l'acide sulfurique bouillants.

*réagit avec le dichlore à chaud.

Formules de corps composés : B_2O_3 ; BCl_3 .

NOM : **LITHIUM** symbole Li

Masse atomique molaire : 7 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple lithium :

Métal blanc argenté mou.

$T_f = 180^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 1342^\circ\text{C}$

*s'oxyde avec différents acides avec formation de dihydrogène.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : Li_2O ; LiCl .

NOM : **BERYLLIUM** symbole Be

Masse atomique molaire : 9 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple béryllium :

Métal blanc brillant, peu dense.

$T_f = 1278^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 2970^\circ\text{C}$

*s'oxyde à l'air avec émission de lumière.

*réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.

*réagit avec une solution d'hydroxyde de sodium concentrée.

Formules de corps composés : BeO ; BeCl_2 .

NOM : **MAGNESIUM** symbole Mg

Masse atomique molaire : 24 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple magnésium :

Métal blanc argenté malléable et ductile.

$T_f = 65^\circ\text{C}$

$T_{eb} = 1107^\circ\text{C}$

*brûle dans le dioxygène avec un vif éclat.

*réagit avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : MgO ; MgCl_2 .



NOM : **ALUMINIUM** symbole Al
 Masse atomique molaire : 27 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple aluminium :
 Métal blanc ; bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.
 $T_f = 660 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 2467 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *s'oxyde à l'air.
 **réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.
 *réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Al_2O_3 ; AlCl_3 .

NOM : **BROME** symbole Br
 Masse atomique molaire : 80 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple dibrome :
 Liquide volatil de couleur rouge sombre.
 $T_f = 7,2 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 58,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaBr ; HBr

NOM : **CHLORE** symbole Cl
 Masse atomique molaire : $35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 Propriétés du corps simple dichlore :
 Gaz verdâtre, peu soluble dans l'eau.
 $T_f = -101 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = -34,6 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaCl ; HCl.

NOM : **SOUFRE** symbole S
 Masse atomique molaire : 32 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple soufre :
 Solide jaune, isolant électrique.
 $T_f = 113 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 445 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène
 *réagit avec le dioxygène.
 *réagit avec le difluor, le dibrome et le dichlore.
 *réagit avec la plupart des métaux.
 Formules de corps composés : SO_2 ; SO_3 ; H_2S .

NOM : **SODIUM** symbole Na
 Masse atomique molaire : 23 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple sodium :
 Métal blanc, argenté et mou.
 $T_f = 97,8 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = 893 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *s'oxyde à l'air.
 *réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 *réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Na_2O ; NaCl.

NOM : **FLUOR** symbole F
 Masse atomique molaire : 19 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple difluor:
 Gaz jaune moins dense que l'air.
 $T_f = -219 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_{eb} = -188 \text{ }^{\circ}\text{C}$
 *réagit avec le dihydrogène.
 *réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 *réagit avec le phosphore blanc.
 *réagit avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 Formules de corps composés : NaF ; HF.

NOM : **POTASSIUM** symbole K

Masse atomique molaire : 39 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple potassium :

Métal blanc argenté mou comme la cire, peu dense.

$T_f = 63,6^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 760^\circ\text{C}$

*s'oxyde rapidement à l'air.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : K_2O ; KCl .

NOM : **HYDROGENE** symbole H

Masse atomique molaire : 1 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple dihydrogène :

Le plus léger des gaz, se liquéfie difficilement, très peu soluble dans l'eau.

$T_f = -260^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -253^\circ\text{C}$

*peut réagir de façon explosive avec le dioxygène.

*réagit avec le dichlore, le soufre, le diazote, le carbone.

*réagit avec les oxydes métalliques comme CuO et les oxydes non métalliques comme SO_2 .

Formules de corps composés : H_2O ; HCl

NOM : **BORE** symbole B

Masse atomique molaire : 11 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple bore :

Solide noir, léger et très dur.

$T_f = 2079^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2550^\circ\text{C}$

*s'oxyde à température élevée.

*réagit avec l'acide nitrique et l'acide sulfurique bouillants.

*réagit avec le dichlore à chaud.

Formules de corps composés : B_2O_3 ; BCl_3 .

NOM : **LITHIUM** symbole Li

Masse atomique molaire : 7 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple lithium :

Métal blanc argenté mou.

$T_f = 180^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 1342^\circ\text{C}$

*s'oxyde avec différents acides avec formation de dihydrogène.

*réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : Li_2O ; LiCl .

NOM : **BERYLLIUM** symbole Be

Masse atomique molaire : 9 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple béryllium :

Métal blanc brillant, peu dense.

$T_f = 1278^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2970^\circ\text{C}$

*s'oxyde à l'air avec émission de lumière.

*réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.

*réagit avec une solution d'hydroxyde de sodium concentrée.

Formules de corps composés : BeO ; BeCl_2 .

NOM : **MAGNESIUM** symbole Mg

Masse atomique molaire : 24 g.mol^{-1}

Propriétés du corps simple magnésium:

Métal blanc argenté malléable et ductile.

$T_f = 651^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 1107^\circ\text{C}$

*brûle dans le dioxygène avec un vif éclat.

*réagit avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec formation de dihydrogène.

*réagit avec le dichlore.

Formules de corps composés : MgO ; MgCl_2 .



NOM : **ALUMINIUM** symbole Al
 Masse atomique molaire : 27 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple aluminium :
 Métal blanc ; bon conducteur de la chaleur et de l'électricité.
 $T_f = 660^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 2467^\circ\text{C}$
 * s'oxyde à l'air.
 ** réagit facilement avec l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique avec dégagement de dihydrogène.
 * réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Al_2O_3 ; AlCl_3 .

NOM : **BROME** symbole Br
 Masse atomique molaire : 80 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple dibrome :
 Liquide volatil de couleur rouge sombre.
 $T_f = 7,2^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 58,8^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaBr ; HBr .

NOM : **CHLORE** symbole Cl
 Masse atomique molaire : $35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 Propriétés du corps simple dichlore :
 Gaz verdâtre, peu soluble dans l'eau.
 $T_f = -101^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -34,6^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux., sauf l'or et le platine.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 Formules de corps composés : NaCl ; HCl .

NOM : **SOUFRE** symbole S
 Masse atomique molaire : 32 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple soufre :
 Solide jaune, isolant électrique.
 $T_f = 113^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 445^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène
 * réagit avec le dioxygène.
 * réagit avec le difluor, le dibrome et le dichlore.
 * réagit avec la plupart des métaux.
 Formules de corps composés : SO_2 ; SO_3 ; H_2S .

NOM : **SODIUM** symbole Na
 Masse atomique molaire : 23 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple sodium :
 Métal blanc, argenté et mou.
 $T_f = 97,8^\circ\text{C}$ $T_{eb} = 893^\circ\text{C}$
 * s'oxyde à l'air.
 * réagit énergiquement avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 * réagit avec le dichlore.
 Formules de corps composés : Na_2O ; NaCl .

NOM : **FLUOR** symbole F
 Masse atomique molaire : 19 g.mol^{-1}
 Propriétés du corps simple difluor :
 Gaz jaune moins dense que l'air.
 $T_f = -219^\circ\text{C}$ $T_{eb} = -188^\circ\text{C}$
 * réagit avec le dihydrogène.
 * réagit avec les métaux, sauf l'or et le platine.
 * réagit avec le phosphore blanc.
 * réagit avec l'eau avec formation de dihydrogène.
 Formules de corps composés : NaF ; HF .

1.2. La démarche de Mendéléïev

Mendeleïev: principes de chimie

Lire le texte puis répondre aux questions de l'Activité 3 :

Édition 1871, traduction française 1897 PARIS

Plusieurs groupes d'éléments semblables sont connus depuis longtemps. L'oxygène, l'azote, le carbone etc. possèdent des analogues qui seront étudiés plus bas. Leur étude nous conduit nécessairement à la question suivante: quelle est la cause de l'analogie et quel est le rapport des groupes d'éléments entre eux ?

Sans avoir de réponses à ces questions, il n'est guère possible de grouper les éléments analogues sans tomber dans des erreurs grossières, attendu que les notions du degré de l'analogie ne sautent pas toujours aux yeux et ne sont pas d'une précision rigoureuse. Ainsi, par exemple, le lithium ressemble sous certains rapports au potassium; par d'autres points, il se rapproche du magnésium; le glucinium ressemble à l'aluminium et au magnésium. Le thallium, comme nous le verrons plus tard, et comme on l'a observé dès sa découverte, ressemble au plomb et au mercure mais possède en même temps une partie des propriétés du lithium et du potassium. Il est certain que, là où nous ne pouvons pas mesurer, il faut bon gré mal gré se borner à faire un rapprochement ou une comparaison basée sur les propriétés les plus évidentes qui sont parfois loin de présenter une précision absolue.

Les éléments ont cependant une propriété exactement mesurable, c'est leur poids atomique. Il est donc tout naturel de chercher une relation entre les propriétés analogues des éléments d'une part et leur poids atomique d'autre part.

Telle est l'idée fondamentale qui oblige à **disposer tous les éléments d'après la grandeur de leur poids atomique**. Cela fait, on remarque immédiatement la répétition des propriétés dans les périodes des éléments.

Les halogènes ont des poids atomiques plus petits que les métaux alcalins et ceux de ces derniers sont également inférieurs à ceux des métaux terreux. C'est pourquoi, **en disposant les éléments d'après la grandeur croissante de leur poids atomique, on obtient une répétition périodique des propriétés**. C'est ce qu'on nomme la **loi périodique** : les propriétés des corps simples X comme les formes et les propriétés des combinaisons, sont en fonction périodique de la grandeur du poids atomique.

Activité 3

- ❶ L'expression « poids atomique » utilisée dans le texte n'est pas celle utilisée de nos jours. Quelle est-elle ?
- ❷ Donner les 2 critères de classement qui ont permis à Mendeleïev d'établir sa Classification.
- ❸ Comparer ces critères avec les vôtres.
- ❹ Faites éventuellement les modifications nécessaires et établissez la bonne classification ;

Lire le corrigé des Activités 1, 2 et 3 puis passer à la suite.

1.3. Comparaison de la classification de Mendeleïev (1869) avec la classification actuelle

On donne la première classification périodique de Mendeleïev (1869) :

I	II	III	IV	V	VI
			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = CO = 59	Pd = 106,6	Os = 199
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197 ?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sb = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sn = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128 ?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118 ?		

Au début de son texte, Mendeleïev, qui avait remarqué les propriétés analogues de certains éléments, se posait la question suivante : « Quelle est la cause de l'analogie et quel est le rapport des groupes d'éléments entre eux ? »

On peut répondre à cette question à l'aide du modèle actuel de l'atome.

Le **numéro atomique Z** et la **structure électronique** des atomes sont les deux critères à partir desquels la classification moderne est construite.

On donne la liste de 10 des 12 éléments précédents, dans l'ordre alphabétique : aluminium $_{13}\text{Al}$, béryllium $_4\text{Be}$, bore $_5\text{B}$, chlore $_{17}\text{Cl}$, fluor $_9\text{F}$, hydrogène $_1\text{H}$, lithium $_3\text{Li}$, magnésium $_{12}\text{Mg}$, potassium $_{19}\text{K}$, sodium $_{11}\text{Na}$

- Activité 4**
- 1 Envisager un classement des éléments par numéro atomique croissant et donner la structure électronique des atomes correspondants.
 - 2 Reprendre le classement précédent et le réorganiser en regroupant sur une même colonne les atomes ayant le même nombre d'électrons dans la couche externe.
 - 3 Quelle remarque peut-on faire sur l'évolution de la structure électronique des éléments d'une même période ?

La classification ainsi obtenue est la classification périodique actuelle.

- 4 Quelle(s) différence(s) éventuelle(s) peut-on constater entre cette classification et celle de Mendéléïev ?
- 5 Que peut-on dire alors du travail effectué par Mendeleïev ?

La principale raison du succès de la classification de Mendéléïev fut de prédire l'existence d'éléments chimiques à l'époque (1869) encore inconnus comme le germanium.

2. Utilisation de la classification périodique

Périodes	Niveau	Colonnes																	
		I	II	(transition)										III	IV	V	VI	VII	VIII
1 ^{ère}	K	¹ H hydrogène 1,0																	² He hélium 4,0
2 ^{ème}	L	³ Li lithium 6,9	⁴ Be béryllium 9,0											⁵ B 10,8 bore	⁶ C 12,0 carbone	⁷ N 14,0 azote	⁸ O 16,0 oxygène	⁹ F 19,0 fluor	¹⁰ Ne 20,1 néon
3 ^{ème}	M	¹¹ Na 23,0 sodium	¹² Mg 24,3 magnésium											¹³ Al 27,0 aluminium	¹⁴ Si 28,1 silicium	¹⁵ P 31,0 phosphore	¹⁶ S 32,1 soufre	¹⁷ Cl 35,5 chlore	¹⁸ Ar 39,9 argon
4 ^{ème}	N	¹⁹ K 39,1 potassium	²⁰ Ca 40,1 calcium	²¹ Sc 45,0 scandium	²² Ti 47,9 titan	²³ V 50,9 vanadium	²⁴ Cr 52,0 chrome	²⁵ Mn 54,9 manganèse	²⁶ Fe 55,8 fer	²⁷ Co 58,9 cobalt	²⁸ Ni 58,7 nickel	²⁹ Cu 63,5 cuivre	³⁰ Zn 65,4 zinc	³¹ Ga 69,7 gallium	³² Ge 72,6 germanium	³³ As 74,9 arsenic	³⁴ Se 79,0 sélénium	³⁵ Br 79,9 brome	³⁶ Kr 83,8 krypton
5 ^{ème}	O	³⁷ Rb 85,5 rubidium	³⁸ Sr 87,6 strontium	³⁹ Y 88,9 yttrium	⁴⁰ Zr 91,2 zirconium	⁴¹ Nb 92,9 niobium	⁴² Mo 98,0 molybdène	⁴³ Tc 98,0 technétium	⁴⁴ Ru 101,7 ruthénium	⁴⁵ Rh 102,9 rhodium	⁴⁶ Pd 105,7 palladium	⁴⁷ Ag 107,9 argent	⁴⁸ Cd 112,4 cadmium	⁴⁹ In 114,8 indium	⁵⁰ Sn 118,7 étain	⁵¹ Sb 121,8 antimoine	⁵² Te 127,6 tellure	⁵³ I 126,9 iode	⁵⁴ Xe 131,3 xénon
6 ^{ème}	P	⁵⁵ Cs 132,9 césium	⁵⁶ Ba 137,3 baryum	⁵⁷ (La) 138,9 lanthane	⁷² Hf 178,5 hafnium	⁷³ Ta 180,9 tantal	⁷⁴ W 183,9 tungstène	⁷⁵ Re 186,3 rhenium	⁷⁶ Os 190,2 osmium	⁷⁷ Ir 193,1 iridium	⁷⁸ Pt 195,1 platine	⁷⁹ Au 197,2 or	⁸⁰ Hg 200,6 mercure	⁸¹ Tl 204,4 thallium	⁸² Pb 207,2 plomb	⁸³ Bi 209,0 bismuth	⁸⁴ Po 210 polonium	⁸⁵ At 210 astate	⁸⁶ Rn 222 radon
7 ^{ème}	Q	⁸⁷ Fr 223 francium	⁸⁸ Ra 226,0 radium	⁸⁹ (Ac) 227 actinium															

2.1. Familles chimiques

- Activité 5**
- 1 A quoi est due l'analogie des propriétés chimiques des éléments d'une même colonne ?
 - 2 A quoi sont liées les propriétés chimiques d'un élément chimique ?

Les éléments d'une même colonne constituent ce que l'on appelle une **famille** d'éléments chimiques.

Il faut savoir localiser :

- la famille des **alcalins** : colonne I;

- Activité 6** Nommer 3 exemples d'alcalins.

- la famille des **halogènes** : colonne VII.

- Activité 7** Nommer 4 exemples d'halogènes.

- la famille des gaz nobles (ou « rares ») : colonne VIII.

Les gaz rares furent découverts à la fin du XIX^{ème} siècle ; aussi, Mendéléïev eut - il des difficultés à les intégrer car il avait construit son tableau en mettant en

rapport le poids atomique des éléments et leurs propriétés. En effet, les gaz rares sont des éléments qui se caractérisent par leur grande inertie chimique (absence de réactivité).

2.2. Formules des molécules usuelles et charges des ions monoatomiques

Revenons sur la famille des métaux alcalins : ces éléments possèdent tous 1 électron de valence.

L'expérience montre que ces éléments sont très réactifs, en particulier avec le dioxygène et l'eau.

Lors de ces réactions les alcalins cèdent leur électron de valence pour donner naissance à des cations porteurs d'une seule charge positive.

Ces éléments respectent alors la règle de l'octet (structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification).

L'élément sodium, par exemple, se trouve sous la forme d'ion Na^+ .

Activité 8 *En partant du même raisonnement, trouver la formule des ions monoatomiques que tendent à donner les éléments de la famille des halogènes (colonne VII).*

Activité 9 *Quel type d'ion monoatomique tend à donner un élément de la colonne III ?*

Quand aux gaz nobles situés sur la colonne VIII, leur couche de valence saturée explique leur absence de réactivité.

D'autre part, un élément comme le carbone, situé sur la colonne IV peut, soit donner, soit gagner 4 électrons pour respecter la règle de l'octet.

L'expérience montre qu'il a tendance à gagner 4 électrons en formant 4 liaisons de covalence (dans des molécules comme CH_4 ou CO_2).

Activité 10 *En partant de la position de l'élément azote dans la classification, justifier son nombre de liaisons dans des molécules comme N_2 ou NH_3 .*

Fiche
TPComparaison des propriétés
chimiques de quelques halogènes

Objectifs

- Montrer par quelques expériences simples, l'analogie des propriétés chimiques des éléments d'une même colonne. La famille prise en exemple est la famille des halogènes (colonne VII) et plus précisément les éléments chlore, brome, et iode).

■ Réfléchir

Activité 11 *Sous quelle forme de corps pur simple trouve-t-on chacun des trois éléments : chlore, brome et iode ?*

■ Réaliser

1. Réaction de l'aluminium avec les dihalogènes

Aux conditions habituelles de température (25°C) et de pression (atmosphérique) :

- le dichlore est gazeux
- le dibrome, liquide,
- le diiode, solide
- l'aluminium Al, solide.

Les dihalogènes sont des produits dangereux, mettre l'aluminium en excès pour les consommer totalement.

On met en présence l'aluminium et un dihalogène, et on obtient les résultats suivants :

Réaction de l'Aluminium avec :	Dichlore	Dibrome	Diiode
Caractéristiques	Vive réaction après chauffage	Vives incandescences	Réaction exothermique après ajout d'un peu d'eau (catalyseur). Dégagement gazeux de vapeurs violettes (I_2)
Produit obtenu	Chlorure d'aluminium $AlCl_3$	Bromure d'aluminium $AlBr_3$	Iodure d'aluminium AlI_3

Activité 12

- Quel récipient choisir pour chaque expérience ?*
- Écrire les équations des trois réactions provoquées.*
- Comparer le comportement des trois dihalogènes.*

2. Caractérisation des ions halogénures :

Les ions halogénures sont les ions monoatomiques des halogènes :

Activité 13 *Donner la formule des ion chlorure, bromure et iodure.*

Dans quatre tubes à essais contenant respectivement environ 2 mL de solution de chlorure de sodium, de bromure de sodium, d'iodure de sodium et de sulfate de sodium, verser quelques gouttes de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$).

On obtient, dans les trois premiers tubes, un précipité blanchâtre ou jaunâtre, tandis qu'aucun résultat visible n'apparaît dans le quatrième tube. Seul le précipité du premier tube noircit à la lumière.

- Activité 14**
- Quel est l'ion commun contenu dans les quatre tubes ? A-t-il réagi pour donner un précipité dans les trois premiers tubes ? Pourquoi ?*
 - En déduire les équations des réactions provoquées dans les trois premiers tubes.*
 - Conclure sur le comportement des ions halogénures avec les ions Ag^+ .*

Résumé

Parmi les nombreuses tentatives de classification des éléments chimiques, la première classification périodique sous forme de tableau a été établie par Mendeleïev en 1869. Les éléments y étaient classés en ligne par numéro atomique croissant et en colonne par propriétés chimiques analogues.

La classification actuelle est bâtie sur les principes suivants :

Les éléments sont classés par numéro atomique croissant dans un tableau de 18 colonnes et tous les atomes des éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons périphériques (électrons de valence).

Les éléments sont classés en **7 périodes** (ou lignes) et en **18 colonnes**.

En conséquence, la Classification traduit le remplissage progressif des couches électroniques ; en effet, lorsqu'on passe d'un élément au suivant, le nombre de charge Z augmente d'une unité donc un électron-supplémentaire apparaît dans la couche externe de l'élément.

La première période correspond aussi au remplissage de la première couche : couche K (il y a deux éléments car remplissage de la couche K à 2 électrons).

La deuxième période correspond au remplissage de la deuxième couche : couche L (8 éléments, 8 électrons dans la deuxième couche) et ainsi de suite.

On commence une nouvelle période chaque fois que la couche externe d'un élément est saturée. Une colonne du tableau regroupe des éléments appartenant à une même **famille**.

Remarque

A partir de $Z = 20$, les règles de remplissage se compliquent. Notre modèle de couches électroniques est trop simple. Il faut faire intervenir des sous-couches, mais ceci n'est pas à notre programme.

Ceci dit, on comprend maintenant pourquoi le tableau périodique possède 18 colonnes, mais, en gardant notre modèle de couches électroniques, nous ne considérerons que les trois premières périodes (c'est-à-dire une classification à **8 colonnes** seulement).

La réactivité chimique d'un élément est due aux électrons périphériques : ils ont des propriétés chimiques voisines. Ils constituent une famille :

- * Les éléments de la famille des alcalins appartiennent tous à la colonne **I**.
- * Les éléments de la famille des halogènes appartiennent tous à colonne **VII**.
- * Les éléments de la famille des gaz rares (nobles) appartiennent à la colonne **VIII**.

Corrigés des activités

Activité 1 Les 2 critères à considérer sont : d'une part, la masse atomique molaire ; d'autre part, les propriétés du corps simple : en effet, on peut remarquer que certains éléments présentent une certaine analogie dans les propriétés (physiques et chimiques).

Activité 2

H				
Li	Be	B		F
Na	Mg	Al	S	Cl
K				Br

La classification peut se faire en considérant sur une même colonne, les éléments présentant une certaine analogie de propriétés :

- Les éléments de la 1^{re} colonne réagissent en particulier avec l'eau avec formation de H_2 , ainsi qu'avec le dichlore. Ils présentent aussi le même type de composés.
- Idem pour les éléments de la 2^e colonne.
- Pour les éléments de la dernière colonne, ils réagissent avec les métaux et avec le phosphore.

Activité 3

- 1 L'expression utilisée de nos jours est : masse atomique.
- 2 Les 2 critères adoptés par Mendéléïev sont : la masse atomique et la périodicité des propriétés.

Activité 4

- 1 ${}_1H : K^1$ ${}_3Li : K^2L^1$ ${}_4Be : K^2L^2$ ${}_5B : K^2L^3$ ${}_9F : K^2L^7$ ${}_{11}Na : K^2L^8M^1$
 ${}_{12}Mg : K^2L^8M^2$ ${}_{13}Al : K^2L^8M^3$ ${}_{17}Cl : K^2L^8M^7$ ${}_{19}K : K^2L^8M^8N^1$
- 2 on peut regrouper les éléments possédant le même nombre d'électrons de valence (couche externe) dans une même colonne :

${}_1H : K^1$			
${}_3Li : K^2L^1$	${}_4Be : K^2L^2$	${}_5B : K^2L^3$	${}_9F : K^2L^7$
${}_{11}Na : K^2L^8M^1$	${}_{12}Mg : K^2L^8M^2$	${}_{13}Al : K^2L^8M^3$	${}_{17}Cl : K^2L^8M^7$
${}_{19}K : K^2L^8M^8N^1$			

3 une période correspond au remplissage d'une couche d'électrons.

- 4 on constate tout d'abord que les 2 classifications présentent une grande ressemblance.

Les principales (petites) différences que l'on peut noter sont :

*inversion ligne – colonne.

*place de l'élément hydrogène.

*inversion de quelques éléments.

*absence des gaz inertes (nobles) dans la classification de Mendéléïev.

- 5 Sans la classification des éléments établie par Mendéléïev, la classification actuelle n'aurait jamais vu le jour.

- Activité 5**
- Des éléments possédant le même nombre d'électrons de valence (dernière couche), présentent des propriétés analogues.
 - Les propriétés chimiques d'un élément sont liées à son nombre d'électrons de valence.

Activité 6 Les éléments lithium, sodium et potassium sont des alcalins.

Activité 7 Les éléments fluor, chlore, brome et iode sont des halogènes.

Activité 8 Les halogènes captent 1 électron pour saturer leur niveau de valence et donner des ions monoatomiques chargé – (comme F^- par exemple).

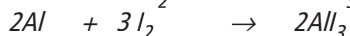
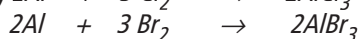
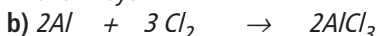
Activité 9 Un élément de la colonne III tend à donner un ion chargé 3+ car ils doivent perdre 3 électrons pour acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche.

Activité 10 L'élément azote est situé sur la colonne V du tableau, il lui manque donc 3 électrons pour saturer son niveau de valence (plus aisé que de perdre 5 électrons). Il formera alors 3 liaisons de covalence.

Activité 11 Ces trois éléments se trouveront donc sous forme de dihalogène car ils forment ainsi la liaison de covalence qu'il leur manque pour saturer leur couche externe, soit respectivement :

Dichlore : $Cl-Cl$ dibrome : $Br-Br$ diiode : $I-I$

Activité 12 a) pour chaque expérience, choisir un récipient **fermé** : ballon à fond plat ou erlenmeyer.



c) Les trois dihalogènes sont un comportement similaire vis-à-vis de l'aluminium.

Activité 13 *Ion chlorure Cl^- (règle de l'octet satisfaite)*
 ion bromure Br^-
 ion iodure I^-
 pour la même raison

Activité 14 a) *L'ion commun contenu dans les quatre tubes est l'ion sodium Na^+ . Il n'a pas réagi car aucune réaction visible n'apparaît dans le quatrième tube.*
 b) *Donc les ions qui réagissent dans les trois premiers tubes sont les ions halogénures : Cl^- , Br^- et I^- avec le cation de la solution de nitrate d'argent soit Ag^+ d'où :*
 $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ *(qui noircit à la lumière)*
 $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$
 $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI}$
 c) *Comportement similaire des ions halogénures avec l'ion Ag^+ .*

La mole : unité de quantité de matière

Objectifs

- Définir et utiliser la mole
- Relier les quantités de matière aux masses

1. La mole, unité de quantité de matière

1.1. Une question d'échelle

En Chimie, les échantillons de matière avec lesquels on travaille sont évalués à partir de leur masse ou de leur volume en fonction de leur état physique (solide, liquide ou gazeux).

Pour mesurer une masse, on utilise une balance, tandis que pour mesurer un volume, on peut utiliser une éprouvette graduée.

Ces mesures se font à notre échelle de dimension ou de poids c'est-à-dire à l'**échelle macroscopique**.

Or, les entités qui constituent la matière (atomes, ions, molécules...) sont de masse ou de volume non mesurables par les instruments cités plus haut. Elles sont d'**échelle microscopique**.

Envisageons l'exemple de la réaction de la poudre de fer sur la poudre de soufre. On obtient, après amorçage de la réaction par chauffage, du sulfure de fer FeS (solide). Soit l'équation-bilan :



A l'échelle microscopique, l'équation de la réaction nous dit qu'un atome de fer réagit sur un atome de soufre pour donner une molécule de sulfure de fer

A l'échelle macroscopique : quand le chimiste réalise cette réaction, il utilise par exemple un mélange de 5g de fer et de 5g de soufre. Il met ainsi en œuvre un très grand nombre d'atomes.

Il existe donc un décalage entre ce que l'on fait et ce que l'on écrit, du à un décalage d'échelle.

1.2. La mole

Pour faire disparaître ce décalage, on va raisonner, non plus sur un atome mais sur un « paquet » d'atomes, soit $1 \times N_A$ atomes.

Ce qui donnera « $1 \times N_A$ atomes de fer réagissent avec $1 \times N_A$ atomes de soufre pour donner $1 \times N_A$ molécules de sulfure de fer ».

Cette valeur symbolisée N_A est appelée une **mole** : elle correspond à un paquet d'entités élémentaires : atomes, ions ou molécules. On parle ainsi de mole d'atomes, mole d'ions ou moles de molécules.

Cette nouvelle unité est ainsi adaptée à notre échelle ; en effet, la masse d'une mole d'atomes est de l'ordre du gramme et non plus de 10^{-24}g .

L'équation bilan de la réaction



signifie alors : une mole de fer réagit sur une mole de soufre pour donner une mole de sulfure de fer.

La mole est l'unité de quantité de matière : elle est définie à partir d'une référence : l'isotope 12 du carbone.

« La mole est la quantité de matière d'une système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes de Carbone dans 12g de carbone 12. »

Des mesures récentes montrent qu'il y a $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de carbones dans 12g de carbone 12. Cette valeur constante de $6,022 \cdot 10^{23}$ est appelée **constante d'Avogadro N_A** . Elle s'exprime en mol^{-1} :

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Remarque

La constante d'Avogadro est un nombre très élevé et difficile à mesurer avec précision c'est-à-dire avec un grand nombre de chiffres significatifs : un calcul approché montre que la production mondiale annuelle de blé est d'environ $1,7 \cdot 10^{16}$ grains. Pour produire une mole de grains, c'est-à-dire $6,02 \cdot 10^{23}$ grains, il faudra 36 millions d'années !

Dans 27g d'aluminium métal, on dénombre $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes d'aluminium. La notion de quantité de matière exprimée en mole, nous permet de dire que l'on a 1 mole d'aluminium dans 27g de ce métal.

1.3. Quantité de matière

La **quantité de matière** désigne le nombre de moles de matière contenues dans un échantillon donné ; elle est symbolisée par **n**.

Ainsi, en considérant un échantillon de matière contenant N entités élémentaires, à chaque fois que l'on a $6,022 \cdot 10^{23}$ entités, on dit que l'on a 1 mole. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N et la quantité de matière n selon :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n ; Quantité de matière (mol.)
 N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1} .)
 N : nombre d'entités (entités).

Cette nouvelle unité (mol.) est bien adaptée à notre échelle.

2. Quantité de matière et masse

2.1. Masse molaire

Comme l'indique son nom, la masse molaire est la masse d'une mole d'entités élémentaires. Elle est notée M et est exprimée en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ou g/mol . La masse molaire va nous permettre de relier quantité de matière et masse.

■ Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. C'est une grandeur caractéristique d'un élément donné. On trouve la masse molaire atomique correspondant à chaque élément dans la classification périodique des éléments ; vous n'avez donc pas à connaître les valeurs numériques, elles sont données dans les exercices.

Ainsi :

$$M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ et } M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Le plus souvent, ce sont des valeurs entières (arrondies) ; pour certains éléments la valeur de M est décimale, par exemple : $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

En effet, la masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes correspondant au mélange naturel c'est-à-dire avec les proportions naturelles de ses différents isotopes.

Ainsi, le chlore possède 2 isotopes : le chlore 35 de masse molaire $35,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et le chlore 37 de masse molaire $37,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Activité 1 *Quelle est l'abondance relative (en %) de chacun des isotopes du chlore ?*

■ Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Comme une molécule est un assemblage d'atomes, la masse molaire moléculaire s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes qui constituent cette molécule.

■ Exemple

la masse molaire de l'eau H_2O :

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = M_{\text{H}} + M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Activité 2 *Calculer la masse molaire de :*

- L'ammoniac NH_3
- Le dioxyde de carbone CO_2
- L'éthène C_2H_4
- L'éthane C_2H_6
- L'acide sulfurique H_2SO_4

On donne les masses molaires atomiques :

Elément	H	C	N	O	S
Masse molaire M (g.mol ⁻¹)	1	12	14	16	32

■ Masse molaire ionique

La masse molaire ionique est la masse d'une mole d'ions. On peut négliger la masse des électrons devant la masse du noyau de l'atome ; la masse molaire d'un ion se calcule sans tenir compte de la masse des électrons gagnés ou perdus.

■ Exemple

$$M_{\text{Na}^+} \approx M_{\text{Na}} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{SO}_4^{2-}} \approx M_{\text{SO}_4} = M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 96 \text{ g.mol}^{-1}$$

Activité 3 Calculer la masse molaire des ions :

- K^+
- Cl^-
- PO_4^{3-}

Données :

$$M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{P}} = 31 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{K}} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$$

2.2 Relation entre quantité de matière et masse.

D'après la définition de la masse molaire, on a la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière (mol)

m : masse (g)

M : masse molaire (g.mol⁻¹)

Exemple : dans 100g d'eau, quelle quantité de matière ? ($M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$)

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100}{18} = 5,55 \text{ mol.}$$

Activité 4 a) Calculer la quantité de matière contenue dans :

1,6 g de méthane CH_4

1,7 g d'ammoniac NH_3

4,4 g de dioxyde de carbone CO_2

b) Quelle masse est contenue dans :

0,2 mole d'éthane C_2H_6

2,5 moles d'acide sulfurique H_2SO_4

Données : voir Activité 2.

Résumé

La mole est l'unité de quantité de matière. Elle permet au chimiste de passer de l'échelle microscopique (atome, molécule) à l'échelle macroscopique (la nôtre). Une mole d'entités chimiques correspond à un paquet d'entités contenant $6,02 \cdot 10^{23}$ entités. Ce nombre, noté N_A est appelé constante d'Avogadro ; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

La quantité de matière désigne le nombre de moles de matière contenues dans un échantillon donné ; elle est symbolisée par la lettre n .

Ainsi, en considérant un échantillon de matière contenant N entités élémentaires, à chaque fois que l'on a $6,02 \cdot 10^{23}$ entités, on dit que l'on a 1 mole d'entités. Il y a donc proportionnalité entre le nombre N et la quantité de matière n selon :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : quantité de matière (mol.)

N_A : constante d'Avogadro (mol^{-1})

N : nombre d'entités (sans unité)

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Elle est notée M et est exprimée en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle s'exprime aussi par le symbole M . elle se calcule en additionnant les masses molaires atomiques de chacun des atomes constituant cette molécule.

La relation entre quantité de matière et masse est :

$$m = n \times M$$

m : masse de l'échantillon (g)

n : quantité de matière (mol.)

M : masse molaire du corps pur ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).



Corrigés des activités

Activité 1 On peut poser deux équations à deux inconnues :
 x : % de ^{35}Cl
 y : % de ^{37}Cl
 $x \cdot M_{^{35}\text{Cl}} + y \cdot M_{^{37}\text{Cl}} = 35,5 \cdot 100$ (1)
 $x + y = 100$ (2)
 soit :
 $35x + 37y = 3550$ (1)
 $x + y = 100$ (2)
 (2) : $y = 100 - x$
 (1) : $35x + 37(100 - x) = 3550$ soit $35x + 3700 - 37x = 3550$
 $-2x = -150$ soit $x = 75$ donc $y = 25$
 Soit 25 % de ^{37}Cl et 75 % de ^{35}Cl

Activité 2

- $-M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3M_{\text{H}} = 14 + 3 = 17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{C}_2\text{H}_4} = 2M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} = 2 \times 12 + 4 \times 1 = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 2M_{\text{C}} + 6M_{\text{H}} = 2 \times 12 + 6 \times 1 = 30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $-M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Activité 3

- $M_{\text{K}^+} \approx M_{\text{K}} = 39 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_{\text{Cl}^-} \approx M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M_{\text{PO}_4^{3-}} \approx M_{\text{PO}_4} = M_{\text{P}} + 4M_{\text{O}} = 31 + 4 \times 16 = 95 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Activité 4

- $n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{1,6}{16} = 0,1 \text{ mol}$
- $n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{1,7}{17} = 0,1 \text{ mol}$
- $n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ mol}$
- $m_{\text{C}_2\text{H}_6} = n_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot M_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0,2 \times 30 = 6 \text{ g}$
- $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,5 \times 98 = 245 \text{ g}$

Chapitre 6

Les solutions aqueuses

Objectifs

- ▶ Préparer une solution par dissolution d'une espèce moléculaire dans l'eau.
- ▶ Elaborer un protocole de dilution.
- ▶ Trouver l'ordre de grandeur de la concentration d'une solution colorée, à l'aide d'une échelle de teintes.
- ▶ Savoir prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée en utilisant une balance, une éprouvette graduée ou une burette graduée.
- ▶ Réaliser la dissolution d'une espèce moléculaire.
- ▶ Réaliser la dilution d'une solution en utilisant la verrerie de base (pipette graduée ou jaugée, poire à pipette, burette, fiole jaugée).
- ▶ Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.
- ▶ Connaître l'expression de la concentration moléculaire d'une espèce moléculaire dissoute et savoir l'utiliser.
- ▶ Connaître et utiliser une échelle de teintes.

1. Les solutions

Dans un bécher contenant de l'eau distillée, introduisons une pointe de spatule de cristaux de sucre (saccharose) et agitons le tube.

Les cristaux semblent disparaître dans la solution. Ils se sont **dissous**.

Nous avons préparé une solution aqueuse de saccharose.

La quantité d'eau est très supérieure à celle du saccharose ; ainsi, l'eau constitue-t-elle le solvant et le glucose, le soluté.

Le **solvant** est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.

Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.

Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution** (**aqueuse** si le solvant est l'eau).

2. Dissolution d'une espèce moléculaire :

En gardant l'exemple du saccharose de formule $C_{12}H_{22}O_{11}$ qui est un solide moléculaire (constitué de molécules), on obtient alors une solution aqueuse contenant des molécules dissoutes $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Des cristaux de saccharose sont constitués par un empilement de molécules $C_{12}H_{22}O_{11}$ liées les unes aux autres.

Lors de leur dissolution dans l'eau, ces liaisons sont rompues, provoquant la libération des molécules dans l'eau.

Comment préparer une solution aqueuse par dissolution d'un composé solide ?

Objectifs ► procéder à la fabrication de 100 mL de solution aqueuse de glucose à $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ en glucose.

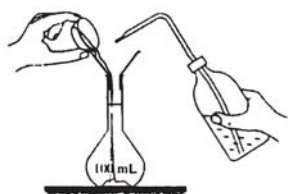


Fig.1

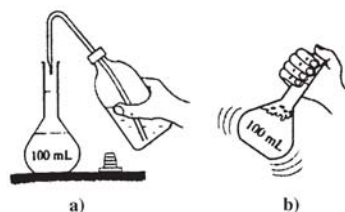


fig.2

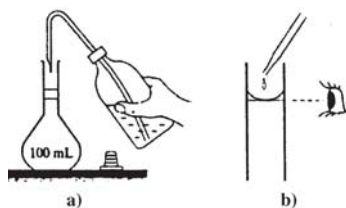


Fig.3

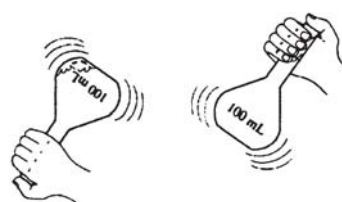


fig.4

Le solide pesé (et placé dans une capsule) est introduit dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir (à solide). Puis on rince la capsule et l'entonnoir avec de l'eau distillée (**fig. 1**).

On remplit la fiole aux $\frac{3}{4}$ environ avec de l'eau distillée et, après l'avoir bouchée, on l'agite pour favoriser la dissolution du solide (**fig.2**).

Lorsque le mélange est homogène, on complète avec de l'eau distillée, avec la pissette d'eau au début, puis à l'aide d'une pipette simple pour terminer au trait de jauge (**fig.3**).

On rebouche la fiole puis on la retourne plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution (**fig.4**).

3. Concentration d'une espèce dissoute

La **concentration molaire** (appelée aussi concentration) d'une espèce A dissoute dans un volume V de solution est notée : [A].

Elle est égale au quotient de la quantité de matière de A dissous par le volume V de solution :

$$[A] = \frac{n}{V}$$

[A] en mol.L⁻¹ ou mol/L

n en mol.

V en L

La **concentration massique** C d'une solution (en g.L⁻¹ ou : g/L) est égale au rapport de la masse m (en g) de soluté dissout par le volume V (en L) de solution :

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

La relation entre concentration massique C (g.L⁻¹) et concentration molaire [A] (mol.L⁻¹) d'un soluté A de masse molaire M_A (en g.mol⁻¹) est :

$$C = \frac{m}{V} = \frac{n_A \cdot M_A}{V} = [A] \cdot M_A$$

Remarque

dans la vie courante, on donne souvent la concentration massique d'une solution.

- Activité 1**
- On dissout 17,1 g de sucre dans de l'eau de façon à obtenir 50,0 mL de solution d'eau sucrée.
Quelle est la concentration (molaire) du saccharose dans cette solution ?
Donnée : Masse molaire du saccharose (C₁₂H₂₂O₁₁) : 342 g.mol⁻¹.
 - On désire fabriquer 100 mL de solution d'eau sucrée à 0,100 mol.L⁻¹.
Quelle masse de cristaux de saccharose doit-on dissoudre ?

4. Dilution d'une solution aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**.

La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille (solution diluée)**.

Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_i = n_f$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes : V_i : volume de solution-mère à prélever et V_f : volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

Activité 2 *On dispose de 100 mL de solution aqueuse de diiode I_2 de concentration $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Quel volume de solution-mère utiliser pour procéder à la fabrication de 50,0 mL de solution diluée de diiode de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?*

Fiche
TP

Comment préparer une solution par dilution ?

Objectifs ► fabrication de la solution aqueuse diluée de diode de l'activité 2.

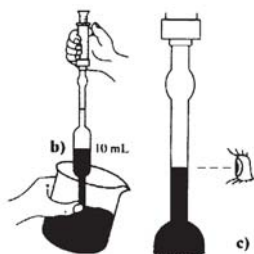


Fig.1

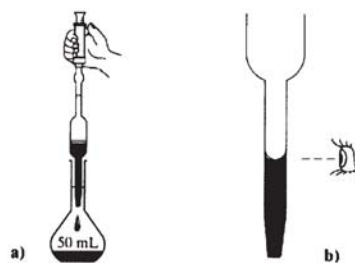


Fig.2



fig.3

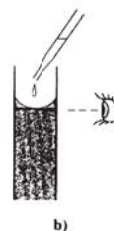
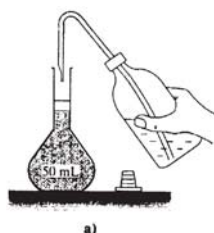


fig.4

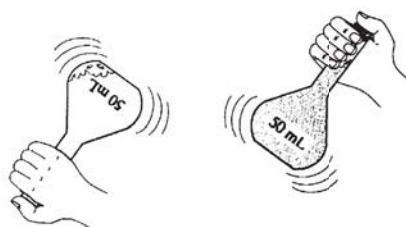


fig.5

On prélève 5,0 mL de solution-mère à l'aide d'une pipette jaugée à un ou deux traits de 5,0 mL et munie d'une propipette (**fig.1**).

On introduit la solution prélevée dans une fiole jaugée de 50 mL (**fig.2**).

On remplit aux $\frac{3}{4}$ la fiole par de l'eau distillée et, après l'avoir bouchée, on agite pour favoriser la dilution (**fig.3**).

Lorsque le mélange est homogène, on complète avec de l'eau distillée, avec la pissette d'eau au début, puis à l'aide d'une pipette simple pour terminer au trait de jauge (**fig.4**).

On Rebouche la fiole puis on la retourne plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution (**fig.5**).

On se propose de fabriquer des solutions diluées dans un volume tel qu'on puisse remplir une des fioles jaugées mises à disposition.

Vous travaillez pour un laboratoire de Chimie industrielle. Votre chef de service vous demande de réaliser les solutions aqueuses de diiode de concentrations :

- $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

pour cela, vous disposez de **40** mL de solution-mère de diiode $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Vous disposez aussi du matériel suivant :

- Pipettes jaugées de : 2 mL, 5 mL, 10 mL, 20 mL.
- Poire à pipette.
- Burette graduée de 25 mL.
- Fioles jaugées de : 50 mL, 100 mL, 250 mL, 500 mL.
- Tubes à essais dans un porte - tube.
- Eau permutée.

Activité 3 Pour chacune des dilutions effectuées, indiquer les récipients utilisés et calculer :

Concentration demandée	$1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
• Le volume de solution diluée voulu (mL).			
• Le volume de solution-mère prélevé (mL).			

Indication : n'oubliez pas que de procéder à ces fabrications en tenant compte du volume de solution-mère de départ, ainsi que du matériel disponible dont la liste est indiquée ci-dessus.

5. Échelle de teintes

2 solutions contenant la même espèce chimique colorante à la même concentration auront la même teinte si elles sont observées dans les mêmes conditions (même récipient, même éclairage).

La couleur de la solution dépendra alors seulement de la concentration de la solution.

Une échelle de teintes est un ensemble de plusieurs solutions contenant la même espèce colorante mais à des concentrations différentes.

On utilise une **échelle de teintes** pour évaluer approximativement la concentration inconnue d'une solution de cette espèce par comparaison de couleur.

Résumé

Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances. Le **soluté** est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant. Le **solvant** est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).

Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé **solution** (**aqueuse** si le solvant est l'eau).

- **Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide.**

- **Préparation d'une solution par dilution**

Le calcul numérique relatif à une dilution est basé sur la conservation de la matière :

$$\text{soit : } C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

avec n : quantité de matière ; V : volume et C : concentration

i : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

f : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes : V_i : volume de solution – mère à prélever et V_f : volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

Une **échelle de teintes** est un ensemble de plusieurs solutions contenant la même espèce colorante mais à des concentrations différentes.



Corrigés des activités

Activité 1 ① La concentration de saccharose dans la solution peut s'exprimer par :

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] = \frac{n_{\text{saccharose}}}{V}$$

Le volume V de la solution est de 50,0 mL ; tandis que la quantité de matière n de saccharose est inconnue : il faut la calculer.

Utilisons la relation de définition de n : $n = \frac{m}{M} = 17,1 / 342 = 0,050 \text{ mol}$.

D'où : $[C_6H_{12}O_6] = 0,050 / 0,050 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

(Attention à bien exprimer V en litres.)

② La masse de cristaux à dissoudre peut se calculer par la relation : $m = n \cdot M$.

Or, on ne connaît pas la valeur de la quantité de matière n de saccharose à dissoudre. Par contre, on peut calculer n par :

$$n = [C_{12}H_{22}O_{11}] \times V = 0,100 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}.$$

D'où : $m = 0,01 \cdot 342 = 3,42 \text{ g}$

Activité 2 Il faut utiliser la relation de conservation de la quantité de matière : $n_i = n_f$ soit :

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

La principale difficulté est de faire l'application numérique, c'est-à-dire d'identifier chaque valeur numérique.

La solution diluée est la solution de concentration $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ donc :

$$C_f = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } V_f = 50,0 \text{ mL}.$$

Quant à $C_i = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et V_i est ici l'inconnue.

D'où $V_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 50 / 5,0 \cdot 10^{-2} = 10,0 \text{ mL}$

Activité 3

Concentration demandée	$1,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$4,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$1,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
• Le volume de solution diluée voulu (mL).	Fiole de 50,0	Fiole de 250,0	Fiole de 100(ou 250)
• Le volume de solution-mère prélevé (mL).	Pipette de 10,0	Pipette de 20,0	Pipette de 2(ou 5)

Dans les différents cas envisagés, le volume total ne dépasse pas 40 mL.

Formulation d'un médicament

Objectifs

- ▶ Réviser les connaissances acquises au collège impliquant lecture, observations, classement... ;
- ▶ Proposer une expérience répondant à un objectif précis.
- ▶ Suivre un protocole en respectant les consignes (sécurité, protection de l'environnement).
- ▶ Faire le schéma d'une expérience.
- ▶ Reconnaître, nommer et choisir le matériel nécessaire.
- ▶ Savoir que certaines espèces chimiques proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.
- ▶ Interpréter, discuter et présenter les résultats d'une analyse comparative.
- ▶ Lire l'étiquette, la notice d'un médicament et en extraire l'information utile.
- ▶ Mettre en œuvre un protocole pour montrer qu'une espèce chimique interagit avec le milieu dans lequel elle se trouve.
- ▶ Identifier la présence d'un groupe caractéristique dans une formule développée.

A

Substances naturelles et substances de synthèse

1. Inventaire de quelques substances chimiques :

L'étude sera réalisée à partir d'un produit courant : la pomme.

Activité 1

Prendre une pomme, l'observer, la sentir, la goûter.

Une pomme contient – elle des « substances » chimiques parmi celles proposées dans le tableau suivant ?

Compléter le tableau.

« substance » chimique	Présente ? (oui ou non)	Substance naturelle ou additif ?
Eau		
Colorants		
Graisses		
Acides		
Détergents		
Sucres		
Pesticides		
Arômes		
Hydrocarbures		
Sels minéraux		
Vitamines		

Essayons maintenant de vérifier expérimentalement la présence ou non de certaines de ces substances dans la pomme.

Activité 2 *Quelles expériences simples, vues au collège, permettent de vérifier la présence des espèces chimiques suivantes : eau, sucres, acides et graisses.*

Pour chacune d'elles...

- ▶ élaborer un protocole (une manipulation),
- ▶ dessiner le schéma du montage qu'il faudra réaliser et prévoir les résultats.
- ▶ choisir le matériel et les produits nécessaires à chaque expérience.

Données le matériel et les produits :

- ▶ Des capsules en verre
- ▶ Des béchers
- ▶ Un tube à dégagement
- ▶ Des tubes à essais
- ▶ Un bec bunsen
- ▶ Un ballon
- ▶ Une pince en bois
- ▶ Des pipettes

- ▶ Du papier pH
- ▶ De la liqueur de Fehling
- ▶ Du sulfate de cuivre anhydre
- ▶ Une pomme

2. Espèces chimiques naturelles et espèces chimiques synthétiques :

Un produit naturel comme la pomme contient donc des substances naturelles, mais aussi des substances synthétisées par l'industrie chimique, et que l'homme ajoute au produit pour diverses raisons.

L'homme a aussi tenté de recopier des produits naturels. C'est, par exemple, le cas de l'éponge.

Naturel ou synthétique ? L'éponge

D'après le magazine « Molécules », décembre 1992

L'éponge est le parfait exemple d'un produit naturel recopié et amélioré par l'industrie chimique. Aujourd'hui, 74 millions d'éponges végétales sont consommées en France chaque année.

Deux siècles avant notre ère, les Crétois utilisaient déjà les éponges marines qu'ils pêchaient comme le font encore aujourd'hui les Tunisiens et les Grecs. Celles-ci sont des squelettes d'animaux marins qui filtrent par leurs pores les microsubstances de l'eau de mer.

Après leur collecte, elles sont d'abord trempées dans une solution peu concentrée d'acide chlorhydrique qui élimine le calcaire, puis stérilisées au permanganate de potassium ; elles sont ensuite blanchies par de l'eau oxygénée, traitées avec du thiosulfate de sodium, puis elles subissent de nombreux lavages et retrouvent leur teinte d'origine sous l'action de l'hydrogénocarbonate de sodium. Les éponges marines sont toujours très prisées. Leur excellente capacité d'absorption de l'eau, de l'ordre de trente fois leur masse, les rend très performantes pour les gros lavages. Elles sont également appréciées pour la toilette mais leur production reste limitée.

Au début du siècle, les textiles artificiels fabriqués à partir de la viscose sont en plein essor. Des chercheurs français de ce secteur ont alors l'idée de l'utiliser pour obtenir des éponges artificielles. Un brevet est déposé en 1932 et en 1935 les premières éponges cellulosiques sont commercialisées en France avec grand succès.

Le processus est le suivant : de la pâte de bois est déchiquetée finement, puis imprégnée d'une solution concentrée d'hydroxyde de sodium. Le produit obtenu est soumis à différents traitements, on obtient une pâte contenant entre autre des fibres textiles de renfort et des cristaux de sulfate de sodium qui formeront les futurs trous. Cette pâte est placée dans un moule puis coagulée à la vapeur ou par un procédé électrique. Le sulfate de sodium soluble est éliminé et les trous apparaissent dans la masse. Après le démoulage quelques opérations permettent de régénérer la cellulose qui est essorée, séchée et découpée aux dimensions voulues. Les éponges ainsi obtenues sont capables d'absorber environ 12 fois leur masse d'eau. Le procédé de fabrication des éponges cellulosiques permet d'obtenir des produits variés : par la forme, suivant la configuration des moules et le découpage, par la porosité, selon la quantité et la taille des cristaux insérés dans la pâte, par la texture et la résistance selon les fibres végétales incorporées dans la pâte, enfin par la couleur. Les fabricants, en jouant sur ces différents paramètres proposent une gamme de produits répondant à des usages spécifiques.

Activité 3 Questions à propos des éponges naturelles

- ① Repérer tous les « produits » chimiques concernés par le traitement de l'éponge naturelle.
- ② L'action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire se manifeste par un dégagement gazeux. De quel gaz s'agit-il ? comment peut-on l'identifier ?
- ③ Pourquoi faut-il stériliser l'éponge ?
- ④ Quelles est la principale qualité des éponges marines ?

Activité 4 Questions à propos des éponges cellulósiques

- ① Sous quelle étiquette sont vendues ces éponges ?
- ② Quelles sont les caractéristiques que l'on peut contrôler au cours de la fabrication ?
- ③ Donner le nom de quelques textiles artificiels et de quelques textiles naturels.
- ④ Expliquer pourquoi on privilégie l'utilisation des éponges cellulósiques au détriment des éponges naturelles.

B**Corps et pur mélange**

Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur**.
 Une substance constituée de plusieurs espèces chimiques est un **mélange**.

Activité 5 Classer ces substances parmi les corps purs ou bien les mélanges :
*Lait, eau, jus d'orange, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, acier, fer.***C****Principe actif - Formulation**

Un **médicament** est défini comme étant toute substance ou composition présentée comme possédant des propriétés curatives ou préventives à l'égard des maladies humaines ou animales.

Un médicament contient au moins une espèce chimique ayant des vertus thérapeutiques : c'est le (ou les) **principe actif**.

Exemple le paracétamol est le principe actif contenu dans le médicament : Efferalgan.

Un médicament contient en général d'autres espèces chimiques ; celles-ci sont appelées **excipients**.

Un médicament contenant du paracétamol (principe actif) peut contenir aussi de la povidone, de l'amidon de maïs, de l'acide stéarique... Ce sont les excipients.

Un **médicament princeps** (de référence) est un médicament mis au point par un laboratoire et qui en garde l'exclusivité jusqu'à expiration du brevet. Une fois celui-ci expiré, d'autres laboratoires peuvent utiliser le principe actif et fabriquer des **médicaments génériques** (en général moins chers que le princeps).

On trouve sur l'étiquette d'un médicament les initiales « q.s.p. » qui signifient : quantité suffisante pour.

La **formulation** d'un médicament est sa composition : principe actif + excipients. Celle-ci peut varier d'un médicament à l'autre même si ceux-ci contiennent le même principe actif.

Le rôle des excipients est d'optimiser l'action curative du médicament (en retardant par exemple l'action du principe actif de manière à ce qu'il réagisse dans l'estomac et pas avant) ou faciliter sa mise en forme voire modifier son goût...

La **forme galénique** d'un médicament est la forme physique de présentation : comprimé, gélule, sirop, poudre, suppositoire etc...

L'étiquette d'un médicament contient les informations suivantes : formulation, posologie (informations sur la quantité à prendre ainsi que les dates de prise), précautions d'emploi, effets secondaires (contre-indications).

4

Groupe caractéristique

Un **groupe caractéristique** est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.

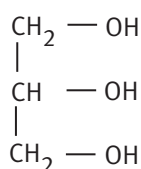
Ce groupe d'atomes confère à la molécule qui le porte des propriétés particulières.

Les principaux groupes caractéristiques sont :

Nom	Alcool	Amine	Carbonyle
Formule développée	— O — H	$\begin{array}{c} \\ \text{— N —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C —} \end{array}$

Nom	Carboxyle	Ester	Amide	Ether-oxyde
Formule développée	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — C —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — N —} \end{array}$	C — O — C

Activité 6 Identifier le(s) groupe(s) caractéristique(s) de la molécule de glycérol :



R

ésumé

Les **substances naturelles** sont, par définition, présentes dans la nature (le sucre extrait de la betterave, le caoutchouc de l'hévéa...).

Comme les ressources sont « épuisables » et les besoins croissants, les laboratoires industriels ont appris à fabriquer des substances synthétiques.

Une **substance synthétique** peut être l'exacte reproduction d'une substance naturelle. Elle en a alors les propriétés mais coûte moins cher et peut être obtenue en plus grande quantité (la vanilline, extraite des gousses de vanille, est aussi synthétisée).

Les chimistes sont allés plus loin : ils ont appris à élaborer des « produits » qui n'existent pas à l'état naturel (les matières plastiques, la plupart des médicaments).

Une substance constituée d'une seule espèce chimique est un **corps pur**.

Une substance constituée de plusieurs espèces chimiques est un **mélange**.

Un médicament contient au moins une espèce chimique ayant des vertus thérapeutiques : c'est le (ou les) **principe actif**.

La **formulation** d'un médicament est sa composition : principe actif + excipients.

Un **groupe caractéristique** est un ensemble d'atomes liés entre eux et dont un au moins n'est pas un atome de carbone.

Nom	Alcool	Amine	Carbonyle
Formule développée	— O — H	$\begin{array}{c} \\ \text{— N —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C —} \end{array}$

Nom	Carboxyle	Ester	Amide	Ether-oxyde
Formule développée	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — O — C —} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{— C — N —} \end{array}$	C — O — C

C

Corrigés des activités

Activité 1

« substance » chimique	Présente ? (oui ou non)	Substance naturelle ou additif ?
Eau	Oui	Naturelle
Colorants	Oui	Naturels
Graisses	Non	
Acides	Oui	Naturels
Détergents	Non	
Sucres	Oui	Naturels
Pesticides	Oui	Additif
Arômes	Oui	Naturels
Hydrocarbures	Non	
Sels minéraux	Oui	Naturels
Vitamines	Oui	Naturelles

Activité 2 On peut vérifier la présence :

- ▶ **Eau** : par le test au sulfate de cuivre anhydre : dans une coupelle contenant quelques cristaux de sulfate de cuivre blanc, on ajoute quelques gouttes de jus de pomme : les cristaux prennent une teinte bleue ;
- ▶ **Acides** : quelques gouttes de jus de pomme sur un morceau de papier pH (initialement jaunâtre) ; il prend une teinte rouge.
- ▶ **Graisses** : absence de tache grasse sur un papier absorbant collé sur un quartier de pomme.
- ▶ **Sucres** : Ajouter de la liqueur de Fehling dans un tube à essais contenant du jus de pomme. Chauffer le mélange. Observer l'apparition d'un précipité rouge brique.

Activité 3

- ① Les « produits » chimiques concernés par le traitement de l'éponge naturelle sont : acide chlorhydrique, permanganate de potassium, eau oxygénée, thiosulfate de sodium et hydrogénocarbonate de sodium.
- ② Le gaz dégagé par l'action de l'acide chlorhydrique sur le calcaire est le dioxyde de carbone CO_2 . On peut le caractériser par l'eau de chaux (le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux).

- ③ L'éponge naturelle peut contenir des microorganismes et autres bactéries nuisibles pour la santé en cas d'ingestion.
- ④ La principale qualité des éponges naturelles est leur excellente capacité d'absorption de l'eau (environ 30 fois leur masse).

Activité 4

- ① Éponges cellulosiques artificielles (ou synthétiques).
- ② Le procédé de fabrication des éponges cellulosiques permet d'obtenir des produits variés : par la forme, suivant la configuration des moules et le découpage, par la porosité, selon la quantité et la taille des cristaux insérés dans la pâte par la texture et la résistance selon les fibres végétales incorporées dans la pâte, enfin par la couleur.
- ③ Textiles naturels : coton, soie. Textiles artificiels : nylon, viscose, polyamide
- ④ On privilégie l'utilisation des éponges cellulosiques, car elles permettent d'obtenir des produits variés par leur forme, leur porosité et leur couleur ; de plus on préserve la population des éponges naturelles.

Activité 5

Corps purs : Eau, fer.

Mélanges : Lait, jus d'orange, solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, acier.

Activité 6

La molécule de glycérol possède le groupe alcool (3 fois).

Objectifs

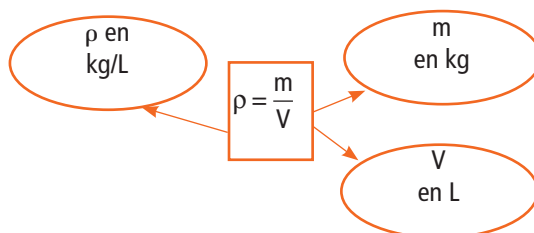
- Interpréter les informations de l'étiquette d'un flacon (risques, sécurité, paramètres physiques) comme une carte d'identité de son contenu ;
- Être conscient des risques lors de la manipulation, en particulier, des solvants organiques ;
- Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité ou de sa masse volumique.
- Reconnaître et nommer la verrerie de laboratoire.
- Savoir utiliser :
 - une ampoule à décanter
 - un dispositif à filtration
 - un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité.
- Mettre en œuvre une technique d'extraction.
- À l'aide d'un tableau de données (températures de changement d'état, solubilités, masses volumiques..), à température donnée et à la pression atmosphérique :
 - prévoir l'état physique d'une espèce chimique.
 - choisir un solvant approprié pour faire une extraction.
 - Prévoir le liquide surnageant dans un système constitué de deux liquides non miscibles.

A

Masse volumique et densité

1. Masse volumique

La masse volumique ρ d'une espèce chimique est le rapport de sa masse m , par son volume V :



La masse volumique s'exprime en kg/m^3 ou en kg/L .

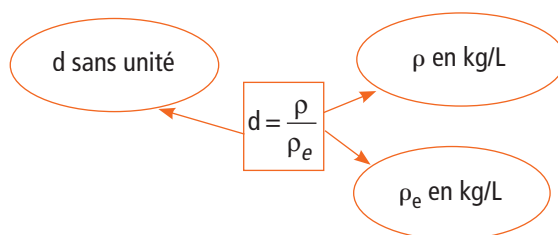
Exemple

la masse volumique de l'eau est de $1000 \text{ kg}/\text{m}^3$ ou $1 \text{ kg}/\text{L}$.

On peut calculer la masse d'un échantillon à partir de la relation : $m = \rho \times V$.

2. Densité

Pour les solides et les liquides, la densité d d'une espèce chimique est le rapport de la masse volumique de cette espèce par la masse volumique ρ_e de l'eau :



Noter que la densité d n'a pas d'unité si on exprime les masses volumiques dans la même unité.

On peut calculer la masse d'un échantillon à partir de la relation :

$$m = d \times \rho_e \times V.$$

Activité 1 Calculer la masse de $1,5 \text{ m}^3$ de dichlorométhane liquide de densité $d = 1,3$.

3. Solubilité

La solubilité s d'une espèce chimique est la masse maximale m de cette espèce que l'on peut dissoudre dans 1 L de solution : $s = \frac{m}{V}$
 s s'exprime en g/L quand m est en g et V en L.

4. Miscibilité de 2 liquides

2 liquides sont **miscibles** s'ils se mélangent c'est-à-dire s'ils ne forment qu'une seule phase.

Sinon, ils forment 2 phases.

Dès l'Antiquité, l'Homme a tenté d'extraire des principes actifs présents naturellement dans les plantes.

Les premières techniques d'extraction étaient l'**infusion** ou la **macération**, puis à partir du X^e siècle fut mis au point la technique d'**hydrodistillation** à l'aide d'alambic.

Un des premiers principes actifs extrait par cette technique fut, vers 1805, la morphine, aux vertus antalgiques, issue du pavot.



Techniques d'extraction d'espèces chimiques

1. Les différentes techniques d'extraction :

a. L'hydrodistillation ou entraînement à la vapeur.

La distillation est l'une des méthodes les plus anciennes d'extraction. Ce procédé ancien est apporté par les Arabes entre le VIII^e et le X^e siècle. Mais le principe était déjà connu des Grecs et des Égyptiens dès le IV^e ou le III^e siècle avant Jésus Christ.

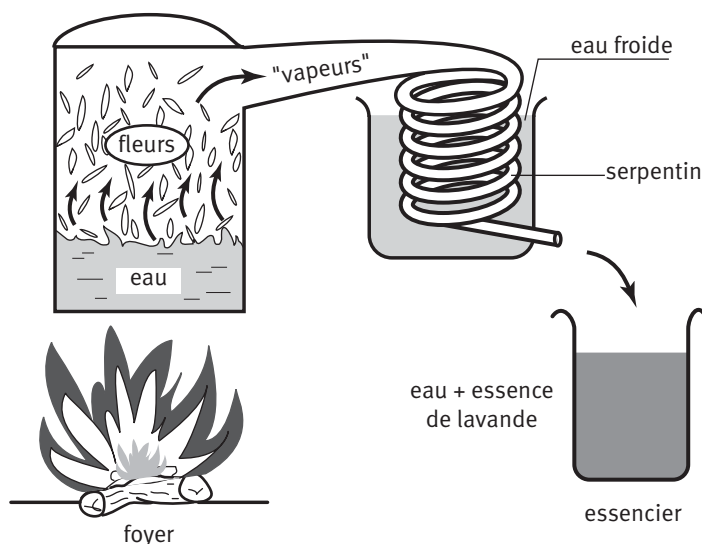
Elle permet d'obtenir les **huiles essentielles** ou **essences**.

Cette technique est utilisée en Chimie des parfums et des principes actifs. Ces espèces chimiques sont extraites à partir de plantes.

Pour extraire ces huiles essentielles, on utilise de la vapeur d'eau. La vapeur d'eau peut en effet entraîner avec elle les huiles essentielles qu'elle enlève aux plantes.

La distillation se fait grâce à des alambics en acier inoxydable de capacité variable (de 500 L à 5000 L environ). Ils sont surmontés d'un tube en col de cygne relié à un serpentin réfrigérant et un vase florentin placé à la sortie de ce serpentin recueille le mélange eau - essence en vue de leur séparation.

Les plantes sont entassées sur un plateau perforé qui empêche tout contact avec l'eau de l'alambic. L'eau portée à son point d'ébullition libère de la vapeur qui s'infiltre à travers la matière première emportant les composés désirés jusqu'au col de cygne. Une fois dans le serpentin réfrigérant, les vapeurs d'eau et d'essence se condensent avant d'être récupérées dans le vase florentin. Les essences, généralement moins denses que l'eau, restent en surface où on les collecte. Cependant, certaines sont plus denses que l'eau et nécessitent l'utilisation d'un réceptacle spécial pour essences lourdes.



Il faut distiller 1000 kg de fleurs d'oranger pour obtenir 1 kg d'essence ou Néroli. 10 000 kg de pétales de roses de Grasse donneront 1 kg d'essence de Rose. 330 kg de feuilles sèches de patchouli, 125 à 175 kg de lavande, 600 kg de géranium, 500 kg de fleurs de camomille fournissent 1 kg d'essence correspondante.

L'essence de lavande, très utilisée en parfumerie, provient de la distillation des fleurs de lavande, plante cultivée principalement dans

les régions méditerranéennes. Sa densité par rapport à l'eau est voisine de 0,90. Les anciens alambics possédaient des chaudières de petite capacité (200 à 500 L) ; mobiles, ils permettaient d'effectuer les distillations sur les lieux mêmes de culture de lavande. À l'aide du schéma ci-dessus représentant un ancien alambic dit « à feu nu », répondre aux questions suivantes :

- Activité 2**
- a) *Quel est le rôle de la vapeur d'eau produite lors du chauffage de la chaudière ?*
 - b) *Quel est le rôle du serpentín ? Pourquoi n'est-il pas constitué par un tube rectiligne ?*
 - c) *Dans quelle partie de l'essencier se trouve l'essence de lavande ? Justifier votre réponse.*

Un montage à entraînement à la vapeur d'eau est constitué par un ballon placé dans un chauffe – ballon, bouché et relié à un réfrigérant à eau.

Un réfrigérant à eau est un tube de verre à 2 conduits : un conduit interne dans lequel passe les vapeurs de distillat qui viennent s'y condenser ; un conduit extérieur dans lequel passe un courant ascendant d'eau du robinet (froide par rapport aux vapeurs internes).

On place un erlenmeyer ou une éprouvette à l'extrémité du réfrigérant.

- Activité 3**
- a) *En vous aidant de la feuille de verrerie à la fin du cours, schématiser un montage à distillation au laboratoire. Ecrivez-les réponses dans le cadre ci-dessous qui fera partie de votre cours.*
 - b) *Quelle est l'utilité du réfrigérant ?*

a) *Schéma du montage à distillation*

b) *Utilité du réfrigérant :*

b. L'extraction par solvant.

L'extraction par solvant consiste à extraire une espèce chimique présente dans un produit naturel (plante) à l'aide d'un **solvant extracteur** à condition que l'espèce chimique y soit très soluble.

On peut distinguer différentes variantes :

- L'**extraction liquide-liquide** mettant en jeu une ampoule à décanter.
- La **macération** qui consiste à laisser une plante tremper dans un solvant froid.
- L'**infusion** : on laisse la plante finement hachée tremper dans de l'eau chaude (le thé par exemple).

À la fin du XIX^e siècle on met au point cette méthode nouvelle d'extraction, c'est l'**extraction par solvants volatils**. Cette façon de procéder permet de s'occuper de plantes qui ne donnent pas de bons résultats avec la distillation comme la rose centifolia, le narcisse ou le mimosa. On extrait le composé actif des plantes ainsi que les cires : avec cette méthode on épuise vraiment la plante. On remplit l'extracteur avec un solvant qui est de l'éther de pétrole ou du benzène. On effectue plusieurs lavages avec le solvant pour extraire tous les composés.

Les fleurs sont posées sur des grilles. Les grilles sont placées dans une grande cuve appelée extracteur.

On envoie ensuite le solvant parfumé dans un décanteur pour éliminer toute trace d'eau provenant des fleurs. L'eau plus lourde que le solvant est au fond du décanteur et le solvant parfumé plus léger à la surface. Il suffit d'enlever l'eau. Après évaporation du solvant on obtient la « **concrète** » s'il s'agit de fleurs et un « résinoïde » si on distille des plantes, feuilles, gomme. On effectue un lavage à l'alcool dans les batteuses. Ainsi les cires végétales qui ne se dissolvent pas dans l'alcool sont séparées de la concrète.

On récupère, dans un évaporateur sous vide, une pâte liquide et tiède, légèrement colorée, très odorante, qui se solidifie plus ou moins selon la matière première. Cet extrait est appelé **essence solide** quand la matière première est florale, mais on parle de **résine brute** quand il provient de produits visqueux ou secs.

c. Extraction d'un principe actif par extraction liquide-liquide

Il s'agit d'effectuer l'extraction du principe actif (le diiode I_2) contenu dans un médicament : le Lugol : solution aqueuse brune contenant des molécules de diiode et des ions iodure I^- ainsi que potassium K^+ .

Solubilité d'une même espèce chimique (diiode) dans l'eau et dans un solvant organique :

L'étude sera faite à partir de l'exemple de la solubilité du diiode dans l'eau d'une part et dans le cyclohexane d'autre part.

Expérience 1

On place un cristal de diiode dans 1 mL d'eau. On agite. On constate que la solution obtenue prend une couleur orangée.

- Expérience 2** On place un cristal de diiode dans 1 mL de cyclohexane. On agite. On constate que la solution obtenue prend une couleur violette.
- Expérience 3** Verser dans un tube à essais environ 1 mL de solution aqueuse de diiode, puis 1 mL de cyclohexane. Agiter et laisser reposer. On constate que le cyclohexane, non miscible à l'eau (ne se mélange pas avec l'eau) prend une couleur violette tandis que la couleur orangée de la phase aqueuse devient nettement plus pâle.
- Expérience 4** Verser dans un tube à essais environ 1 mL de cyclohexane, puis 1 mL de solution aqueuse de diiode. Agiter et laisser reposer. On constate que le cyclohexane prend une couleur violette tandis que la couleur orangée de la phase aqueuse devient nettement plus pâle.

Activité 4 *a) Le diiode est-il aussi soluble dans l'eau que dans le cyclohexane ? Justifier la réponse.*

b) La densité par rapport à l'eau du cyclohexane est de 0,78. Où se situe le cyclohexane dans chaque tube à essais ?

Conclusion Lorsqu'on rajoute un solvant non miscible avec l'eau à une solution aqueuse, on obtient 2 phases.

La position de la phase organique dépend de la densité du solvant.

Le pictogramme du flacon de cyclohexane est :



Activité 5 *a) Quels risques présente-t-il ?*

b) quels précautions d'emploi faut-il prendre ?

Extraction du diiode du Lugol par extraction liquide-liquide

Du Lugol et du cyclohexane sont placés ensemble dans une ampoule à décanter. On a donc initialement un mélange de 2 solutions non miscibles respectivement brune et incolore.

Après agitation, la phase supérieure, initialement incolore, prend une teinte mauve, tandis que la phase aqueuse s'est nettement décolorée.

Activité 6 *a) Quelle observation permet de dire que l'extraction du diiode a été faite ?*

b) Quelles sont les 2 conditions sur le solvant extracteur pour qu'une extraction liquide-liquide soit possible ? Ecrivez la réponse dans le cadre ci-après et apprenez-là.

2. Extraction par hydrodistillation du limonène de l'écorce d'orange

On se propose d'extraire l'huile essentielle contenue dans l'écorce d'orange : le limonène.

La « carte d'identité » du limonène indique :

Liquide incolore très volatil.

Peu soluble dans l'eau ; soluble dans le cyclohexane.

Densité : 0,84.

Température d'ébullition : 178 °C.

- Activité 7**
- a) Que signifie « liquide volatil » ?
 - b) Que voit-on dans un tube à essais contenant de l'eau et du limonène ?

1^{re} étape L'hydrodistillation de l'écorce d'orange

On réalise donc l'hydrodistillation d'écorces d'orange à partir du montage décrit précédemment (activité 3).

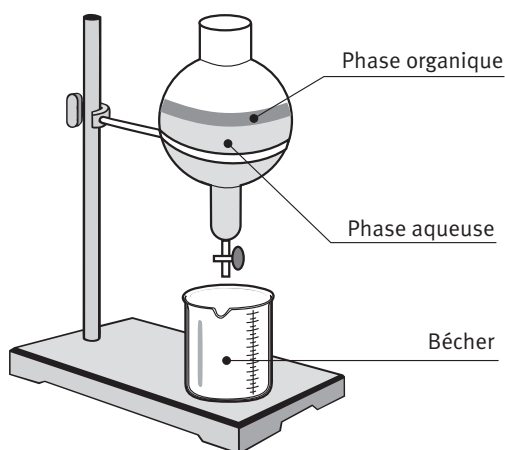
- Éplucher deux oranges en laissant la partie blanche sur le fruit. Découper le zeste en petits morceaux. Les laisser macérer quelques instants dans environ 50 mL d'eau chaude contenue dans un bécher.
- Broyer finement ce zeste humidifié.
- Introduire la purée obtenue dans le ballon et la recouvrir d'environ 100 mL d'eau chaude.
- Ouvrir le robinet pour permettre la circulation de l'eau dans le réfrigérant.
- Allumer le chauffe ballon et surveiller l'ébullition.
- Maintenir l'ébullition 50 minutes environ puis éteindre le chauffe ballon et fermer le robinet.

- Activité 8** *Pendant cette manipulation, le thermomètre indique la température de 100 °C. Commenter.*

À la fin de la distillation, l'éprouvette contient un mélange hétérogène de 2 liquides : un liquide incolore limpide, surmonté d'un liquide blanchâtre opaque. Le liquide obtenu s'appelle le **distillat**.

- Activité 9** *Quelle est la nature des 2 « phases » obtenues ?*

On a ainsi extrait le limonène du zeste d'orange ; reste maintenant à le séparer de l'eau qui l'a entraîné.

2^e étape La décantation.

Une décantation est une opération de séparation de 2 substances non miscibles (qui ne se mélangent pas) sous l'effet de leur propre poids.

Verser le distillat dans une ampoule à décantier ; y ajouter le contenu d'une spatule de chlorure de sodium (ou de l'eau salée saturée).

Reboucher l'ampoule à décantier, la prendre à deux mains et l'agiter doucement.

La reposer sur son support et la déboucher.

Le sel que l'on ajoute permet une meilleure séparation des 2 phases car le limonène est encore moins soluble dans l'eau salée que dans l'eau.

Cette technique s'appelle le relargage.

Activité 10 *Qu'observe-t-on au bout de quelques minutes ?
Comment séparer les deux liquides ?*

Récupérer l'huile essentielle qui sera conservée pour être utilisée lors de la chromatographie.

Activité 11 *a) Résumer le protocole utilisé ici pour extraire le limonène du zeste d'orange.
b) En tenant compte des données de la « carte d'identité » du limonène, proposer une autre méthode d'extraction.*

Conclusion Lors d'une extraction par hydrodistillation, on distille un mélange constitué du produit naturel et d'eau. L'eau facilite le passage de certaines espèces chimiques à l'état gazeux. On parle aussi d'entraînement à la vapeur d'eau.

Le distillat obtenu par condensation des vapeurs dans le réfrigérant est un mélange hétérogène constitué :

- d'une phase organique appelée huile essentielle contenant la ou les espèces chimiques extraites.
- d'une phase aqueuse pouvant être séparée de la phase organique par décantation.

Pour améliorer la séparation des deux phases, il arrive que l'on doive rajouter du sel (relargage) ou même un solvant organique au distillat (extraction par solvant). Dans ce dernier cas, on ne peut plus vraiment qualifier la phase organique d'huile essentielle car on a rajouté un solvant organique qui peut présenter des risques (nocivité...)



Identification d'une espèce chimique par chromatographie

1. Principe de la chromatographie

La Chromatographie sur Couche Mince (C.C.M.) est une méthode permettant de **contrôler** la pureté d'une substance, de **séparer** les constituants d'un mélange et éventuellement de les **identifier**.

Le mélange est fixé sur un support appelé **phase stationnaire** (un gel de silice déposé en couche mince sur une plaque d'aluminium). Il est entraîné par un solvant approprié (phase mobile ou **éluant**) qui migre par capillarité sur la plaque. Les constituants du mélange se séparent par migration différentielle : chacun d'eux est d'autant plus entraîné par l'éluant qu'il est plus soluble dans celui-ci et moins adsorbé (fixé) sur la phase stationnaire.

Après migration les taches incolores doivent être **révélées** (rendues visibles) ; c'est la détection qui peut se faire par pulvérisation d'un réactif caractéristique ou par immersion dans un bain de permanganate de potassium ou de vapeur de diiode ou encore par observation à la lumière UV si la plaque de silice comporte un indicateur de fluorescence.

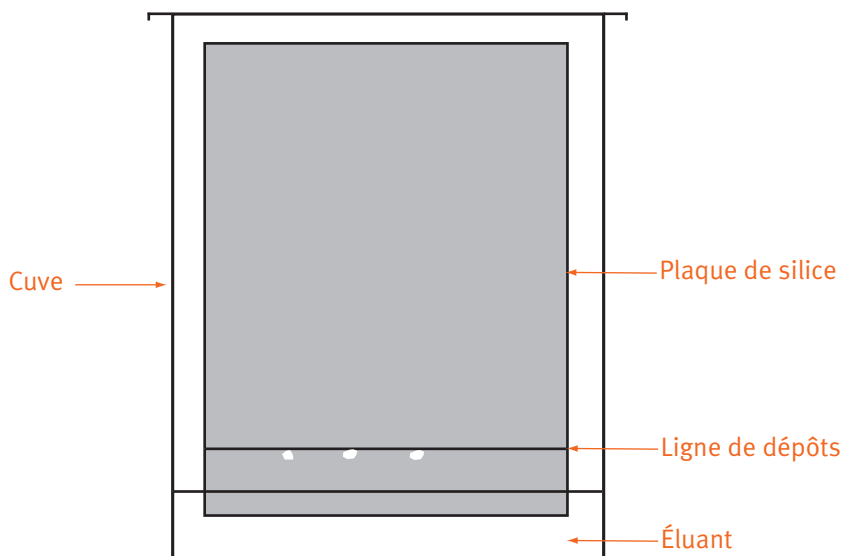
Pour un éluant et une phase stationnaire identiques, une espèce chimique migre toujours à la même vitesse : 2 taches situées à la même hauteur sont constituées de la même espèce chimique.

2. Mode opératoire

Réaliser une chromatographie sur couche mince

– Préparation :

- L'atmosphère de la cuve doit être saturée en vapeur d'éluant. Préparer tout d'abord la cuve à chromatographie en y versant sur une hauteur de 1 cm environ l'éluant, puis la couvrir.
- Dessiner un trait fin sur une plaque de silice, au crayon à papier, à 2 cm du bas de la plaque. Prendre la plaque par ses côtés car il faut éviter de toucher la silice avec les doigts.
- Faire 4 dépôts à l'aide de micro pipettes (ou de piques à apéritif dont le bout à été écrasé). Les répartir régulièrement (à au moins 1 cm du bord de la plaque et à 1 cm au moins les uns des autres). Sécher.
- Le diamètre optimal de la tache est 2 à 3 mm.
- Introduire la plaque de silice dans la cuve à chromatographie et reposer le couvercle.

Le schéma du montage*– Élution (ou développement) :*

L'éluant monte progressivement le long de la plaque, entraînant les constituants à des vitesses différentes.

Lorsque la plaque est mouillée jusqu'à 1 cm du haut environ, la manipulation est terminée. Retirer doucement la plaque, marquer au crayon le niveau atteint par le front de l'éluant (hauteur H).

La plaque de silice constitue, à ce moment là, un chromatogramme qu'on ne peut analyser directement ou non (selon que les taches sont visibles ou non). Il y a lieu alors de révéler les taches.

– Révélation

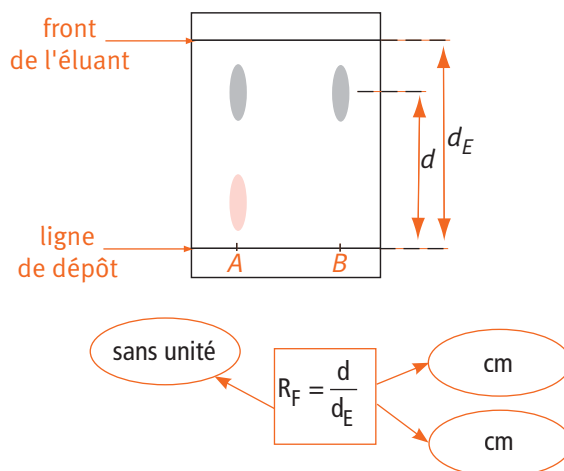
Elle permet donc de rendre les taches visibles. On plonge alors le côté silice de la plaque (là où sont les taches) dans une solution de permanganate de potassium durant quelques secondes, puis on la retire et on la laisse sécher.

La plaque prend une couleur violette puis brune claire; on distingue bien la position finale des taches (couleur brune foncée).

3. Les résultats

Pour repérer la position des taches et, par suite, les identifier, on mesure le rapport frontal R_F de chaque tache :

Le rapport frontal R_F est le rapport entre la hauteur h de migration de la tache (sommet) et la hauteur maximale H atteinte par l'éluant.



Une chromatographie permet de faire une identification de produit(s) par comparaison avec des espèces chimiques de référence.

Remarque il est possible de faire une chromatographie sur papier avec du matériel courant : se procurer des colorants alimentaires dans le commerce, puis à l'aide d'une pique à apéritif, faire un dépôt de chaque colorant sur du papier-filtre (à café par exemple) et prendre de l'eau comme éluant. Placer le tout dans un flacon suffisamment large pour que le papier ne touche pas les bords.

Activité 12 *La méthode peut-elle s'appliquer à n'importe quel mélange ?*

Activité 13 *On réalise la chromatographie de l'huile essentielle obtenue à l'activité 10*

L'éluant est constitué d'un mélange de 1 volume de cyclohexane pour 3 volumes de chloroforme.

4 dépôts seront faits :

A : une goutte de limonène du commerce dans le dichlorométhane, (référence)

B : une goutte du distillat préparé dans la manipulation précédente sur le trait,

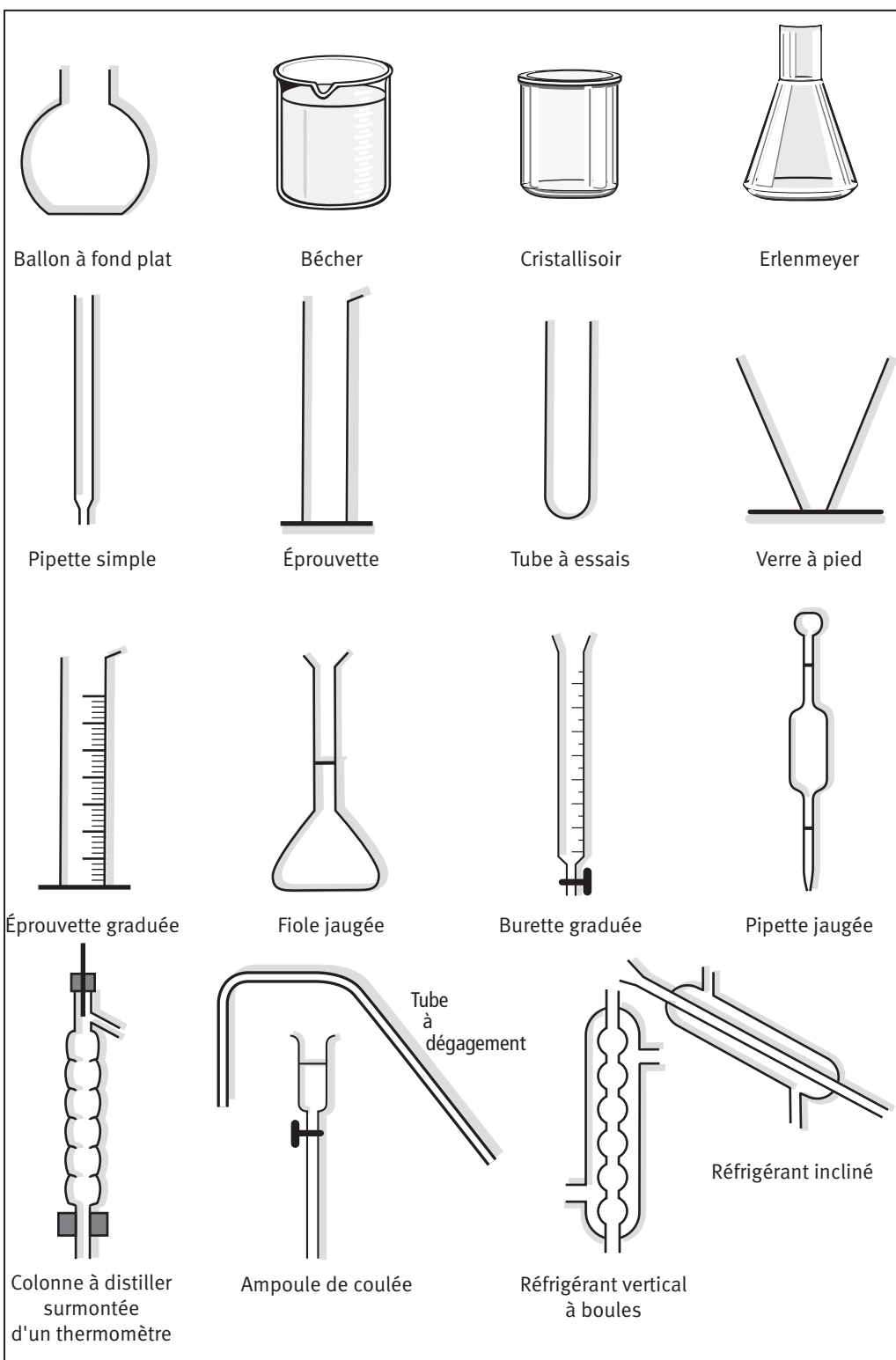
C : une goutte d'essence d'orange extrait par le cyclohexane (activité 10)

D : une goutte d'extrait alimentaire citronné du commerce.

On mesure les rapports R_F des taches A, B, C et D du chromatogramme révélé par le permanganate de potassium :

Limonène	Distillat	Essence d'orange	Extrait citronné
0,93	0,93	0,93	
	0,50	0,50	
	0,36	0,36	0,37
	0,21	0,21	
	0,13	0,13	

Quelles déductions peut-on faire des résultats consignés dans le tableau ?



R

résumé

Comment séparer les différents constituants d'un mélange ?

- si ce mélange est hétérogène et constitué d'un liquide et d'un solide : par décantation puis par filtration.
- Si ce mélange est hétérogène et liquide : décantation (ampoule à décanter).
- Si ce mélange est homogène : par distillation (à condition que les espèces chimiques à séparer possèdent des températures d'ébullition notablement différentes).

Comment réaliser l'extraction par solvant d'une espèce chimique présente dans un produit naturel solide ?

- mélanger le produit naturel et le solvant extracteur. L'espèce chimique à extraire doit être très soluble avec le solvant extracteur.
- séparer le solvant extracteur (et l'espèce chimique dissoute) du produit naturel par filtration.

Comment réaliser l'extraction par solvant d'une espèce chimique présente dans une solution aqueuse (à base d'eau) ?

- mélanger la solution aqueuse et le solvant extracteur. L'espèce chimique à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans l'eau.
- séparer la phase organique et la phase aqueuse par décantation. Le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec l'eau.

Comment réaliser l'extraction par hydrodistillation d'une espèce chimique présente dans un produit naturel solide ?

- distiller un mélange de produit naturel et d'eau. Le distillat est un mélange hétérogène constitué d'eau et de certaines espèces chimiques entraînées par l'eau dans les vapeurs.
- séparer par décantation la phase aqueuse et la phase organique (appelée huile essentielle) contenant la ou les espèces chimiques extraites. Cette séparation n'étant pas toujours facile, il est quelquefois nécessaire d'ajouter du sel ou un solvant organique (extraction par solvant) pour récupérer la phase organique.

La chromatographie permet :

- ▶ d'analyser un mélange en séparant certains de ses espèces chimiques (composants).
- ▶ d'identifier un composé par comparaison avec des espèces chimiques de référence.

La technique repose sur la différence d'affinité des espèces chimiques présentes dans le produit analysé avec deux phases différentes :

- ▶ la phase mobile ou éluant : c'est un liquide spécialement choisi.
- ▶ la phase fixe : silice déposée sur film en plastique ou en aluminium.

L'éluant est choisi pour la capacité qu'il a de dissoudre certaines espèces chimiques plus que d'autres et de les entraîner par capillarité vers le haut de la plaque. Il ne doit pas réagir avec ces espèces chimiques.

Chaque espèce chimique migre à sa propre vitesse et, en fin d'expérience, le chromatogramme présente un certain nombre de taches situées à des niveaux différents par rapport à la ligne de départ.

On constate que la trace laissée par un constituant donné est toujours à la même hauteur qu'il soit dans un mélange ou seul. On peut alors conclure :

- qu'il s'agit d'un mélange si le chromatogramme comporte deux taches au moins.
- qu'un constituant donné est bien présent dans la goutte que l'on a déposée sur le trait de crayon si sa tâche, en fin d'expérience, est à la même hauteur que celle d'un produit de référence.

Lorsque les composés testés sont incolores, il faut prévoir une révélation du chromatogramme : celui-ci apparaît coloré et les taches ressortent.



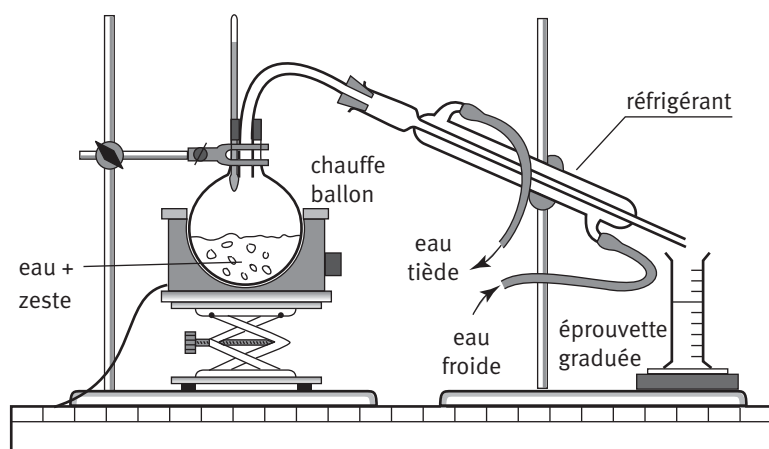
Chimie

Corrigés des activités

Activité 1 $m = d \times \rho_e \times V = 1,3 \times 1000 \times 1,5 = 1950 \text{ kg}$ en exprimant m en kg et V en m^3 .

- Activité 2**
- a) Le rôle de la vapeur d'eau est d'entraîner avec elle l'huile essentielle contenue dans la plante (entraînement à la vapeur d'eau).
 - b) Le rôle du serpentin est de condenser les vapeurs de manière à recueillir un distillat liquide. Le serpentin n'a pas une forme rectiligne car il s'agit d'obtenir une longueur maximale dans un encombrement minimal de façon à accroître l'efficacité du refroidissement.
 - c) La densité de la lavande est de 0,9 (inférieure à 1), donc la lavande est moins dense que l'eau; elle constituera donc la phase supérieure.

Activité 3 a) Un montage d'hydrodistillation :



- b) Le réfrigérant a la même utilité que le serpentin dans le montage précédent : condenser les vapeurs par refroidissement.

- Activité 4**
- a) Le diiode est plus soluble dans le cyclohexane que dans l'eau car l'ajout de cyclohexane dans une solution aqueuse de diiode la décolore nettement.
 - b) Le cyclohexane constitue la phase supérieure car sa densité est inférieure à 1.

- Activité 5**
- a) Substance facilement inflammable.
 - b) Tenir à l'écart d'une flamme; éviter le contact avec l'air.

- Activité 6** a) La coloration de la phase organique et le décoloration de la phase aqueuse montrent que le diiode a été extrait de la phase aqueuse pour passer dans la phase organique.
- b) Le solvant extracteur doit être non miscible avec l'eau et l'espèce chimique (diiode) extraite doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant de départ (eau).

- Activité 7** c) Un liquide volatil est un liquide qui s'évapore facilement.
- d) On voit 2 phases : la densité du limonène est inférieure à 1 (moins dense que l'eau); le limonène constituera donc la phase supérieure.

- Activité 8** La température d'ébullition de l'eau est de 100°C; celle du limonène est de 178°C. Lors du chauffage, l'eau (de plus faible température d'ébullition) distillera en premier en entraînant du limonène.

- Activité 9** L'éprouvette contient un mélange hétérogène des 2 produits à l'état liquide : eau et limonène.

- Activité 10** a) Au bout de quelques minutes, on retrouve les 2 phases : eau salée d'une part; limonène d'autre part.
- b) L'eau salée constitue la phase inférieure; on sépare les 2 phases en laissant couler d'abord la phase inférieure dans un récipient puis le limonène dans un autre récipient (l'ampoule à décanter est munie d'un robinet).

- Activité 11** a) Pour extraire le limonène de l'écorce d'orange, on place l'écorce finement broyée dans un ballon relié à un réfrigérant. On ajoute de l'eau dans le ballon et on chauffe de manière à réaliser une hydrodistillation.

On sépare l'eau du limonène ainsi distillés à l'aide d'une ampoule à décanter (on peut préalablement ajouter du sel dans l'eau)

- b) La carte d'identité du limonène indique qu'il est soluble dans le cyclohexane; on peut donc faire une extraction par solvant :

on place un peu de cyclohexane (liquide incolore) et du zeste d'orange broyé; on mélange le tout pendant quelques minutes; on constate alors que le liquide s'est coloré en jaune : du limonène (entre autre) s'est dissous dans le solvant.

- Activité 12** Cette méthode de séparation ne peut s'appliquer qu'à des substances dont la solubilité dans l'éluant est notablement différente, sinon les taches migreront à la même vitesse. Il y a nécessité de bien choisir l'éluant avant de faire une C.C.M.

- Activité 13** Du chromatogramme, on déduit que le limonène est bien contenu dans l'essence d'orange (extrait par distillation ou par extraction par solvant). L'essence d'orange contient aussi d'autres substances non identifiées ici. Par contre, l'extrait citronné contient une substance, mais ce n'est pas du limonène (valeurs de R_f différentes).

Chapitre 9

Chimie

Objectifs

- Mémoriser le schéma de montage d'une synthèse.
- Savoir quel est l'intérêt de synthétiser une espèce chimique.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.
- Mettre en œuvre un protocole expérimental pour réaliser la synthèse d'une molécule et son identification.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.
- Savoir que certains matériaux proviennent de la nature et d'autres de la chimie de synthèse.

A

Synthèse d'espèces chimiques

1. Nécessité de la chimie de synthèse

Depuis la nuit des temps, l'Homme a utilisé les produits de la nature pour se nourrir, se vêtir, se laver, se soigner...

Les produits utilisés furent, dans un premier temps, des produits naturels, puis l'essor de la chimie (et de son industrie) lui permit de reproduire fidèlement ces molécules. C'est, par exemple, le cas du colorant appelé indigo.

Enfin, il mit au point de nouvelles molécules : les produits de synthèse. Par exemple, les polymères.

Le travail qui suit a pour but, à partir de quelques exemples, de montrer l'importance de la chimie de synthèse.

Activité 1 *Rechercher les informations nécessaires de manière à remplir le tableau suivant :*

Secteurs	Produit naturel utilisé auparavant	Produit de synthèse utilisé ensuite	Cause du remplacement
Agriculture	Fumier, lisier		
Habillement	Soie naturelle		
Hygiène et santé	Sève de saule		

2. Synthèse d'une espèce chimique

Une synthèse chimique se fait en 4 étapes :

- ▶ La **transformation chimique** à partir des réactifs et permettant la synthèse du produit désiré.
- ▶ La **séparation** permettant d'isoler le produit brut du solvant ou réactifs en excès.
- ▶ La **purification** afin d'extraire d'éventuelles impuretés.
- ▶ L'**identification** du produit par chromatographie afin de vérifier sa pureté.

Les molécules organiques de la famille des esters sont responsables du goût et de l'odeur agréable de nombreux fruits et fleurs, et de parfums artificiels.

Parmi ceux-ci, l'acétate de linalyle possède une odeur de lavande prononcée.

Synthèse de l'acétate de linalyle

Le port des lunettes et des gants est obligatoire.

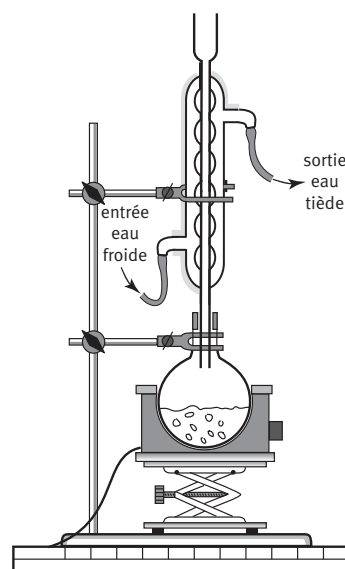
1. Préparation de l'ester

- Dans un ballon de 100 mL **bien sec**, introduire 5 mL de linalol $C_{10}H_{18}O$.
- Sous la hotte ajouter 10 mL d'anhydride acétique $C_4H_6O_3$ mesurés à l'éprouvette **bien sèche**. Boucher.
- Agiter quelques instants doucement en maintenant le bouchon.
- Réaliser le montage à reflux (La longueur du reflux est de 50 à 60 cm).
- Chauffer à reflux pendant une vingtaine de minutes.

- Activité 2**
- a) Nommer chaque partie du montage.
 - b) Que signifie le mot « reflux » ?
 - c) À quoi sert le réfrigérant à eau ?
 - d) Que se passerait-il si l'on ne mettait pas de réfrigérant ?
 - e) Quel est le rôle du chauffage ?
 - f) Le réfrigérant doit-il être ouvert à son extrémité ?

2. Hydrolyse de l'excès d'anhydride acétique.

- Préparer 25 mL d'eau froide dans un bécher de 100 mL.
- Arrêter le chauffage.
- Refroidir le ballon (tenu par une pince) sous un courant d'eau froide.



- Verser doucement en agitant le contenu du ballon dans le bécher. L'excès d'anhydride est détruit par hydrolyse (il se forme alors de l'acide acétique).
- Laisser refroidir, au besoin, le contenu du bécher.

3. Extraction :

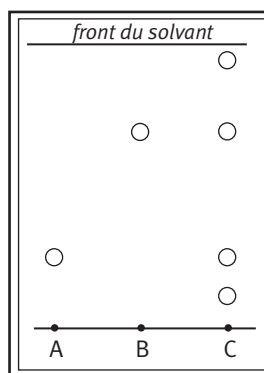
- Verser le mélange dans l'ampoule à décanter.
- Décanter. Observer en vous aidant du tableau de données.
- Éliminer la phase aqueuse. Traiter la phase organique avec 30 mL de solution d'hydrogénocarbonate de sodium (de façon à éliminer l'acide acétique) jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement gazeux.
- Procéder avec précaution le dégagement gazeux peut être important ; dégazer souvent.
- Décanter, recueillir la phase organique dans un bécher.
- Laver la phase organique avec 20mL d'eau, éliminer la phase aqueuse.
- Récupérer la phase organique dans un flacon.
- Ajouter un peu chlorure de calcium anhydre de façon à sécher la phase organique.
- Conserver la phase organique (acétate de linalyle $C_{12}H_{20}O_2$) dans un flacon bouché.

	Linalol	Anhydride acétique	Acétate de linalyle	Acide acétique
Densité	0,87	1,08	0,89	1,18
Température d'ébullition (°C)	199	139,5	220	85
Solubilité dans l'eau	Assez faible	Très grande	Très faible	Très grande

- Activité 3**
- Dessiner l'ampoule à décanter et y placer les 2 phases (aqueuse et organique) (voir tableau ci - dessus).*
 - Écrire l'équation - bilan de la réaction sachant que le 2e produit est l'acide acétique.*
 - quoi sert le séchage final ?*

3. Analyse comparative

L'étiquette d'un produit domestique précise que des extraits naturels de lavandin (variété cultivée de lavande, mélange de linalol et d'acétate de linalyle, entre autres) parfument ce produit. On désire vérifier cette information en réalisant une chromatographie sur couche mince. Trois dépôts **A**, **B**, **C** sont effectués sur une plaque spéciale :



A : linalol
B : acétate de linalyle
C : produit domestique

Après passage dans un éluant approprié, la plaque est placée dans des vapeurs de diiode. Le chromatogramme ainsi obtenu est reproduit ci-dessus.

- Activité 4**
- a) Quel est le rôle du diiode ?*
 - b) Calculer la valeur du (ou des) R_F correspondant à chaque dépôt.*
 - c) Le chromatogramme est-il en accord avec l'information de l'étiquette ? Justifier votre réponse.*
 - d) Quelle différence y-a-t-il entre l'acétate de linalyle de la lavande et l'acétate de linalyle synthétisé ?*

B

Matériaux naturels et synthétiques

Le 23 Avril 2009, le nageur français Alain Bernard battait le record du monde du 100 m nage libre. Pourtant, son record fut invalidé par la Fédération Internationale de Natation car le nageur portait une combinaison en polyuréthane.

Ce type de combinaison est interdite en compétition depuis le 1^{er} juillet 2010. En effet, les records mondiaux étaient pulvérisés depuis la création de ce matériau.

Voici un exemple de nouveau matériau synthétique qui permet d'augmenter les performances.

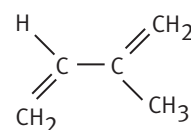
Les **polymères** sont des matériaux de synthèse possédant des propriétés intéressantes dans de nombreux domaines, en particulier le sport ; ce sont des molécules de grande dimension dans lesquelles un motif de base se répète un grand nombre de fois.

Le P.V.C. est utilisé comme revêtement de terrain de sport par exemple.

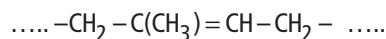
Un matériau de synthèse possède des propriétés que n'ont pas les matériaux naturels ou alors ont des propriétés identiques aux matériaux naturels mais optimisés.

Le caoutchouc en est un bon exemple :

Le caoutchouc naturel est un polymère dont le motif (monomère) est l'isoprène :



La structure du polymère est alors :



Le caoutchouc synthétique est fabriqué par polymérisation de l'isoprène en présence de soufre qui permet d'améliorer les propriétés du polymère obtenu, en particulier ses propriétés élastiques.

Citons aussi les **matériaux composites** constitués de plusieurs matériaux non miscibles ce qui permet d'avoir un ensemble aux propriétés particulières que ne possède pas chaque constituant. Par exemple, certains polymères sont mélangés avec des fibres de verre, ce qui les rend plus résistant (perche au saut à la perche).

Enfin, les **nanomatériaux**, matériaux très petits (dimensions de l'ordre du nanomètre) sont utilisés de nos jours dans des domaines très variés tels les crèmes solaires.

Résumé

Une synthèse chimique se fait en 4 étapes :

- La **transformation chimique** à partir des réactifs et permettant la synthèse du produit désiré.
- La **séparation** permettant d'isoler le produit brut du solvant ou réactifs en excès.
- La **purification** afin d'extraire d'éventuelles impuretés.
- L'**identification** du produit par chromatographie afin de vérifier sa pureté.

Les synthèses simples font appel à des techniques comme :

- ▶ Le chauffage à reflux : chauffage d'un produit liquide avec récupération des vapeurs par un réfrigérant.
- ▶ Séparation des espèces par une ampoule à décanter.

Une analyse comparative de différentes substances peut se faire par une C.C.M.

Les **polymères** sont des matériaux de synthèse possédant des propriétés intéressantes dans le domaine du sport ; ce sont des molécules de grande dimension dans lesquelles un motif de base se répète un grand nombre de fois.

C

Corrigés des activités

Activité 1

Secteurs	Produit naturel utilisé auparavant	Produit de synthèse utilisé ensuite	Cause du remplacement
Agriculture	fumier, lisier	engrais de synthèse : ammonitrate NH_4NO_3 engrais phosphatés, engrais composés.	problème de quantités non contrôle de la quantité d'éléments apportés.
Habillement	soie naturelle	nylon	difficulté d'obtention (maladie du ver à soie). meilleures qualités de la fibre de nylon fibre peu onéreuse.
Hygiène et santé	sève de saule	aspirine	brûlures d'estomac

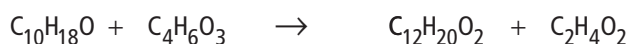
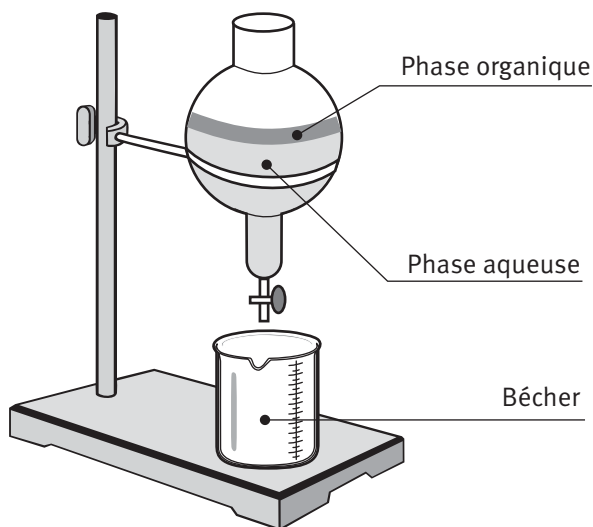
Activité 2

- Un ballon contenant le mélange à chauffer est surmonté d'un réfrigérant à air. l'ensemble est chauffé au bain – marie dans l'eau d'un cristalliseur par un système de chauffage électrique (pouvant éventuellement faire aussi office d'agitateur).
- Le mot « reflux » signifie: chauffage d'un liquide avec récupération des vapeurs par condensation.
- Le réfrigérant à eau permet de récupérer les vapeurs émises lors du chauffage par condensation ; des gouttes de liquide retombent alors dans le mélange.
- Sans réfrigérant, il y aurait perte de matière par évaporation.
- Le chauffage du mélange permet de rendre la réaction de synthèse plus rapide.
- Il est préférable d'utiliser un réfrigérant avec ouverture à l'extrémité, sinon gare à l'augmentation de pression à l'intérieur.

Activité 3 a)

la phase organique se trouve au-dessus car son constituant essentiel, l'acétate de linalyle a une densité inférieure à 1 : 0,89.

b) l'équation-bilan de la réaction est :



c) le séchage permet d'éliminer les dernières traces d'eau éventuellement contenues dans la phase organique (acétate de linalyle) $\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_2$.

Activité 4 a) Le diode sert de révélateur : il permet de rendre visible les taches.

b) La hauteur h parcourue par l'éluant est de 3,9 cm.

$$H_a = 1 \text{ cm donc } r_{fa} = 1,0 / 3,75 = 0,27.$$

$$H_b = 2,6 \text{ cm donc } r_{fb} = 2,6 / 3,75 = 0,69.$$

Il y a 4 taches pour le dépôt c de hauteur : 0,5 ; 1,0 ; 2,7 et 3,6 cm soit des r_{fc} respectivement de : 0,13 ; 0,26 ; 0,69 et 0,92.

c) Le produit domestique contient du lavandin : en effet, les 2^e et 4^e taches du dépôt c correspondent aux dépôts a et b.

d) ce sont deux molécules strictement identiques ; il n'y a donc aucune différence entre le produit naturel et le produit de synthèse.

Chapitre 10

Chimie

Objectifs

- Savoir décrire un système et son évolution.
- Savoir écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques corrects.
- Étudier l'évolution d'un système par la caractérisation expérimentale des espèces chimiques présentes à l'état initial et à l'état final.
- Mettre en œuvre un protocole pour mettre en évidence l'effet thermique d'une transformation physique ou chimique.

A

Définitions

Le but de ce chapitre est d'étudier la transformation chimique d'un système, d'un état initial à un état final, modélisé par une réaction chimique.

Un **système** est un mélange d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles.

La **transformation** subie par un système est la conversion du système d'un état initial à un état final.

À l'**état initial**, la composition du système est l'ensemble des **réactifs** (espèces chimiques réagissantes).

À l'**état final**, le système est constitué des **produits** (espèces chimiques formées au cours de la transformation) et des éventuels réactifs n'ayant pas réagi.

Une transformation chimique est modélisée par une (ou plusieurs) **réactions chimiques**. Nous n'envisagerons cette année que des transformations correspondant chacune à une seule réaction chimique.

Une réaction chimique est représentée par son **équation chimique** qui fait le bilan des réactifs et des produits sous la forme :



Au cours d'une réaction chimique, la somme des masses des réactifs ayant réagi est égale à la somme des masses des produits formés.

Cette loi est une conséquence directe de la conservation des éléments lors d'une réaction.

Une équation de réaction chimique fournit un bilan en **quantités de matière** (c'est-à-dire en moles) entre les réactifs consommés et les produits formés, dans les proportions des **nombre**s (coefficients) **stœchiométriques** (nécessaires pour **ajuster** l'équation).

On ajuste (équilibre) une équation chimique en respectant la **conservation des éléments chimiques** ainsi que la **conservation des charges électriques**.

On raisonne maintenant en moles et non plus en entités élémentaires.

B

Effet thermique d'une transformation

On peut mettre en évidence l'effet thermique de certaines transformations chimiques à partir de l'exemple des combustions :

La combustion d'une espèce chimique est la transformation entre cette espèce et le dioxygène ; ce type de transformation dégage de la chaleur.

Lors d'une activité physique, il se produit la combustion du glucose dans l'organisme du sportif ; cette transformation dégage de l'énergie qui permet aux muscles de fonctionner.

À noter que la transpiration est une transformation physique (condensation de vapeur d'eau) permettant à l'organisme de diminuer sa température.

Une transformation chimique peut s'accompagner d'une élévation ou d'une diminution de température.

C

Étude de réactions chimiques

1. Étude de la réaction de l'acide acétique sur la poudre d'hydrogénocarbonate de sodium.

a. Description du système à l'état initial.

Des cristaux anhydres (secs) de sulfate de cuivre CuSO_4 de couleur blanche, prennent une couleur bleue au contact de l'eau.

Note

On pourra se procurer les réactifs dans le commerce : acide acétique (vinaigre de vin 6°) et hydrogénocarbonate de sodium (bicarbonate de soude en pharmacie).

Placer quelques gouttes de vinaigre sur des cristaux anhydres de sulfate de cuivre : ceux-ci bleuissent.

Placer quelques gouttes de vinaigre sur un petit bout de papier pH.

Le papier (initialement jaunâtre) prend alors une couleur rouge.

Activité 1 *Que peut-on déduire des tests précédents ?
Quelle est l'état physique et la couleur de l'hydrogénocarbonate de sodium ?
Que fait le gaz dioxyde de carbone lorsqu'il barbote dans de l'eau de chaux ?*

Un corps à l'état solide sera noté (s), un corps dissout en solution aqueuse sera noté (aq), un corps gazeux (g).

b. Observation de l'évolution du système et description du système à l'état final.

Le matériel utilisé est le suivant :

- ▶ Hydrogénocarbonate de sodium.
- ▶ Vinaigre de vin à 6°.
- ▶ Spatule.
- ▶ Papier pH.
- ▶ Éprouvette graduée à pied de 100 mL.
- ▶ 4 flacons (petites bouteilles plastique par exemple).
- ▶ 4 ballons de baudruche.
- ▶ Balance à 0,1 g.

Mode opératoire :

- ▶ Peser une masse m de poudre d'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 (valeur dans le tableau ci – dessous).
- ▶ L'introduire dans un ballon de baudruche.
- ▶ Verser, dans un flacon, un volume v connu de solution d'eau ou d'acide acétique (voir tableau).
- ▶ Adapter hermétiquement (avec l'aide de ruban adhésif) le ballon à l'orifice du flacon.
- ▶ Faire tomber la totalité de la poudre dans le flacon (il est préférable de procéder si possible simultanément pour les 4 flacons).

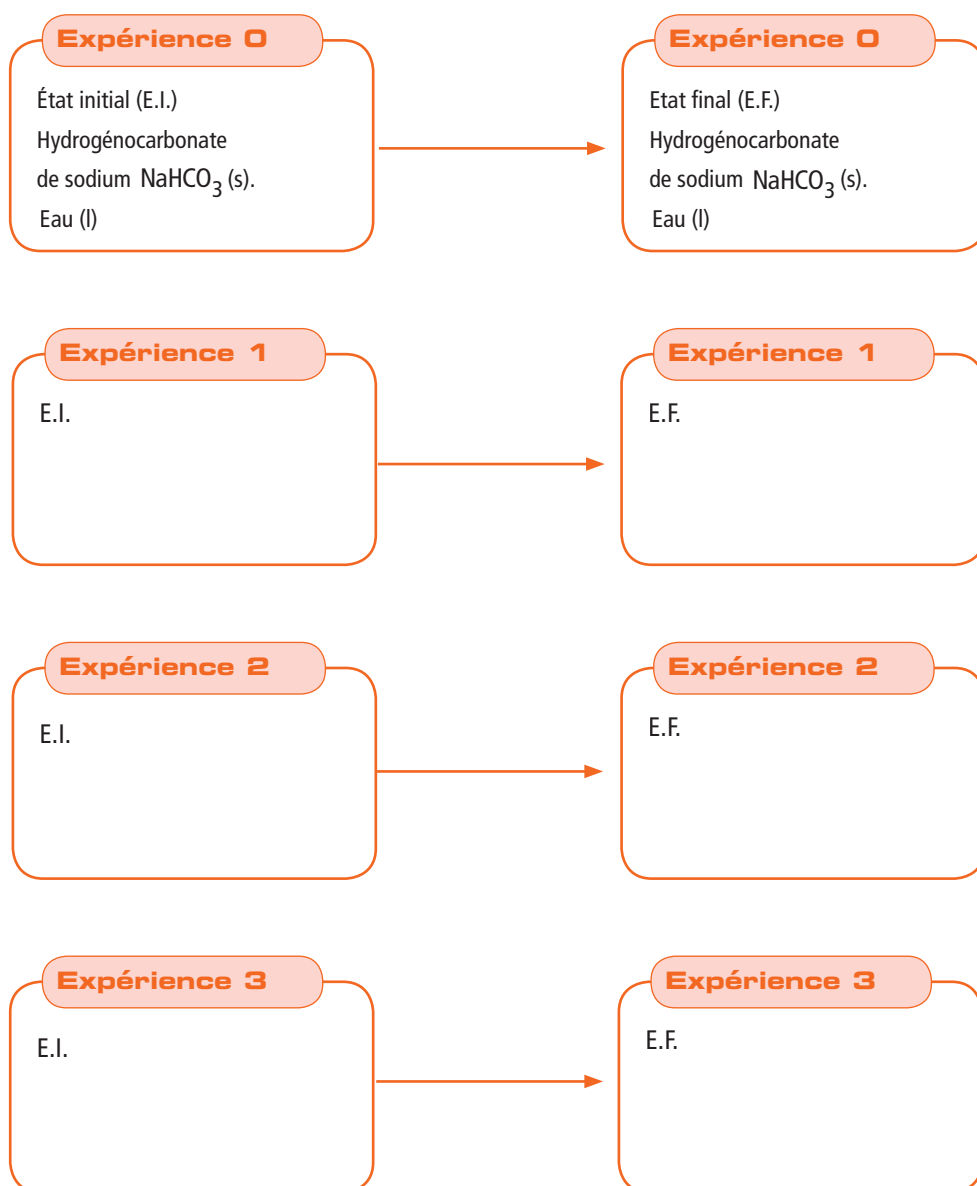
On complète alors le tableau :

Expérience	0	1	2	3
État initial	NaHCO_3 : 1,7g Eau : 50,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 10,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 20,0 mL	NaHCO_3 : 1,7g Vinaigre : 40,0 mL
Observations	Pas d'effervescence. Pas de réaction visible. Le solide est à priori intact.	Il y a effervescence. Il reste du solide. Le ballon est légèrement gonflé.	Il y a effervescence. Il ne reste plus de solide. Le ballon est plus gonflé que précédemment.	Il y a effervescence. Il ne reste plus de solide. Le ballon est aussi gonflé que dans le cas précédent.
État final	Identique à l'état initial.	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution ne rougit pas le papier pH mais bleuit les cristaux de CuSO_4 .	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution ne rougit pas le papier pH mais bleuit les cristaux de CuSO_4 .	Le test à l'eau de chaux est positif. La solution rougit le papier pH et bleuit les cristaux de CuSO_4 .

c. Schématisation de la transformation chimique

Activité 2 Schématiser la transformation subie par le système en complétant les diagrammes des expériences 1, 2 et 3. :

(Pour cela, indiquer le nom et la formule des espèces chimiques concernées).



d. Écriture de l'équation de la réaction associée à la transformation

Activité 3 *À l'issue des expériences faites précédemment et en raisonnant sur la conservation des éléments, formuler des hypothèses sur les nouvelles espèces chimiques formées, sachant qu'il se forme aussi de l'eau.*

Écrire alors une première ébauche de l'équation de la réaction chimique étudiée (pour simplifier, on pourra écrire HA la formule de l'acide acétique du vinaigre)..

2. Étude de la réaction d'une solution d'hydroxyde de sodium avec une solution de sulfate de cuivre (II)

a. Le matériel :

- ▶ Solution bleue de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$ de concentration $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ▶ Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$ (soude) de concentration $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- ▶ Bêchers 100 mL.
- ▶ Éprouvettes à pied 10 mL et 50 mL.
- ▶ Matériel pour filtration.

Activité 4 *Noter la couleur des solutions utilisées.*

b. Test préalable :

Dans un tube à essais, prélever environ 5 mL de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$).

Y ajouter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^{+} + \text{OH}^{-}$).

Activité 5 *Qu'observez – vous ?
Préciser l'état et la couleur du produit de la réaction ;*

Activité 6 *Faire le bilan des ions contenus dans chaque solution de départ.
Trouver quels sont les ions réactifs et écrire l'équation chimique de la réaction.*

c. Manipulation :

Dans un bécher de 150 mL, verser 50,0 mL de solution de sulfate de cuivre à l'aide d'une fiole jaugée puis verser progressivement la soude à l'aide d'une burette graduée.

La présence d'hydroxyde de cuivre se fait grâce à la formation d'un précipité bleu.

La présence d'ions cuivre Cu^{2+} dans une solution est repérée par la couleur bleue de la solution.

La présence d'ions hydroxyde OH^- dans une solution se fait en mesurant le pH (très supérieur à 7).

L'abondance du précipité sera noté : + ou ++ ou +++ en fonction de la quantité relative.

Volume V_1 de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (mL)	Volume V_2 de soude versée $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (mL)	Abondance de précipité	Couleur de la solution	pH	$n_{\text{Cu}^{2+}}$ (mol)	n_{OH^-} (mol)	Présence d'ions Cu^{2+} ou OH^- dans le filtrat
50	2	+	Bleue	3			Cu^{2+}
50	4	+	Bleue	4			Cu^{2+}
50	6	++	Bleue	5			Cu^{2+}
50	10	+++	Incolore	7			
50	14	+++	Incolore	9			OH^-
50	16	+++	Incolore	10			OH^-
50	18	+++	Incolore	11			OH^-

Activité 7

a) Compléter le tableau ci-dessus.

b) Dans quels cas peut-on dire que l'ion cuivre est le réactif en excès ? le réactif limitant ?

b) Même question pour l'ion hydroxyde.

c) Expliquer l'évolution de la quantité de précipité.



Résumé

Le système est l'ensemble des espèces chimiques étudiées (elles constituent le mélange réactionnel). La réaction chimique est un modèle rendant compte de la stoechiométrie selon laquelle se forment ou se consomment les constituants lors de la transformation chimique du système.

Elle est symbolisée par :



Cette équation respecte les lois de conservation (éléments et charges électriques) et nécessite l'ajustement des nombres précédant les symboles chimiques appelés nombres stoechiométriques.

Le bilan de la transformation du système se manifeste au travers de la comparaison des états initial et final du système.

Une équation de réaction chimique fournit un bilan en quantités de matière (c'est-à-dire en moles) entre les réactifs consommés et les produits formés, dans les proportions des nombres (coefficients) stoechiométriques (nécessaires pour ajuster l'équation).

On ajuste (équilibre) une équation chimique en respectant la conservation des éléments chimiques ainsi que la conservation des charges électriques.

On raisonne maintenant en moles et non plus en entités élémentaires.

Une transformation peut s'accompagner d'une élévation ou d'une diminution de température.

C

Corrigés des activités

Activité 1 Des tests précédents, on peut dire que le vinaigre est une solution **aqueuse** (contient de l'eau) qui est **acide**.

L'hydrogénocarbonate de sodium est un solide blanc utilisé sous forme de poudre (appelé bicarbonate de soude en pharmacie).

Le dioxyde de carbone trouble l'eau de chaux.

Activité 2**Expérience 1**

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 1

E.F.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Expérience 2

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 2

E.F.
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Expérience 3

E.I.
Hydrogénocarbonate de sodium (s).
Eau (l)
Acide acétique (aq)

Expérience 3

E.F.
Acide acétique (aq)
Eau (l)
Dioxyde de carbone (g)
Nouvelle espèce chimique P

Activité 3 L'expérience 0 montre que c'est l'acide acétique et non l'eau qui réagit avec l'hydrogénocarbonate de sodium, pour former (entre autres) de l'eau, du dioxyde de carbone et une nouvelle espèce chimique P :



En raisonnant sur la conservation des éléments, l'espèce P a pour formule NaA, ce qui donne :



Activité 4 ► Solution bleue de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.
 ► Solution incolore d'hydroxyde de sodium $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ (soude).

Activité 5 On observe la formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre de formule : $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Activité 6 Les ions initialement présents sont les ions : Cu^{2+} , SO_4^{2-} , Na^+ et OH^- .
 L'équation de réaction est : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Activité 7 a)

Volume V_1 de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (mL)	Volume V_2 de soude versée $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (mL)	Abondance de précipité	Couleur de la solution	pH	$n_{\text{Cu}^{2+}}$ (mol)	n_{OH^-} (mol)	Présence d'ions Cu^{2+} ou OH^- dans le filtrat
50	2	+	Bleue	3	$5 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	4	+	Bleue	4	$5 \cdot 10^{-3}$	$4 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	6	++	Bleue	5	$5 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-3}$	Cu^{2+}
50	10	+++	Incolore	7	$5 \cdot 10^{-3}$	$10 \cdot 10^{-3}$	
50	14	+++	Incolore	9	$5 \cdot 10^{-3}$	$14 \cdot 10^{-3}$	OH^-
50	16	+++	Incolore	10	$5 \cdot 10^{-3}$	$16 \cdot 10^{-3}$	OH^-
50	18	+++	Incolore	11	$5 \cdot 10^{-3}$	$18 \cdot 10^{-3}$	OH^-

- b) Le réactif cuivre est en excès lorsqu'il en reste dans le filtrat ; c'est le cas des 3 premières lignes.
- c) Le réactif hydroxyde est en excès lorsqu'il en reste dans le filtrat ; c'est le cas des 3 dernières lignes.
- d) Le précipité est le produit de la réaction. On constate que la quantité de précipité augmente tant que la transformation n'est pas terminée, c'est-à-dire jusqu'à la 4^e ligne. Ensuite, cette quantité reste constante puisque tous les ions cuivre ont été consommés donc la transformation est terminée.

Les Cours du



Physique – Chimie
Seconde
Notions fondamentales
Physique

Rédaction :

Guy Le Parc
Philippe Briand

Coordination :

Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010

Présentation des résultats en physique-chimie

Physique

- Chapitre 1 Signaux périodiques
- Chapitre 2 Ondes sonores
- Chapitre 3 Ondes électromagnétiques
- Chapitre 4 La lumière
- Chapitre 5 Mesure d'une durée
- Chapitre 6 Le mouvement
- Chapitre 7 Effets d'une force sur le mouvement
- Chapitre 8 La pression
- Chapitre 9 La force gravitationnelle
- Chapitre 10 L'univers
- Chapitre 11 Dispersersion de la lumière



P

Présentation des résultats

physique-chimie

La règle

Quand on a obtenu un résultat numérique, en sciences physiques, on doit l'écrire en respectant une règle précise : un nombre s'écrit toujours sous la forme d'un produit : $a \cdot 10^n$.

Remarque

Si vous programmez votre calculatrice en mode « scientifique », elle vous donnera toujours les résultats sous cette forme, à ceci près qu'elle remplacera le « 10 » par « E ».

a est un nombre décimal compris entre 1 et 10 ($1 \leq a < 10$) et n , un nombre entier positif ou négatif.

Comment
appliquer
cette règle ?

- Si le nombre est compris entre 1 et 10, on ne change pas son écriture ; par exemple : $L = 1,25 \text{ m}$
- Si le nombre est supérieur à 10, il suffit de compter le nombre de chiffres placés derrière la virgule pour connaître la valeur de n ; par exemple : $L = 1234 \text{ m}$ s'écrit $L = 1,234 \cdot 10^3 \text{ m}$. En effet, il y a 3 chiffres derrière le 1 donc $n = 3$.
- Si le nombre est inférieur à 1, il suffit de compter le nombre de fois où l'on avance la virgule pour connaître la valeur de n , mais, dans ce cas, n sera négatif ; par exemple : $L = 0,057 \text{ m}$ s'écrit $L = 5,7 \cdot 10^{-2} \text{ m}$. En effet, on a du avancer la virgule deux fois pour passer de 0,057 à 5,7 donc $n = -2$.

Les chiffres
significatifs

Les chiffres utilisés pour écrire a , sont appelés chiffres significatifs. Par exemple, si $a = 2,34$ on dira que le résultat numérique comporte 3 chiffres significatifs : le 2, le 3 et le 4.

Par exemple, on vous donne la vitesse de la lumière : $c = 299\,792\,458 \text{ m.s}^{-1}$

Si l'on vous demande de donner ce résultat avec 3 chiffres significatifs, vous devez commencer par l'écrire sous la forme $a \cdot 10^n$ soit $c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ puis ne conserver que les 3 premiers chiffres en observant la règle suivante :

- si le chiffre suivant (le quatrième dans ce cas) est inférieur à 5, vous gardez les 3 premiers chiffres
- si le chiffre suivant (le quatrième dans ce cas) est supérieur à 5, vous arrondissez les 3 premiers au nombre supérieur

Le quatrième chiffre étant un 7, vous devez donc arrondir au nombre supérieur à 2,99 c'est à dire à 3,00.

Si l'on vous avait demandé de donner ce résultat avec 5 chiffres significatifs, vous auriez écrit : $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ puisque le chiffre suivant est un 2 et que dans ce cas, on conserve les 5 premiers chiffres.

Attention : Ce n'est pas du tout la même chose, en sciences physiques, d'écrire 3 et 3,00 puisque dans le premier cas, on n'écrit qu'un chiffre significatif alors que dans le deuxième cas, on en écrit 3.

En effet, il faut avoir compris que le nombre de chiffres significatifs que l'on écrit, est lié à la précision avec laquelle on effectue une mesure : quand vous dites que la longueur d'une table est de 1,24 m, cela signifie que vous avez effectué la mesure au cm près et donc que la longueur peut être comprise entre 1,23 et 1,25 m (en considérant que votre mesure est correcte). Si vous dites que la longueur d'une table est de 1,243 m, cela signifie que vous avez effectué la mesure au mm près et donc que la longueur peut être comprise entre 1,242 et 1,244 m (en considérant toujours que votre mesure est correcte). Vous comprenez sur cet exemple, la différence qu'il y a à écrire un résultat avec plus ou moins de chiffres significatifs, puisque dans un cas la longueur de la table est comprise dans une fourchette de 2 cm et, dans l'autre, de 2 mm !

Lorsqu'on fait un calcul pour obtenir un résultat numérique dans un exercice de physique ou de chimie, le nombre de chiffres significatifs du résultat doit être le même que celui de la donnée qui en comporte le moins.

Par exemple, on vous demande de calculer la surface d'un rectangle qui a une longueur de 1,28 m et une largeur de 0,43 m, vous appliquez la formule : $S = L \times \ell = 1,28 \times 0,43 = 0,5504 \text{ m}^2$

On ne doit pas garder le résultat sous cette forme puisque la largeur ne possède que 2 chiffres significatifs (il aurait fallu l'écrire : $4,3 \cdot 10^{-1} \text{ m}$) et que la longueur en possède 3 ; on doit donc écrire : $S = 5,5 \cdot 10^{-1} \text{ m}^2$ (mais, dans ce cas, on admet aussi l'écriture : $0,55 \text{ m}^2$).

L'ordre de grandeur

L'ordre de grandeur d'un résultat écrit sous la forme $a \cdot 10^n$ est égal à 10^n si a est inférieur à 5 et il est égal à 10^{n+1} si a est supérieur à 5. Ainsi, si la distance de la Terre à une étoile est de $2,34 \cdot 10^{18} \text{ km}$, l'ordre de grandeur de cette distance est de 10^{18} km et si la distance de la Terre à une étoile est de $8,27 \cdot 10^{21} \text{ km}$, l'ordre de grandeur de cette distance est de 10^{22} km .

Il est intéressant de connaître l'ordre de grandeur des données, car il permet d'estimer rapidement le résultat d'un calcul, à condition de bien utiliser les opérations sur les puissances de 10 qui sont rappelées dans le tableau ci-après :

formule	$10^m \times 10^n = 10^{(m+n)}$	$10^{-n} = \frac{1}{10^n}$	$\frac{10^m}{10^n} = 10^{(m-n)}$	$(10^m)^n = 10^{(m \times n)}$
exemple	$10^2 \times 10^4 = 10^6$	$10^{-3} = \frac{1}{10^3}$	$\frac{10^5}{10^7} = 10^{-2}$	$(10^2)^4 = 10^8$

Enfin, pour éviter d'écrire la puissance de 10 dans un résultat numérique, on utilise très souvent en physique des préfixes. Par exemple : $7,2 \cdot 10^{-2}$ m (mètre) pourra s'écrire 7,2 cm (centimètre).

Vous trouverez, dans le tableau ci-après, quelques uns des préfixes les plus utilisés en sciences physiques :

puissance	10^{-12}	10^{-9}	10^{-6}	10^{-3}	10^3	10^6	10^9	10^{12}
préfixe	pico	nano	micro	milli	kilo	méga	giga	téra
symbole	p	n	μ	m	k	M	G	T

Par exemple, $3,4 \cdot 10^{-6}$ m (mètre) pourra s'écrire 3,4 μ m (micromètre que l'on appelle aussi micron, dans le cas des longueurs).

Pour une centrale électrique qui produit une puissance de $8,4 \cdot 10^{10}$ W (watt), on dira que sa puissance est de 84 GW (gigawatt).



Chapitre 1

Signaux périodiques

Objectifs

- Connaître et utiliser les définitions de la période et de la fréquence d'un phénomène périodique.
- Identifier le caractère périodique d'un signal sur une durée donnée.
- Déterminer les caractéristiques d'un signal périodique.

A

Phénomènes périodiques

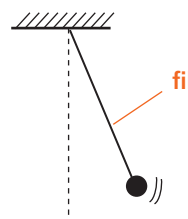
1. Définition

Un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identiquement à lui-même à intervalles de temps réguliers.

Vous pouvez réaliser un pendule simple en attachant un petit objet (bille en fer, ...) au bout d'un fil, l'autre extrémité du fil étant fixe.

Ecartez le pendule et lâchez-le ; le pendule se balance.

Au cours du mouvement, l'objet repasse régulièrement par les mêmes positions ; on dit qu'il oscille ou qu'il effectue des oscillations.



Le phénomène se reproduit identiquement à lui-même ; c'est un phénomène périodique.

Remarque

en fait le pendule s'arrêtera d'osciller au bout d'une certaine durée à cause des frottements.

2. Exemples de phénomènes périodiques

■ Phénomènes astronomiques

La nature est pleine d'exemples de phénomènes périodiques : le cycle des saisons, les marées, ...

La Terre tourne sur elle-même autour de l'axe passant par le pôle nord et le pôle sud. Cette rotation permet l'alternance du jour et de la nuit. Pour un observa-

teur terrestre, le phénomène est presque périodique ; il ne l'est pas exactement puisque les journées d'été sont plus longues que celles d'hiver.

■ Phénomènes ondulatoires

Les phénomènes ondulatoires à l'origine des sons, de la lumière visible sont des phénomènes périodiques.

■ Utilisation des phénomènes périodiques

La périodicité est utilisée par l'Homme dans de nombreux outils tels que les montres bien sûr mais aussi les processeurs d'ordinateur.



Caractéristiques d'un phénomène périodique

1. La période

Prenons par exemple le pendule.

L'intervalle de temps nécessaire à une oscillation du pendule s'appelle la période ; elle est notée T .

La période d'un phénomène périodique est le plus petit intervalle de temps au bout duquel le phénomène se reproduit identique à lui-même.

La période est notée T et s'exprime en seconde (s).

Activité 1 Compléter le tableau suivant concernant les sous multiples de l'unité « seconde » en suivant l'exemple donné.

Une microseconde	Une nanoseconde	Une milliseconde	Une seconde
		1 ms	
		10^{-3} s	

Autres unités utilisées : la minute, les heures, les jours, les années,...

Une minute correspond à 60 secondes.

Une heure correspond à 60 minutes et donc à 3600 secondes.

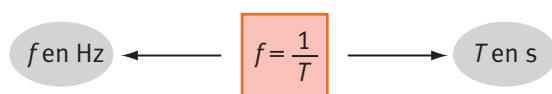
Un jour correspond à 24 heures.

- Activité 2** *L'année 2009 contenait 365 jours.
Combien d'heures et de minutes se sont écoulées dans cette année ?*

2. La fréquence

La fréquence d'un phénomène périodique correspond au nombre de fois que le phénomène se répète par seconde. On la note f .

La fréquence f est l'inverse de la période : $f = \frac{1}{T}$; elle s'exprime en hertz (Hz).



- Activité 3** *Compléter le tableau suivant concernant les multiples de l'unité « hertz » en suivant l'exemple donné.*

Un gigahertz	Un hertz	Un kilohertz	Un mégahertz
		1 kHz	
		10^3 Hz	

- Activité 4** *La fréquence d'une horloge est de 300 MHz ; quelle est la période d'une oscillation du phénomène périodique associé à cette horloge ?*

3. Amplitude du signal périodique

Si l'on écarte le pendule d'un angle de plus en plus important avant de le lâcher, on dit que l'amplitude du phénomène augmente.

Nous pouvons utiliser un oscilloscope ou une interface d'acquisition pour visualiser le phénomène.

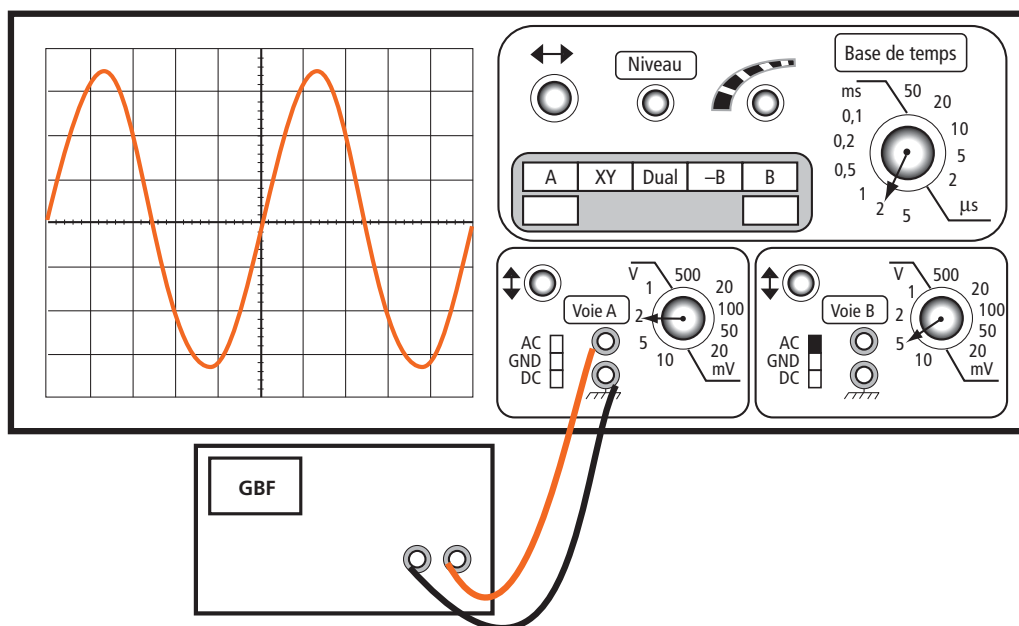


Utilisation d'un oscilloscope ou d'une interface d'acquisition

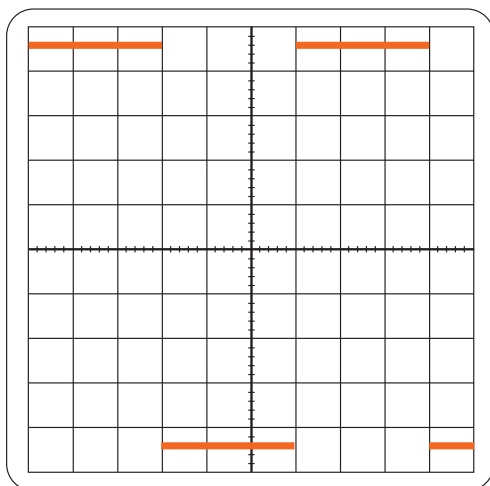
1. Visualisation d'une tension électrique

En 3^e vous avez vu qu'un alternateur permettait de produire une tension alternative périodique et que l'oscilloscope (ou une interface d'acquisition) permettait de visualiser la tension électrique.

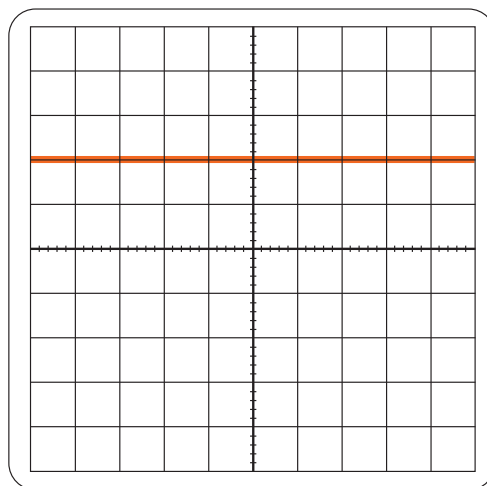
Un générateur basse fréquence (appelé GBF) permet d'obtenir au laboratoire une tension électrique qui dépend du temps. Cette tension peut être visualisée sur un oscilloscope.



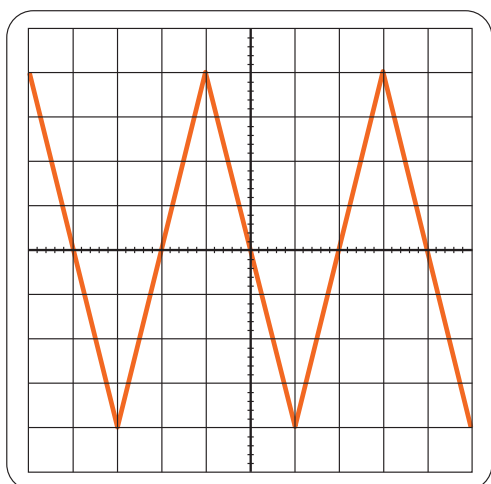
Activité 5 Parmi les quatre tensions suivantes, quelles sont celles qui sont périodiques ?



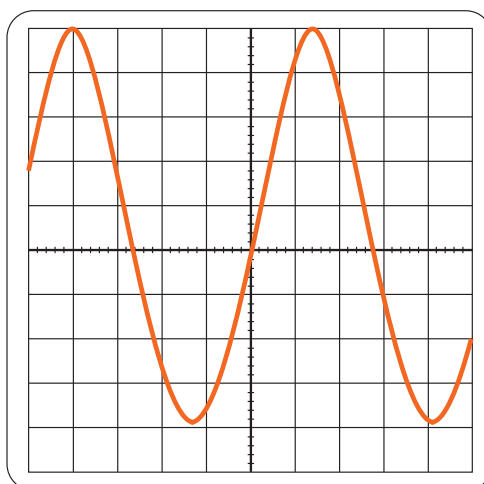
Tension (1)



Tension (2)



Tension (3)

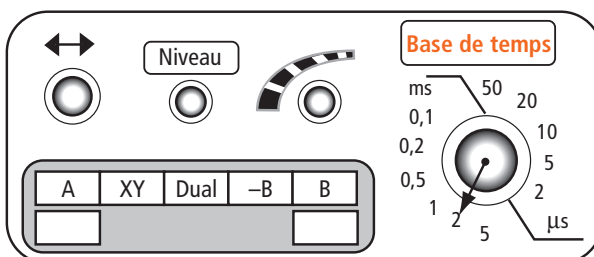
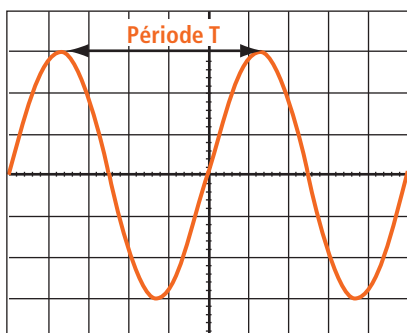


Tension (4)

2. Caractéristiques de la tension alternative visualisée sur l'oscilloscope

La tension est **périodique** : le signal se reproduit identique à lui même à des intervalles de temps égaux.

■ Période de la tension alternative



On calcule la période en multipliant la longueur d'un motif sur l'écran (en divisions : div) par exemple la distance horizontale entre deux maxima successifs de la courbe, par la valeur du balayage (en s/cm ou en ms/cm).

Sur l'oscillogramme ci-dessus on mesure une longueur de motif de 5 divisions.

Si le temps de balayage (se lit sur la base de temps) est 2 ms/div, la période est obtenue en multipliant 5 par 2 ms/div : $T = 10 \text{ ms}$.

■ Fréquence de la tension alternative

La fréquence f d'une tension alternative est le nombre de périodes par seconde.

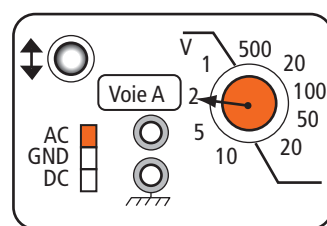
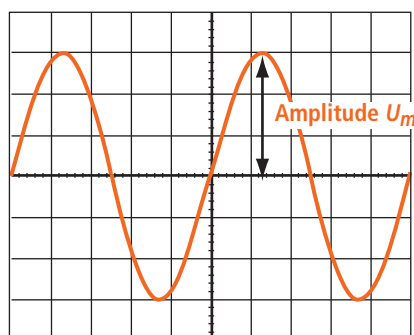
La fréquence du signal s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

Ici la fréquence est égale à 100 Hz : $f = \frac{1}{10 \cdot 10^{-3}} = 100 \text{ Hz}$.

■ Amplitude de la tension alternative

Au cours du temps, la tension varie et passe par une valeur maximale U_m appelée **amplitude**.

La tension alternative sinusoïdale exprimée en volts voit son amplitude varier entre deux valeurs minimales et maximales de $-U_m$ à U_m .

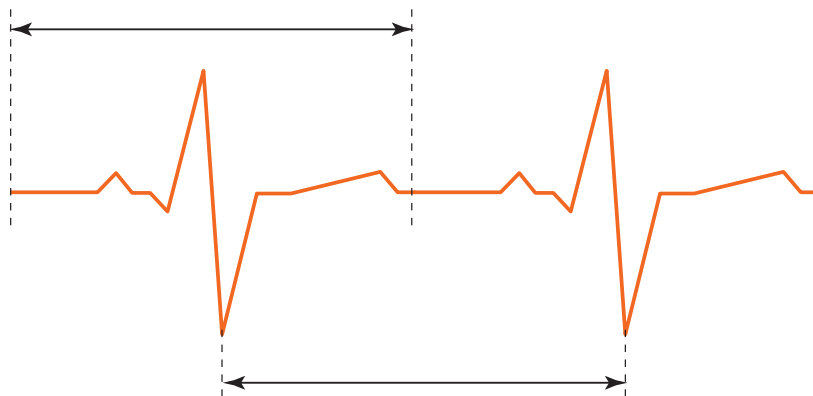


On la calcule en multipliant le déplacement vertical maximal du spot (en divisions) par la sensibilité verticale de la voie considérée (en V/div). Ci-dessus on observe une déviation maximale de 3 divisions.

La sensibilité est 2 V/div, la tension maximale est obtenue en multipliant 3 (3 divisions) par 2 V : $U_m = 6 \text{ V}$.

3. Autres phénomènes périodiques visualisés avec un oscilloscope

Le rythme cardiaque peut être visualisé sur un oscilloscope.



Le signal émis par le tuyau d'une embouchure de flûte est capté par un microphone relié à un oscilloscope.



Ce sont bien des phénomènes périodiques ; le signal se reproduit identique à lui-même à des intervalles de temps égaux.

Résumé

Un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identiquement à lui-même à intervalles de temps réguliers.

Caractéristiques d'un phénomène périodique

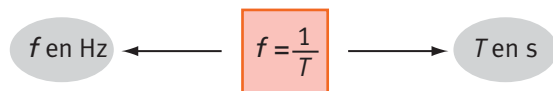
La période T

La fréquence: $f = \frac{1}{T}$

L'amplitude

La période T d'un phénomène périodique est le plus petit intervalle de temps au bout duquel le phénomène se reproduit identique à lui-même.

La fréquence f est l'inverse de la période : $f = \frac{1}{T}$; elle s'exprime en hertz (Hz).



C

Corrigé des activités

Activité 1

Une microseconde	Une nanoseconde	Une milliseconde	Une seconde
1 μs	1 ns	1 ms	1 s
10^{-6} s	10^{-9} s	10^{-3} s	1 s

Activité 2

Une année non bissextile contient :

$$365 \times 24 = 8760 \text{ heures ou } 8760 \times 60 = 525\,600 \text{ minutes.}$$

Activité 3

Un gigahertz	Un hertz	Un kilohertz	Un mégahertz
1 GHz	1 Hz	1 kHz	1 MHz
10^9 Hz	1 Hz	10^3 Hz	10^6 Hz

Activité 4

La période T est l'inverse de la fréquence : $T = \frac{1}{f}$ avec f en Hz.

$$\text{Application numérique : } T = \frac{1}{300 \cdot 10^6} = 3,33 \cdot 10^{-9}\text{ s.}$$

Activité 5

Les tensions (1), (3) et (4) sont périodiques parce que le signal se reproduit identiquement à lui-même à des intervalles de temps égaux.

Chapitre 2

Ondes sonores

Objectifs

- ▶ Savoir que le son est une onde qui a besoin d'un milieu matériel pour se propager.
- ▶ Connaître le domaine des fréquences des ondes sonores et ultrasonores.
- ▶ Connaître un ordre de grandeur de la vitesse du son dans l'air.

vk.com/club154894262

A

Émission du son

Le son se propage d'un émetteur à un récepteur.



Le son est produit par les vibrations d'un émetteur.

Exemples d'émetteurs sonores : cordes vocales, membrane d'un haut-parleur, instrument de musique, diapason...

Une vibration est un mouvement de va-et-vient, périodique, c'est à dire qui se reproduit identique à lui-même à intervalles de temps égaux. La durée d'un de ces intervalles correspond à la période T .

La fréquence de vibration est le nombre d'aller-retour (un aller et un retour comptent pour un) effectués en une seconde (nombre de périodes par seconde).

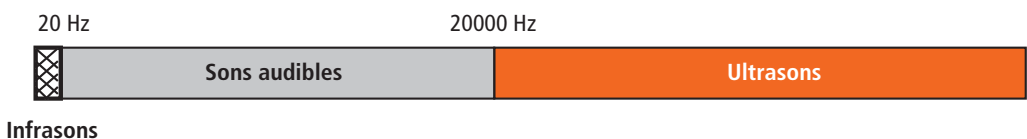
■ La période et la fréquence sont caractéristiques de la vibration

La fréquence permet de caractériser le domaine des ondes sonores.

■ Gamme de fréquences des ondes sonores

Les propriétés de l'onde sonore sont valables pour une gamme de fréquences plus large que les fréquences des sons que l'oreille peut entendre.

Pour les fréquences inférieures aux fréquences des sons audibles, on parle d'infrasons et pour les fréquences supérieures on parle d'ultrasons. L'homme ne perçoit pas les ultrasons.





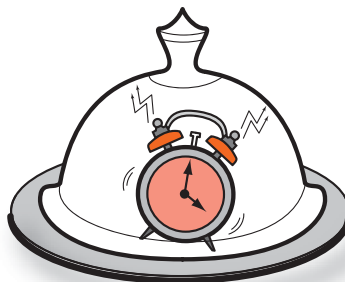
Propagation des sons

1. Nécessité d'un milieu matériel

On fait l'expérience suivante : on place un réveil sous une cloche.

Si on fait sonner le réveil, la sonnerie est entendue par une salle de classe.

Lorsque l'on fait le vide dans la cloche, on n'entend plus le réveil sonner.



La propagation de l'onde sonore nécessite un milieu matériel : gaz, liquide, solide.

2. Modification du milieu

Dans l'air, nous entendons le son produit par un émetteur à une certaine distance : le son se propage depuis l'émetteur jusqu'au récepteur.

La vibration de l'émetteur modifie le milieu de propagation.

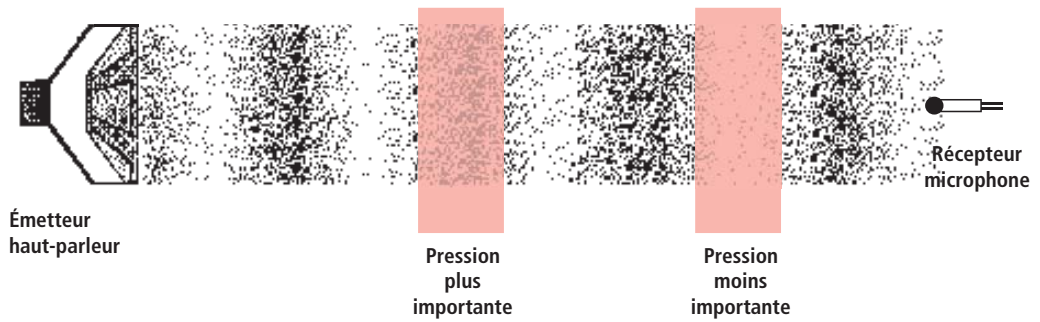
Dans l'air, par exemple, la vibration se propage de la membrane du haut-parleur vers les couches d'air qui se trouvent devant elle ; la propagation du son se traduit par la mise en mouvement, de proche en proche, des molécules de part et d'autre de leur position moyenne, comme les spires d'un ressort.

Il en résulte des variations de pression dans l'espace de propagation.

Les récepteurs tels que l'oreille ou le microphone sont sensibles à la variation de pression.

Un ensemble de molécules qui vibrent reste globalement au même endroit : il n'y a pas de déplacement de matière de l'émetteur au récepteur.

Modélisation de l'air lorsqu'un haut-parleur fonctionne



Cette modification se produit donc dans le milieu à partir de l'émetteur, puis de plus en plus loin de l'émetteur : c'est ce qu'on appelle une onde.

Le déplacement du son correspond à la propagation de l'onde sonore.

3. Fréquence de l'onde sonore

Comment mesurer la fréquence de l'onde sonore dans l'air ?

La fréquence de l'onde sonore est la même que celle de la vibration de la source sonore. Elle n'est pas modifiée par le milieu matériel. Elle est donc la même partout.

Nous allons utiliser un haut-parleur (émetteur), un microphone (récepteur) et un oscilloscope pour mesurer la fréquence.

Dans un microphone, les vibrations des tranches d'air imposent un mouvement à la membrane, ce qui crée une tension électrique en sortie. La tension obtenue a la même fréquence que la membrane du microphone, elle-même égale à la fréquence de vibration de la membrane du haut-parleur.

L'oscilloscope est un appareil de mesure des tensions électriques ; il permet donc de visualiser la tension de sortie du microphone.

On peut aussi visualiser simultanément deux tensions électriques quand elles sont appliquées chacune sur une des deux voies Y_A et Y_B . (voir oscilloscope du chapitre 1).

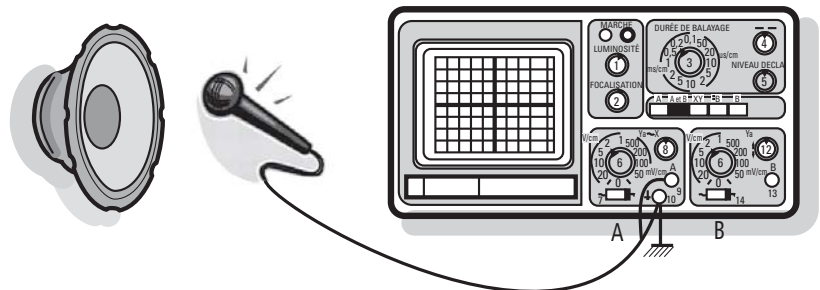
L'oscilloscope permet de mesurer la période d'une tension périodique connaissant l'intervalle de temps correspondant à une division horizontale.

Activité 1

Haut-parleur

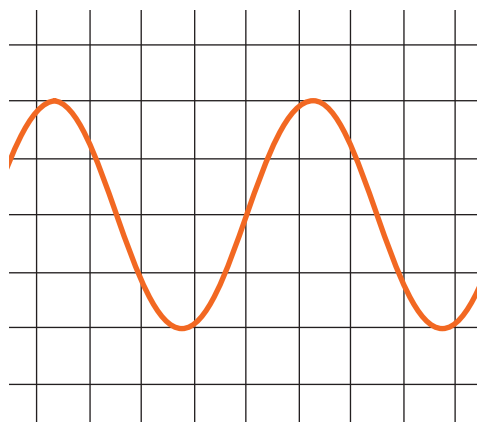
Microphone

Oscilloscope



La membrane d'un haut-parleur a un mouvement sinusoïdal. Les tranches d'air vibrent autour d'une position moyenne, avec la même période temporelle T et donc à la même fréquence f que la membrane.

Un microphone placé devant le haut parleur permet de transformer le mouvement sinusoïdal des vibrations de l'air en une tension électrique de même fréquence visualisée sur l'écran d'un oscilloscope.



Déterminer la période de la tension visualisée sur l'oscillogramme ; l'intervalle de temps d'une division correspond à 0,5 ms.

En déduire la fréquence de l'onde sonore captée par la microphone.



Vitesse de propagation et longueur d'onde

1. Vitesse de propagation du son

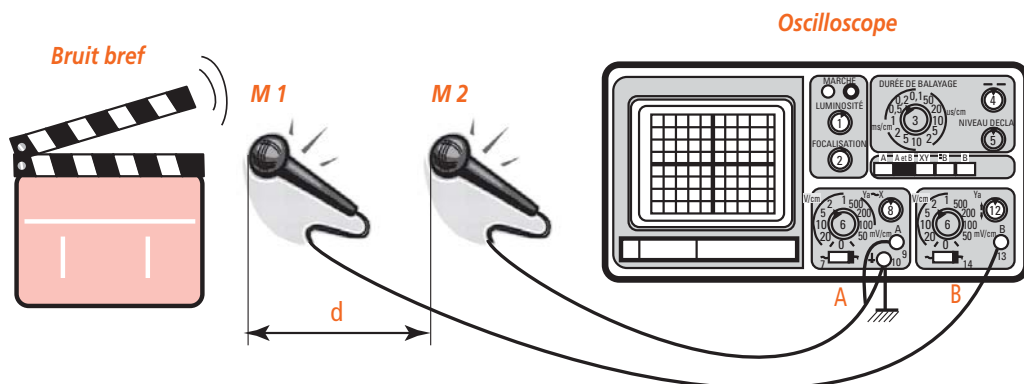
La vitesse moyenne est égale au quotient de la distance parcourue par la durée de parcours : $v = \frac{d}{\Delta t}$.

La vitesse du son dépend du milieu de propagation.

Activité 2 Mesure de la vitesse du son dans l'air

Lorsque l'on provoque un bruit très bref devant un microphone branché sur une voie de l'oscilloscope, on observe l'apparition d'une tension électrique aux bornes de l'oscilloscope.

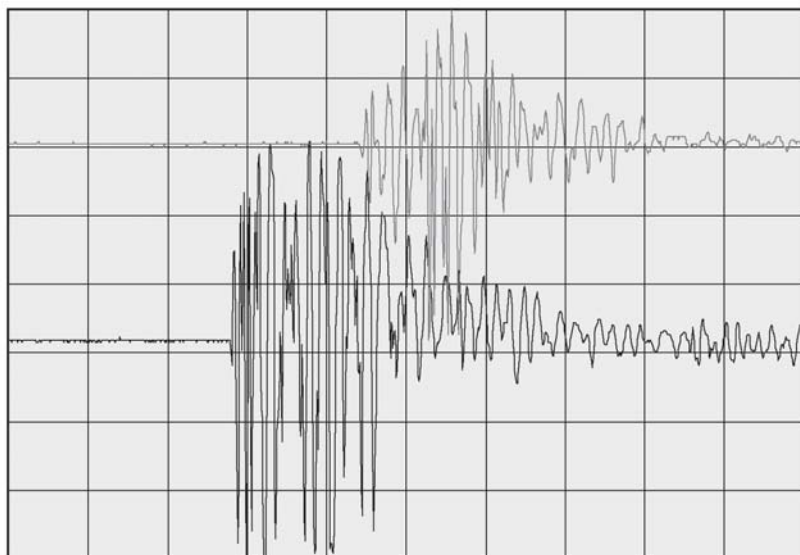
On dispose de deux microphones, M1 et M2. Ils sont dans l'air, la distance qui les sépare est d . Ils sont reliés respectivement aux voies Y_A et Y_B de l'oscilloscope.



Un bruit bref est produit devant M1.

L'oscillogramme suivant a été obtenu grâce à un oscilloscope à mémoire qui a enregistré les tensions apparues aux bornes de deux micros situés à une distance $d = 0,56 \text{ m}$ l'un de l'autre quand un bruit est émis à proximité de l'un d'eux.

air, $d = 0,56 \text{ m}$



balayage $b = 1 \text{ ms/div}$

L'intervalle de temps d'une division correspond à 1 ms .

- Quelle durée s'est écoulée entre la réception du bruit par le micro le plus proche et la réception de ce même bruit par le micro plus éloigné de la source sonore ?
- En déduire la vitesse du son dans l'air.

La vitesse du son dans l'air est de l'ordre de 340 m.s^{-1} à température et pression ordinaires.

2. Longueur d'onde

La longueur d'onde est la distance parcourue par le son en une période T de vibration de la source.

Si v est la vitesse de propagation du son alors : $v = \frac{\lambda}{T} \Rightarrow \lambda = vT = \frac{v}{f}$; λ s'exprime en mètre (m).

La longueur d'onde λ dépend donc :

- de l'émetteur (période et fréquence de vibration) ;
- du milieu de propagation par la vitesse v qui dépend de la nature du milieu.

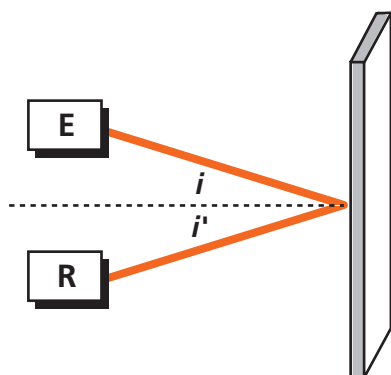
■ Exemple



Propriétés des ultrasons

Nous allons voir deux propriétés qui caractérisent les ondes sonores.

1. Réflexion des ultrasons



La réflexion du son se produit sur des parois éloignées (écho en montagne par exemple,...).

Les ultrasons se réfléchissent mieux que les sons sur des obstacles et sont plus directifs.

Un émetteur émet des salves d'ultrasons dans une direction faisant un angle i avec la normale à la paroi.

Le récepteur R permet de rechercher la valeur maximale de l'amplitude de l'onde réfléchie qui correspond à l'angle i' .

Le rayon réfléchi est dans le plan d'incidence ; l'angle d'incidence est égal à l'angle de réflexion : $i = i'$.

© Cned – Académie en ligne

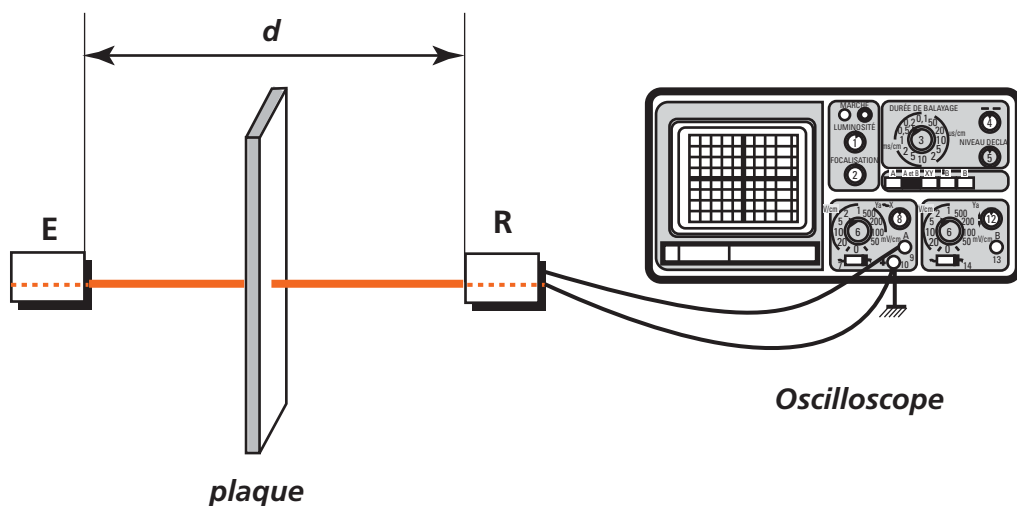
L'intensité sonore diminue de l'autre côté de la paroi. On dit qu'il y a eu absorption du son.

L'absorption dépend :

- * de la nature du matériau traversé,
- * de l'épaisseur de la paroi,
- * de la fréquence du son.

Activité 3 *Mise en évidence de l'absorption des sons suivant les différents matériaux.*

Un récepteur et un émetteur d'ultrasons sont alignés face à face à une distance d'un de l'autre. Un oscilloscope permet de mesurer la tension aux bornes du récepteur.



On prend comme témoin l'amplitude U_0 de la tension aux bornes du récepteur lorsqu'il n'y a pas d'obstacle entre les deux appareils.

Puis, on mesure les tensions (U_1 , U_2 , etc...) en interposant successivement différentes plaques.

	<i>Pas d'obstacle</i>	<i>verre</i>	<i>polystyrène</i>	<i>coton</i>	<i>métal</i>
U_i (V)	1,60	0,20	0,30	0,70	0,10

- ❶ Quel est le matériau le plus absorbant ?
- ❷ Classer les matériaux du moins absorbant au plus absorbant.

3. Applications de l'absorption et de la réflexion des ultrasons

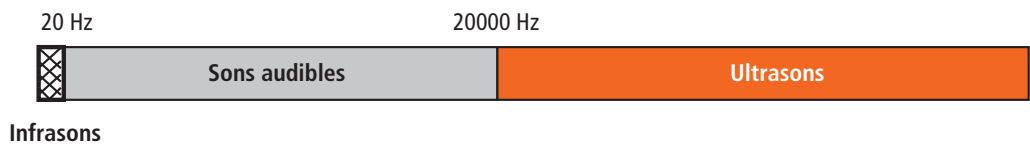
- **Le télémètre** : c'est un appareil à ultrasons qui permet de mesurer les dimensions d'une pièce.
- **Le sonar** : il repose sur le même principe que le télémètre. Le dispositif est placé sous la coque d'un bateau et permet d'évaluer la distance entre le bateau et le premier obstacle rencontré (fond marin, banc de poissons, ...).
- **L'échographie** utilisée en médecine est basée sur le même principe.

Résumé

Le déplacement du son correspond à la propagation de l'onde sonore.

La propagation de l'onde sonore nécessite un milieu matériel : gaz, liquide, solide.

Domaine de fréquence des ondes sonores



La vitesse du son dans l'air est de l'ordre de 340 m.s^{-1} à température et pression ordinaires.

Une onde sonore transporte de l'énergie ; lorsqu'une onde sonore rencontre une paroi, une partie de l'énergie est prise par la paroi, l'autre partie étant réfléchie.

C

Corrigés des activités

Activité 1 La période de la tension visualisée sur l'écran vaut :

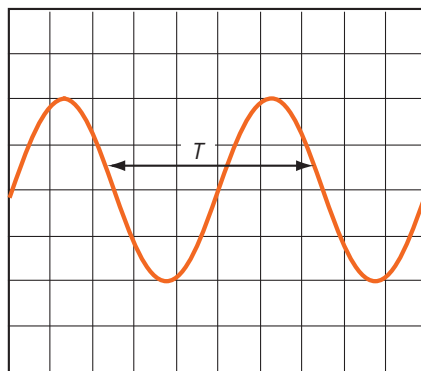
$$T = 5 \times 0,5 = 2,5 \text{ ms.}$$

C'est aussi la période de l'onde sonore captée par le microphone.

La fréquence de l'onde sonore s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

Application numérique :

$$f = \frac{1}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 4,0 \cdot 10^2 \text{ Hz.}$$



Activité 2 a. Durée écoulée entre la réception du bruit par le micro le plus proche et la réception de ce même bruit par le micro plus éloigné de la source sonore : $\Delta t = 1,65 \times 1 = 1,67 \text{ ms}$ (on mesure la durée entre le début des deux signaux).

b. Vitesse du son dans l'air : $v = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow v = \frac{0,56}{1,65 \cdot 10^{-3}} = 339 \text{ m.s}^{-1}$.

- Activité 3**
- ① L'intensité sonore est proportionnelle à l'amplitude de la tension ; le métal est donc le matériau le plus absorbant.
 - ② En comparant les différentes tensions obtenues, on s'aperçoit que le coton laisse relativement passer les ondes sonores ; le polystyrène est plus perméable aux ultrasons que le verre qui est plus perméable que le métal.

coton	polystyrène	verre	métal
Moins absorbant			Plus absorbant

Chapitre 3

Ondes électromagnétiques

Objectifs

- ▶ Connaître les domaines de fréquences des ondes électromagnétiques
- ▶ Connaître la valeur de la vitesse de propagation des ondes électromagnétiques.

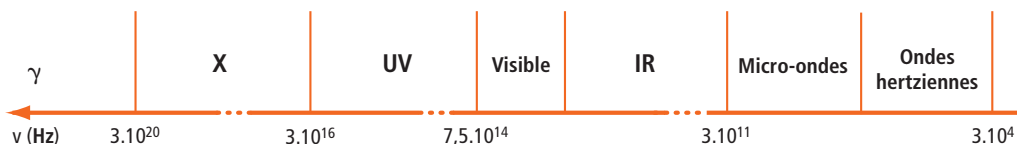
A

Domaines de fréquences

Les ondes hertziennes, les micro-ondes, les radiations infrarouges, la lumière, les rayons ultraviolets, les rayons X, les rayons γ sont des ondes électromagnétiques.

Nous pouvons classer les ondes électromagnétiques par leurs fréquences mais aussi par leurs longueurs d'onde.

1. Echelle des fréquences



2. Célérité de la lumière

Les ondes électromagnétiques se propagent à la vitesse de la lumière c dans le vide et dans l'air et à une vitesse plus faible dans les autres milieux.

La vitesse de propagation (ou célérité) d'une onde est notée c .

Dans le vide (mais aussi dans l'air) la valeur de la célérité de la lumière est :
 $c = 300\,000 \text{ km.s}^{-1} = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

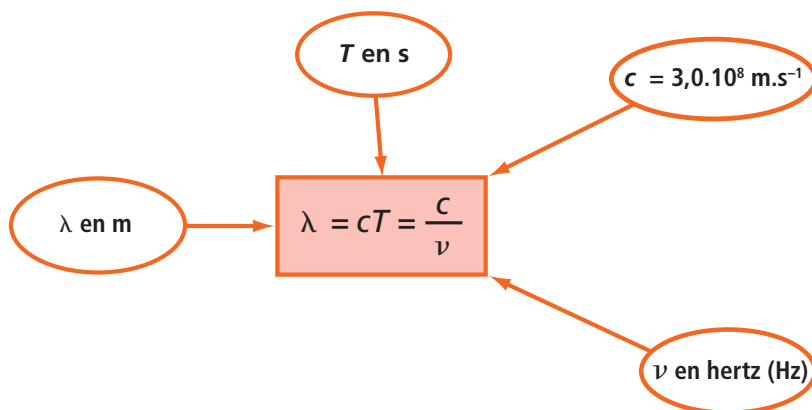
La célérité de la lumière dépend de la nature du milieu traversé.

Par exemple dans l'eau : $c_{\text{eau}} = 2,26.10^8 \text{ m.s}^{-1}$; dans le verre : $c_{\text{verre}} = 2,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

3. Longueur d'onde et fréquence

La longueur d'onde d'une radiation lumineuse est la distance parcourue par l'onde pendant une période de vibration T de la source. On la note λ . Son unité est le mètre (m).

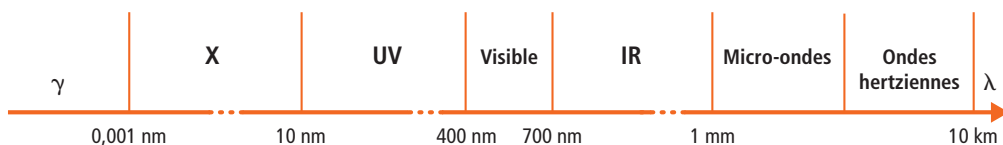
On admettra que la longueur d'onde d'une onde électromagnétique est liée à sa période T et à sa fréquence ν par la relation : $\lambda = cT = \frac{c}{\nu}$ où c est la célérité de la lumière.



- Activité 1**
- 1 Quelle est la longueur d'onde des ondes émises en modulation de fréquence par la station de radio des autoroutes (107,7 MHz) ?
 - 2 France-Inter émet en grandes ondes sur la longueur d'onde 1849 m. Quelle est la fréquence de cet émetteur ?
 - 3 A quel domaine appartiennent ces ondes ?

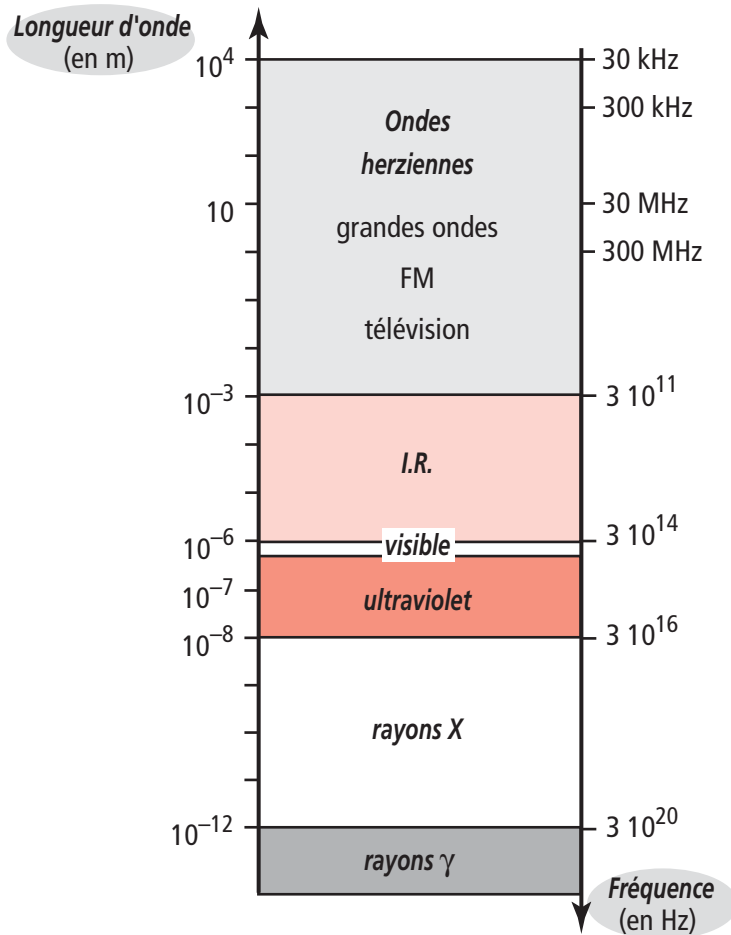
4. Echelle des longueurs d'onde

Echelle des longueurs d'onde pour les différents domaines



- Activité 2** Compléter le tableau suivant concernant les sous multiples de l'unité « mètre » en suivant l'exemple donné.

Un micromètre	Un nanomètre	Un millimètre	Un picomètre	Un kilomètre
				1 km
				10^3 m



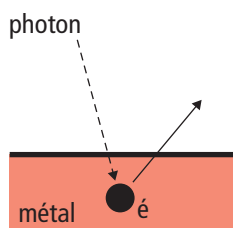
Activité 3 Quand la longueur d'onde diminue, que fait la fréquence ?



B Énergie du rayonnement électromagnétique

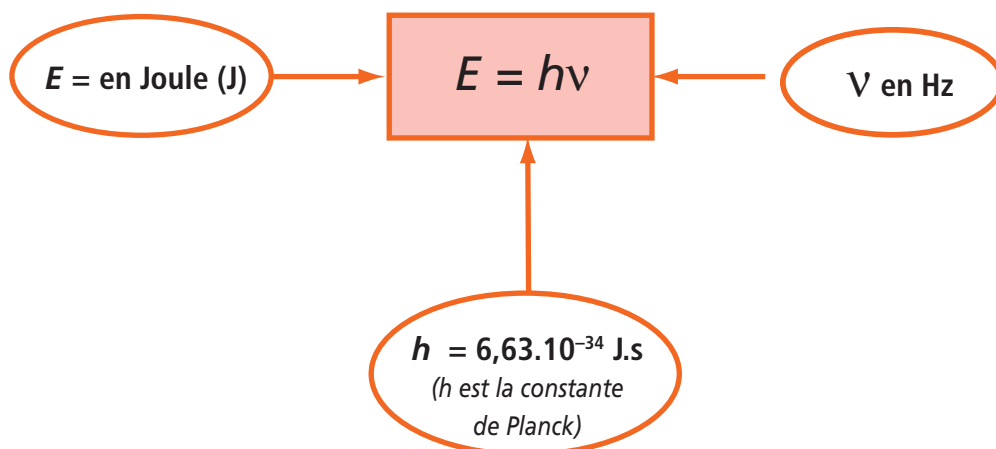
A toute onde électromagnétique on peut donc associer un corpuscule énergétique se propageant à la vitesse de la lumière, le photon. On admettra qu'une onde électromagnétique peut s'interpréter comme un « flux » de photons.

C'est Albert Einstein qui, à partir de 1905, a développé le concept de photon pour expliquer des observations expérimentales ; lorsqu'on éclaire, par exemple, un métal par de la lumière, un électron peut être extrait si l'énergie du rayonnement électromagnétique est suffisante (effet photoélectrique).



On admettra que l'énergie E (d'un photon) (en J) est liée à la fréquence ν du rayonnement par la relation : $E = h\nu$ avec $\nu = \frac{c}{\lambda}$.

Attention : la fréquence est notée ν pour un rayonnement électromagnétique.



Activité 4 Compléter le tableau en calculant les énergies associées aux rayonnements.

Rayonnement	IR	Visible	UV	X
Longueur d'onde	1000 nm	600 nm	300 nm	1 nm
Energie d'un photon				

Compléter la ligne suivante.

Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie du rayonnement



Absorption des rayonnements électromagnétiques

Chaque photon transporte une énergie : $E = h\nu$; plus l'énergie du photon est importante et plus le rayonnement sera nocif.

L'énergie du photon augmente :

- Lorsque sa fréquence augmente
- Lorsque la longueur d'onde diminue

L'absorption des rayonnements est fonction :

- de l'énergie du photon (c'est-à-dire de la fréquence et de la longueur d'onde)
- et de la matière traversée.

Activité 5 Classer les rayonnements par ordre décroissant d'énergie du photon.

Rayonnement	IR	γ	UV	hertziennne	X	Visible
Longueur d'onde	$1 \mu\text{m}$	$0,0005 \text{ nm}$	300 nm	100 m	1 nm	600 nm
Energie d'un photon						

1. Ondes hertziennes

Le principal effet des ondes hertziennes consiste dans un échauffement des tissus. C'est pourquoi les recommandations relatives à l'exposition aux champs de fréquence hertziennne sont destinées à éviter tout effet thermique local ou général.

■ Exemple

Utilisation des téléphones portables : en négligeant la circulation du sang, l'augmentation de température cérébrale serait de 1°C en 33 minutes d'utilisation.

Il vaut mieux téléphoner sur des courtes durées tout en maintenant l'appareil éloigné de l'oreille.

Par prudence, certains scientifiques conseillent pour les téléphones portables de :

- ne pas utiliser votre téléphone mobile plus de 5 mn par jour,
- ne pas le porter sur soi en veille près des organes vitaux,
- d'opter pour un kit main libre permettant d'éloigner l'antenne du cerveau.

2. Rayonnement infrarouge IR

Une ampoule émet de la lumière parce que le filament est chauffé par le passage du courant ; le filament chauffé rayonne de la lumière visible et des IR. D'une façon générale, tous les corps chauffés émettent de l'énergie sous forme d'infrarouge même s'ils ne sont pas lumineux.

■ Domaine des infrarouges



Comme tout rayonnement électromagnétique, le rayonnement infrarouge est absorbé par les matériaux qu'ils rencontrent ; en raison de leurs longueurs d'onde, le mécanisme d'absorption des infrarouges se fait par transfert d'énergie thermique. Le rayonnement infrarouge perd de l'énergie en chauffant la matière qui l'absorbe.

Une conséquence de l'absorption des infrarouges par certains gaz de l'atmosphère (dioxyde de carbone, méthane, oxydes d'azote, ozone) est l'effet de serre.

Le diazote et le dioxygène (c'est-à-dire l'air) sont transparents aux IR.

Le dioxyde de carbone, les oxydes d'azote et la vapeur d'eau sont très fortement absorbants.

Activité 6 *Rechercher sur Internet ou dans une encyclopédie ce qu'est l'effet de serre ; on répondra aux questions suivantes.*

- ❶ Quelle est la source de rayonnement infrarouge dans l'effet de serre ?
- ❷ L'effet de serre se traduit-il en premier par un réchauffement de la Terre dû au soleil ou par un réchauffement de la Terre dû au réchauffement de l'atmosphère ?
- ❸ L'effet de serre est-il naturel ?
- ❹ Citer un gaz responsable de l'augmentation de cet effet de serre.

3. Le rayonnement visible (voir le chapitre 4)

Le Soleil, les filaments chauffés à haute température, les tubes à gaz sous faible pression, les lasers sont des sources de lumière. La lumière est une onde électromagnétique.



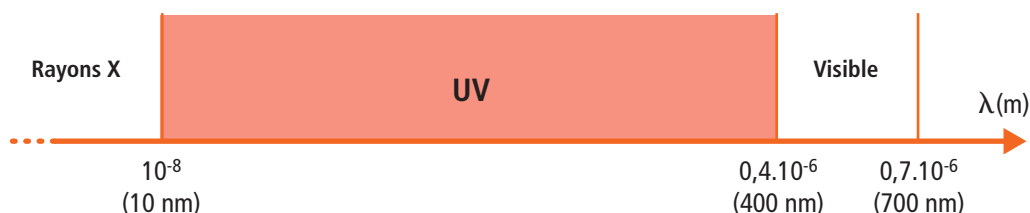
4. Rayonnement ultraviolet UV

Les sources d'ultraviolet sont, avant tout, naturelles : le Soleil et les étoiles produisent des ultraviolets.

On utilise des lampes à vapeur (gaz) ; une décharge électrique dans les gaz à basse pression excite les électrons qui en se réorganisant produisent des UV.

Exemple : la lampe à vapeur de mercure (rayonnement UV de 0,2 à 0,4 μm .).

■ Domaine des ultraviolets



Les longueurs d'onde des ondes UV étant plus petites que celles du visible, les photons UV sont donc beaucoup plus énergétiques.

Il existe trois types de rayonnements UV classés en fonction de leur longueur d'onde.

Ils n'ont pas la même activité biologique ni le même pouvoir de pénétration de la peau.

Plus le rayonnement UV a une longueur d'onde courte, plus il est nocif.

Par contre, le rayonnement UV de courte longueur d'onde a un pouvoir de pénétration cutanée moindre.

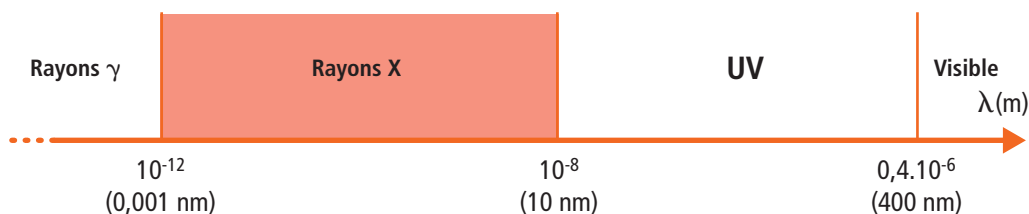
■ Importance de la couche d'ozone

Les UVC sont les plus dangereux mais ils sont arrêtés par la couche d'ozone ; la disparition partielle de la couche d'ozone entraînerait une recrudescence des cancers de la peau, des maladies des yeux, une diminution du phytoplancton, ...

5. Le rayonnement X

Principe : lorsqu'un faisceau d'électrons heurte une plaque métallique, les électrons sont absorbés par la matière qui les reçoit et celle-ci rayonne des ondes électromagnétiques dans le domaine des rayons X.

■ Domaine des rayons X



L'absorption des rayons X est fonction :

- de la longueur d'onde (c'est-à-dire de l'énergie du photon X)
- et de la matière traversée.

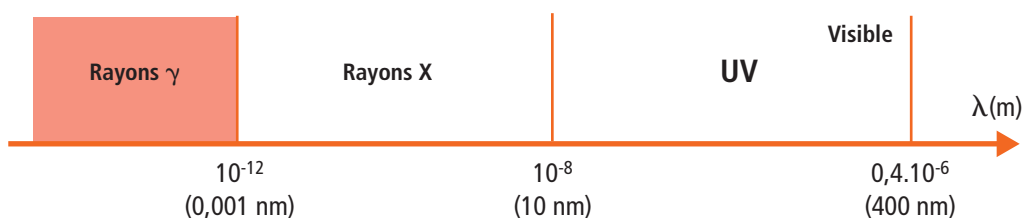
L'absorption augmente avec le numéro atomique Z de l'élément chimique.

Plus Z est grand, plus l'atténuation est grande.

L'écran de protection sera donc plus fin si on utilise un élément ayant un numéro atomique (Z) élevé. Par conséquent, des écrans et des tabliers de plomb protègent les manipulateurs en radiologie médicale.

6. Le rayonnement γ

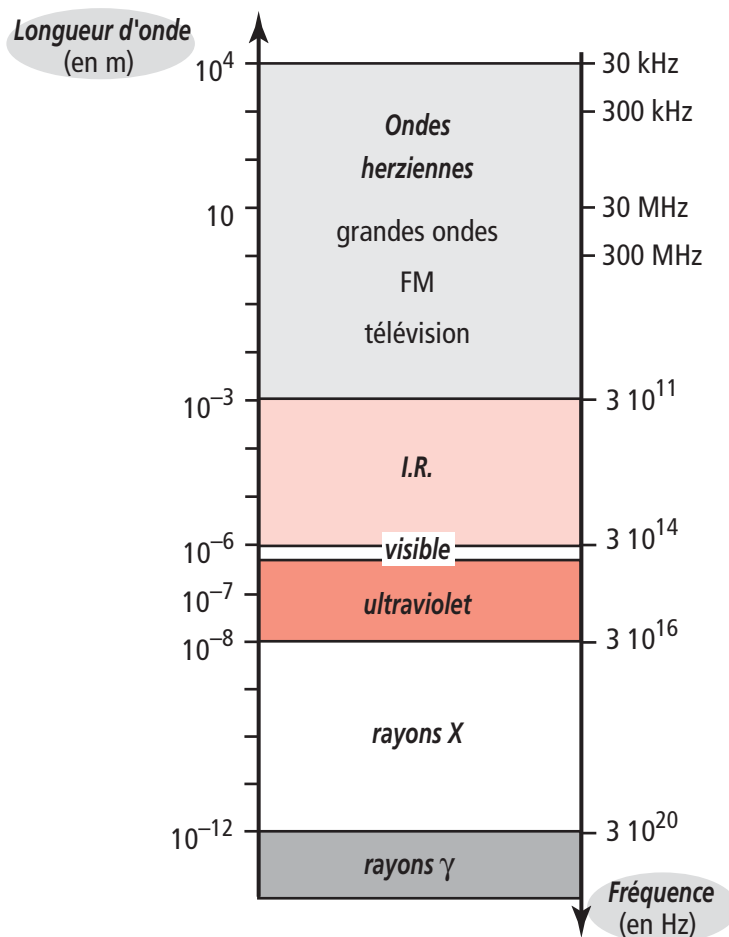
■ Domaine des rayons γ



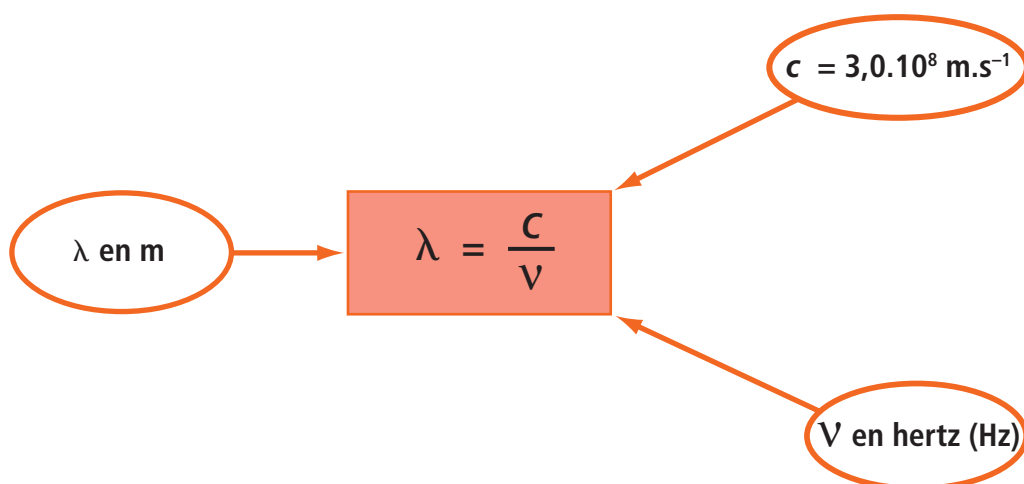
Le rayonnement γ (gamma) correspond à un rayonnement électromagnétique de très courte longueur d'onde, c'est-à-dire de très haute fréquence et donc de très grande énergie. Le rayonnement γ est très pénétrant. Il faut pour l'absorber un écran épais en plomb ou en béton.

Résumé

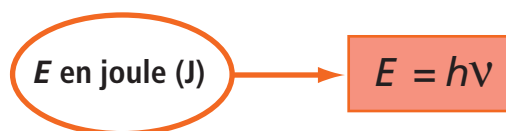
Domaines des ondes électromagnétiques



Dans le vide (mais aussi dans l'air) la valeur de la célérité de la lumière est : $c = 300\,000 \text{ km.s}^{-1}$.



Energie d'un photon



Plus l'énergie du photon est importante et plus le rayonnement sera nocif.

L'absorption des rayonnements est fonction :

- de l'énergie du photon, c'est-à-dire de la fréquence (et de la longueur d'onde)
- et de la matière traversée.

Corrigés des activités

- Activité 1**
- La longueur d'onde des ondes émises en modulation de fréquence par la station de radio des autoroutes (107,7 MHz) s'exprime par : $\lambda = \frac{c}{\nu}$.
Application numérique : $\lambda = \frac{3,0 \cdot 10^8}{107,7 \cdot 10^6} = 2,8 \text{ m}$.
 - La fréquence de l'émetteur France-Inter s'exprime par : $\nu = \frac{c}{\lambda}$.
Application numérique : $\nu = \frac{3,0 \cdot 10^8}{1849} = 1,6 \cdot 10^5 \text{ Hz}$.
 - Ces ondes appartiennent au domaine des ondes hertziennes.

Activité 2

Un micromètre	Un nanomètre	Un millimètre	Un picomètre	Un kilomètre
1 μm	1 nm	1 mm	1 pm	1 km
10^{-6} m	10^{-9} m	10^{-3} m	10^{-12} m	10^3 m

- Activité 3** Quand la longueur d'onde diminue la fréquence augmente.

- Activité 4** L'énergie E d'un photon UV s'écrit : $E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$.
Application numérique : $E_{UV} = 6,62 \cdot 10^{-34} \frac{3,0 \cdot 10^8}{300 \cdot 10^{-9}} = 6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Rayonnement	IR	Visible	UV	X
Longueur d'onde	1000 nm	600 nm	300 nm	1 nm
Energie d'un photon	$2,0 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$	$2,0 \cdot 10^{-16} \text{ J}$

Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie du rayonnement augmente.

- Activité 5** La fréquence s'exprime en fonction de la longueur d'onde : $\nu = \frac{c}{\lambda}$.
Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie

du rayonnement augmente. Le plus nocif sera celui qui a la plus courte longueur d'onde.

Rayonnement	IR	γ	UV	hertziennne	X	Visible
Longueur d'onde	1 μm	0,0005 nm	300 nm	100 m	1 nm	600 nm
Energie d'un photon	5	1	3	6	2	4

Activité 6 ❶ Le rayonnement solaire qui arrive sur Terre, et qui n'a pas été absorbé par l'atmosphère, chauffe le sol. Le sol, comme tout corps chaud, émet des rayonnements, et en particulier une grande partie de ces radiations sont des infrarouges.

La source de rayonnement infrarouge dans l'effet de serre est la Terre.

❷ Ces infrarouges émis se dirigent vers le haut et donc traversent l'air contenant certains gaz qui les absorbent. Cette absorption se fait par transfert thermique de l'énergie des infrarouges vers l'air. On a donc un échauffement de l'atmosphère résultant de cette absorption.

L'effet de serre se traduit en premier par un réchauffement de la Terre du au réchauffement de l'atmosphère.

❸ L'effet de serre est un phénomène naturel mais qui augmente avec l'activité humaine.

❹ Le dioxyde de carbone est un gaz responsable de cet effet de serre.

Chapitre 4

La lumière

Objectifs

- ▶ Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu
- ▶ Savoir que la lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans l'air
- ▶ Connaître la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air
- ▶ Savoir que la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique
- ▶ Connaître le domaine des radiations visibles.
- ▶ Connaître les lois de la réfraction et le phénomène de réflexion totale.

A

Propagation de la lumière

1. Sources de lumière

Tout corps solide porté à haute température émet de la lumière (filaments chauffés à haute température, le Soleil, ...).

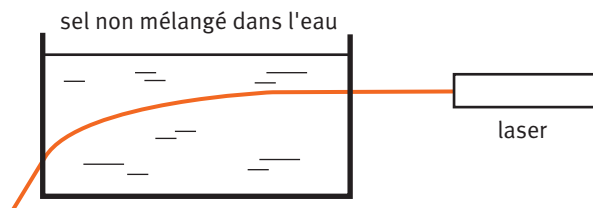
A faible pression, de nombreux gaz, subissant par exemple une décharge électrique, émettent de la lumière.

Les lasers sont aussi des sources de lumière.

2. La lumière se propage-t-elle en ligne droite ?

La lumière se propage dans le vide, et dans les milieux transparents (air, eau, gaz, verre, etc...).

Observons la lumière provenant d'un laser qui traverse une cuve remplie d'eau et de sel non mélangé.



La lumière se propage en ligne droite dans l'air mais pas dans le mélange d'eau et de sel.

Propagation rectiligne de la lumière : la lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans l'air.

3. Vitesse de la lumière

Dans le vide (et dans l'air), la vitesse de la lumière est $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Par contre la vitesse de la lumière dans un milieu transparent dépend du milieu dans laquelle elle se propage.



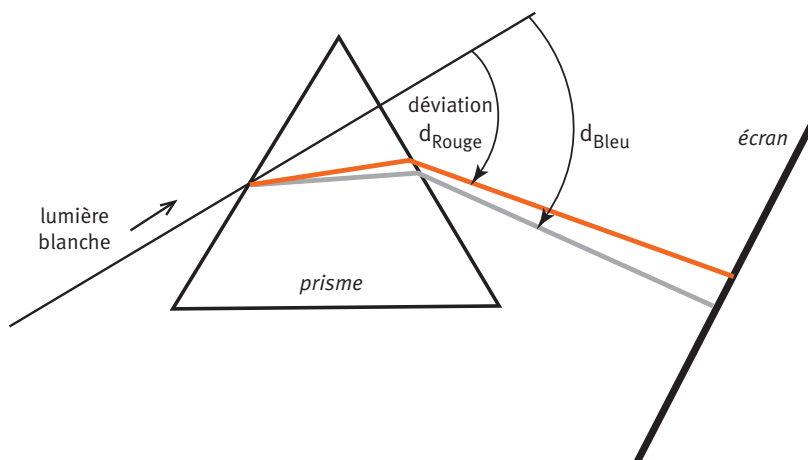
Domaine du visible

1. Décomposition de la lumière

a. Décomposition de la lumière blanche

Tout corps solide porté à haute température émet de la lumière blanche (filament d'une lampe par exemple).

Expérience : on éclaire une fente avec de la lumière blanche et le faisceau obtenu est dirigé sur la face d'un prisme.



On remarque que la lumière est déviée par le prisme.

Le faisceau qui sort du prisme est réparti sur l'écran. La couleur bleue est plus déviée que le rouge.

La lumière blanche est décomposée par le prisme.

Le spectre de la lumière blanche est composé de toutes les couleurs de l'arc-en-ciel.

Le spectre est continu du rouge au violet ; il n'y a pas de couleurs qui manquent dans le spectre.

Tout corps solide porté à haute température émet donc un spectre continu.

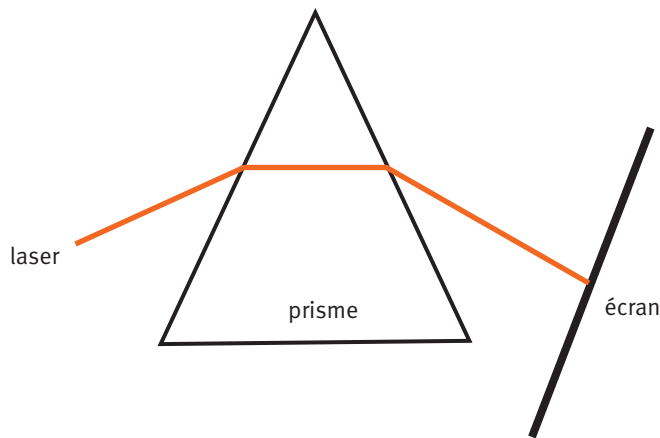
Plus la température est élevée et plus le spectre s'enrichit en radiations allant vers le violet.

b. Décomposition de la lumière émise par un laser

Activité 1 *Rechercher la signification du mot LASER ? En quelle année a-t-il été découvert ?*

Pourquoi la lumière laser est-elle différente de la lumière ordinaire émise par le Soleil, ou par une ampoule ?

Effectuons la même expérience que dans le paragraphe a ; le faisceau rouge d'un laser est dirigé sur la face du prisme.



Le faisceau laser est dévié ; nous n'observons qu'une seule couleur sur l'écran : la couleur rouge initiale.

La lumière produite par un laser est constituée d'une seule radiation (lumière monochromatique) alors que la lumière blanche est constituée de plusieurs radiations (lumière polychromatique).

c. Décomposition de la lumière émise par une lampe à mercure

On éclaire une fente avec de la lumière émise par une lampe à mercure ; le faisceau obtenu est dirigé sur la face du prisme.

On observe sur l'écran des radiations distinctes : **un spectre de raies.**

La lumière émise par la lampe de mercure est polychromatique : elle contient plusieurs radiations lumineuses.



2 Domaine des longueurs d'onde visibles

Nous avons vu dans le paragraphe précédent que la lumière est constituée de radiations lumineuses.

Une radiation lumineuse est caractérisée par sa longueur d'onde λ dans le vide ou dans l'air.

La longueur d'onde s'exprime en mètre (m).

La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique

Le radiation rouge du laser utilisé dans le paragraphe précédent est caractérisée par sa longueur d'onde : $\lambda = 633 \text{ nm}$.

Pour le domaine des ondes visibles, l'intervalle de longueurs d'onde est souvent donné avec des valeurs arrondies [400 nm ; 800 nm].



Les couleurs peuvent être associées à des intervalles de longueurs d'onde différentes.

$\lambda \text{ (nm)}$	380–450	450–495	495–570	570–590	590–620	620–780
Couleurs	violet	bleu	vert	jaune	orange	rouge

Activité 2 Compléter le tableau suivant concernant les sous multiples de l'unité « mètre » en suivant l'exemple donné.

Un millimètre	Un nanomètre	Un micromètre	Un picomètre	Un centimètre
1 mm				
10^{-3} m				

Les ondes lumineuses visibles par notre œil ne représentent qu'une petite partie du vaste domaine des ondes électromagnétiques.

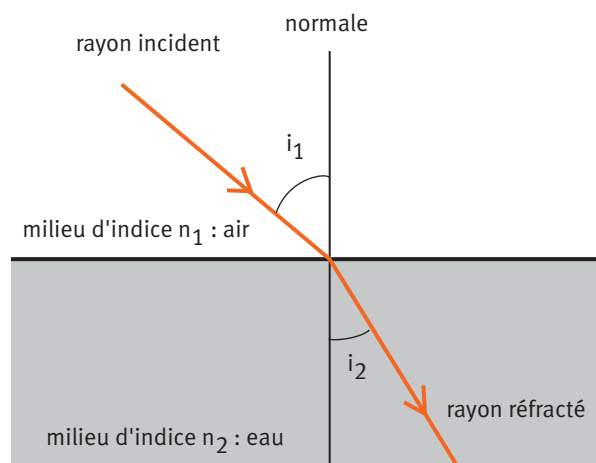
Ci-dessous les domaines des radiations de la lumière visible, des UV et des IR.



Réfraction et réflexion totale

1. Réfraction

Si l'on éclaire la surface de l'eau avec un faisceau laser, on constate que la lumière change de direction lorsqu'elle passe de l'air à l'eau.



Le phénomène de réfraction a lieu lorsque la lumière arrive à la surface de séparation de deux milieux transparents d'indices de réfraction n_1 et n_2 différents.

La réfraction se caractérise par un changement de la direction de propagation de la lumière au passage de la surface de séparation.

Remarque

à la réfraction est associée une réflexion partielle sur la surface de séparation des deux milieux transparents ; on observe un rayon réfléchi de faible intensité que l'on négligera dans ce paragraphe.

1^{ère} loi de Snell-Descartes : le rayon incident et le rayon réfracté sont dans le même plan : le plan d'incidence.

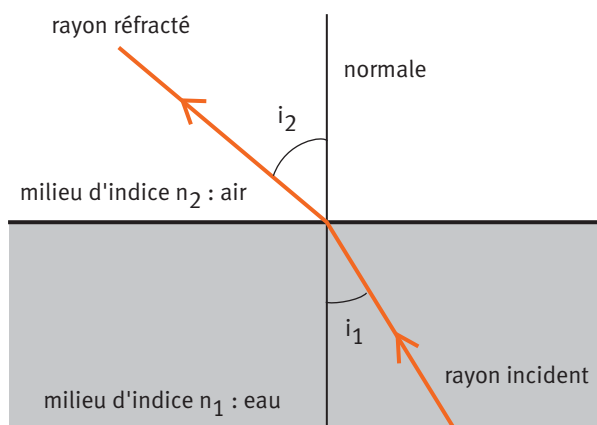
Ce plan d'incidence contient le rayon incident et la normale au point d'incidence. Il est perpendiculaire à la surface de séparation des deux milieux d'indices différents.

2^{ème} loi de Snell-Descartes : l'angle d'incidence i_1 et l'angle de réfraction i_2 (angle entre la normale et le rayon réfracté) sont liés par la relation : $n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2$

Un rayon lumineux perpendiculaire à la surface de séparation des deux milieux n'est pas dévié ($i_1 = 0 \Rightarrow i_2 = 0$).

Si la lumière passe d'un milieu à un autre, d'indice plus grand, (par exemple : passage de l'air dans l'eau), i_2 sera plus petit que i_1 et donc le rayon lumineux se rapprochera de la normale (voir figure ci-dessus).

Dans le cas contraire (par exemple si la lumière passe de l'eau dans l'air) le rayon lumineux réfracté s'écartera de la normale.



2. Réflexion totale

Lorsque le milieu 1 (exemple : du verre) a un indice n_1 supérieur à l'indice n_2 du milieu 2 (par exemple : de l'air), nous avons vu que l'angle réfracté i_2 est alors supérieur à l'angle incident i_1 .

Que se passe-t-il si l'on augmente l'angle d'incidence i_1 ?

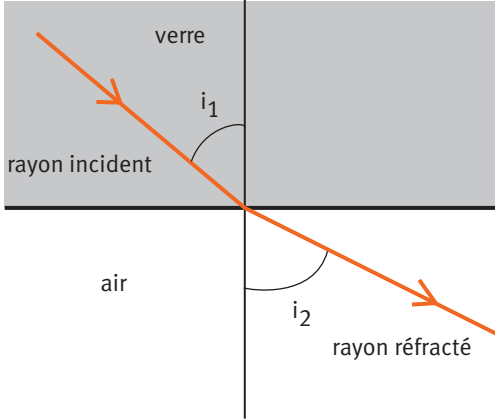


Figure 1

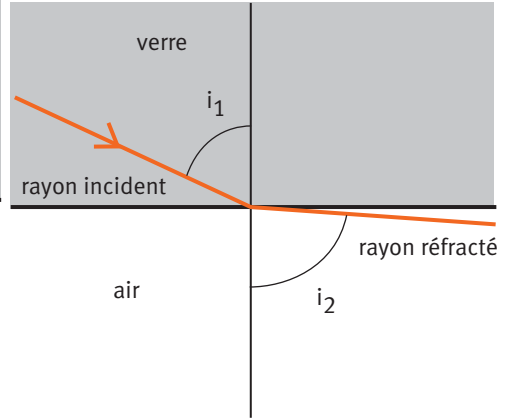


Figure 2

Le rayon réfracté se rapproche alors de la surface de séparation verre-air (figure 1 puis 2).

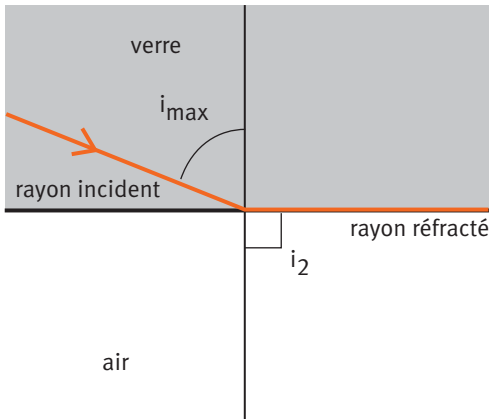


Figure 3

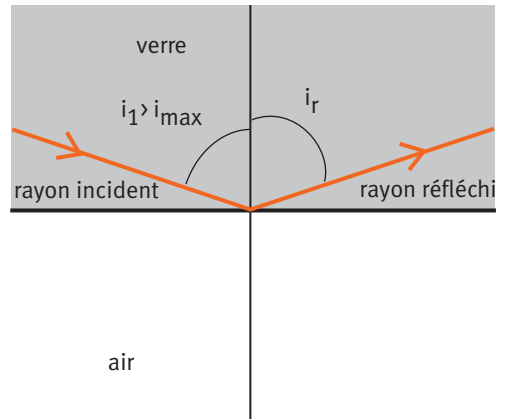


Figure 4

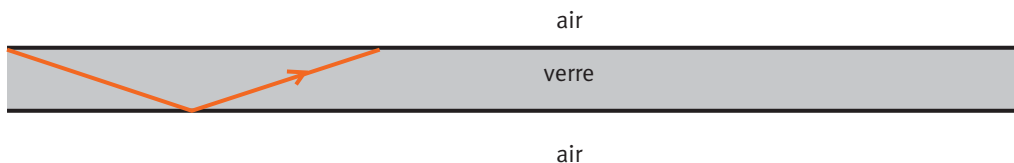
Lorsque l'angle d'incidence est égal à la valeur i_{max} (figure 3), le rayon réfracté est tangent à la surface de séparation.

Activité 3 Dans le cas de la figure 3 précédente, exprimer $\sin i_{max}$ en fonction de n_1 et n_2 .

Calculer l'angle i_{max} pour $n_1 = 1,52$ et $n_2 = 1,00$.

Lorsque l'angle d'incidence est supérieur à $i_{\max}$ (*figure 4*), il n'y a plus de rayon réfracté, le rayon incident est réfléchi par la surface de séparation : c'est le phénomène de réflexion totale.

Activité 4 On considère un cylindre de verre où se propage un rayon lumineux. Tracer le rayon lumineux jusqu'à l'extrémité droite du cylindre de verre en justifiant votre réponse.



Résumé

La lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans l'air.

Dans le vide (et dans l'air), la vitesse de la lumière est $c = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

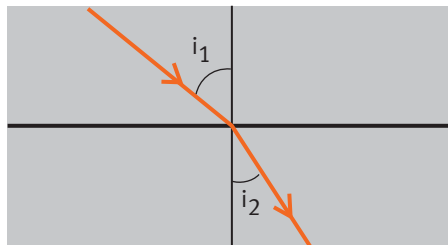
Tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu.

La longueur d'onde caractérise, dans l'air et dans le vide, une radiation monochromatique

Pour le domaine des radiations visibles, l'intervalle de longueurs d'onde correspond à : $[400 \text{ nm} ; 800 \text{ nm}]$.



La réfraction se caractérise par un changement de la direction de propagation de la lumière au passage de la surface de séparation de deux milieux transparents différents.

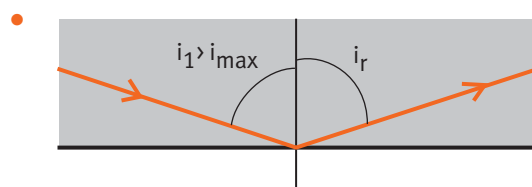


2^e loi de Snell-Descartes : l'angle d'incidence i_1 et l'angle de réfraction i_2 (angle entre la normale et le rayon réfracté) sont liés par la relation :

$$n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2$$

Il y a réflexion totale lorsque :

- l'indice de réfraction du milieu où se trouve le rayon est supérieur à l'indice du milieu extérieur
- l'angle d'incidence de la lumière sur la paroi de séparation des deux milieux est supérieur à l'angle limite $i_{\max}$.



Corrigés des activités

Activité 1 Le mot L.A.S.E.R. signifie « Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation ».

Le Laser a été découvert en 1960.

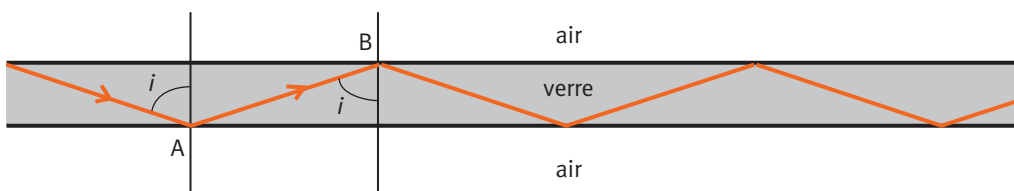
Activité 2

Un millimètre	Un nanomètre	Un micromètre	Un picomètre	Un centimètre
1mm	1nm	1μm	1pm	1cm
10^{-3} m	10^{-9} m	10^{-6} m	10^{-12} m	10^{-2} m

Activité 3 $n_1 \sin i_{\max} = n_2 \sin \frac{\pi}{2} \Rightarrow \sin i_{\max} = \frac{n_2}{n_1}$.

Faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,00}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 41,1^\circ$.

Activité 4 L'angle i que fait le premier rayon avec la normale en A est supérieure à $i_{\max}$ puisqu'il y a réflexion totale en A ; comme l'angle i se retrouve ensuite en B, il y aura aussi réflexion totale et ainsi de suite.



Chapitre 5

Mesure d'une durée

Objectifs

- Connaître les phénomènes astronomiques permettant une mesure d'une durée.
- Connaître les dispositifs construits par l'Homme.
- Être capable de porter un regard critique sur un protocole de mesure d'une durée en fonction de la précision attendue

A

La durée

« Je suis arrivé en gare de Rennes depuis 1 heure et je monte dans un taxi ». Cette phrase nous permet-elle de savoir à quelle heure la personne est arrivée à Rennes ?

Cette personne est peut-être arrivée à 1 heure du matin en gare de Rennes mais elle est aussi bien arrivée à une autre heure et attend depuis 1 heure.

Prenons l'exemple où cette personne est arrivée à 0 h 30 et a attendu 1 heure. On peut distinguer la date représentant l'instant d'arrivée (0 h 30) et la durée (1 heure).

L'évènement (arrivée à la gare) se produit à un instant repéré par une date t_1 ; le 2^e évènement (montée dans le taxi) se produit à l'instant de date t_2 .

Par définition, la durée, notée Δt , est l'intervalle de temps qui sépare deux événements :

$$\Delta t = t_2 - t_1.$$

L'unité internationale de la durée est la seconde (s).

Compléter le tableau suivant concernant les unités de durées.

Durée	1 heure	1 jour	1 h 40 min	5h 5 min
En minutes				
En secondes				

Pour mesurer une durée, il est nécessaire d'avoir une durée « étalon », c'est-à-dire de faire appel à des événements qui reviennent régulièrement, donc d'avoir un phénomène périodique.

Nous avons vu qu'un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identiquement à lui-même à intervalles de temps réguliers.

L'Homme a toujours cherché à se repérer dans le temps.

Pour la « mesure du temps », il a d'abord fait appel à des phénomènes naturels répétitifs puis il a créé des dispositifs permettant de mesurer ces durées (horloges, chronomètres, ...).

Le chronométrage, c'est-à-dire la mesure des durées, est présent dans tous les domaines (sportif, transport, travail, ...) et fait appel à des techniques de plus en plus sophistiquées.

La précision attendue ne sera pas la même sur un Grand Prix de Formule 1 (course automobile) ou sur un marathon.



L'Homme et la mesure des durées

Il y a 500 000 ans, il avait déjà observé l'alternance des jours et des nuits, les phases de la Lune, le rythme des saisons. Plusieurs siècles plus tard, l'Homme a utilisé l'ombre d'un gnomon (un bâton planté dans le sol éclairé par le Soleil) puis le cadran solaire mais ces instruments sont inefficaces la nuit. Il a alors utilisé un réservoir d'eau ou de sable gradué qui se vide régulièrement. Ce fut une première mesure de la durée.

1. Les phénomènes astronomiques

a. Alternance du jour et de la nuit

La Terre tourne sur elle-même autour de l'axe passant par le pôle nord et le pôle sud. Cette rotation permet l'alternance du jour et de la nuit. Pour un observateur terrestre, le phénomène est presque périodique ; il ne l'est pas exactement puisque les journées d'été sont plus longues que celles d'hiver.

Le jour est une unité de temps ; c'est la durée moyenne entre deux levers consécutifs du Soleil.

Le jour fut d'abord divisé en six (il y a 5000 ans à Babylone), puis en 12 (en Egypte) et enfin en 24 heures.

Pour les Romains, l'heure était de durée variable suivant les saisons. Les Babyloniens, dont le système de numération était différent du notre, divisèrent l'heure en 60 parties égales (les minutes) puis la minute en 60 secondes.

Dans une heure il y a donc 60 minutes ou 3600 secondes ; dans un jour, il y a 86400 secondes.

b. Les phases de la Lune

Pour un observateur terrestre, l'intervalle entre deux phases identiques de la Lune est aussi une unité de temps : le mois lunaire ou lunaison.

Entre deux pleines lunes, il y a 29,5 jours. L'apparition de la pleine lune pour un observateur terrestre est donc un phénomène périodique de période $T = 29,5$ jours.

c. Les saisons

Dans le référentiel héliocentrique (objet de référence : le Soleil), la Terre tourne autour du Soleil en 365,25 jours. Dans le même temps la Terre tourne en une journée autour d'un axe passant par le pôle nord et le pôle sud.

d. Construction des calendriers

Comment se repérer dans le temps en tenant compte du jour solaire, de l'année solaire et du mois lunaire ? Les différentes civilisations ont choisi de construire des calendriers ; certaines ont choisi de « suivre » le Soleil, d'autres la Lune, ...

Mais comment a-t-on situé le commencement du temps ?

- Pour les chrétiens, l'an 1 a démarré le 1^{er} janvier après la naissance de Jésus-Christ.
- Pour les musulmans, l'an 1 a commencé le jour où Mahomet quitta La Mecque pour se réfugier à Médine c'est-à-dire en l'an 622 du système chrétien.

Dans le calendrier du système chrétien, qui est celui du commerce international, l'année compte 12 mois ou 365 jours solaires ; tous les quatre ans, on rajoute un 366^{ème} jour (29 février) pour ajuster ce calendrier à la période de rotation de la Terre autour du Soleil.

D'autres calendriers comptent différemment les années et les mois ; dans le calendrier musulman, l'année correspond à 12 lunaisons soit 354 jours

2. Dispositifs construits par l'Homme

a. Gnomon ; cadran solaire

Le gnomon est un simple bâton planté verticalement dans le sol qui permet d'observer le mouvement de l'ombre du bâton éclairé par le Soleil (voir la photographie sur votre livre).

La longueur de l'ombre et son orientation permettent de se repérer dans le temps.

Cette ombre parcourt très régulièrement un arc de cercle. En gravant des divisions correspondant aux heures sur le sol ou sur un cadran, on a construit un cadran solaire. 2000 ans avant notre ère, les Babyloniens utilisaient déjà des cadrans solaires.

■ **Les horloges mécaniques**

■ **Les horloges électriques et atomiques**

b. Clepsydre ; sablier

Comment mesurer une durée en l'absence de Soleil, la nuit ou lorsqu'il pleut ? 3000 ans avant Jésus-Christ, les Egyptiens utilisaient la clepsydre.

Le principe de la clepsydre est le suivant : un récipient rempli d'eau est percé d'un trou à la base ; des graduations situées à l'intérieur permettent de mesurer des intervalles de temps. Les Grecs avaient perfectionné la clepsydre en lui ajoutant un cadran et une aiguille ; la clepsydre est une horloge à eau.

Avec la clepsydre, il n'y a pas de phénomène périodique qui intervient ; c'est le défilement de l'eau devant des divisions qui intervient.

Le sablier est basé sur le même principe que la clepsydre, mais du sable fin remplace l'eau. Christophe Colomb faisait le point en mer en utilisant la durée d'écoulement d'un sablier retourné, depuis le début du voyage toutes les demi-heures environ.

c. Les horloges

La première horloge mécanique est apparue au X^{ème} siècle. Dans son principe un « poids » accroché à une corde enroulée autour d'un cylindre d'axe horizontal descend lentement en faisant tourner le cylindre ; une roue dentée permet alors à l'aiguille d'avancer (voir la photographie sur votre livre).

Dans une horloge électrique, une pile remplace le poids ou le ressort à spirale. La première horloge électrique date de 1840 ; la première montre électrique n'apparaîtra qu'en 1952.

Dans l'horloge à quartz, un courant électrique très faible, fourni par une pile, suffit à faire vibrer ou osciller un cristal de quartz.

Un cristal de quartz oscille 32768 fois par seconde ; sa fréquence d'oscillation est donc de 32768 Hz.

Cette fréquence est ensuite divisée pour atteindre 1 Hz, l'intervalle de temps est alors la seconde.

Chaque oscillation modifie ensuite l'état électrique d'une mémoire.

En 1958, la précision des horloges est encore améliorée avec la mise au point de l'horloge atomique ; l'atome émet ou absorbe de l'énergie à une fréquence très élevée.

Pour l'atome de césium, la fréquence est de 9 192 631 770 Hz.

d. Oscilloscopes ; ordinateurs

Les ordinateurs actuels sont munis d'une horloge qui permet aussi de mesurer des durées.

L'oscilloscope est un appareil de mesure des tensions électriques ; il permet de visualiser simultanément deux tensions électriques quand elles sont appliquées chacune sur une des deux voies Y_A et Y_B .

L'oscilloscope permet de mesurer la période d'une tension périodique connaissant l'intervalle de temps correspondant à une division horizontale.

Activité 2 En utilisant Internet ou une encyclopédie compléter le tableau suivant :

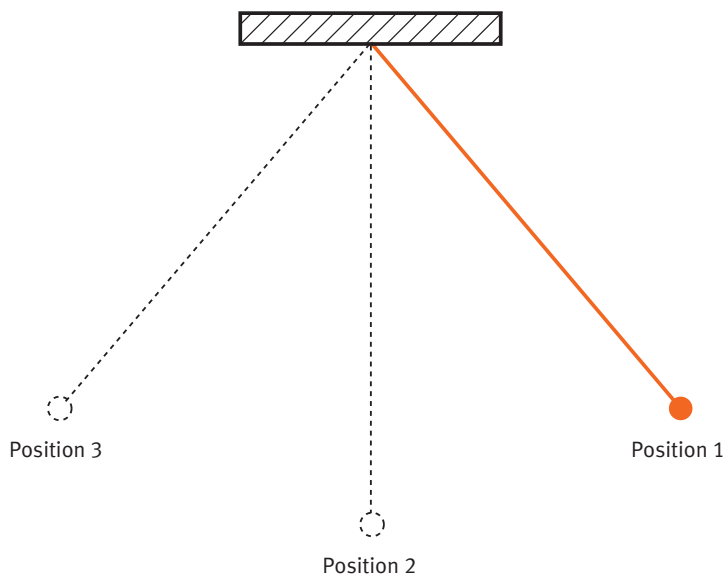
	Epoque et lieu de l'utilisation	Principe de fonctionnement
Cadran solaire		
Clepsydre		
Sablier		
Horloge mécanique		
Horloge à quartz		



Le chronométrage

1. Mesure de la période d'oscillations d'un pendule

Un pendule simple est constitué par un petit objet attaché au bout d'un fil, l'autre extrémité du fil est fixe.



Vous pouvez construire un pendule simple avec du fil à coudre et un petit objet (bille en fer, morceau de plomb, ...). Suspendez l'autre extrémité du fil à un support.

Ecartez le pendule et lâchez-le ; le pendule oscille.

En utilisant le chronomètre d'une montre vous allez pouvoir mesurer la durée d'une oscillation du pendule.

Quel protocole de mesure choisir pour obtenir la meilleure précision possible ?

Activité 3 Vous lâchez le pendule en position 1.

1 En quelle position faut-il déclencher le chronomètre ?

	Position 1	Position 2	Position 3
Cochez la case correspondant à votre choix			

2 En quelle position faut-il arrêter le chronomètre ?

	Position 1	Position 2	Position 3
Cochez la case correspondant à votre choix			

3 Combien d'oscillations doit-on chronométrer ?

	1	2	5	10
Cochez la case correspondant à votre choix				

Pour mesurer une durée, il est nécessaire de bien choisir le protocole de mesure en fonction de la précision attendue.

2. Chronométrage sportif

Pour les différentes manifestations sportives, il existe plusieurs solutions de chronométrage.

Dans les courses de marathon, on utilise un système de chronométrage par puce électronique qui s'adapte au laçage de la chaussure du coureur et qui contient un circuit électronique capable de renvoyer un code unique lorsqu'elle passe dans

un champ magnétique. Ce sont des tapis au sol, au départ et à l'arrivée, qui génèrent ces champs magnétiques et reçoivent les codes des différentes puces. Chaque puce est ainsi enregistrée à l'heure précise de son passage sur le tapis. Les données ainsi récoltées peuvent fournir le classement à l'arrivée, ainsi que le temps réel de la course pour chaque coureur.

Tapis placé sur la route



Puces



En compétition automobile on ne peut pas mesurer les performances des pilotes et des voitures sans un chronométrage sophistiqué. Dans les années soixante le chronométrage s'effectuait au centième de seconde.

Aujourd'hui la technologie en matière de chronométrage permet d'atteindre le 1/100 000e de seconde ce qui permet d'enregistrer fidèlement et avec une grande précision chaque millième de seconde économisé.

On utilise des transpondeurs.

Ce sont des petits éléments électroniques qui sont fixés sur les voitures. La particularité de ce système est d'avoir au sol une antenne qui réceptionne les informations du transpondeur. Étant donné que le transpondeur est lui aussi équipé d'une petite antenne, cela donne une excellente précision de détection.

Résumé

Par définition, la durée, notée Δt , est l'intervalle de temps qui sépare deux événements de dates connues : $\Delta t = t_2 - t_1$.

L'unité internationale de la durée est la seconde.

Pour mesurer une durée, il est nécessaire d'avoir une durée « étalon », c'est-à-dire de faire appel à des événements qui reviennent régulièrement, donc d'avoir un phénomène périodique.

Un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identiquement à lui-même à intervalles de temps réguliers.

Les phénomènes astronomiques ont permis un premier repérage dans le temps (les saisons, les phases de la Lune, l'alternance du jour et de la nuit) ; ils ont permis d'établir des calendriers.

L'Homme a construit des dispositifs de plus en plus ingénieux et performants (gnomon, cadran solaire, clepsydre, horloge mécanique) permettant des mesures de durées de plus en plus précises (horloge à quartz, horloge atomique).

Aujourd'hui la technologie en matière de chronométrage permet d'atteindre une très grande précision grâce aux transpondeurs.

C

Corrigés des activités

Activité 1

Durée	1 heure	1 jour	1 h 40 min	5 h 5 min
En minutes (min)	60	$24 \times 60 = 1440$	100	305
En secondes (s)	3600	86400	6000	18300

Activité 2

	Epoque et lieu de l'utilisation	Principe de fonctionnement
Cadran solaire	L'invention du cadran remonte à 5000 ans avant J.C.	Au cours de la journée, l'ombre du stylet se déplace sur le cadran et indique l'heure.
Clepsydre	Inventée par les Egyptiens mais connue également des Amérindiens et des grecs.	Un vase percé d'un trou laisse couler de l'eau. Des graduations ménagées à l'intérieur du vase permettent de mesurer des intervalles de temps.
Sablier	Couramment utilisé avant les horloges mécaniques, surtout dans les pays pauvres en eau à la place de la clepsydre.	Le vase supérieur est rempli de sable qui coule doucement dans le vase inférieur en une durée fixe.
Horloge mécanique	Les premières horloges apparaissent au XIII ^{ème} siècle, elles n'ont pas forcément un cadran, et ne possèdent qu'une aiguille, celle des heures.	Un « poids » accroché à une corde enroulée autour d'un axe horizontal entraîne une aiguille dans un mouvement de rotation. La difficulté est de régulariser le mouvement du poids dans un mouvement uniforme.
Horloge à quartz	La première horloge à quartz date de 1930 et était grosse comme un réfrigérateur. En 1970 elle se miniaturise.	La vibration naturelle d'un cristal de quartz permet de piloter le mouvement de rotation des aiguilles

Activité 3

① Il vaut mieux déclencher le chronomètre en position 2 ; la vitesse de l'extrémité du pendule est alors maximale ce qui permet d'avoir une meilleure précision sur la mesure.

	Position 1	Position 2	Position 3
Choix		X	

② Il faut bien sur arrêter le chronomètre dans la même position.

	Position 1	Position 2	Position 3
Choix		X	

③ Une oscillation ne permet pas d'avoir une bonne précision sur la mesure. Si les oscillations ne sont pas trop amorties, la mesure de la durée de 10 oscillations permet d'obtenir rapidement le résultat puisqu'il suffit de diviser par 10 la valeur affichée sur le chronomètre.

	1	2	5	10
Choix			X	X

Chapitre 6

Le mouvement

Objectifs

- Savoir qu'il est nécessaire de choisir un référentiel
- Savoir décrire un mouvement
- Connaître le mouvement rectiligne et uniforme.

A

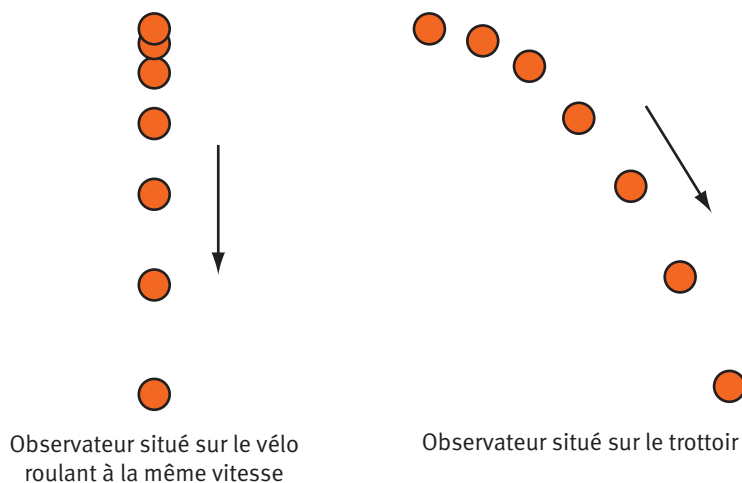
Relativité du mouvement

Dans une même situation, un objet peut être en mouvement pour un observateur et à l'état de repos pour un autre observateur.

Une personne se déplaçant en vélo lâche une balle sans vitesse initiale.

La balle est filmée par deux observateurs ayant une caméra numérique ; le premier observateur roule à la même vitesse, le deuxième observateur se trouve sur le trottoir.

Nous obtenons les enregistrements suivants :



Pour l'observateur n°1, la trajectoire de la balle est une droite ; par contre, pour l'observateur n°2, la trajectoire de la balle est curviligne.

Le mouvement de la balle dépend de l'observateur choisi comme référence (celui sur le vélo voisin ou celui sur le trottoir).

La trajectoire d'un corps qui tombe n'est donc pas la même pour tous les observateurs.

Il est donc nécessaire de choisir un même corps de référence pour étudier le mouvement.

B

Reférentiel

Le corps choisi comme référence s'appelle un référentiel ; dans ce chapitre, nous étudierons des mouvements sur Terre dans un même référentiel, le référentiel terrestre.

L'ensemble des objets de référence fixes par rapport à la Terre constituent le référentiel terrestre.

Dans l'exemple précédent, le référentiel constitué par le trottoir est fixe par rapport à la Terre, de même qu'une salle de classe ; ces référentiels peuvent être assimilés au référentiel terrestre.

Par contre, le référentiel lié au vélo en mouvement ne peut pas être assimilé au référentiel terrestre.

Activité 1 *Quels sont les objets nommés ci-dessous qui peuvent être assimilés au référentiel terrestre ?*

Une maison - Un bus en mouvement - Un avion qui roule avant de décoller - Votre table où est posé le cours.

Dans l'exemple du paragraphe A, le vélo et le trottoir peuvent-ils être assimilés au référentiel terrestre ?

Le référentiel terrestre permet d'étudier des mouvements de courtes durées réalisés sur Terre tels que les mouvements étudiés dans un laboratoire.

■ Exemples

Mouvement d'un ballon de football, mouvement d'un palet sur la glace, ...

Par contre, le référentiel terrestre ne sera pas utilisé pour étudier le mouvement d'un satellite autour de la Terre car il existe un référentiel plus commode à utiliser qui est le référentiel géocentrique.

C

Comment décrire le mouvement ?

Pour décrire le mouvement, on utilise la notion de trajectoire et la notion de vitesse.

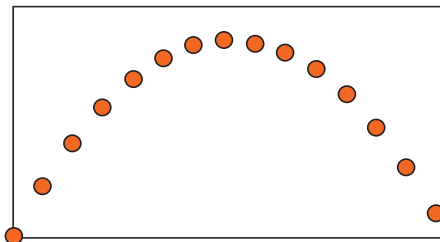
1. La trajectoire

La trajectoire d'un corps est l'ensemble des positions successives occupées par un point du corps judicieusement choisi ; ce point peut être le centre d'une balle par exemple.

On peut obtenir cette trajectoire en enregistrant le mouvement du corps par chronophotographie ou par vidéo.

Par la suite, nous étudierons souvent des corps évoluant en translation ou des corps de petites dimensions, nous écrirons simplement « trajectoire du corps ».

Activité 2 *Le mouvement d'une balle a été enregistré par une caméra numérique et reproduit ci-dessous ; (le mouvement se fait de la gauche vers la droite). Dessiner sur la reproduction du mouvement la trajectoire de la balle.*



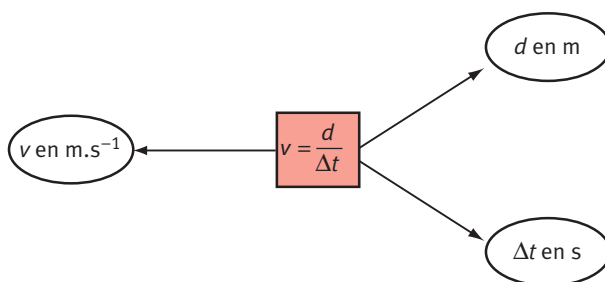
2. La vitesse

La vitesse instantanée d'un corps en mouvement est sa vitesse à l'instant où on l'observe. C'est, par exemple, la vitesse indiquée par le compteur d'une voiture.

A partir d'un enregistrement comme celui de l'activité 1, il ne sera possible de déterminer que des vitesses moyennes.

La vitesse moyenne v d'un corps est définie comme étant égale au quotient de la distance d parcourue entre deux positions par la durée Δt de son déplacement : $v = \frac{d}{\Delta t}$.

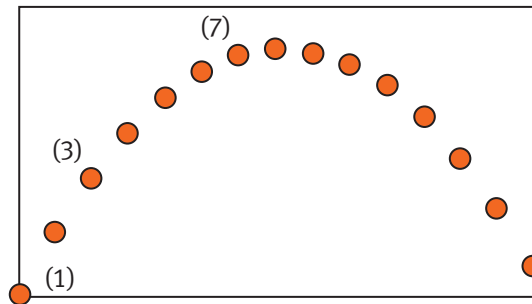
L'unité de vitesse, dans le système international est le mètre par seconde (m.s^{-1}). Le kilomètre par heure (km.h^{-1}) est une unité de vitesse fréquemment utilisée.



Activité 3 *Compléter le tableau suivant.*

Vitesses	(1)	(2)	(3)
En m.s^{-1}	10,0		
En km.h^{-1}		50,0	112

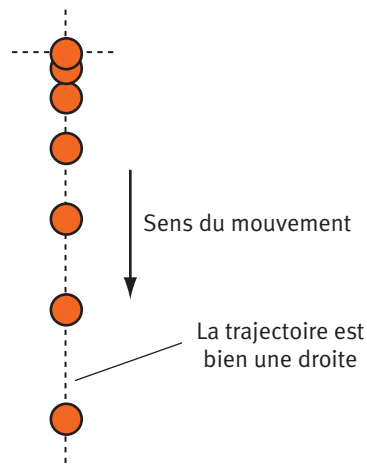
- Activité 4** On étudie le mouvement d'une balle (voir la reproduction ci-dessous) ; l'intervalle de temps existant entre deux positions enregistrées est 0,10 s.
- a) La valeur de la vitesse instantanée de la balle augmente-t-elle ou diminue-t-elle de la position (1) à la position (7) ?
- b) Nous admettrons que la valeur de la vitesse instantanée lorsque la balle est en position (3) est donnée avec une bonne approximation par la valeur de la vitesse moyenne calculée entre les deux positions voisines (2) et (4) encadrant la position (3).
- Echelle : 1 cm correspond à 2 m.
- Calculer la valeur de la vitesse instantanée de la balle lorsque la balle est en position 3 puis en position 7.
- Retrouve-t-on la réponse de la question a ?



3. Mouvement rectiligne et mouvement uniforme

On appelle mouvement rectiligne, le mouvement d'un corps dont la trajectoire est une droite.

Le mouvement de chute de la balle est bien rectiligne.



On appelle mouvement uniforme, le mouvement d'un corps au cours duquel la valeur de la vitesse reste constante

Le corps parcourt des distances égales pendant des durées successives égales (sur l'enregistrement ci-dessous le mouvement est uniforme).

Si la trajectoire d'un corps est une droite et si la valeur de la vitesse reste constante, le mouvement du corps est rectiligne et uniforme.

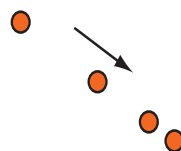
Dans le cas du mouvement rectiligne et uniforme d'un corps, la vitesse moyenne entre deux positions et la vitesse instantanée à un instant quelconque sont égales.
Autres types de mouvement : les mouvements dont la trajectoire ne sont pas rectilignes sont dits curvilignes.

Cas particulier du mouvement circulaire : la trajectoire est un cercle.

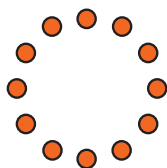
Activité 5 *Quatre enregistrements de mouvements sont proposés ; décrire ces quatre mouvements en utilisant les termes uniforme, rectiligne, circulaire ou non uniforme.*



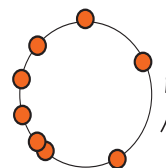
Enregistrement n°1



Enregistrement n°2



Enregistrement n°3



Enregistrement n°4

Résumé

Il est nécessaire de choisir un corps de référence pour étudier le mouvement.

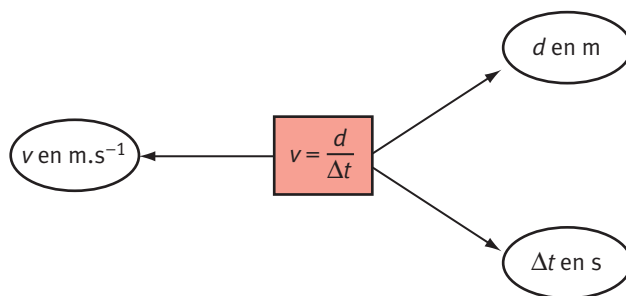
Le corps choisi comme référence s'appelle un référentiel ; dans ce chapitre, nous étudierons des mouvements sur Terre dans un même référentiel, le référentiel terrestre.

L'ensemble des objets de référence fixes par rapport à la Terre constituent le référentiel terrestre.

Pour décrire le mouvement, on utilise la notion de trajectoire et la notion de vitesse.

La trajectoire d'un corps est l'ensemble des positions successives occupées par un point du corps judicieusement choisi ; ce point peut être le centre d'une balle par exemple.

La vitesse moyenne est définie par :



Si la trajectoire d'un corps est une droite et si la valeur de la vitesse reste constante, le mouvement du corps est rectiligne et uniforme.

C

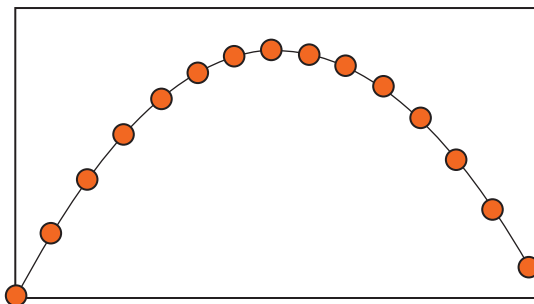
Corrigés des activités

Activité 1 Une maison, la table où est posé le cours peuvent être assimilés au référentiel terrestre car ils sont fixes par rapport à la Terre.

Un bus en mouvement, un avion qui roule avant de décoller ne peuvent pas être assimilés au référentiel terrestre.

Dans l'exemple du cours, seul le trottoir peut être assimilé au référentiel terrestre ; par contre le vélo n'est pas fixe donc ne peut pas l'être.

Activité 2 Trajectoire de la balle : il suffit de tracer une ligne passant par le centre de la balle dans ces différentes positions.



Activité 3 1 km correspond à 1000 m et 1 heure correspond à 3600 s.

Pour calculer une vitesse en km.h^{-1} à partir d'une vitesse en m.s^{-1} , il suffit de multiplier la vitesse par 3,6 ;

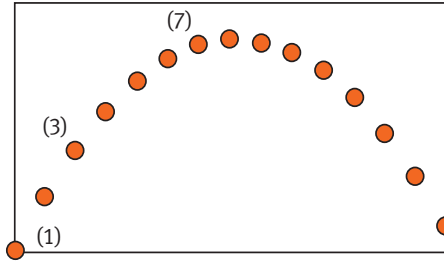
exemple (1) : $v = 10.10^{-3} \times 3600 = 10 \times 3,6 = 36 \text{ m.s}^{-1}$.

Pour calculer une vitesse en m.s^{-1} à partir d'une vitesse en km.h^{-1} , il suffit de diviser la vitesse par 3,6 ;

exemple : $v = \frac{50.10^3}{3600} = \frac{50}{3,6} = 14 \text{ m.s}^{-1}$.

Vitesses	(1)	(2)	(3)
En m.s^{-1}	10,0	13,9	31,1
En km.h^{-1}	36,0	50,0	112

Activité 4



- a) La valeur de la vitesse instantanée de la balle diminue de la position (1) à la position (7) car les distances entre les différentes positions de la balle diminuent alors que l'intervalle de temps reste le même.
- b) La valeur de la vitesse instantanée en (3) est donnée par la vitesse moyenne calculée entre les deux positions voisines (2) et (4).

La vitesse moyenne v est définie par : $v = \frac{d}{2t}$ où d est la distance parcourue par la balle entre les positions (2) et (4) et t la durée entre deux enregistrements.

La valeur de la vitesse instantanée de la balle en position 3 est :

$$v = \frac{1,4 \times 2}{0,2} = 14 \text{ m.s}^{-1}.$$

La valeur de la vitesse instantanée de la balle lorsque la balle est en position 7 est :

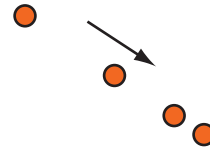
$$v = \frac{0,85 \times 2}{0,2} = 8,5 \text{ m.s}^{-1}.$$

La vitesse instantanée diminue ; on retrouve bien la réponse de la question a.

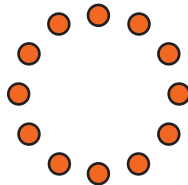
- Activité 5** Quatre enregistrements de mouvements sont proposés ; décrire ces quatre mouvements en utilisant les termes uniforme, rectiligne, circulaire ou non uniforme.



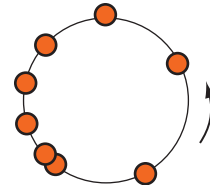
Enregistrement n°1 : mouvement rectiligne
(la trajectoire est une droite) et uniforme
(les distances entre les centres sont égales).



Enregistrement n°2 : mouvement rectiligne
(la trajectoire est une droite) et non uniforme
(les distances entre les centres varient).



Enregistrement n°3 : mouvement circulaire
(la trajectoire est un cercle) et uniforme
(les distances entre les centres sont égales).



Enregistrement n°4 : mouvement circulaire
(la trajectoire est un cercle) et non uniforme
(les distances entre les centres varient).

Chapitre 7

Physique

Objectifs

- Savoir qu'une force s'exerçant sur un corps modifie la valeur de sa vitesse et/ou la direction de son mouvement et que cette modification dépend de la masse du corps.
- Utiliser le principe d'inertie pour interpréter des mouvements simples en termes de forces.
- Exploiter des enregistrements vidéo pour analyser des mouvements

A

Représentation des actions mécaniques par une force

1. Actions mécaniques exercées sur un objet

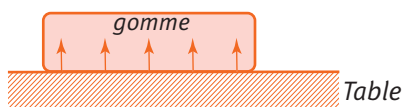
Tout objet situé sur la Terre est soumis à des actions mécaniques dont les effets se manifestent à tout moment.

Prenez votre gomme et placez-la à une certaine hauteur ; lâchez-la ; elle tombe.

Pourquoi cette gomme est-elle tombée ?

Parce qu'elle est soumise à des actions mécaniques exercées par la Terre ; ces actions s'exercent à distance et sont réparties sur toute la gomme.

Pour simplifier nous modéliserons ces actions par « une force » ; on dira que la gomme est soumise à une force exercée par la Terre.



Posez votre gomme sur la table ; elle est immobile et pourtant elle est toujours soumise à une action à distance de la part de la Terre ; une autre action mécanique empêche cette gomme de tomber, c'est l'action exercée par la table sur la gomme ; cette action est une action de contact répartie sur la surface de la gomme.

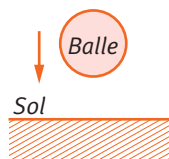
Pour simplifier nous dirons que la gomme est soumise à une force exercée par la table.

Pour déterminer les actions mécaniques s'exerçant sur un objet il suffit de déterminer tous les objets en interaction avec lui. On distingue les interactions à

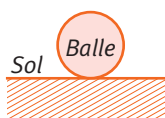
distance (d'origines gravitationnelle, électrique ou magnétique) et les interactions de contact (objet en contact direct).

Activité 1 On considère une balle de ping-pong dans différentes situations. Rechercher quels sont les objets en interaction avec la balle ?

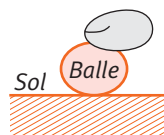
La balle de ping-pong est lâchée sans vitesse initiale et tombe dans l'air



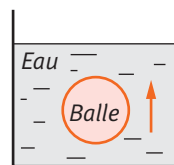
La balle de ping-pong est immobile et posée sur le sol



La balle de ping-pong est immobile, posée sur le sol et déformée par un doigt



La balle de ping-pong est placée sous l'eau sans vitesse initiale et remonte à la surface



Action exercée à distance sur la balle par :

.....
.....

.....
.....

.....
.....

.....
.....

Action de contact exercées sur la balle par :

.....
.....

.....
.....

.....
.....

.....
.....

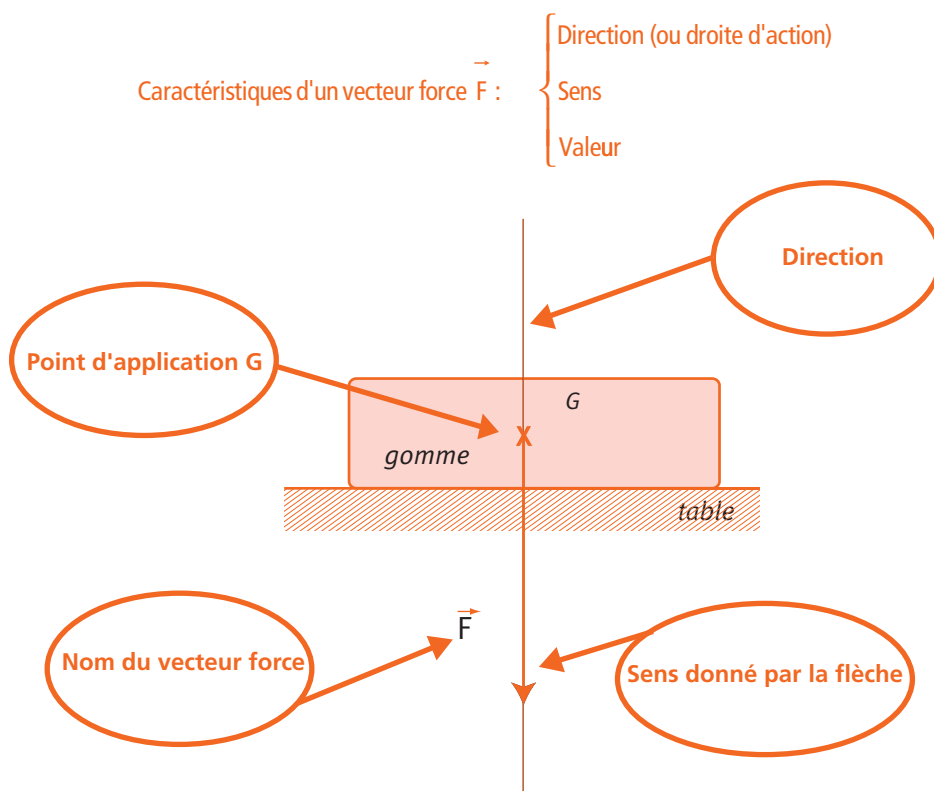
2. Modélisation des actions mécaniques par une force

Comment représenter simplement les actions mécaniques qui s'exercent sur l'objet ?

Reprenons l'exemple de la gomme : votre gomme lâchée d'une certaine hauteur tombe.

La gomme est soumise à une force exercée par la Terre qui la met en mouvement et la fait tomber suivant la verticale, vers le bas.

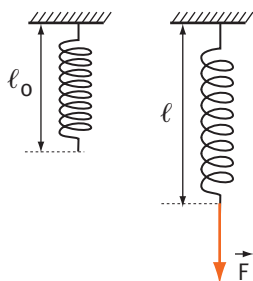
Cette force agit sur la gomme dans une direction et avec un sens déterminé ; on la représente par un vecteur au point d'application.



Le point d'application peut être :

- ▶ un point déterminé de l'objet dans le cas d'une force localisée (fil accroché à un objet par exemple,...),
- ▶ un point de la surface ou du volume de l'objet dans le cas d'une force répartie (contact de la gomme avec la table, ...).

La mesure de la valeur d'une force s'effectue à l'aide d'un dynamomètre ; il s'agit d'un ressort dont l'allongement a est proportionnel à la valeur de la force exercée.



Nous admettrons qu'à l'équilibre : $F = k|\ell - \ell_0| = ka$, k et ℓ_0 étant deux constantes connues.

Il suffit donc de connaître la longueur ℓ du ressort pour déterminer la valeur F du vecteur force.

3.Exemples de forces

a. Force exercée par la Terre : le poids

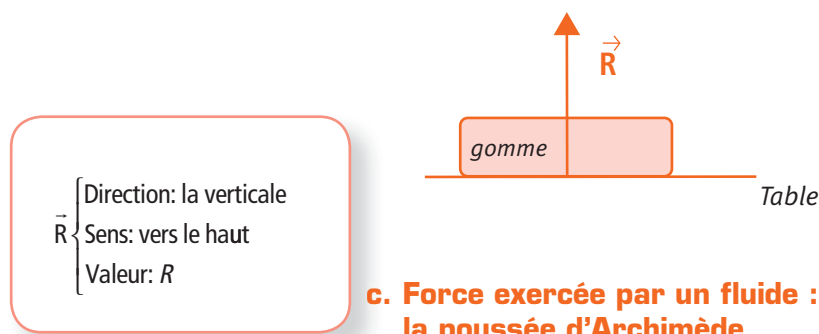
On peut modéliser l'action mécanique exercée par la Terre sur la gomme par un vecteur appliqué au centre d'inertie G de la bille (centre de symétrie pour la gomme).

Cette force, représentée par le vecteur $\vec{P} = m\vec{g}$, est appelée le poids de la gomme (nous étudierons de nouveau cette force dans le chapitre 9).

Activité 2 Donner les caractéristiques du poids de la gomme de masse 25 g puis représenter la force sur le schéma ci-dessous. Donnée : $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$. On choisira une échelle appropriée.

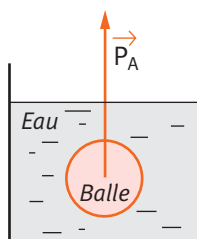
b. Force exercée par la table sur la gomme

On peut modéliser l'action mécanique exercée par la table sur la gomme par un vecteur $\vec{R}$ appliqué au centre de la surface en contact avec la table.



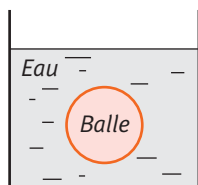
Considérons les actions réparties exercées par de l'eau sur un ballon partiellement immergé ; ces actions sont modélisées par une force appliquée au centre de symétrie I du fluide déplacé.

Cette force $\vec{P}_A$ est appelée poussée d'Archimède ; sa direction est la verticale, son sens est vers le haut, sa valeur (ou intensité) est égale au poids du volume d'eau déplacée ($\rho_0 V g$) où V est le volume d'eau déplacée de masse volumique ρ_0 .



$$\vec{P}_A = -\rho_0 V \vec{g} \left\{ \begin{array}{l} \text{Direction: la verticale} \\ \text{Sens: vers le haut} \\ \text{Valeur: } P_A = \rho_0 V g \end{array} \right.$$

Activité 3 Donner les caractéristiques de la Poussée d'Archimède exercée par l'eau de masse volumique $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$ sur une balle de ping-pong de volume $V (V = 29 \text{ cm}^3)$, puis représenter la force sur le schéma ci-contre. Donnée : $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$. On choisira une échelle appropriée.



d. Forces de frottement exercées par le fluide sur le solide en mouvement

Ces forces de frottement s'opposent au mouvement.

e. Autres forces

- ▶ Force de rappel exercée par un ressort
- ▶ Force gravitationnelle (elle sera vue dans le chapitre 9).

B

Effets d'une force sur le mouvement

1. Modification de la vitesse

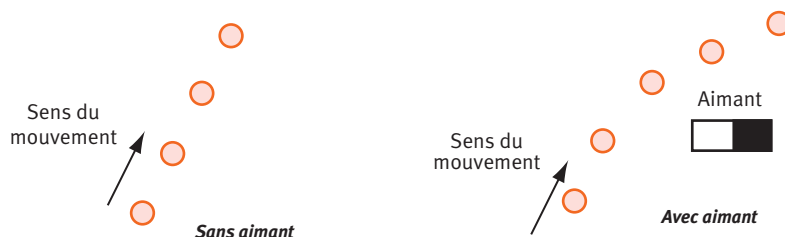
Lancez un crayon sur la table horizontale.

La vitesse du crayon diminue et le crayon finit par s'arrêter; la force qui modifie la valeur de la vitesse est la force exercée par la table sur le crayon.

Une force qui s'exerce sur un corps modifie la valeur de sa vitesse.

2. Modification de la trajectoire

La trajectoire d'une bille de fer roulant sur une table à proximité d'un aimant est modifiée ; la force qui modifie la trajectoire est la force magnétique exercée par l'aimant sur la bille.



Une force qui s'exerce sur un corps modifie la forme de sa trajectoire.

Activité 4 *Préparez des petits bouts de papier; prenez une règle en plastique et frottez cette règle avec de la laine; approchez la règle des petits bouts de papier immobiles.*

Que remarque-t-on ?

Vous pouvez faire la même expérience en rapprochant la règle frottée d'un mince filet d'eau.

3. Rôle de la masse

En général, l'effet d'une force sur le mouvement d'un corps est d'autant plus faible que la masse du corps est grande.

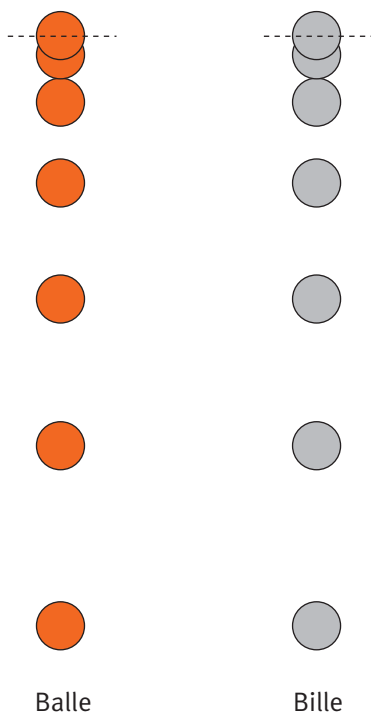
Si l'on exerce deux forces identiques de direction horizontale sur deux patineurs de masses différentes immobiles sur la glace d'une patinoire, le patineur le plus léger est mis en mouvement avec une vitesse plus grande que celle de l'autre patineur.

Prenez une balle de tennis et une boule de pétanque ; il est plus difficile de faire rouler la boule de pétanque parce que sa masse est plus élevée.

Une force qui s'exerce sur un corps peut modifier :
soit la valeur de sa vitesse,
soit la forme de sa trajectoire,
soit les deux à la fois.
Cette modification dépend généralement de la masse du corps.

Activité 5 Sur le document ci-après, on a reproduit les chronophotographies (intervalle de temps τ) des mouvements de chute dans le vide d'une balle et d'une bille en acier de même grandeur; la balle et la bille ont été lâchées de la même hauteur et au même instant.

La bille en acier a une masse plus grande que celle de la balle.



- ① Les mouvements des deux corps sont-ils rectilignes? Sont-ils uniformes?
- ② Quelle est la force qui modifie la vitesse de la bille et la vitesse de la balle?
- ③ Dans cette expérience, les modifications des vitesses dépendent-elles de la masse des corps considérés?
- ④ Prenez une balle et un volant de badminton et lâchez-les de la hauteur d'un étage; les bruits d'impact sont-ils confondus?



Principe d'inertie

1. L'inertie

Une force qui s'exerce sur un corps modifie la valeur de sa vitesse

Activité 6 Recherchez dans un dictionnaire ce que signifie le mot inertie et notez sa définition ci-dessous.

Il est plus difficile de mettre en mouvement la boule de pétanque par rapport à la balle de tennis; on dit que la boule de pétanque présente une inertie différente de la balle de tennis.

De même, il sera plus difficile de modifier la vitesse d'un corps de masse importante par rapport à un corps de masse plus faible.

Un corps peut-il être en mouvement sans qu'il ne soit soumis à aucune force ? Le principe d'inertie permet de répondre à cette question.

2. Le principe d'inertie

Newton (1642 - 1727) considérait qu'il pouvait y avoir mouvement sans force et avait énoncé le principe d'inertie.

Cependant à la surface de la Terre, tous les corps sont soumis à une force exercée par la Terre qui s'appelle le poids ; il n'existe donc pas de mouvement sans force exercée sur un corps à la surface de la Terre.

Lorsque les forces qui agissent sur un corps se compensent, son mouvement sera identique à celui d'un corps qui n'est soumis à aucune force.

Il est donc équivalent de dire : "un corps est soumis à des forces qui se compensent" et "un corps n'est soumis à aucune force".

Énoncé du principe d'inertie :

Tout corps persévère en son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent.

On considérera que le principe d'inertie n'est valable sur Terre que dans le référentiel terrestre.

3. Conséquences du principe d'inertie

Dans le référentiel terrestre, lorsque le mouvement d'un corps est rectiligne et uniforme, on pourra conclure que ce corps est soumis à des forces qui se compensent.

Exemple

En absence de vent, le mouvement d'un parachutiste est pratiquement rectiligne et uniforme car le poids du parachutiste et la force exercée par l'air se compensent.

Dans le référentiel terrestre, lorsque la trajectoire d'un corps n'est pas une droite, on peut conclure, d'après le principe d'inertie, que les forces exercées sur ce corps ne se compensent pas.

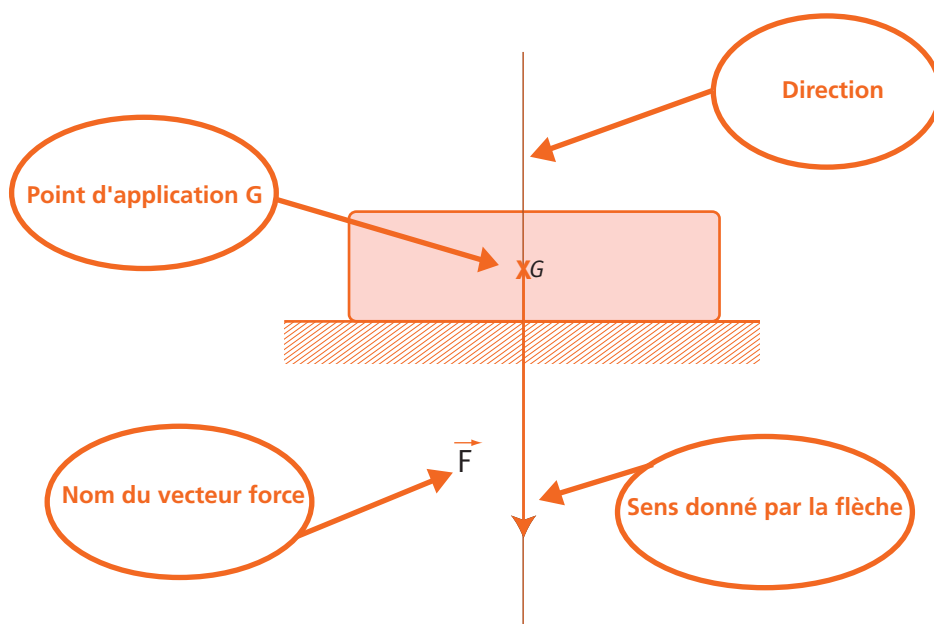
De même, lorsque la valeur de la vitesse d'un corps n'est pas constante, on peut conclure, d'après le principe d'inertie, que les forces exercées sur ce corps ne se compensent pas.

Activité 7 *Le mouvement d'un corps a été enregistré par chronophotographie ; les forces exercées sur ce corps se compensent-elles ?*



Résumé

Caractéristiques d'un vecteur force :



Effet d'une force sur le mouvement

Une force qui s'exerce sur un corps peut modifier la valeur de sa vitesse et (ou) la forme de sa trajectoire; cette modification dépend de la masse du corps.

Principe d'inertie dans le référentiel terrestre

Tout corps persévère en son état de repos ou de mouvement rectiligne et uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent.

Conséquences du principe d'inertie dans le référentiel terrestre

Lorsque le mouvement d'un corps est rectiligne et uniforme, ce corps n'est soumis qu'à des forces qui se compensent.

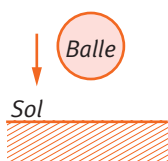
Lorsque la trajectoire d'un corps n'est pas une droite ou (et) lorsque la valeur de la vitesse d'un corps n'est pas constante, on peut conclure, d'après le principe d'inertie, que les forces exercées sur ce corps ne se compensent pas.

C

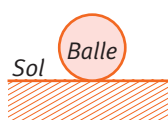
Corrigés des activités

Activité 1

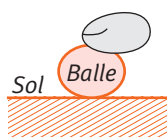
La balle de ping-pong est lâchée sans vitesse initiale et tombe dans l'air



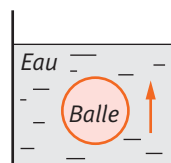
La balle de ping-pong est immobile et posée sur le sol



La balle de ping-pong est immobile, posée sur le sol et déformée par un doigt



La balle de ping-pong est placée sous l'eau sans vitesse initiale et remonte à la surface



Action exercée à distance sur la balle par :

la Terre

la Terre

la Terre

la Terre

Action de contact exercées sur la balle par :



le sol

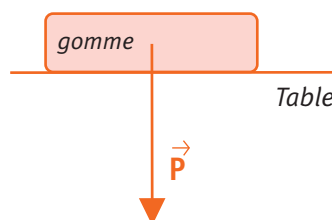
le sol et le doigt

l'eau

Activité 2

Les caractéristiques du poids de la gomme sont :

$\vec{P}$
 $\left\{ \begin{array}{l} \text{Direction: la verticale} \\ \text{Sens: vers le bas} \\ \text{Valeur: } P = mg = 0,24 \text{ N} \end{array} \right.$

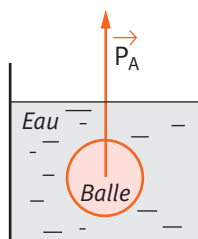


Lors de représentation du vecteur force, il faut prendre en compte :

- ▶ le point d'application du vecteur $\vec{P}$,
- ▶ l'échelle.

On choisit comme échelle : 1 cm correspond à 0,10 N.

Activité 3



Poussée d'Archimède $\vec{P}_A$ { Direction: la verticale
Sens: vers le haut
Valeur: $P_A = \rho Vg = 0,28 \text{ N}$

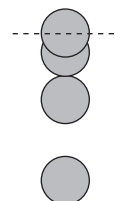
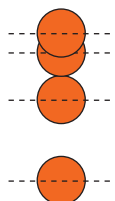
On choisit comme échelle : 1 cm correspond à 0,10 N.

Activité 4 Lorsque l'on approche la règle frottée, les petits bouts de papier se soulèvent.

La force qui met les petits bouts de papier en mouvement est la force électrostatique exercée par la règle sur les petits bouts de papier.

De même, lorsque l'on approche la règle frottée d'un mince filet d'eau, l'eau est déviée.

Activité 5 ① Les mouvements des deux corps sont rectilignes (les trajectoires sont des droites) et non uniformes (les distances entre les différentes positions ne sont pas constantes).



② La force qui modifie la vitesse de la bille (ou de la balle) est le poids.



③ Les modifications des vitesses ne dépendent pas de la masse des corps considérés puisque les mouvements sont identiques.



④ Si on lâche une balle et un volant de badminton de la hauteur d'un étage; les bruits d'impact sont distincts, car le volant de badminton est freiné par l'air.



Balle

Bille

Activité 6 Inertie :

Propriété de la matière qui fait que les corps ne peuvent d'eux-mêmes modifier leur état de mouvement.

Activité 7 Le mouvement du corps n'est pas rectiligne ; d'après le principe d'inertie appliqué dans le référentiel terrestre, les forces exercées sur ce corps ne se compensent pas.



Chapitre 8

Physique

La pression

- ▶ Savoir que dans les liquides et dans les gaz la matière est constituée de molécules en mouvement.
- ▶ Utiliser la relation $P = \frac{F}{S}$, F étant la force pressante exercée sur une surface S , perpendiculairement à cette surface.
- ▶ Savoir que la différence de pression entre deux points d'un liquide dépend de la différence de profondeur.
- ▶ Savoir que la quantité maximale de gaz dissous dans un volume donné de liquide augmente avec la pression.
- ▶ Savoir que, à pression et température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

A

Définition de la pression

1. Pression dans les gaz

Un gaz est constitué de molécules se déplaçant dans le vide. Ces molécules ont un mouvement désordonné.

L'état gazeux est un état dispersé désordonné.

Considérons un échantillon de gaz contenu dans un récipient fermé.

Les grandeurs température et pression sont les mêmes partout dans le récipient fermé.

La pression du gaz est liée à l'action des molécules de ce gaz sur toutes les parois du récipient (la force exercée par le gaz sur les parois est liée aux chocs des molécules sur les parois).

Activité 1 *Rechercher de quels gaz est constitué l'air et dans quelles proportions ?*

2. Pression dans un liquide

Dans un liquide, la matière est constituée de molécules en mouvement

L'état liquide est un état condensé désordonné.

Activité 2 Placez dans le tableau les expressions notées ci-dessous.

molécules ; atomes ; dispersé et ordonné ; dispersé et désordonné ; condensé et désordonné ; condensé et ordonné ; compressibles ; incompressibles.

	Gaz	Liquides
Ils sont constitués de :		
Ils ont un état		
Ils sont :		

B

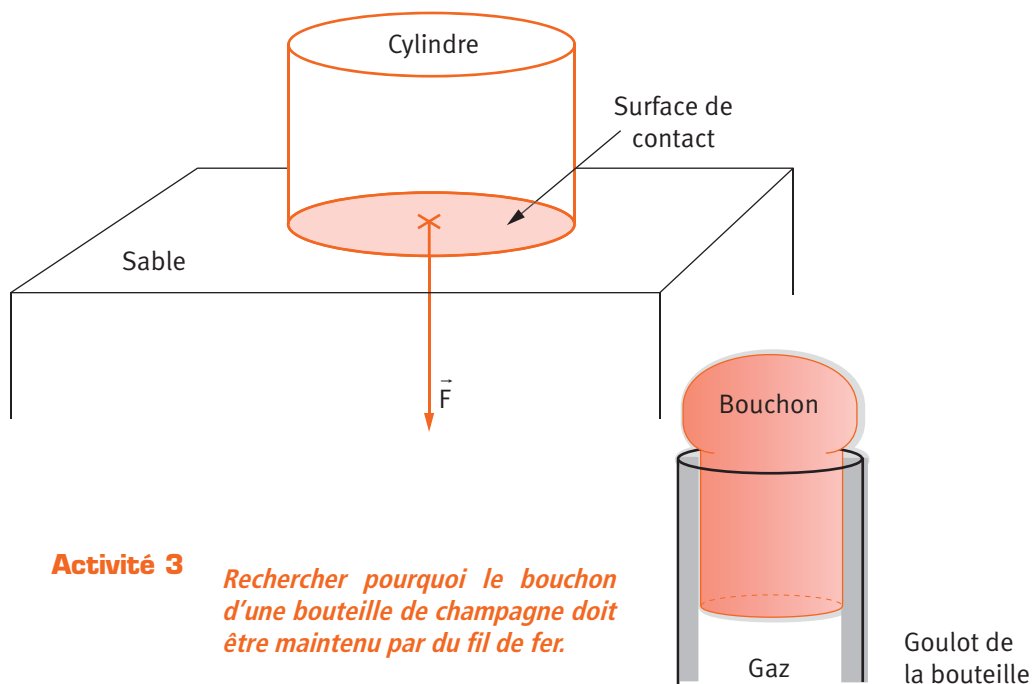
Force pressante

1. Caractéristiques

Posons un cylindre sur du sable fin ; le cylindre s'enfonce et provoque la déformation du sable ; la force exercée par le cylindre sur le sable est appelée force pressante ; nous admettrons que cette force a les caractéristiques suivantes.

Caractéristique d'une force pressante $\vec{F}$ {

- Direction : orthogonale à la surface
- Sens : vers la surface pressée
- Valeur égale à celle du poids du cylindre (à l'équilibre)



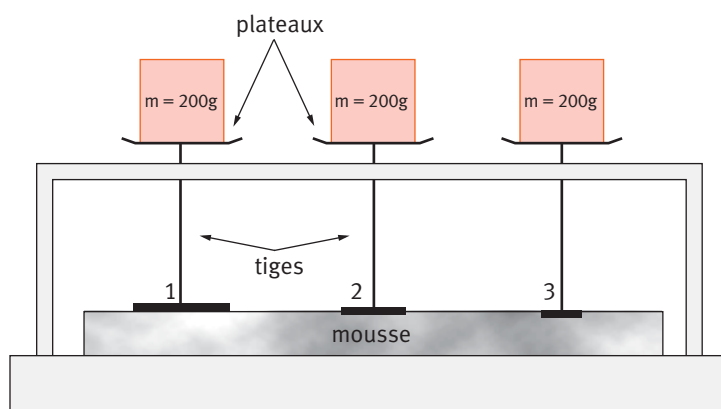
Activité 3 Rechercher pourquoi le bouchon d'une bouteille de champagne doit être maintenu par du fil de fer.

Quand on retire le fil de fer, le bouchon est chassé ; donner les caractéristiques et représenter sur un schéma la force qui met en mouvement ce bouchon.

2. Force pressante et pression

Activité 4 Soit le dispositif expérimental suivant.

Trois tiges surmontées d'un plateau peuvent se déplacer de haut en bas ; on place une même masse de 200 g sur chaque tige. Sous ces tiges ont été placées des pièces de même masse mais de diamètres différents.

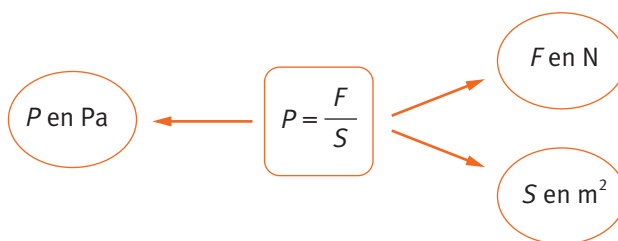


- ❶ Quelle est la valeur du poids de chacune des masses marquées ? ($g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$)
- ❷ On néglige la masse de la tige, du plateau et des pièces ; quelle est la valeur de la force exercée sur la mousse par les pièces ? Représenter les vecteurs force $\vec{F}_1$, $\vec{F}_2$ et $\vec{F}_3$.
- ❸ La déformation de la mousse est de plus en plus importante de la pièce (1) à la pièce (3) ; quelle nouvelle grandeur physique intervient ici pour justifier ces observations ?

Nous avons vu, dans l'activité précédente, que l'effet d'une force sur une surface pressée est d'autant plus grand que la surface pressée est petite.

Une force répartie $\vec{F}$ exerce, perpendiculairement à une surface plane S , une pression exprimée par la relation : $P = \frac{F}{S}$.

Dans le système international, la pression est exprimée en Pa. ($1 \text{ N.m}^{-2} = 1 \text{ Pa}$)



Activité 5 Compléter les phrases suivantes par augmentant ou diminuant.

Pour une même force pressante, on augmente la pression en la surface pressée.

Pour une même surface pressée, on augmente la pression en la force pressante.

Autres unités de pression :

► le bar : 1 bar = 10^5 Pa ;

► le mm de Hg (millimètre de mercure) : 1 mm Hg $\approx$ 133 Pa.

Une unité de moins en moins utilisée : l'atmosphère (1 atm = 760 mm Hg = 101300 Pa).

Activité 6 Compléter le tableau suivant en donnant les résultats avec trois chiffres significatifs (exemple : $2,23 \cdot 10^5$).

Pression en bar	2,00		1,01	
Pression en mm Hg		$5,00 \cdot 10^2$		
Pression en Pa				$2,30 \cdot 10^5$

■ Application aux gaz

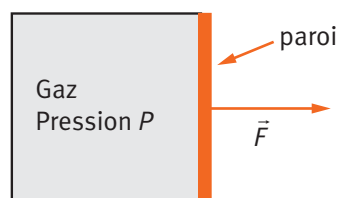
Considérons un échantillon de gaz contenu dans un récipient fermé.

L'action des molécules de ce gaz sur une paroi est modélisée par une force pressante $\vec{F}$ de caractéristiques :

- Direction: orthogonale à la surface de contact gaz-paroi
- Sens: vers l'extérieur
- Valeur: $F = PS$

La force est représentée sur le schéma ci-contre :

La pression P du gaz est liée à la valeur de la force F exercée par le gaz sur la paroi du récipient et à l'aire S de cette paroi : $P = \frac{F}{S}$.

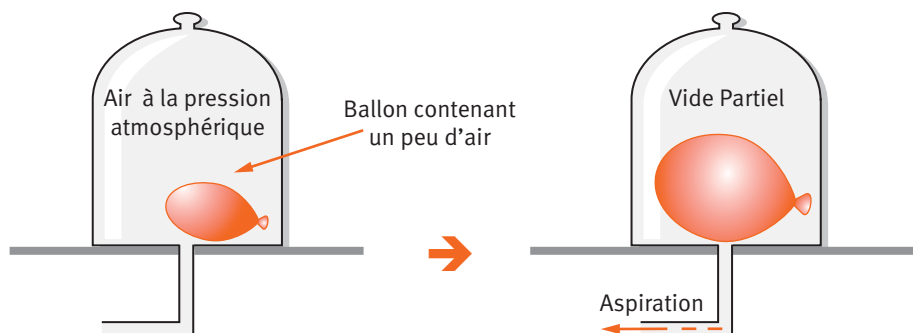


■ Cas de la pression atmosphérique.

Activité 7 On réalise l'expérience suivante.

Un ballon de baudruche contenant de l'air et légèrement dégonflé est placé sous une cloche où on peut créer le vide.

Au fur et à mesure que l'on crée le vide, on remarque que le ballon gonfle de plus en plus.



- ① En partant du fait que la pression du gaz est liée à l'action des molécules de ce gaz sur toutes les parois, expliquer pourquoi le ballon gonfle.
- ② L'air qui nous entoure exerce-t-il une pression sur la matière ?

La pression atmosphérique varie avec l'altitude (la pression diminue lorsqu'on s'élève) et avec les conditions météorologiques.

La pression atmosphérique normale est égale à 101325 Pa (1013 hPa) ce qui correspond à 1013 mbar.

Activité 8 Replacer dans le tableau suivant les pressions correspondant aux conditions météorologiques données.

Pression : 970 mbar ; 1045 mbar

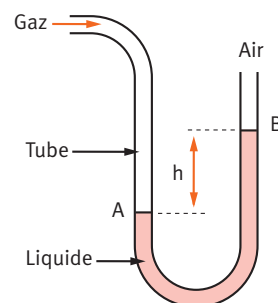
Conditions météorologiques	Tempête (dépression)	Temps ensoleillé (anticyclonique)
Pression atmosphérique		

■ Mesure de la pression d'un gaz

Les manomètres mesurent la différence de pression entre un gaz sous pression et l'atmosphère.

Manomètre à liquide :

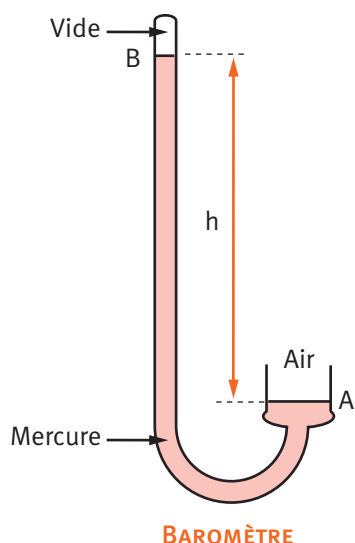
nous verrons dans le paragraphe suivant que la dénivellation h entre les deux surfaces



du liquide manométrique est proportionnelle à la différence de pression :
 $P_{gaz} - P_{atm} = P_A - P_B$.

Il existe des manomètres métalliques et des manomètres électroniques.

Ordres de grandeurs de pression :



- ▶ pression dans un pneu : 2,5 bar
- ▶ pression dans l'eau à 50 m de profondeur : 6 bar
- ▶ pression dans un tube néon : 2.10^{-3} bar
- ▶ nettoyeurs haute pression : 100 bar
- ▶ pression exercée par les talons aiguille d'une femme de 60 kg : 120 bar
- ▶ bouteille de gaz butane : 1,7 bar.

Les **baromètres** mesurent la différence de pression entre l'air et le vide ;

la pression du vide est nulle.

Dans un *baromètre à mercure*, h représente donc (en cm de mercure) la pression atmosphérique P_{atm} .

Il existe également des *baromètres métalliques*.



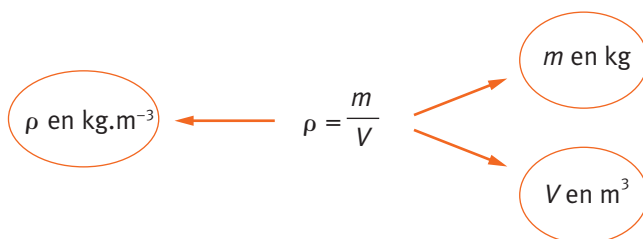
Pression dans un liquide

1. La masse volumique et la densité

La masse volumique ρ d'un corps homogène de masse m et de volume

V s'exprime par : $\rho = \frac{m}{V}$

Dans le système international, la masse volumique est exprimée en kg.m^{-3} , la masse en kg et V en m^3 .



Activité 9 Compléter les tableaux suivants :

V	1 m ³	 L	 mL	 dm ³
---	------------------	---------	----------	-----------------------

ρ	1000 kg.m ⁻³	 g.L ⁻¹	 kg.L ⁻¹	 g.dm ⁻³
--------	-------------------------	-------------------------	--------------------------	--------------------------

Activité 10 Rechercher sur Internet ou dans une encyclopédie les ordres de grandeur des masses volumiques des corps suivants et compléter le tableau.

fluide	eau	alcool pur	sang	air	lait
ρ (en kg.m ⁻³)					

Qu'observe-t-on en comparant les masses volumiques de l'air et de l'eau ?

■ **Densité d'un liquide**

La densité d d'un liquide par rapport à l'eau s'exprime par : $d = \frac{\rho_{\text{liquide}}}{\rho_{\text{eau}}}$.

La densité est un nombre sans dimension.

Activité 11 Rechercher la densité des liquides suivants et compléter le tableau suivant.

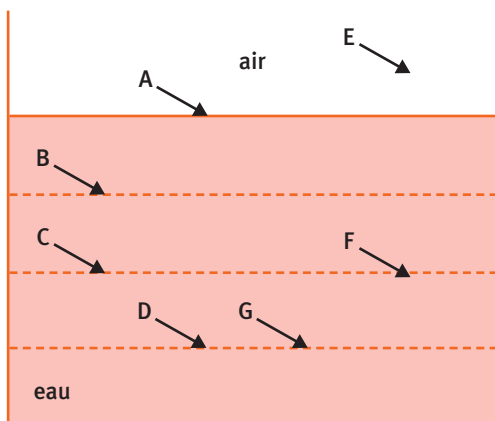
Liquide	eau	alcool pur	sang	lait
ρ	1000 kg.m ⁻³	0,790 kg.L ⁻¹	1060 g.L ⁻¹	1030 g.L ⁻¹
d				

2. Pression en un point d'un liquide au repos

Dans un liquide au repos, on admettra que les forces pressantes exercées par le liquide sont orthogonales aux surfaces.

Recherchons comment varie la pression en un point d'un liquide au repos.

Activité 12 Une grande cuve contient de l'eau et est ouverte à l'air libre. À l'aide d'un manomètre, on mesure la pression en différents points dans l'eau et dans l'air.



Pour l'eau de masse volumique 1000 kg.m^{-3} on obtient les résultats suivants :

Points	A	B	C	D	E	F	G
Pression P en Pa	$1,00.10^5$	$1,10.10^5$	$1,20.10^5$	$1,30.10^5$	$1,00.10^5$	$1,20.10^5$	$1,30.10^5$

La même cuve remplie d'alcool (de masse volumique 790 kg.m^{-3}) donne les résultats suivants (les points sont placés aux mêmes endroits qu'avec l'eau) :

Points	A	B	C	D	E	F	G
Pression P en Pa	$1,00.10^5$	$1,08.10^5$	$1,16.10^5$	$1,24.10^5$	$1,00.10^5$	$1,16.10^5$	$1,24.10^5$

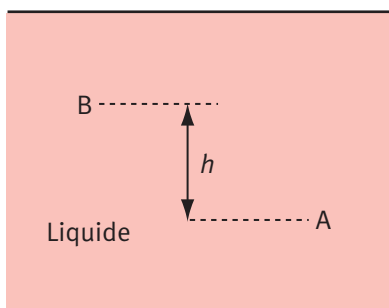
- 1 Quelle est la valeur de la pression atmosphérique ?
- 2 La pression varie-t-elle avec la profondeur d'immersion dans le liquide ?
- 3 Que dire de la pression en tout point situé dans un même plan horizontal ?
- 4 À la même profondeur d'immersion, la pression varie-t-elle avec la nature du liquide ?
- 5 Quelle grandeur caractéristique du liquide est liée la variation de pression ?

Recopiez la conclusion de l'activité dans le cadre ci-dessous.

3. Différence de pression dans un liquide

Dans un liquide au repos, la différence de pression entre deux points du liquide est donnée par une loi (la loi de la statique des fluides).

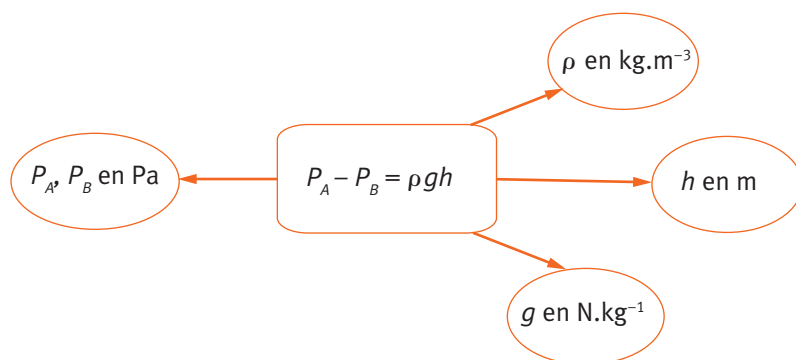
La différence de pression entre deux points A et B dans un liquide de masse volumique ρ s'exprime par: $\Delta P = P_A - P_B = \rho gh$ où g est l'intensité de la pesanteur et h la différence d'altitude entre A et B.



ΔP s'exprime en Pa,
 ρ en kg.m^{-3} , h en m et $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.



Pour appliquer la formule, le point A doit être situé en dessous du point B ; la pression en A est supérieure à la pression en B.



Activité 13 1 Calculer la différence de pression entre deux points A et B séparés par une dénivellation de 10 m dans l'eau puis dans l'air.

Données $\rho_{\text{eau}} = 1,0.10^3 \text{ kg.m}^{-3}$; $\rho_{\text{air}} = 1,3 \text{ kg.m}^{-3}$; $g = 10 \text{ N.kg}^{-1}$.

eau	$\Delta P = \dots\dots\dots$
air	$\Delta P = \dots\dots\dots$

- 2 Comparer la variation de pression dans l'air et la variation de pression dans l'eau.
- 3 Dans un récipient rempli de gaz, peut-on dire que la pression est pratiquement la même en tout point du récipient ?



Dissolution d'un gaz dans un liquide

Les gaz se dissolvent dans les liquides, c'est le cas de l'eau gazeuse qui contient de grandes quantités de gaz carbonique. La quantité de gaz emmagasinée dépend de la pression de gaz sur le liquide.

La loi de Henry, que vous n'avez pas à connaître, dit qu'à température constante, la quantité de gaz dissous dans un liquide est proportionnelle à la pression exercée par ce gaz sur le liquide.

Vous devez retenir :

À température constante, la quantité de gaz dissous dans un liquide augmente avec la pression.

Activité 14 *En observant les ouvertures d'une boisson gazeuse placée dans un réfrigérateur et d'une boisson gazeuse laissée à 25 °C, que peut-on conclure sur l'effet de la température sur la dissolution d'un gaz dans un liquide.*

Récopiez la conclusion de l'activité dans le cadre ci-dessous.

Le corps humain est essentiellement constitué de liquides ; il est soumis aux phénomènes d'absorption et de restitution des gaz.

En montagne, où la pression atmosphérique est faible, une plus faible quantité de dioxygène est dissoute dans le sang. Les cellules, moins bien alimentées, ne peuvent en conséquence fournir un effort aussi soutenu qu'en plaine.

En plongée sous-marine, où la pression est plus forte, une plus forte quantité de gaz est dissoute dans le sang ce qui entraîne des accidents liés, soit à la dissolution trop importante, soit à la restitution des gaz trop rapide.



Cas des gaz

L'état macroscopique d'un gaz peut-être décrit par quatre grandeurs physiques :

- ✓ le volume V du gaz,
- ✓ sa pression P ,
- ✓ sa température T
- ✓ et la quantité de matière n .

1. Loi de Boyle-Mariotte

Cette loi a été énoncée en 1662 par Boyle puis en 1676 par Mariotte et n'est vérifiée que dans certaines conditions (faibles pressions).

À température constante, une même quantité de gaz vérifie $PV = cst$

Activité 15

On réalise au laboratoire une expérience avec une seringue graduée en volume et un manomètre indiquant la pression de l'air dans la seringue. Les résultats sont donnés dans le tableau ci-dessous.

P (hPa)	500	1000	1500	2000	2500
V (mL)	80	40	27	20	16

La loi de Mariotte est-elle vérifiée ?

2. Loi d'Avogadro-Ampère

À pression et température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

Activité 16

On considère deux flacons contenant 1 L de dioxygène pour l'un et 1 L de diazote pour l'autre, à la même pression de 1,0 bar et à la même température de 20°C.

Ces gaz contiennent-ils la même quantité de matière ?

Résumé

Une force répartie $\vec{F}$ exerce, perpendiculairement à une surface plane S , une pression exprimée par la relation : $P = \frac{F}{S}$.

Dans le système international, la pression est exprimée en Pa.

(1 N.m⁻² = 1 Pa)

La masse volumique ρ d'un corps homogène de masse m et de volume V s'exprime par : $\rho = \frac{m}{V}$.

La différence de pression entre deux points A et B d'un liquide au repos de masse volumique ρ s'exprime par :

$$\Delta P = P_A - P_B = \rho g h$$

où g est l'intensité de la pesanteur et h la différence d'altitude entre A et B.

Liquide au repos

Dans un liquide au repos :

- la pression est la même en tout point d'un même plan horizontal ;
- la pression augmente avec la profondeur.

Dissolution d'un gaz dans un liquide

À température constante, la quantité de gaz dissous dans un liquide augmente avec la pression.

Cas des gaz

Loi de Boyle-Mariotte

À température constante, une même quantité de gaz vérifie $PV = \text{cste}$

Loi d'Avogadro-Ampère

À pression et température données, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

C

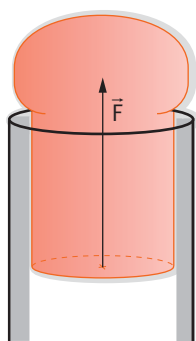
Corrigés des activités

Activité 1 L'air est principalement constitué de molécules de dioxygène (environ 20 %) et de diazote (80 %).
Il contient aussi un peu d'argon.

Activité 2

	Gaz	Liquides
Ils sont constitués de :	molécules	molécules
Ils ont un état	dispersé et désordonné	condensé et désordonné
Ils sont :	compressibles	incompressibles

Activité 3



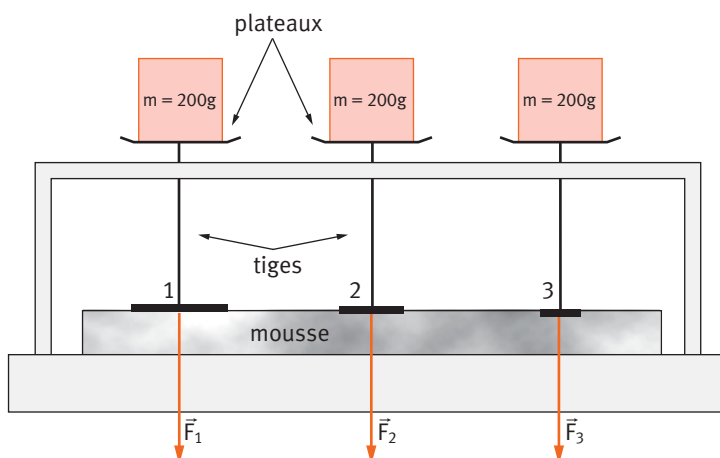
Le champagne contient beaucoup de gaz. Dès qu'on enlève le fil de fer qui maintient solidement le bouchon, les gaz comprimés dans la bouteille chassent le bouchon.

Le gaz exerce une force pressante $\vec{F}$ sur le bouchon appliqué au centre de la surface en contact.

Caractéristiques de $\vec{F}$:

- Direction : orthogonale à la surface de contact gaz-bouchon
- Sens : vers le bouchon
- Valeur F

Activité 4



- ① La valeur du poids est donnée par : $P = mg$.
Application numérique : $P = 1,96 \text{ N}$.
- ② La valeur de la force exercée par chacune des pièces sur la mousse est identique à la valeur du poids calculé dans la question 1 : $F_1 = F_2 = F_3 = 1,96 \text{ N}$.
- ③ La déformation de la mousse est de plus en plus importante de la pièce (1) à la pièce (3) ; seule la section des pièces change ; la nouvelle grandeur physique qui intervient est la surface de la pièce.

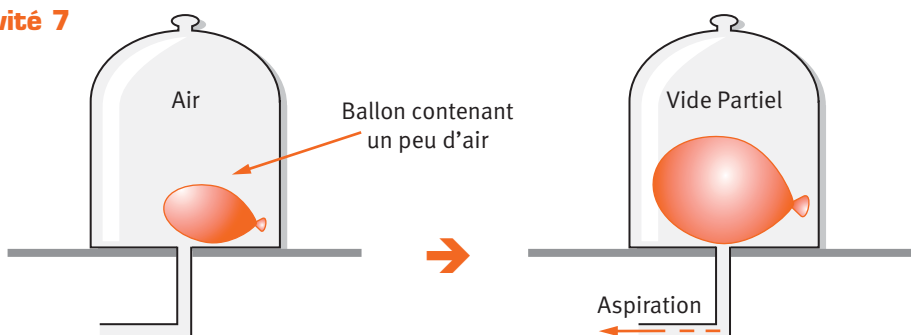
L'action d'une force sur une surface pressée est d'autant plus grande, que la surface pressée est petite.

Activité 5 Pour une même force pressante, on augmente la pression en diminuant la surface pressée.
Pour une même surface pressée, on augmente la pression en augmentant la force pressante.

Activité 6

Pression en bar	2,00	$6,65 \cdot 10^{-1}$	1,01	2,30
Pression en mm Hg	$1,50 \cdot 10^3$	500	759	$1,73 \cdot 10^3$
Pression en Pa	$2,00 \cdot 10^5$	$6,65 \cdot 10^4$	$1,01 \cdot 10^5$	$2,30 \cdot 10^5$

Activité 7



- ① Lorsque le ballon contient un peu d'air, les molécules d'air, à l'intérieur du ballon, exercent sur les parois intérieures du ballon des forces pressantes dirigées vers l'extérieur du ballon.

Les molécules d'air, à l'extérieur du ballon, exercent des forces pressantes sur les parois extérieures du ballon dirigées vers l'intérieur du ballon. Ces forces pressantes s'équilibrent et le ballon est peu gonflé.

Lorsque les molécules d'air sont aspirées, le nombre de molécules d'air diminue à l'intérieur de la cloche par contre le nombre de molécules d'air ne change pas à l'intérieur du ballon ; les forces pressantes dirigées vers l'intérieur du ballon ont une valeur moins élevée que les forces pressantes dirigées vers l'extérieur du ballon : le ballon gonfle.

- ② L'air qui nous entoure exerce bien une pression sur la matière ; on le remarque dans l'expérience précédente puisque quand on retire l'air les forces pressantes diminuent ce qui signifie que la pression diminue.

Activité 8

Conditions météorologiques	Tempête (dépression)	Temps ensoleillé (anticyclonique)
Pression atmosphérique	970 mbar	1045 mbar

Activité 9

V	1 m ³	1000 L	10 ⁶ mL	1000 dm ³
ρ	1000 kg.m ⁻³	1000 g.L ⁻¹	1 kg.L ⁻¹	1000 g.dm ⁻³

Rappels 1 kg = 1000 g ; 1 m³ = 10³ dm³ = 10⁶ cm³ ; 1 L = 1 dm³ = 10³ mL

Activité 10

fluide	eau	alcool pur	sang	air	lait
ρ (en kg.m ⁻³)	1000	790	1060	1,29	1030

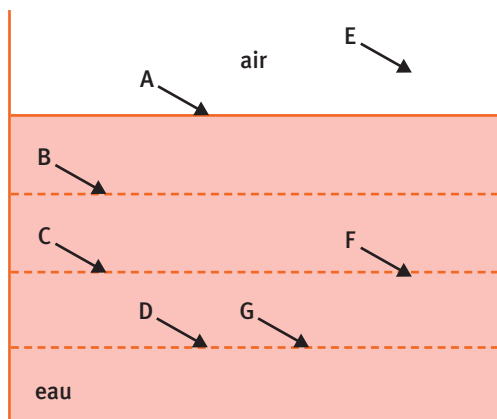
Encomparant les masses volumiques de l'air et de l'eau, on remarque que la masse volumique de l'eau est environ 1000 fois plus grande que celle de l'air : $\rho_{\text{eau}} \approx 1000 \rho_{\text{gaz}}$.

Activité 11

La densité d d'un liquide par rapport à l'eau s'exprime par : $d = \frac{\rho_{\text{liquide}}}{\rho_{\text{eau}}}$.

Liquide	eau	alcool pur	sang	lait
ρ	1000 kg.m ⁻³	0,790 kg.L ⁻¹	1060 g.L ⁻¹	1030 g.L ⁻¹
d	1,00	0,79	1,06	1,03

Activité 12



- ① La valeur de la pression atmosphérique est donnée par la pression dans l'air en E ou en A : $P_{\text{atm}} = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.
- ② La pression augmente avec la profondeur d'immersion dans le liquide : $P_D > P_C > P_B > P_A$.
- ③ En tout point situé dans un même plan horizontal, la pression est la même : $P_C = P_F$ ou $P_D = P_G$.

- ④ A la même profondeur d'immersion, la pression varie avec la nature du liquide ; ainsi : $(p_C)_{eau} > (p_C)_{alcool}$

La variation de pression observée est liée à la masse volumique du liquide.

Recopiez la conclusion suivante dans le cours.

Dans un liquide en équilibre :

- la pression est la même en tout point d'un même plan horizontal ;
- la pression augmente avec la profondeur d'immersion.

À même profondeur d'immersion, la pression varie avec la masse volumique du liquide.

- Activité 13** ① La différence de pression entre deux points A et B d'un fluide au repos de masse volumique ρ s'exprime par : $\Delta P = P_A - P_B = \rho gh$.

eau	$\Delta P = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
air	$\Delta P = 1,3 \cdot 10^2 \text{ Pa}$

- ② La variation de pression dans l'air est négligeable par rapport à la variation de pression dans l'eau.

Pour une même dénivellation, la variation de la pression dans l'air est environ mille fois plus faible que dans l'eau.

- ③ Sur 10 m de hauteur la pression n'avait varié que de 130 Pa par rapport à une pression atmosphérique de 10^5 Pa .

Dans un récipient rempli de gaz de quelques centimètres de hauteur, la variation de pression est encore plus faible ; la pression est donc la même en tout point du récipient.

- Activité 14** La boisson gazeuse placée dans le réfrigérateur dégage moins de gaz que la boisson gazeuse laissée à 25°C .

Recopiez la conclusion suivante dans le cours.

Si la température augmente, la dissolution diminue.

Activité 15

P (hPa)	500	1000	1500	2000	2500
V (mL)	80	40	27	20	16
PV (Pa.m ³)	4,0	4,0	4,0	4,0	4,0

Exemple de calcul : $PV = 500 \cdot 10^2 \times 80 \cdot 10^{-6} = 4,0 \text{ Pa.m}^3$.

Le produit PV est constant. La loi de Boyle-Mariotte est vérifiée.

- Activité 16** D'après la loi d'Avogadro-Ampère, ces gaz contiennent la même quantité de matière.

Chapitre 9

Physique

Objectifs

- Calculer la force d'attraction gravitationnelle qui s'exerce entre deux corps à répartition sphérique de masse.
- Savoir que la pesanteur terrestre résulte de l'attraction terrestre.
- Comparer le poids d'un même corps sur la Terre et sur la Lune.

A

L'interaction gravitationnelle

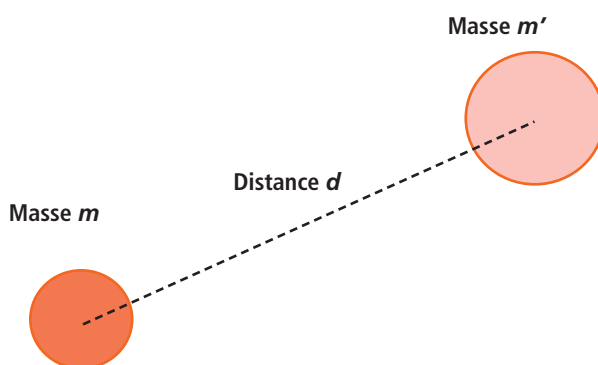
1. La gravitation universelle

En 1687, Newton publie la loi de la gravitation universelle qui s'applique aussi bien au mouvement de la Lune qu'à la chute d'une boule de pétanque.

Cette loi permet d'expliquer l'existence de la force exercée par la Terre sur la Lune.

Newton considère que deux corps, du simple fait de leurs masses, s'attirent mutuellement et instantanément. Ces deux corps exercent des actions l'un sur l'autre : on dit qu'ils sont en interaction.

Considérons deux corps de masses m et m' ; le corps de masse m exerce sur le corps de masse m' une force de valeur F ; de même, le corps de masse m' exerce sur le corps de masse m une force de valeur F' .



2. L'interaction gravitationnelle entre deux corps

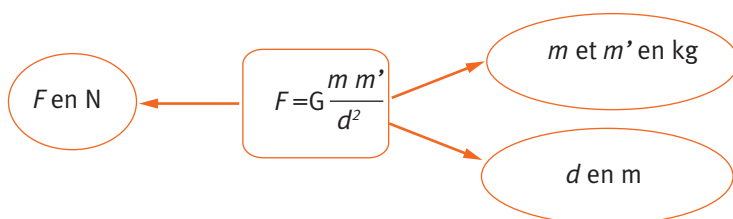
Loi de la gravitation universelle

Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse m et m' , la valeur F de la force d'interaction gravitationnelle a pour expression :

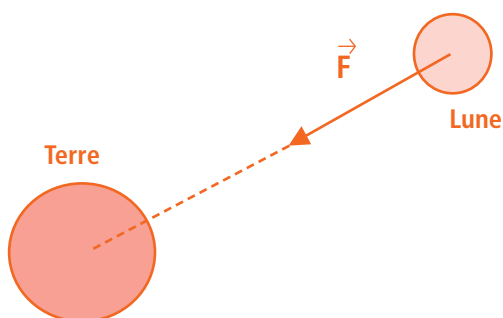
$$F = G \frac{m m'}{d^2}$$

où G est la constante de gravitation ($G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ SI) et d la distance entre les centres de ces corps.

Les forces sont appliquées aux centres de chacun des corps ; elles sont représentées par un vecteur.



Exemple force gravitationnelle $\vec{F}$ exercée par la Terre sur la Lune :



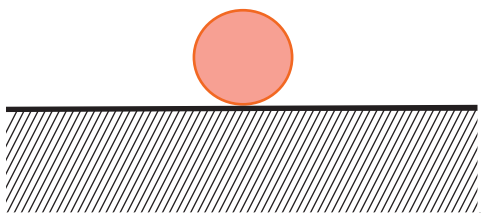
Activité 1 Reproduire le schéma précédent et représenter la force gravitationnelle $\vec{F}'$ exercée par la Lune sur la Terre.

Activité 2 La Terre et la Lune peuvent être considérées comme des corps à symétrie sphérique.

Données : masse de la Lune : $7,34 \cdot 10^{22}$ kg ; masse de la Terre : $5,98 \cdot 10^{24}$ kg ; distance entre les centres : $d = 384000$ km.

Exprimer et calculer la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune.

Activité 3 Le centre d'une boule de pétanque de masse m ($m = 700 \text{ g}$) se trouve à 6380 km du centre de la Terre de masse $5,98 \cdot 10^{24} \text{ kg}$.



① Exprimer et calculer la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la boule de pétanque.

② Exprimer et calculer la valeur de la force gravitationnelle exercée par la boule de pétanque sur la Terre.

La représenter sur un schéma.

B

La pesanteur terrestre

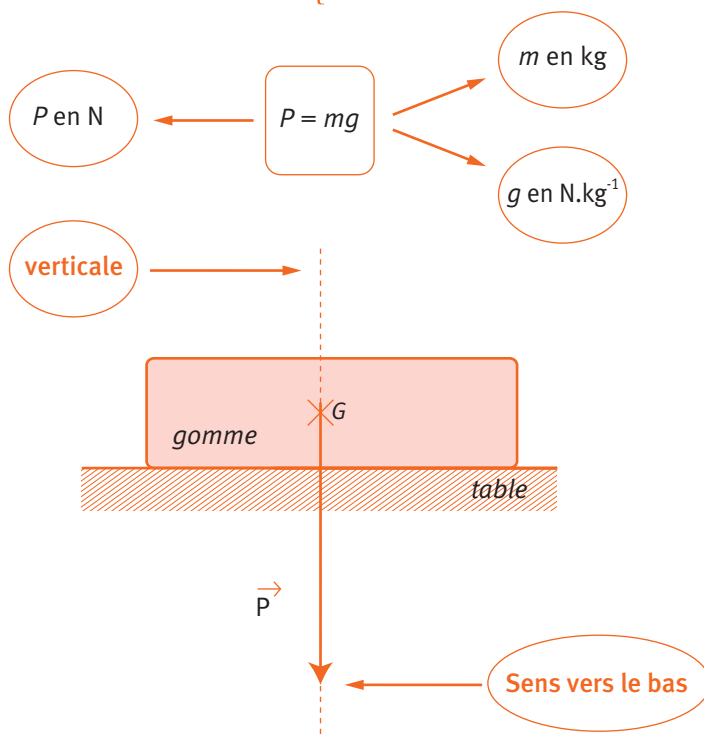
1. Le poids d'un corps vk.com/club154894262

Le poids d'une gomme modélise les actions exercées par la Terre sur cette gomme.

Cette force est représentée par un vecteur $\vec{P}$ et a pour valeur $P = mg$ où m est la masse du corps et g l'intensité de la pesanteur.

Caractéristiques du poids $\vec{P}$:

- Direction : la verticale
- Sens : vers le bas
- Valeur : $P = mg$



La valeur de g varie en fonction de l'endroit où se trouve l'objet; g dépend :

- ✓ de l'altitude
- ✓ et de la latitude.

Par la suite, la grandeur g sera considérée comme constante à la surface de la Terre et égale à $9,81 \text{ N.kg}^{-1}$.

2. Poids et force gravitationnelle exercée par la Terre

Activité 4 Dans l'activité 3, nous avons calculé la valeur F de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la boule de pétanque.

Calculer la valeur P du poids de cette boule de pétanque de masse 700 g ; comparer la valeur trouvée et la valeur F . $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$

Sur Terre, peut-on dire que la force gravitationnelle exercée par la Terre sur un corps de masse m est identique au poids de ce corps ?

Notez la réponse du corrigé dans le cadre ci-dessous.

La pesanteur terrestre résulte de l'attraction terrestre.



Poids d'un corps sur la Terre et sur la Lune

1. Le poids sur la Lune

Le poids d'une gomme modélise les actions exercées par la Terre sur cette gomme.

Sur la Lune, les corps ont la même masse que sur Terre, mais la masse de la Lune diffère de celle de la Terre, de même que le rayon lunaire diffère du rayon terrestre.

Sur la Lune, un corps, bien qu'ayant la même masse que sur Terre, n'a pas le même poids.

Activité 5 *En assimilant la force gravitationnelle exercée par la Lune sur un corps de masse m au poids lunaire de ce corps, exprimer et calculer l'intensité de la pesanteur sur la Lune notée g_L .*

Données *masse de la Lune : $M_L = 7,34 \cdot 10^{22} \text{ kg}$; rayon de la Lune : $R_L = 1738 \text{ km}$.*

Notez la valeur numérique de g_L dans le cadre ci-dessous :

2. Comparaison entre les poids

D'après le résultat trouvé dans l'activité 5, la valeur de l'intensité de la pesanteur est environ six fois plus faible sur la Lune.

Activité 6 *Comparer les valeurs P et P_L du poids d'une boule de pétanque de masse 700 g sur la Terre et sur la Lune.*

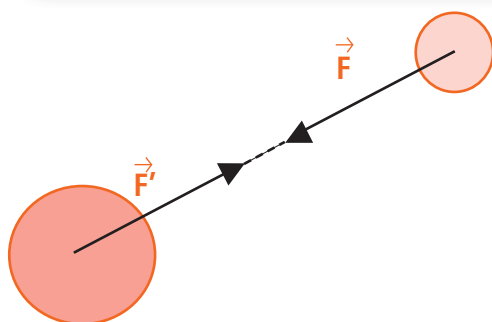
$g_T = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; $g_{TL} = 1,62 \text{ N.kg}^{-1}$.

Notez la réponse du corrigé dans le cadre ci-dessous.

Résumé

Loi de la gravitation universelle

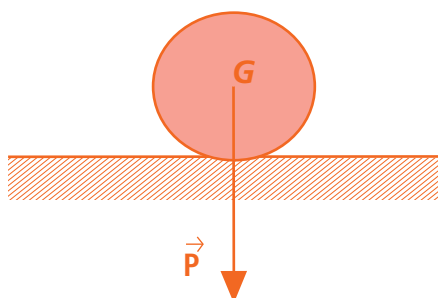
Dans le cas de deux corps à répartition sphérique de masse m et m' , la valeur F de la force d'interaction gravitationnelle a pour expression: $F = G \frac{m m'}{d^2}$ où G est la constante de gravitation ($G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ SI) et d la distance entre les centres de ces corps.



Chaque corps exerce une force sur l'autre corps.
Les forces sont appliquées aux centres de chacun des corps; elles sont représentées par un vecteur.

Caractéristiques du poids $\vec{P}$:

- Direction : la verticale
- Sens : vers le bas
- Valeur : $P = mg$



La valeur de g varie en fonction de l'endroit où se trouve l'objet; g dépend :

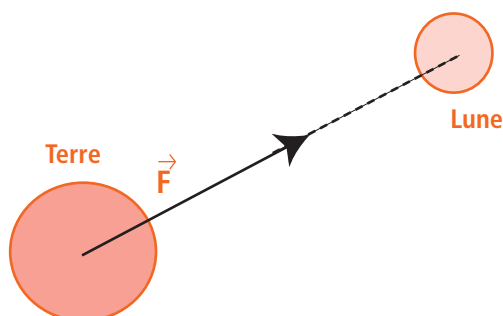
- ✓ de l'altitude
- ✓ et de la latitude.

Le poids d'un corps sur la Terre est six fois plus important que le poids de ce corps sur la Lune.

C

Corrigés des activités

- Activité 1** Force gravitationnelle $\vec{F}'$ exercée par la Lune sur la Terre : elle a même direction et même valeur que la force exercée par la Terre sur la Lune mais un sens opposé ; elle est représentée par un vecteur $\vec{F}'$ appliqué au centre de la Terre.



- Activité 2** La Terre et la Lune peuvent être considérées comme des corps à symétrie sphérique.

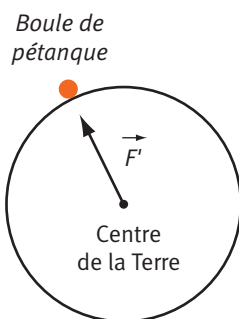
La valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune s'exprime

$$\text{par : } F = G \frac{M_T M_L}{d^2}.$$

$$F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{7,34 \cdot 10^{22} \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(3,84 \cdot 10^8)^2} = 1,98 \cdot 10^{20} \text{ N.}$$

- Activité 3** ① D'après la loi de la gravitation universelle, la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la boule de pétanque s'exprime par : $F = G \frac{m M_T}{R_T^2}$.

$$\text{Application numérique : } F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{0,700 \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6,38 \cdot 10^6)^2} = 6,86 \text{ N.}$$



- ② La valeur F' de la force gravitationnelle exercée par la boule de pétanque sur la Terre est identique à celle trouvée dans la question 1. Elle s'exerce au centre de la Terre.

Activité 4 La valeur P du poids de la boule de pétanque est égale à : $P = mg$.

Application numérique : $P = 0,700 \times 9,81 = 6,87 \text{ N}$.

On obtient pratiquement la même valeur 6,9 N.

À recopier dans le cours.

Le poids d'un corps de masse m peut être assimilé en première approximation à la force gravitationnelle exercée par la Terre sur ce corps; cependant les valeurs des deux forces ne sont pas rigoureusement identiques.

D'après la loi de la gravitation universelle, la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Lune sur un corps de masse m s'écrit : $F = G \frac{m M_L}{R_L^2}$.

Cette valeur est pratiquement la même que celle du poids lunaire : $P_L = mg_L$.

Activité 5 L'intensité de la pesanteur sur la Lune s'exprime donc par : $g_L = G \frac{M_L}{R_L^2}$.

La valeur numérique de l'intensité de la pesanteur sur la Lune est égale à :

$$g_L = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{7,34 \cdot 10^{22}}{(1738 \cdot 10^3)^2} = 1,62 \text{ N.kg}^{-1}.$$

À recopier dans le cours.

L'intensité de la pesanteur sur la Lune est égale à $g_L = 1,62 \text{ N.kg}^{-1}$

Activité 6 La valeur P du poids de la boule de pétanque sur la Terre est égale à : $P = mg_T$.

Application numérique : $P = 0,700 \times 9,81 = 6,87 \text{ N}$.

La valeur P_L du poids de la boule de pétanque est égale à : $P_L = mg_L$.

Application numérique : $P_L = 0,700 \times 1,62 = 1,13 \text{ N}$.

$$\frac{P}{P_L} = 6,08$$

Le poids d'un corps sur la Terre est six fois plus important que le poids de ce corps sur la Lune.

Chapitre 10

Physique

Objectifs

- Savoir que le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire, aussi bien au niveau de l'atome qu'à l'échelle cosmique.
- Connaître la valeur de la vitesse de la lumière dans le vide (ou dans l'air).
- Connaître la définition de l'année de lumière et son intérêt.
- Expliquer l'expression : « voir loin, c'est voir dans le passé ».
- Utiliser les puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur.

A

Description de l'Univers

1. l'échelle de l'atome

À l'échelle de l'atome et des molécules, les distances sont infiniment petites.

L'ordre de grandeur de la taille d'un atome est 10^{-10} m.

Un atome est constitué d'un noyau central, chargé positivement, et d'électrons, chargés négativement, en mouvement autour du noyau.

La masse de l'atome est concentrée dans le noyau dont la taille est de l'ordre de 10^{-15} m.

Activité 1 Compléter le tableau suivant concernant les sous multiples de l'unité « mètre » en suivant l'exemple donné.

Un millimètre	Un nanomètre	Un femtomètre	Un micromètre	Un picomètre	Un centimètre
1 mm					
10^{-3} m					

Le noyau peut être assimilé à une sphère de rayon 100 000 fois plus petit que celui de l'atome.

Entre les électrons et le noyau, il y a du vide. On dit que la matière est lacunaire.

Au niveau de l'atome, le remplissage de l'espace par la matière est lacunaire.

Activité 2 Compléter le tableau en respectant la règle « 100 000 fois plus grand » que la taille donnée.

Taille	1 mm	1 m	1 nm	1 fm	1 μm
100 000 fois plus grand				100 pm	

2. À l'échelle cosmique



À l'échelle cosmique, le système solaire est constitué en son centre du Soleil, qui est une étoile, de quelques planètes dont la Terre et de multiples objets comme les satellites (la Lune), les comètes ou les astéroïdes.

Activité 3 Quelle est la différence existant entre une étoile et une planète ?

Activité 4 Rechercher sur Internet quelles sont les 8 planètes du système solaire ?

Tout l'espace existant entre le Soleil, les planètes est vide.

À une échelle encore plus grande, les étoiles, dont le Soleil, sont regroupées dans une structure gigantesque appelée Galaxie (notre galaxie est la Voie lactée).

Entre le Soleil et les planètes, il y a du vide. On dit que l'espace est lacunaire.

A l'échelle cosmique, le remplissage de l'espace par la matière est lacunaire.

En conclusion, le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire

- ✓ aussi bien au niveau de l'atome
- ✓ qu'à l'échelle cosmique.



Utilisation des puissances de 10 dans l'évaluation des ordres de grandeur

Passer de l'infiniment petit à l'infiniment grand nécessite l'écriture de nombres très petits (ordre de grandeur d'un noyau) ou très grands (distance en millions de kilomètres dans l'Univers). Les puissances de dix permettent d'écrire plus aisément ces nombres.

1. Nombre en notation scientifique

La notation scientifique consiste à écrire les nombres sous la forme : $a \cdot 10^n$ où a est un nombre décimal compris entre 1 et 10 et n un nombre entier positif ou négatif.

Exemple Considérons le nombre 0,00138.

Mettre ce nombre en notation scientifique consiste à passer de 0,00138 à $1,38 \cdot 10^{-3}$ qui est la notation scientifique.

Activité 5 Compléter le tableau suivant en utilisant la notation scientifique.

Nombre	0,00138	188987	12,3	0,125	$106 \cdot 10^5$
Notation scientifique	$1,38 \cdot 10^{-3}$				

Le nombre $1,845 \cdot 10^4$ est donné avec 4 chiffres significatifs.

Ce nombre peut aussi être donné avec 2 chiffres significatifs : $1,8 \cdot 10^4$.

Activité 6 Compléter le tableau suivant en utilisant la notation scientifique pour le nombre 188287 et en ne donnant que le nombre de chiffres significatifs souhaités

Nombre de chiffres significatifs	1	2	3	4
Notation scientifique				

2. Opérations en notation scientifique

Il faut savoir utiliser les quatre opérations suivantes :

$$\left\{ \begin{array}{l} 10^a 10^b = 10^{a+b} \\ \frac{1}{10^a} = 10^{-a} \\ \frac{10^a}{10^b} = 10^{a-b} \\ (10^a)^b = 10^{ab} \end{array} \right.$$

3. Ordre de grandeur

L'ordre de grandeur d'une distance est égal à la puissance de 10 qui s'approche le plus de sa valeur.

Exemples ① La distance de Neptune au Soleil est égale à 4497 millions de km. Donnons un ordre de grandeur de cette distance en km.

Écrivons la distance en notation scientifique avec 2 chiffres significatifs : $4,5 \cdot 10^9$ km.

L'ordre de grandeur est égal à : 10^9 km.

② La distance de Jupiter au Soleil est égale à 778 millions de km. Donnons un ordre de grandeur de cette distance en km.

Écrivons la distance en notation scientifique avec 2 chiffres significatifs : $7,9 \cdot 10^8$ km.

L'ordre de grandeur est égal à : 10^9 km.



L'année de lumière

1. Propagation rectiligne de la lumière

La lumière se propage en ligne droite dans le vide et dans l'air.

La lumière se propage dans le vide, et dans les milieux transparents (air, eau, gaz, verre, etc.).

2. Vitesse de la lumière

Dans le vide (et dans l'air), la vitesse de la lumière est : $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Par contre la vitesse de la lumière dans un milieu transparent dépend du milieu dans laquelle elle se propage.

3. L'année de lumière

L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année.

Les dimensions de l'Univers sont telles que la distance parcourue par la lumière en une année est l'unité adaptée à leur mesure.

L'étoile la plus proche de la Terre, autre que le Soleil, est à 4 a.l.

Notre Galaxie, la Voie lactée, a une « largeur » d'environ 100 000 a.l.

Activité 7 *Calculer la distance parcourue par la lumière en une année en mètre puis en kilomètre (avec 3 chiffres significatifs).*

Donner ensuite un ordre de grandeur plus facile à retenir.

Il est impossible de rejoindre l'étoile la plus proche avec les sondes spatiales ; il faudrait des milliers d'années pour parcourir 4,0 a.l.

Les télescopes actuels permettent de voir des galaxies situées à des distances supérieures à 1000 a.l.

Activité 8 *Le Soleil est la plus proche étoile de la Terre. Il est situé à 150 millions de kilomètres de la Terre.*

- ① *Quelle serait la durée nécessaire (en secondes et en années) pour rejoindre le Soleil à la vitesse de 100 km.h^{-1}*
- ② *Quelle serait la durée nécessaire pour rejoindre le Soleil à la vitesse de la lumière ?*

Activité 9 *L'étoile la plus proche de la Terre après le Soleil se nomme « Proxima du Centaure ». Elle est située à 4 années de lumière.*

- ① *Quelle serait la durée nécessaire (en secondes et en années) pour rejoindre « Proxima du Centaure » à la vitesse de 100 km.h^{-1} ?*
- ② *Quelle serait la durée nécessaire pour rejoindre « Proxima du Centaure » à la vitesse de la lumière ?*

4. Voir loin, c'est voir dans le passé

La lumière qui nous parvient aujourd'hui, grâce aux télescopes, de distances supérieures à 1000 années de lumière, a donc été émise il y a plus de 1000 années.

« Voir loin, c'est voir ce qu'il s'est passé il y a longtemps » parce que l'image du ciel observé la nuit n'est pas actuelle, mais d'autant plus ancienne que les objets que nous regardons sont plus éloignés.

Les progrès technologiques nous permettent l'observation d'objets de plus en plus éloignés et d'événements qui se sont passés il y a longtemps.

Résumé

Le remplissage de l'espace par la matière est essentiellement lacunaire.

- ▶ **aussi bien au niveau de l'atome**
- ▶ **qu'à l'échelle cosmique.**

Dans l'atome, dans le système solaire, l'espace qui existe, entre le noyau et les électrons ou entre le Soleil et les planètes, est vide.

La notation scientifique consiste à écrire les nombres sous la forme : $a \cdot 10^n$.

- ▶ **où a est un nombre décimal compris entre 1 et 10**
- ▶ **et n un nombre entier positif ou négatif.**

➤ **L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année.**

L'année de lumière est une unité de longueur dont l'ordre de grandeur est 10^{13} km (symbole a.l.).

« Voir loin, c'est voir ce qu'il s'est passé il y a longtemps » parce que l'image du ciel observé la nuit n'est pas actuelle, mais d'autant plus ancienne que les objets que nous regardons sont plus éloignés.



Corrigés des activités

Activité 1

Un millimètre	Un nanomètre	Un femtomètre	Un micromètre	Un picomètre	Un centimètre
1 mm	1 nm	1 fm	1 μ m	1 pm	1 cm
10^{-3} m	10^{-9} m	10^{-15} m	10^{-6} m	10^{-12} m	10^{-2} m

Activité 2

Taille	1 mm	1 m	1 nm	1 fm	1 μ m
100 000 fois plus grand	100 m	100 km	100 μ m	100 pm	100 mm

Observez un millimètre sur votre double décimètre et imaginez le noyau de l'atome ayant cette taille ; une sphère de 100 m de rayon autour de vous correspondrait donc à l'espace rempli de vide existant dans l'atome autour du noyau.

Activité 3 Une étoile est un objet céleste gazeux, dont la taille et la densité sont tellement importantes qu'elles génèrent des réactions de fusion nucléaire en son cœur.

Une planète est un objet céleste, non lumineux, qui orbite autour d'une étoile.

Activité 4 Les 8 planètes du système solaire : Mercure, Vénus, la Terre, Mars, Jupiter, Saturne, Uranus, Neptune.

Pluton n'est plus considéré comme une planète du système solaire depuis la 26^{ème} assemblée de l'Union astronomique internationale du 24 août 2006. Ses caractéristiques étaient trop éloignées de celles des huit planètes du système solaire.

Activité 5

Nombre	0,00138	188987	12,3	0,125	106.10^5
Notation scientifique	$1,38.10^{-3}$	$1,88987.10^5$	$1,23.10^1$	$1,25.10^{-1}$	$1,06.10^7$

Activité 6

Nombre de chiffres significatifs	1	2	3	4
Notation scientifique	2.10^5	$1,9.10^5$	$1,88.10^5$	$1,883.10^5$

Activité 7 Dans une année, il y a 365 jours.

Dans un jour, il y a 24 heures.

Dans une heure, il y a 3600 secondes.

Dans le vide, la vitesse de la lumière est égale à : $c = 3,00.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

La vitesse est définie par : $c = \frac{d}{\Delta t}$.

L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année : $d = c \Delta t$.

La valeur de l'année de lumière est donc :

$$d = 3,00.10^8 \times (365 \times 24 \times 3600) = 9,46.10^{15} \text{ m soit } 9,46.10^{12} \text{ km.}$$

L'année de lumière est une unité de longueur dont l'ordre de grandeur est 10^{13} km .

Activité 8 ① La vitesse est définie par : $v = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{d}{v}$.

La durée nécessaire pour rejoindre le Soleil à la vitesse de 100 km.h^{-1} serait égale à :

$$\Delta t = \frac{150.10^9}{\left(\frac{100.10^3}{3600}\right)} = 5,4.10^9 \text{ s soit : 171 jours } \left(\Delta t = \frac{5,4.10^9}{365 \times 24 \times 3600} = 171 \text{ jours} \right).$$

② La durée nécessaire pour rejoindre le Soleil à la vitesse de la lumière serait égale à :

$$\Delta t = \frac{150.10^9}{3,00.10^8} = 500 \text{ s soit : 8 min 20 s.}$$

Activité 9 ① La durée nécessaire pour rejoindre « Proxima du Centaure » à la vitesse de 100 km.h^{-1} serait égale à :

$$\Delta t = \frac{4.10^{16}}{\left(\frac{100.10^3}{3600}\right)} = 1,4.10^{15} \text{ s soit : } \Delta t = \frac{1,4.10^{15}}{365 \times 24 \times 3600} \approx 44 \text{ millions d'années.}$$

② La durée nécessaire pour rejoindre « Proxima du Centaure » à la vitesse de la lumière serait égale à : 4 années.

Chapitre 11

Physique

Objectifs

- ▶ Savoir que la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.
- ▶ Interpréter qualitativement la dispersion de la lumière blanche par un prisme.
- ▶ Utiliser un système dispersif pour visualiser des spectres d'émission et d'absorption et comparer ces spectres à celui de la lumière blanche.
- ▶ Savoir qu'un corps chaud émet un rayonnement continu, dont les propriétés dépendent de la température.
- ▶ Repérer, par sa longueur d'onde dans un spectre d'émission ou d'absorption une radiation caractéristique d'une entité chimique.
- ▶ Interpréter le spectre de la lumière émise par une étoile : température de surface et entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.
- ▶ Connaître la composition chimique du Soleil.

A

Spectres d'émission

Un spectre d'émission résulte de l'analyse de la lumière émise par une source à travers un prisme.

Les spectres d'émission peuvent être continus ou de raies suivant la source.

1. Longueur d'onde et radiation monochromatique

Nous avons vu dans le chapitre 4 que la lumière est constituée de radiations lumineuses.

Une radiation lumineuse est caractérisée par sa longueur d'onde λ dans le vide ou dans l'air.

La longueur d'onde s'exprime en mètre (m).

La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique

Pour le domaine des ondes visibles, l'intervalle de longueurs d'onde est souvent donné avec des valeurs arrondies [400 nm ; 800 nm].



Activité 1 Les couleurs peuvent être associées à des intervalles de longueurs d'onde différentes.

En utilisant Internet ou une encyclopédie, replacer dans le tableau les couleurs correspondant aux intervalles donnés.

λ (nm)	380–450	450–495	495–570	570–590	590–620	620–780
Couleurs						

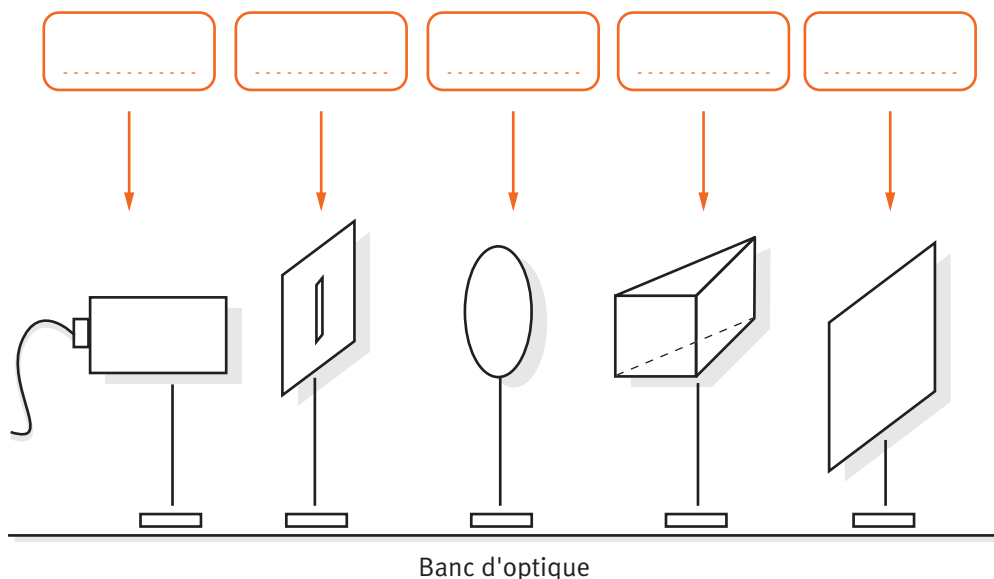
2. Décomposition de la lumière blanche

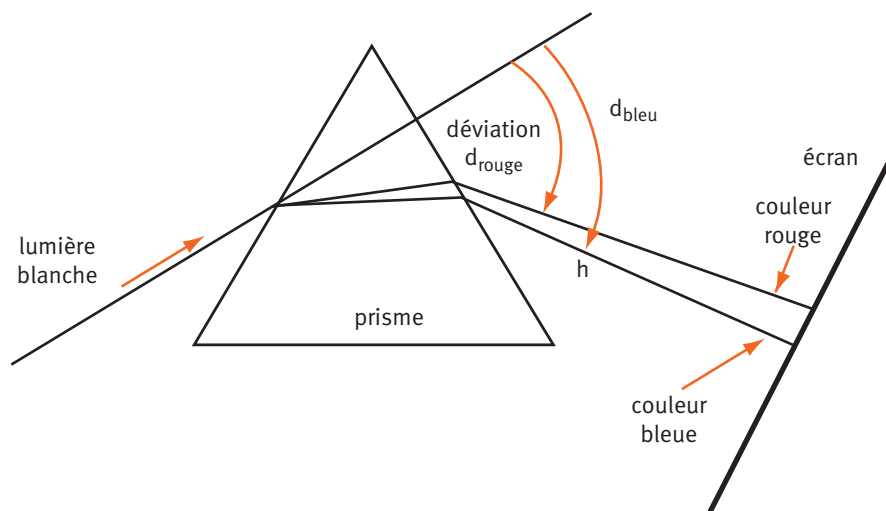
Tout corps solide porté à haute température émet de la lumière blanche (filament d'une lampe par exemple).

Pour obtenir le spectre de la lumière blanche, nous utilisons un spectroscope. Il existe des spectroscopes à prisme ou à réseau.

Expérience : on éclaire une fente avec de la lumière émise par une lampe ; le faisceau obtenu est dirigé sur la face du prisme ; la lentille permet d'obtenir une image nette sur l'écran.

Activité 2 Placez sur le schéma suivant les noms des différents appareils utilisés. Ecran, lentille, fente, lampe, prisme





On remarque que la lumière est déviée par le prisme et que la couleur bleue est plus déviée que le rouge.

On observe sur l'écran une répartition continue de la lumière du bleu au rouge : c'est le spectre de la lumière blanche.

Ce spectre est composé de toutes les couleurs de l'arc-en-ciel. Il est continu du rouge au violet ; il n'y a pas de couleurs qui manquent dans le spectre.



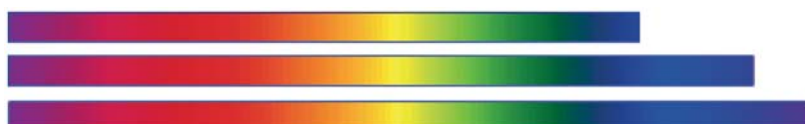
Remarque

observez un CD ; il est constitué d'une multitude de traits fins qui permet de réaliser la décomposition de la lumière.

Tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu.

Activité 3 Sélectionner dans la liste suivante les corps permettant d'obtenir un spectre continu :
 le filament d'une lampe à incandescence ; une lampe à vapeur de sodium ;
 des braises ; une tube « néon » ; un métal en fusion ; une étoile.

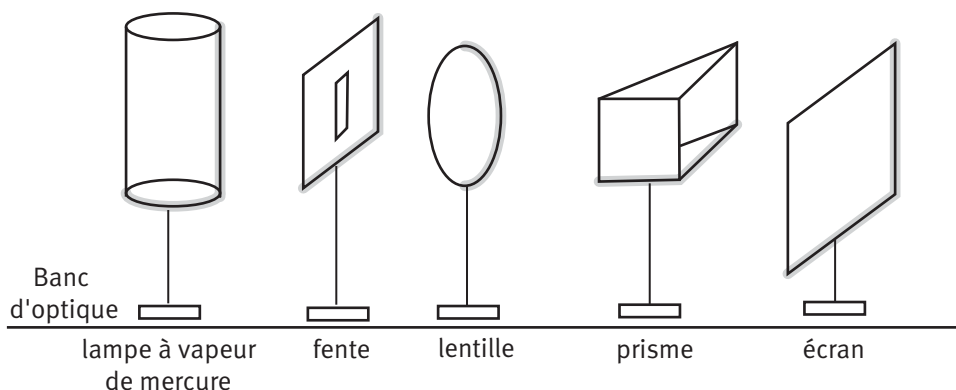
Observons les spectres de la lumière émise par un corps chauffé de plus en plus fort.



Plus la température est élevée et plus le spectre s'enrichit en radiations allant vers le violet.

3. Décomposition de la lumière émise par une lampe à gaz

On éclaire une fente avec de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure ; le faisceau obtenu est dirigé sur la face du prisme ; la lentille permet d'obtenir une image nette sur l'écran.



On observe sur l'écran des radiations distinctes : un spectre de raies.

La lumière émise par la lampe de mercure est polychromatique : elle contient plusieurs radiations lumineuses.



Le spectre d'émission est caractéristique du gaz qui émet la lumière.

Les raies d'émission sont caractéristiques d'une entité chimique.

Le tableau ci-après donne quelques longueurs d'onde (en nm) de raies caractéristiques d'un élément.

H	656,3	486,1	434				
Na	589	589,6					
Mg	470,3	516,7					
Ca	396,8	422,7	458,2	526,2	527		
Fe	438,3	489,1	491,9	495,7	532,8	537,1	539,7

Activité 4 Combien de raies observera-t-on pour le sodium ? De quelles couleurs ?

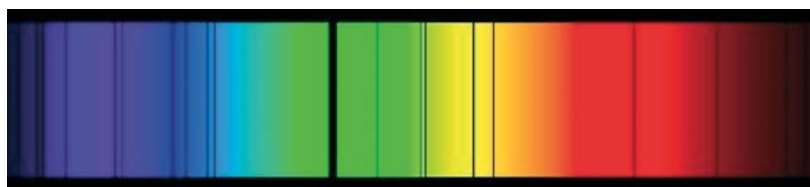
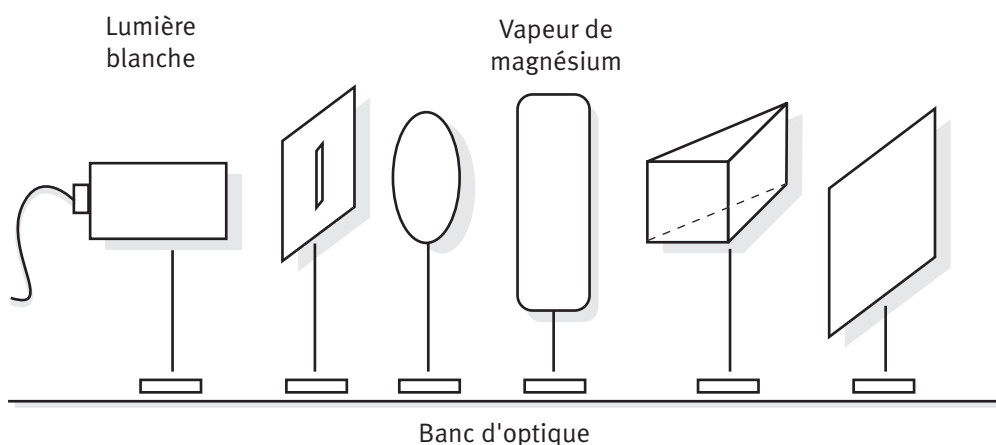


Spectres d'absorption

1. Obtention du spectre

Un spectre d'absorption s'obtient par l'analyse d'une lumière qui a traversé un milieu transparent.

On éclaire une fente avec de la lumière blanche ; le faisceau obtenu traverse la vapeur de magnésium et est dirigé sur la face du prisme ; la lentille permet d'obtenir une image nette sur l'écran.



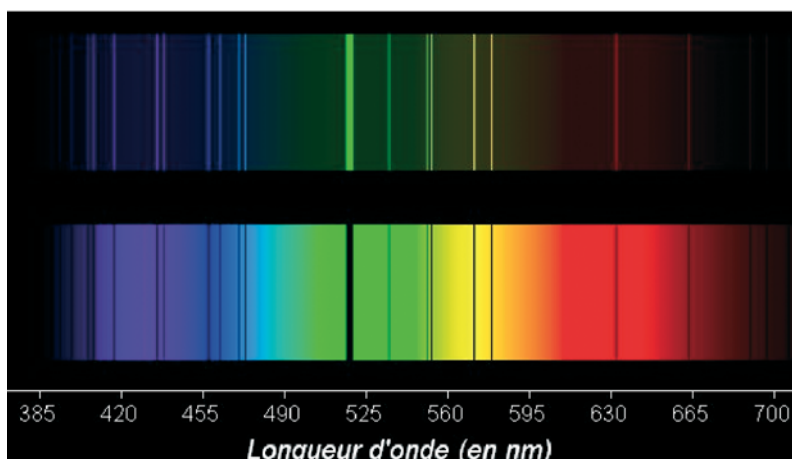
Si la lumière blanche, traverse un gaz, le spectre de la lumière obtenu sur l'écran montre des raies noires sur un fond continu. Ces raies noires indiquent que la substance transparente a absorbé certaines radiations.

Le spectre obtenu fournit des informations sur le milieu traversé.

2. Lien entre spectre d'émission et spectre d'absorption

Observons les spectres d'émission et d'absorption de la vapeur de magnésium.

Les longueurs d'onde des raies noires obtenues sont identiques à celles des radiations émises par ce même gaz lorsqu'il est excité.



Pour une même espèce chimique, les raies (brillantes) dans le spectre d'émission et celles dans le spectre d'absorption (raies noires) ont les mêmes longueurs d'onde.

Le spectre d'absorption de raies est, comme le spectre d'émission, caractéristique du gaz traversé ou du gaz qui émet la lumière.

Il permet, par exemple, d'étudier la composition chimique de l'atmosphère des étoiles. Une espèce chimique ne peut absorber que les radiations qu'elle est capable d'émettre.



Lumière émise par une étoile

1. Spectre de la lumière émise par le Soleil

Activité 5 *Observez le spectre du Soleil.*



Ce spectre est-il un spectre d'émission ou d'absorption ?

En fait, la surface chaude des étoiles émet une lumière dont le spectre est continu.

Certaines radiations de cette lumière traversant l'atmosphère de l'étoile sont absorbées par des atomes qui y sont présents.

On obtient alors le spectre d'absorption de l'étoile.

La couleur de l'étoile permet de déterminer sa température de surface.

	Bételgeuse	Le Soleil	Sirius	Rigel
Couleur	Rouge orangée	Jaune	Blanche	Bleue
Température (°C)	3300	5500	8000	10000

Les raies d'absorption sont caractéristiques des éléments qui constituent l'atmosphère de l'étoile et renseignent donc sur les entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

2. Composition chimique du Soleil

L'analyse du spectre de la lumière émise par le Soleil a permis de connaître la composition chimique du Soleil.

Les éléments les plus abondants sont donnés dans le tableau ci-dessous avec leurs abondances exprimées en fraction de masse :

Élément	hydrogène	hélium	oxygène	carbone	azote	néon	nickel
Pourcentage massique	78,4 %	19,8 %	0,8 %	0,3 %	0,2 %	0,2 %	0,2 %

Cette composition chimique est celle que l'on retrouve dans la plupart des étoiles de notre Galaxie.

➤ Les deux entités chimiques prépondérantes dans la composition chimique du Soleil sont l'hydrogène et l'hélium.

Résumé

La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique

Pour le domaine des ondes visibles, l'intervalle de longueurs d'onde est souvent donné avec des valeurs arrondies [400 nm ; 800 nm].



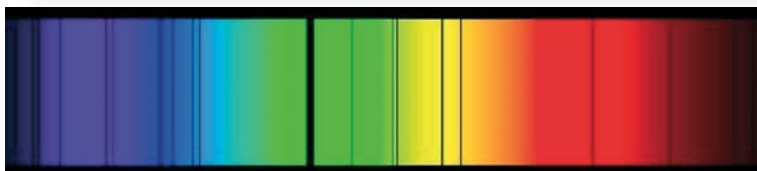
Tout corps solide porté à haute température émet un spectre continu.

➤ **Plus la température est élevée et plus le spectre s'enrichit en radiations allant vers le violet.**

Le spectre d'émission est caractéristique du gaz qui émet la lumière.



Le spectre d'absorption de raies est, comme le spectre d'émission, caractéristique du gaz traversé.



Pour une même espèce chimique, les raies (brillantes) dans le spectre d'émission et celles dans le spectre d'absorption (raies noires) ont les mêmes longueurs d'onde.

La couleur de l'étoile permet de déterminer sa température de surface.

- Les raies d'absorption sont caractéristiques des éléments qui constituent l'atmosphère de l'étoile et renseignent sur les entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.

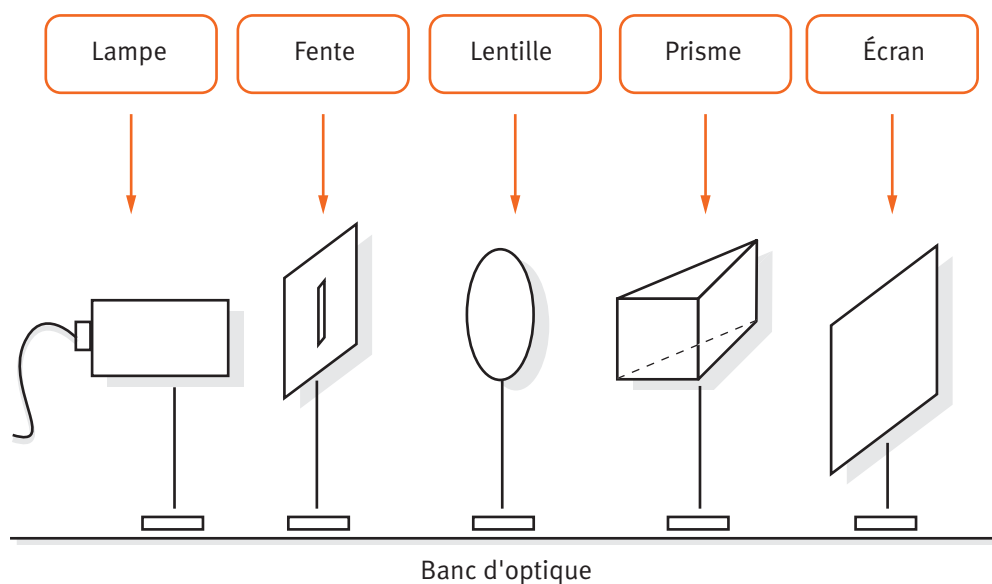
C

Corrigés des activités

Activité 1

λ (nm)	380–450	450–495	495–570	570–590	590–620	620–780
Couleurs	violet	bleu	vert	jaune	orange	rouge

Activité 2



Activité 3 Les corps permettant d'obtenir un spectre continu sont les suivants :

- le filament d'une lampe à incandescence ;
- des braises ;
- un métal en fusion ;
- une étoile.

Activité 4 D'après le tableau, on observera deux raies jaunes de longueurs d'onde 589,0 nm et 589,6 nm.

Activité 5 Le spectre du Soleil est un spectre d'absorption.
On distingue des raies noires sur un fond continu.



Séquence 1

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 1 de physique et de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : Signaux périodiques
Chimie : Structure de l'atome
- ▶ Étudiez les chapitres 2 de physique et de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : Ondes sonores
Chimie : Élément chimique
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.
- ▶ Résolvez le devoir autocorrectif 1 de physique et de chimie.

Sommaire

Partie 1 – Physique : Signaux périodiques Ondes
Exercices

Partie 2 – Chimie : L'élément chimique dans le diagnostic médical
Exercices du chapitre 1 de chimie
Exercices du chapitre 2 de chimie
Devoir autocorrectif



Partie 1

Physique

Signaux périodiques Ondes



A

Utilisation des signaux périodiques en médecine

1. Électrocardiogramme (ECG)

Le cœur est un organe constitué de fibres musculaires.

Au cours du fonctionnement du cœur, chaque fibre se comporte comme un générateur de tension variable.

Les variations de tension ainsi créées se propagent dans les tissus conducteurs.

On les retrouve au niveau des cellules de la peau où elles peuvent être détectées grâce à des électrodes.

Ces variations reflètent l'activité du cœur. Elles peuvent être visualisées sur l'écran d'un oscilloscope.

(On peut aussi les enregistrer sur papier : le graphique obtenu est appelé électrocardiogramme (ECG) ; on enregistre à une vitesse de 25 mm par seconde et une

L'enregistrement de l'activité électrique du cœur s'appelle un électrocardiogramme.

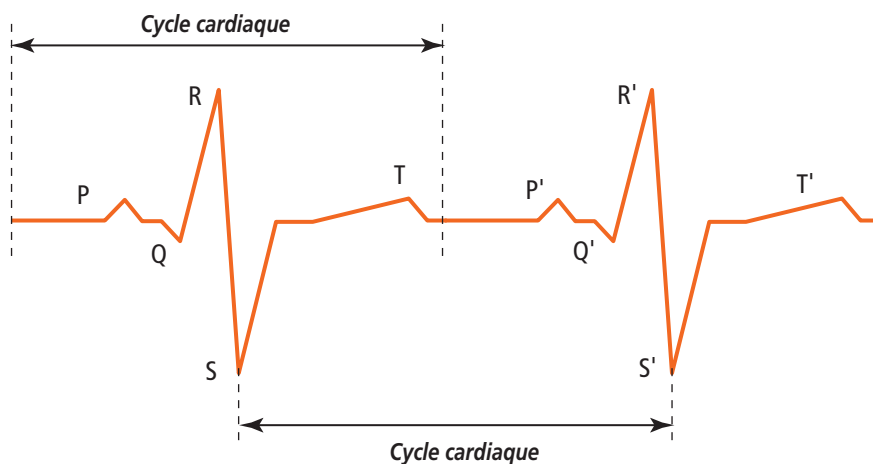
amplitude de 10 mm pour 1 mV.)

Chaque motif élémentaire d'un électrocardiogramme correspond à un cycle complet de contractions et de relâchements des deux oreillettes et des deux ventricules.

L'analyse d'un électrocardiogramme permet de vérifier la régularité du rythme cardiaque (nombre de cycles par minute) et de déceler ainsi d'éventuelles anomalies cardiaques.

Activité 1 Étude d'un document

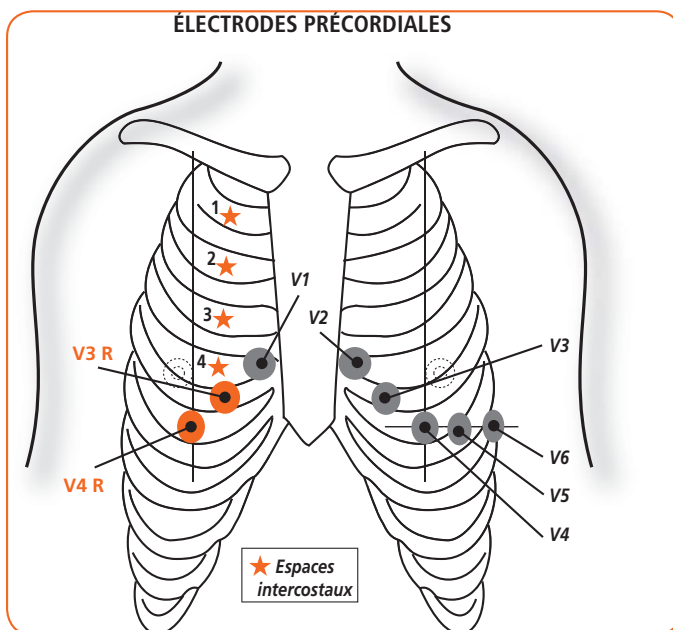
Le document ci-dessous montre l'ECG normal d'un être humain.



Un ECG normal comporte trois parties correspondant à un cycle cardiaque.

L'onde P est provoquée par l'oreillette, l'onde QRS par l'activité des ventricules, et l'onde T par leur repos. La durée d'un cycle cardiaque peut aussi être obtenue en mesurant la distance séparant deux points symétriques (exemple S-S').

Le personnel médical doit brancher un certain nombre d'électrodes sur la personne qui bénéficie de l'électrocardiogramme.



Une électrode est placée au niveau de chaque membre, les deux bras et les deux jambes. Des électrodes sont placées sur le thorax, à des endroits bien précis.

La durée de cet examen est de 2 à 5 minutes et il est totalement indolore.

Le tracé d'un électrocardiogramme est réalisé sur 12 dérivations, correspondant donc à 12 enregistrements électriques (tracés) réalisés à des emplacements différents qui sont standardisés. Ces dérivations permettent de mesurer l'activité électrique du muscle du cœur dans tous les plans de l'espace.

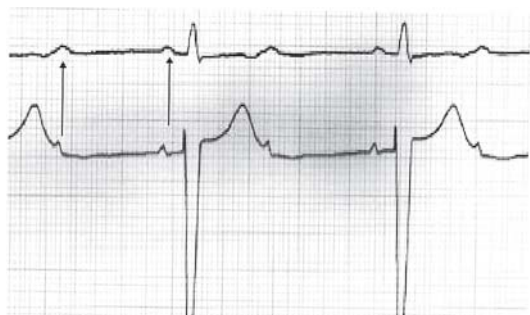
Cet examen permet de déceler

- les maladies du muscle du cœur (infarctus du myocarde par exemple) ;
- les maladies de l'enveloppe du cœur, le péricarde ;
- les troubles du rythme du cœur (ralentissement de la fréquence cardiaque (bradycardie) ou au contraire son accélération (tachycardie).

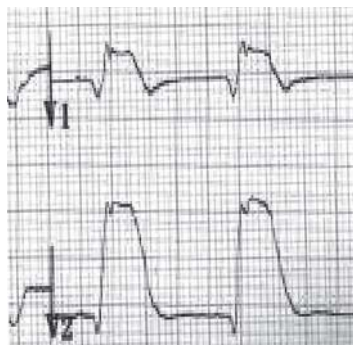
Répondre aux questions suivantes

- ❶ En quelle année l'ECG a-t-il été découvert et par qui ?
- ❷ Combien d'électrodes doit-on placer sur le corps pour faire un ECG ?
- ❸ Dans un électrocardiogramme, que mesure-t-on ?

Activité 2



ECG 1



ECG 2



ECG 3

Lequel de ces trois enregistrements n'est pas périodique ?

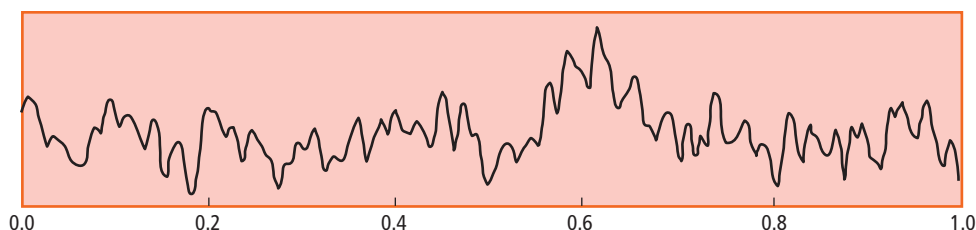
2. Électroencéphalogramme (EEG)

L'électroencéphalogramme (EEG) est réalisé chez un neurologue.

Pour un EEG standard, un casque souple est placé sur la tête du patient pour y fixer une vingtaine d'électrodes enduites d'une pâte conductrice.

Ces électrodes enregistrent l'activité électrique des neurones, comme l'électrocardiogramme enregistre l'activité électrique du cœur

Activité 3 Enregistrement d'une seconde



Le signal enregistré sur une seconde vous paraît-il être périodique ?

Activité 4 Étude d'un document

L'électroencéphalogramme est un examen indolore et sans risque qui dure 20 minutes environ pour un examen standard. Il nécessite d'être bien détendu.

Pour visualiser cette électricité naturelle de votre cerveau, qui est particulièrement faible, il est nécessaire de l'amplifier environ 1 million de fois. Il est alors possible de la lire sur un écran ou de l'imprimer sur papier.

Sur le tracé de l'EEG apparaissent des fréquences d'ondes qui correspondent à l'activité électrique du cerveau. On observe, d'une part, l'activité de base (ondes alpha de 8 à 10 cycles par seconde) les yeux fermés pour que la vision ne la perturbe pas, et d'autre part l'existence d'ondes anormales.

Au cours de l'examen, il suffit de rester au repos, les yeux fermés, et d'obéir aux ordres du médecin.

Chez un sujet normal, le rythme alpha est bloqué à l'ouverture des yeux.

Pour voir s'il y a une bonne réactivité, il vous demande d'ouvrir les yeux à plusieurs reprises.

Le patient est soumis également à une épreuve de respiration forcée, qui provoque une hyper oxygénation du cerveau. Celle-ci peut en effet entraîner des excitations de neurones et des ondes anormales.

L'EEG permet aussi de tester l'existence d'une sensibilité anormale à la lumière.

C'est la raison pour laquelle durant l'examen, le technicien vous soumet à une stimulation lumineuse intermittente.

Des épilepsies sont en effet réflexes à la lumière, comme lors de jeux vidéo, par exemple chez l'enfant.

Parfois, pour pouvoir faire le diagnostic d'épilepsie, un enregistrement est nécessaire durant 24 heures.

L'épilepsie est une pathologie très étudiée par électroencéphalogramme.

Mais d'autres affections du système nerveux central vont nécessiter un électroencéphalogramme comme moyen d'investigation (accident vasculaire cérébral, tumeur, traumatisme crânien, ...).

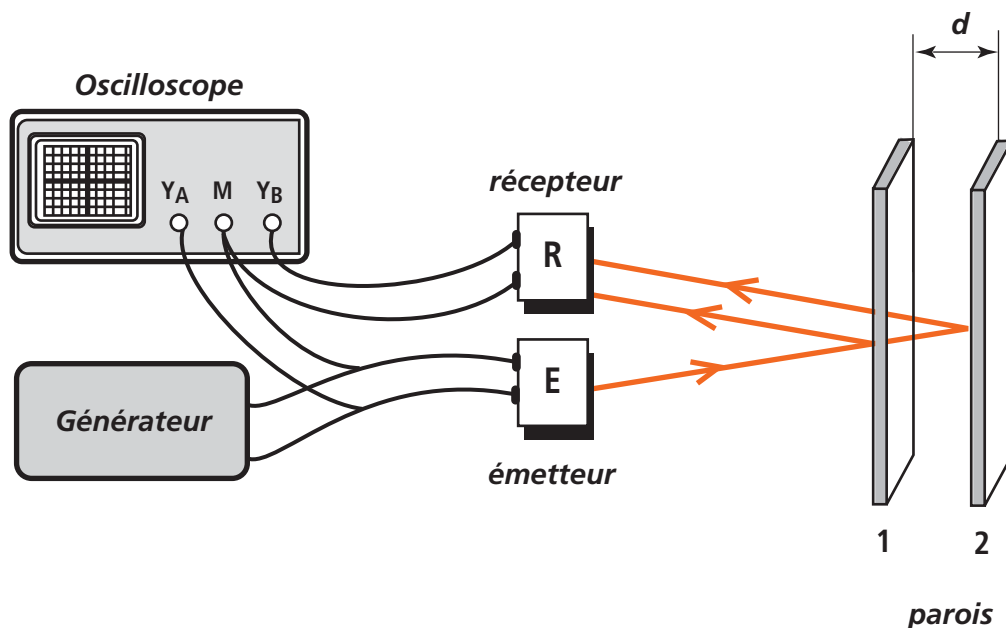
Répondre aux questions suivantes.

- ❶ En quelle année l'ECG a-t-il été découvert ?
- ❷ Combien d'électrodes doit-on placer sur le corps pour faire un EEG ?
- ❸ Dans un électroencéphalogramme, que mesure-t-on ?



Applications médicales des ultrasons

1. L'échographie



L'expérience schématisée permet de comprendre le principe de l'échographie.

Dans cette expérience une salve d'ultrasons est émise de l'émetteur E vers deux parois 1 et 2.

Le récepteur R détecte successivement l'onde qui s'est réfléchiée sur la paroi 1 et l'onde qui s'est réfléchiée sur la paroi 2.

Le décalage en durée Δt entre les deux échos peut être déterminé par un oscilloscope.

Sa connaissance permet alors de calculer la distance séparant les deux plaques.

Activité 5 Une salve d'ultrasons est émise de l'émetteur E vers deux parois 1 et 2 du corps humain (comme sur le schéma précédent). Calculer la distance d séparant les deux parois sachant que le décalage en durée Δt entre les deux échos est égal à $10 \mu\text{s}$ et que la vitesse de propagation v des ultrasons dans le milieu est égale à 1500 m.s^{-1} .

L'échographe comprend une sonde manipulée à la main, un boîtier électronique, un clavier de commande et un moniteur (l'écran sur lequel s'affiche une vue en coupe des organes). L'émetteur utilise un cristal à oscillations rapides qui vibre et produit des ultrasons dont la fréquence est comprise entre 2 et 10 MHz.

La vitesse de propagation des ultrasons dans les tissus humains est égale à 1500 m.s^{-1} .



Réalisation : Dr Aly Abbata

C'est une sonde posée sur la peau qui produit les sons et reçoit les échos. La peau est enduite de gel afin de faciliter l'émission et la réception des sons. Les ondes se réfléchissent de manière différente sur les tissus selon leur nature, leur élasticité, leur densité. Le temps mis par chaque écho pour revenir indique une différence dans la matière rencontrée.

Ces différences sont traduites sur un écran vidéo et on peut ainsi obtenir des images de l'intérieur du corps humain.

Pour former l'image complète, on fait pivoter la sonde sur elle-même tandis que la machine émet des salves d'ultrasons à intervalles réguliers (environ 400 salves par seconde). Pour observer le déplacement d'un organe, l'appareil effectue plusieurs tirs automatisés permettant d'obtenir 25 images par seconde.

Les ultrasons peuvent servir d'outil de diagnostic ; ils permettent de détecter des différences de densité.

On peut observer facilement l'appareil urinaire, le cœur, le pancréas ou le fœtus dans le liquide amniotique....

L'échographie permet de connaître l'âge et le sexe du bébé ...

► Influence de la fréquence

Les fréquences plus élevées donnent des détails plus fins mais sont fortement absorbées, c'est pourquoi elles ne sont utilisées que pour des organes superficiels comme l'œil. Les fréquences hautes pénètrent moins bien que les basses.

► Influence du milieu traversé

Dans notre corps, chaque organe se caractérise par une richesse en graisse et en eau légèrement différente de ceux qui l'entourent.

L'eau (comme les liquides) est très bonne conductrice des ultrasons, les graisses ont fortement tendance à les amortir. À chaque variation même faible, si la majeure partie des ultrasons traverse la surface de séparation, une faible partie d'entre eux est réfléchi.

2. Autres applications

En médecine, les ultrasons peuvent être utilisés pour :

- détruire des tissus malades, des calculs rénaux,
- soigner des tissus endommagés,
- guérir certains types d'arthrose et de rhumatismes.

Certains chirurgiens utilisent des scalpels ultrasoniques : la précision des ondes ultrasonores leur permet d'opérer de façon plus fine qu'avec un scalpel normal, notamment dans des zones sensibles comme le cerveau et l'oreille.

L'application la plus connue et la plus remarquable est l'échographie.

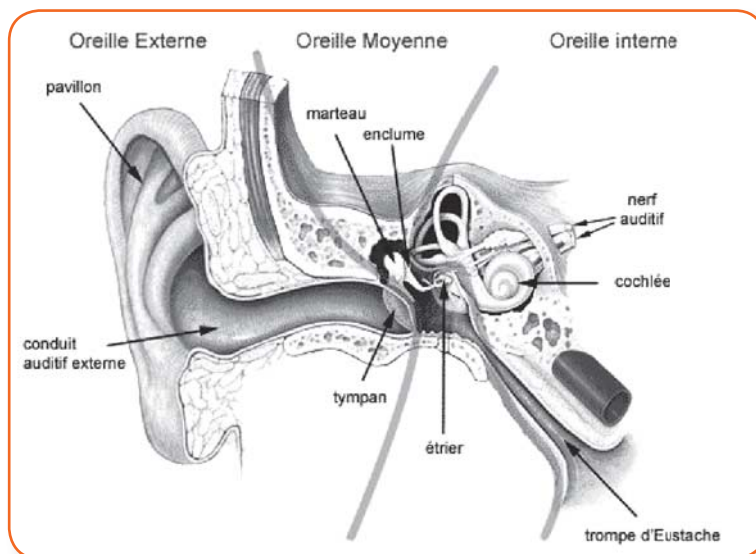


L'oreille et la santé

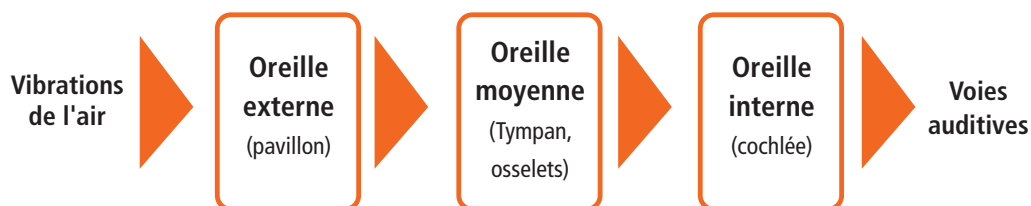
1. Le récepteur acoustique

Activité 6 Étude d'un document

L'oreille est constituée de trois parties : l'oreille externe, l'oreille moyenne et l'oreille interne.



Les vibrations de l'air arrivent dans le conduit auditif jusqu'au tympan. Les vibrations du tympan sont amplifiées par les osselets qui transmettent d'une manière mécanique le son aux portes de l'oreille interne où l'on trouve la cochlée; la cochlée ressemble à une sorte de colimaçon où se trouvent des cellules ciliées, qui convertissent



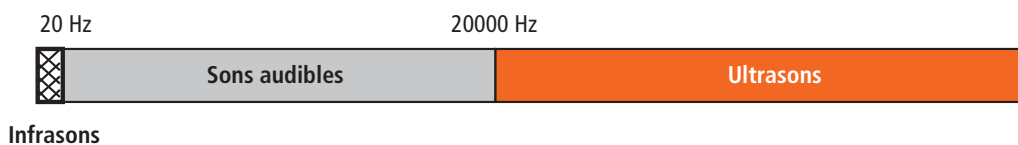
les ondes sonores en signaux électriques, transmis au cerveau par le nerf auditif.

Rechercher pourquoi les osselets de l'oreille moyenne se nomment marteau, enclume, étrier.

2. Sensibilité de l'oreille

1 En fréquence

Domaine d'audibilité :



Les chiens perçoivent les sons jusqu'à 40 000 Hz et les chauves-souris jusqu'à 100 000 Hz.

2 En intensité

La sensation auditive dépend de la fréquence : l'oreille présente une sensibilité maximale autour de 3 000 Hz.

Dans son environnement, l'homme perçoit des sons différents avec chaque oreille, ce qui lui permet de se situer dans l'espace.

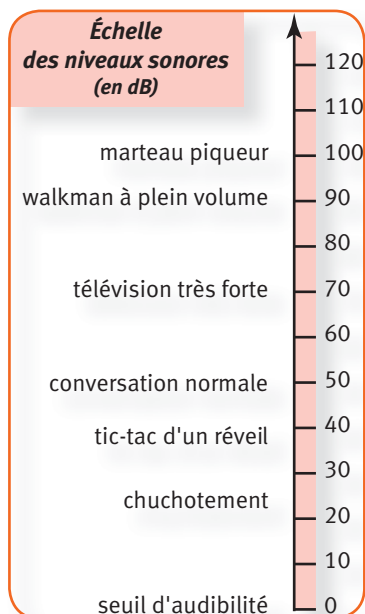
La puissance sonore P d'un émetteur s'exprime en watt (W) ; la puissance sonore croît avec l'amplitude de la vibration. L'intensité sonore I est d'autant plus grande que la surface qui reçoit la même puissance est faible (tympan, ...). L'intensité sonore a pour référence : $I_0 = 1.10^{-12} \text{ W.m}^{-2}$; elle s'exprime en watt par mètre carré.

Le niveau sonore s'exprime en décibel acoustique dB et dépend des intensités I et I_0 .

Il existe une échelle absolue de niveau sonore : on fixe arbitrairement le point de référence fixe, de niveau sonore 0 dB, correspondant au seuil minimal d'un son audible à 1000 Hz, d'intensité I_0 .

L'oreille humaine a un seuil d'audibilité qui commence aux environs de 0 dB.

3 Nuisances sonores et protection



C'est à partir de 120 dB que l'intensité sonore devient douloureuse et dangereuse, au-delà il y a un risque de lésion irréversible du système auditif.

L'oreille est donc un organe fragile qu'il faut savoir protéger (bouchons, casques ...), car les altérations provoquées par des expositions répétées à des intensités acoustiques trop élevées ne sont pas instantanées, mais hélas, elles sont irrémediables.

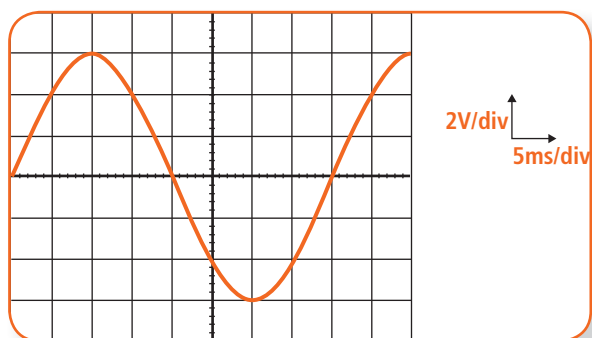
Attention à cette échelle en dB

une augmentation de 3 décibels pour un lave-vaisselle par exemple (50 dB au lieu de 47 dB) se traduit par une intensité sonore qui est doublée.

Exercices

Physique

Exercice 1 Oscilloscope

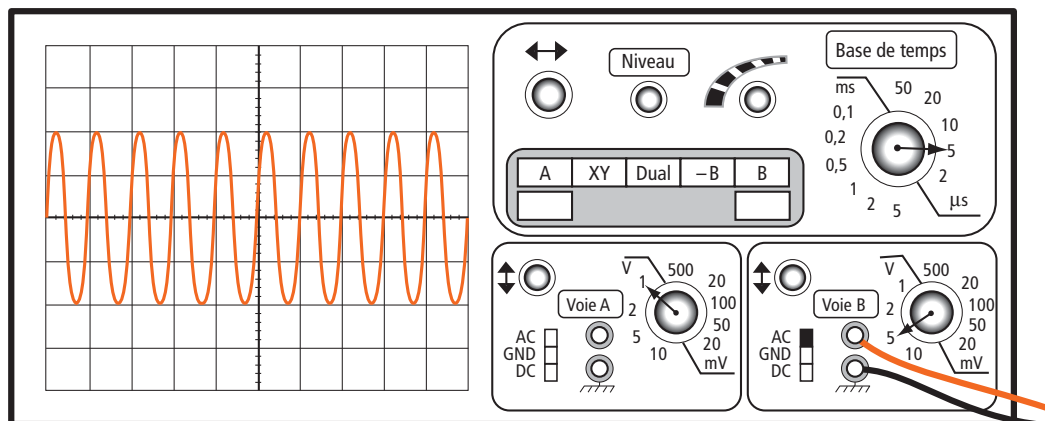


On visualise la courbe ci-contre

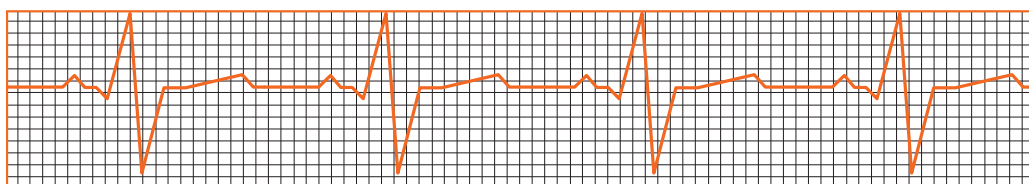
- Donner graphiquement la valeur maximale de cette tension.
- Quelle est sa période ? Quelle est sa fréquence ?

Exercice 2 Utilisation d'un oscilloscope

Déterminer l'amplitude et la fréquence de la tension visualisée.



Exercice 3 ECG



- ❶ Calculer la durée du cycle cardiaque de M Durand. (échelle de l'ECG : 1 carreau représente 0,05s)
- ❷ Le rythme cardiaque représente le nombre de cycles effectués en 1 minute. Calculer le rythme cardiaque en cycles par minute.

Exercice 4 Échographie

- ❶ Décrire brièvement par une expérience le principe de l'échographie.
- ❷ Pourquoi émet-on des salves d'ultrasons et non un son continu ?
- ❸ Quel est l'ordre de grandeur de la vitesse de propagation des sons et des ultrasons dans les tissus humains ?
- ❹ Quelles sont les deux fonctions de la sonde ultrasonore utilisée dans un appareil échographique ?
- ❺ Observer l'échographie du cours et expliquer l'origine des contrastes.

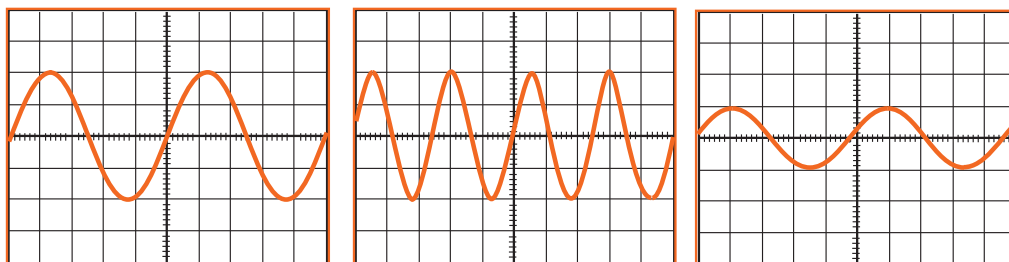
Exercice 5 Hauteur du son

La hauteur d'un son est mesurée par la fréquence de son mode fondamental. Plus la fréquence est basse et plus le son est grave.

Un oscilloscope est branché aux bornes communes d'un GBF et d'un haut-parleur.

Soient les oscillogrammes ci-dessous avec comme sensibilité verticale : 2V/div et comme base de temps : 0,1ms/div.

Dans quel cas (1, 2 ou 3) le son émis par le haut-parleur sera-t-il le plus aigu ?



Partie 2

Chimie

L'élément chimique dans le diagnostic médical

Dans le cadre du diagnostic médical, il peut être utile d'effectuer un bilan de santé. Cela passe par une analyse biochimique dans laquelle on peut distinguer différents tests, dont certains font appel à la notion d'élément chimique.

C'est le cas de l'ionogramme sanguin, dans lequel la détermination quantitative de la présence de différents ions dans le sang est effectuée.

A

Ionogramme sanguin

L'ionogramme sanguin consiste à mesurer les concentrations massiques des différents ions ou minéraux (sodium, potassium, chlore...) contenus dans un liquide organique comme le sang.

► Le potassium K

Le potassium représente le principal élément minéral du milieu intra-cellulaire. Ses anomalies sont fréquemment à l'origine de troubles cardio-vasculaires.

► Le sodium Na

Le sodium a un rôle primordial dans la pression artérielle, et dans le maintien de l'hydratation chez le patient insuffisant cardiaque.

► Le calcium Ca

Joue un rôle essentiel dans la constitution osseuse ainsi qu'en physiologie cellulaire.

► Le fer Fe

Oligo-élément dont la fonction essentielle est le transport de l'oxygène et du dioxyde de carbone pendant la respiration, grâce à l'hémoglobine contenue dans les globules rouges du sang (hématies).

Activité 1 Donner la structure électronique de chacun de ces 3 atomes.

Données : numéro atomique : Na : 11 ; K : 19 ; Ca : 20.

Activité 2 Sous quelle forme d'ion monoatomique les éléments sodium, calcium et potassium se présentent-ils ?

B

Scintigraphie

Ces analyses biochimiques ne suffisent pas toujours ; on peut leur adjoindre des analyses physiques telles que la **scintigraphie**

La scintigraphie est une technique d'imagerie médicale fondée sur la détection des radiations émises par une substance radioactive (radioélément) introduite dans l'organisme et présentant une affinité particulière pour un organe ou un tissu.

On distingue la scintigraphie thyroïdienne, osseuse, pulmonaire, cardiaque, cérébrale

On injecte au patient un traceur : c'est l'association d'une molécule vectrice et d'un marqueur radioactif. La molécule vectrice se localise de façon sélective sur une structure particulière de l'organisme (un organe, un secteur liquidien, une lésion). Le marqueur radioactif sert « d'émetteur » et renseigne sur sa localisation.

Le radioélément à administrer est choisi en fonction de l'organe ou de la pathologie à étudier. Il peut être soit employé seul (technétium 99m ou iode 123 pour la glande thyroïde, thallium 201 pour le muscle cardiaque, gallium 67 en cas de réaction inflammatoire), soit fixé sur une molécule plus complexe.

Activité 3 *Il existe aussi l'iode 127, l'iode 129 et l'iode 131.*

Que signifient les valeurs indiquées ?

Que sont ces atomes les uns pour les autres ?

On utilise l'iode 131 pour le traitement du cancer de la thyroïde par radiothérapie.

Exercices

Chimie

Chapitre 1 Un modèle de l'atome

QCM (choisir la ou les bonne(s) réponse(s)) :

QCM 1 La charge électrique portée par un électron est égale à

- a. $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- b. $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- c. $-1,6 \cdot 10^{19} \text{ C}$
- d. 0 C

QCM 2 La charge électrique portée par un proton est égale à

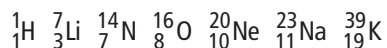
- a. $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- b. $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- c. $+1,6 \cdot 10^{19} \text{ C}$
- d. 0 C

QCM 3 2 particules ont une masse presque égale

- a. le proton et le neutron
- b. le proton et l'électron
- c. le neutron et l'électron

Exercice 1 Composition des atomes

Déterminer la composition des atomes



Exercice 2 Représentation symbolique d'atomes

Donner la représentation symbolique des atomes (utiliser le symbole X) dont la composition est :

- a. 6 protons et 6 neutrons

- b. 17 protons et 18 neutrons
- c. 92 protons et 143 neutrons

Exercice 3 Concentration de la matière dans l'atome

Soit l'atome de sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}$

- a. Quelle est la masse **exacte** de cet atome ?
- b. Quelle est la masse **approchée** de cet atome ?
- c. Conclusion ?

$$m_{\text{électron}} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \quad m_{\text{proton}} = m_{\text{neutron}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Exercice 4 Composition d'un atome

Soit un atome d'arsenic As dont le noyau contient 42 neutrons et dont la charge électrique globale du noyau est égale à : $5,28 \cdot 10^{-18} \text{ C}$.

- a. Déterminer le numéro atomique Z du noyau.
- b. Quel est son nombre de masse A ?
- c. En déduire sa représentation symbolique.

$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Exercice 5 L'aspirine

L'aspirine, dont l'autre nom est l'acide acétylsalicylique, est un médicament très consommé dans le monde. Il est utilisé pour ses propriétés antalgiques (anti-douleur) et antipyrétique (anti-fièvre).

Sa formule brute est : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

- a. Indiquer le nombre et la nature des atomes contenus dans une molécule d'aspirine.
- b. Calculer la masse approchée de chacun des atomes identifiés.
- c. En déduire la masse approchée de la molécule d'aspirine.

$$m_{\text{proton}} = m_{\text{neutron}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Représentations symboliques : ${}^1_1\text{H}$ ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{16}_8\text{O}$

Exercices

Chimie

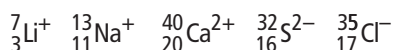
Chapitre 2 Les éléments chimiques

QCM (choisir la ou les bonne(s) réponse(s)) :

- QCM 1** Les atomes dont les noyaux sont représentés par : ${}^{16}_8?$ ${}^{17}_8?$ ${}^{18}_8?$
- sont isotopes
 - ont le même nombre de nucléons
 - ont le même nombre de neutrons
 - appartiennent au même élément chimique
 - ont le même nombre de protons
- QCM 2** Les atomes dont les noyaux sont représentés par : ${}^{14}_6?$ ${}^{14}_7?$
- sont isotopes
 - ont le même nombre de nucléons
 - ont le même nombre de neutrons
 - appartiennent au même élément chimique
 - ont le même nombre de protons
- QCM 2** Soit l'ion magnésium Mg^{2+} ($Z = 12$; $A = 24$).
- Sa structure électronique est : $(\text{K})^2 (\text{L})^8$
 - Sa structure électronique est : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^2$

Exercice 1 Composition des ions

Déterminer la composition des ions :



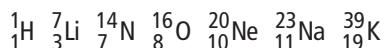
Exercice 2 Représentation symbolique d'ions

Donner la représentation symbolique des ions (utiliser le symbole X) dont la composition est :

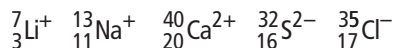
- 8 protons, 10 électrons et 8 neutrons
- 29 protons, 27 électrons et 34 neutrons
- 13 protons, 10 électrons et 14 neutrons

Exercice 3 *Structure électronique des atomes*

Déterminer la structure électronique des atomes

**Exercice 4** *Structure électronique des ions*

Déterminer la structure électronique des ions

**Exercice 5** *Isotopie*

Soit 4 atomes T, X, Y, Z de structure :

- 9 protons et 10 neutrons pour T
- 10 protons et 10 neutrons pour X
- 10 protons et 11 neutrons pour Y
- 11 protons et 12 neutrons pour Z

- 1) Quels sont les atomes isotopes ?
- 2) Quel est l'élément correspondant ?

Données : ${}_9\text{F}$ ${}_{10}\text{Ne}$ ${}_{11}\text{Na}$

Exercice 6 *Les ions isotopes*

L'élément silicium possède 4 isotopes : ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ${}^{29}_{14}\text{Si}$ ${}^{30}_{14}\text{Si}$ ${}^{31}_{14}\text{Si}$

- a. Donner la structure électronique du 1^{er} isotope. Les 3 autres isotopes possèdent-ils la même structure électronique ? Pourquoi ?
- b. Dans certaines conditions, l'atome de silicium peut perdre 4 électrons. Identifier les électrons perdus à partir de la structure électronique précédente. Donner la formule de l'ion obtenu.

Exercice 7 *Le sucre*

Le sucre de cuisine porte aussi le nom de saccharose. La molécule a pour formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

- a. Le saccharose est-il un corps pur simple ou un corps pur composé ? Justifier la réponse.
- b. Indiquer le nombre et la nature des atomes contenus dans une molécule.

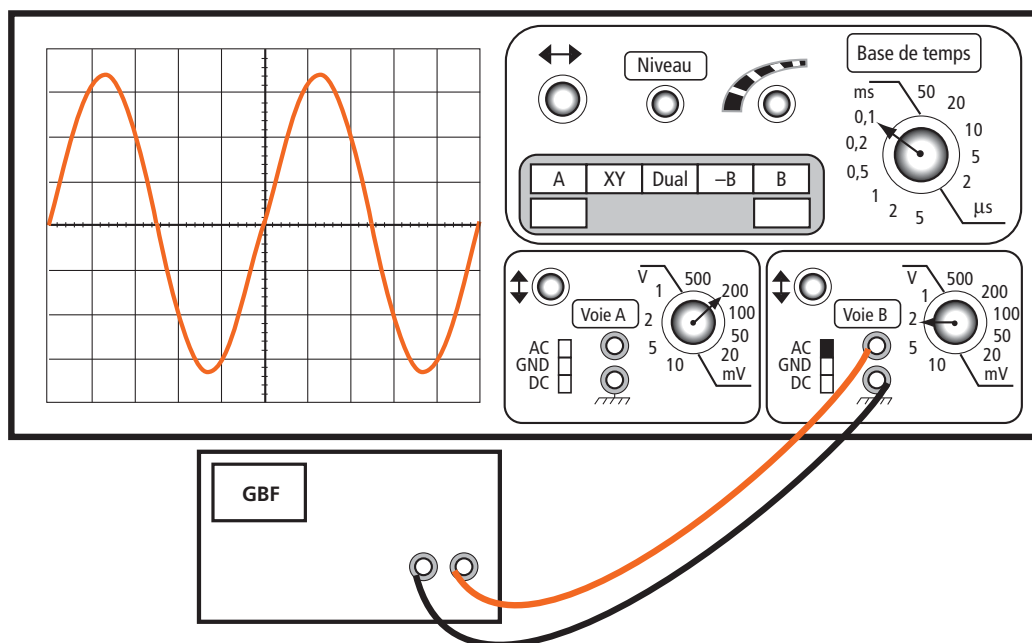
Exercice 8 *Élément chimique*

- a. On dit qu'il y a du fer dans les épinards. Pourquoi ceux-ci sont-ils quand même consommables ?
- b. On utilise le fluor 18 en T.E.P. (technique d'imagerie médicale). Sachant que la représentation symbolique du fluor est : ${}^{18}_9\text{F}$ expliquer la signification du chiffre : 18.

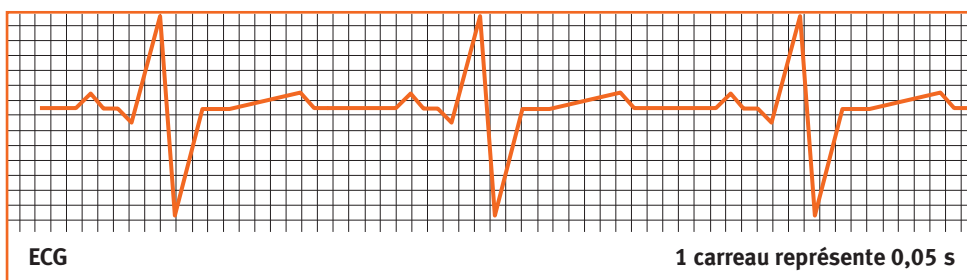
Devoir autocorrectif

Physique

Exercice 1 Une tension électrique périodique est visualisée sur l'écran d'un oscilloscope.



- 1 Donner la définition d'un phénomène périodique.
- 2 Quelle est la période du signal visualisé sur l'oscilloscope ?
- 3 En déduire sa fréquence.
- 4 Déterminer la valeur maximale de cette tension.

Exercice 2 Sur l'enregistrement ci-dessous est représenté un ECG.

- ❶ Qu'est-ce qu'un ECG ?
- ❷ Quelle est l'utilité d'un ECG ?
- ❸ A quoi servent les électrodes placées sur le corps lors d'un ECG ?
- ❹ L'enregistrement ci-dessus est-il périodique ? Représenter en vert un cycle cardiaque.
- ❺ Calculer la durée du cycle cardiaque de cette personne.
- ❻ Le rythme cardiaque représente le nombre de cycles effectués en 1 minute. Calculer le rythme cardiaque en cycles par minute (cycles/min).
- ❼ Les médecins utilisent aussi l'oscilloscope pour réaliser des EEG : électroencéphalogramme. Quelles sont les « ondes » enregistrées lors d'un EEG ?

Chimie

Composition d'un atome

Soit un atome inconnu X dont le noyau contient 28 neutrons et dont la charge électrique globale du noyau est égale à : $3,84 \cdot 10^{-18} \text{ C}$.

- a. Déterminer le numéro atomique Z du noyau.
- b. Quel est son nombre de masse A ?
- c. En déduire sa représentation symbolique.

Donnée : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Les ions du sang

Lors d'une analyse biochimique du sang, on note la présence de nombreux ions. Parmi ceux-ci, l'ion chlorure et l'ion potassium.

- ❶ Donner la composition de l'atome de chlore et de l'atome de potassium.
- ❷ Qu'est-ce qui caractérise un élément chimique ?

- 3 Calculer la masse approchée de l'atome de potassium. Que peut-on dire alors de la masse de l'ion potassium ?
- 4 Retrouver, parmi cette liste, les isotopes de l'élément potassium. Justifier.
 ${}_{19}^{40}\text{K}$ ${}_{20}^{40}\text{K}$ ${}_{19}^{41}\text{K}$ ${}_{20}^{41}\text{K}$ ${}_{21}^{39}\text{K}$
- 5 Donner la structure électronique de l'atome de chlore puis de l'atome de potassium.
- 6 En déduire, pour chaque atome, le nombre d'électrons sur la couche externe.
- 7 Justifier la formule de chacun des ions que peuvent former ces deux atomes : K^+ et Cl^-
- 8 En déduire la formule chimique du chlorure de potassium.

Données masse d'un neutron : $m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$; masse d'un proton : $m_p = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Atome de Chlore : ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ Atome de potassium : ${}_{19}^{39}\text{K}$



Séquence 2

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 3 de physique et de chimie des « Notions fondamentales »
Physique : Ondes électromagnétiques
Chimie : Classification périodique des éléments chimiques
- ▶ Étudiez le chapitre 4 de chimie des « Notions fondamentales »
Chimie : Les molécules
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie pages suivantes.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.

Sommaire

Partie 1 – Physique : Ondes électromagnétiques
Exercices

Partie 2 – Chimie : Les molécules dans le diagnostic médical
Exercices du chapitre 4 de chimie

Partie 1

Physique

Ondes électromagnétiques

Objectifs

- Connaître les différents domaines des ondes électromagnétiques et les applications en médecine.
- Connaître les dangers des rayonnements électromagnétiques.

A

Aide aux diagnostics médicaux

Les propriétés des rayons X en font un outil d'analyse médicale très utilisé. On retrouve le rayonnement X au niveau de la radiographie, de la radioscopie, de la tomographie (scanner).

1. La radiographie

Lors d'une radiographie, un faisceau de rayons X traverse le corps du patient.

Plus les rayons X impressionnent la plaque photographique située derrière le patient et plus celle-ci noircira.

Sur un cliché radiographique les os apparaissent en blanc et les poumons apparaissent en noir.

Les os contiennent les éléments P ($Z = 15$) ; Ca ($Z = 20$)

Les poumons contiennent principalement des éléments :

O ($Z = 8$), N ($Z = 7$), C ($Z = 6$) et H ($Z = 1$).

Une zone noire correspond à une partie du faisceau qui n'a pas été atténuée (ou alors très faiblement).

Une zone blanche correspond à une partie qui n'a pas reçu de photons (cette partie du faisceau a été arrêtée). Une zone grise correspond à une partie du faisceau qui a été partiellement atténuée.

Pour augmenter le contraste ; on peut injecter des produits de contraste qui en se fixant dans les organes faiblement absorbants en augmentent sensiblement l'absorption (l'image de ces organes est donc « blanchie »).

2. La radioscopie

Le film photographique est remplacé par un récepteur qui permet d'obtenir des images vidéo.

En radioscopie, le patient est irradié pendant toute la durée de l'examen. L'image est observée pendant l'irradiation.

Inconvénient : l'irradiation est plus longue, donc les risques sont plus élevés.

Avantage : on peut suivre la circulation sanguine en injectant un produit de contraste dans le système circulatoire,

3. Le scanner

Dans la salle d'examen, on trouve

- ▶ la machine qui se compose d'un anneau à l'intérieur duquel se trouve le tube à rayons X et d'une couchette qui pénètre dans le centre de l'anneau,
- ▶ le pupitre de commande derrière lequel se trouve le personnel médical séparé du reste de la pièce par une vitre plombée.

Son principe consiste à réaliser des images en coupes fines du corps. Au lieu d'être fixe, le tube de rayons X va tourner et grâce à un système informatique puissant, des images sont obtenues. Ensuite, elles sont imprimées sur un film pour être étudiées. Dans la plupart des cas, un produit de contraste à base d'iode est utilisé pour améliorer leur qualité. Il peut être injecté par voie intraveineuse...



Utilisation des rayonnements électromagnétiques

1. Les rayons IR

L'énergie thermique du rayonnement infrarouge est utilisée en kinésithérapie ; l'échauffement des tissus produit une vasodilatation (c'est pour cela que la peau rougit), et un effet sédatif sur les lumbagos, ou les arthrites...

Le corps humain (si la température n'est pas trop élevée) émet des rayonnements infrarouges.

La visualisation de ces radiations infrarouges se fait grâce à des détecteurs (caméras infrarouges, thermographie médicale, thermomètre médical).

La thermographie médicale

C'est une technique d'enregistrement graphique des températures des divers points d'un corps ou d'un matériel par détection du rayonnement infrarouge qu'il émet. L'appareil utilisé pour faire les mesures est une caméra numérique.

Les radiations infrarouges émises par la surface du corps (domaine de longueurs d'onde : de $5\text{ }\mu\text{m}$ à $20\text{ }\mu\text{m}$) sont détectées par des capteurs qui fournissent une image numérique de la surface observée.

Les images de ces radiations invisibles sont « colorisées » de façon à rendre le diagnostic facile.

L'image obtenue est appelée thermogramme.

L'intérêt de cet outil d'analyse vient de ce qu'il permet de détecter des écarts de température très faibles ($0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$), ainsi on peut découvrir sur un thermogramme une région du derme dont la température est anormale (légèrement supérieure ou inférieure à la température des régions voisines de la peau).

Exemple de diagnostic : une tumeur correspond à une augmentation de température de 1 à $2\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2. Les rayons UV

Les UVA sont utilisés pour traiter des maladies de peau, dans le traitement du rachitisme.

Les UVC sont germicides et abiotiques ; cela permet la stérilisation, la désinfection...

Les UVC de très courtes longueurs d'onde sont utilisés pour stériliser l'eau de consommation.



Dangers des rayonnements électromagnétiques

L'absorption des rayonnements est fonction

- de l'énergie du photon (c'est-à-dire de la fréquence et de la longueur d'onde)
- et de la matière traversée.

1. Ondes hertziennes

Le principal effet des ondes hertziennes consiste dans un échauffement des tissus. C'est pourquoi les recommandations relatives à l'exposition aux champs de fréquence hertzienne sont destinées à éviter tout effet thermique local ou général.

Il vaut mieux téléphoner sur des courtes durées tout en maintenant l'appareil éloigné de l'oreille.

Par prudence, certains scientifiques conseillent pour les téléphones portables de

- ▶ ne pas utiliser votre téléphone mobile plus de 5 minutes par jour,
- ▶ ne pas le porter sur soi en veille près des organes vitaux,
- ▶ d'opter pour un kit main libre permettant d'éloigner l'antenne du cerveau.

2. Rayonnement infrarouge IR

Comme tout rayonnement électromagnétique, le rayonnement infrarouge est absorbé par les matériaux qu'ils rencontrent ; en raison de leurs longueurs d'onde, le mécanisme d'absorption des infrarouges se fait par transfert d'énergie thermique. Le rayonnement infrarouge perd de l'énergie en chauffant la matière qui l'absorbe.

Activité 1 *Rechercher quelles sont les applications du rayonnement infrarouge en médecine.*

3. Le rayonnement visible (voir séquence 3)

4. Le rayonnement ultraviolet UV

Les longueurs d'onde des ondes UV étant plus petites que celles du visible, les photons UV sont donc beaucoup plus énergétiques.

Il existe trois types de rayonnements UV classés en fonction de leur longueur d'onde.

Ils n'ont pas la même activité biologique ni le même pouvoir de pénétration de la peau.

Plus le rayonnement UV a une longueur d'onde courte, plus il est nocif.

Par contre, le rayonnement UV de courte longueur d'onde a un pouvoir de pénétration cutanée moindre.

Activité 2 *On distingue habituellement trois types d'ultraviolet en fonction de la longueur d'onde.*

	UVC	UVB	UVA
Intervalle de longueur d'onde en nm	10 - 280	280 - 320	320 - 400

Quel est le rayonnement le plus nocif ?

Quel est le rayonnement responsable du bronzage ?

La lumière solaire contient des UV de 100 à 400 nm.

Les UVA pénètrent très profondément dans la peau (jusqu'à 2 mm) ; ils sont peu nocifs parce que les photons portent une énergie plus faible.

Les UVB pénètrent peu dans la peau (jusqu'à 0,1 mm) ; ils sont dangereux parce qu'ils sont plus énergétiques.

Danger des lampes à bronzer

Les UVA émis par les lampes à bronzer sont bien plus dangereux qu'ils n'y paraissent. La fréquentation de ces cabines multiplie par deux le risque de développer un cancer de la peau.

Protection des yeux

Les rayons UV peuvent provoquer des ophtalmies (brûlure réversible de la cornée) mais aussi des photo traumatismes rétinien (brûlure irréversible de la rétine) pouvant entraîner la cécité ; il faut porter des lunettes de soleil.

Protection de la peau

Les effets biologiques du rayonnement ultraviolet sont dus à son action photochimique ; on peut bronzer sans risque en utilisant des crèmes arrêtant les rayons UV de plus courtes longueurs d'onde.

Les coups de soleil sont dus aux UV de longueur d'onde de 280 à 320 nm (UVB) et le bronzage est dû aux UV de longueur d'onde de 320 à 400 nm (UVA).

5. Le rayonnement X

L'absorption des rayons X est fonction

- ▶ de la longueur d'onde (c'est-à-dire de l'énergie du photon X)
- ▶ et de la matière traversée.

L'absorption diminue lorsque la longueur d'onde diminue.

L'absorption augmente quand le numéro atomique Z de la substance augmente. Plus Z est grand, plus l'atténuation est grande.

L'écran de protection sera donc plus fin avec une substance à Z grand qu'avec une substance à Z petit.

Activité 3 Lire le texte suivant et répondre aux questions posées.

« Les rayons X pénètrent facilement la « matière molle » (matière solide peu dense et constituée d'éléments légers comme le carbone, l'oxygène et l'azote).

Ils sont facilement absorbés par la « matière dure » (matière solide dense constituée d'éléments lourds) ; c'est ce qui permet l'imagerie médicale (radiographie, scanner) : ils traversent la chair et sont arrêtés par les os.

Ils sont facilement absorbés par l'air, par l'atmosphère ; de fait, les télescopes à rayons X (qui détectent les rayons X émis par les étoiles) doivent être placés dans des satellites, et les radiographies médicales, la source de rayons X doit être proche du patient.

L'ordre de grandeur de leur longueur d'onde étant celui des distances interatomiques dans les cristaux (métaux, roches...), ils peuvent diffracter sur ces cristaux. »

Données $P (Z = 15)$; $Ca (Z = 20)$; $O (Z = 8)$; $N (Z = 7)$; $C (Z = 6)$ et $H (Z = 1)$.

- ❶ Quelle est la grandeur associée au carbone (à l'oxygène ou à l'azote) qui permet de dire que le carbone absorbe peu les rayons X ?
- ❷ Quels éléments contiennent les os ? Quels éléments contiennent les poumons ?
- ❸ Citer un élément chimique « lourd » qui absorbe les rayons X.
- ❹ Quel est l'ordre de grandeur des distances interatomiques dans les cristaux ?
- ❺ Pourquoi, dans les radiographies médicales, la source de rayons X doit être proche du patient ?

Les rayons X sont très nocifs pour les organismes vivants. Les effets des rayons X (cancer, malformations fœtales) sont connus.

Le plomb est le métal le plus approprié pour se protéger des rayons X : $Pb (Z = 82)$.

Les mesures de protection pour les personnels susceptibles d'être irradiés découlent des mécanismes d'absorption des RX : ils doivent revêtir des tabliers et des gants en tissus contenant du plomb et se tenir autant que possible derrière des parois doublées par des feuilles de plomb ou derrière des vitres au silicate de plomb.

Pour les personnes subissant une radiographie il faut limiter le nombre d'examens radiologiques et utiliser de préférence des rayonnements « mous ».

6. Le rayonnement γ

Le rayonnement γ est très pénétrant. Il faut pour l'absorber un écran épais en plomb ou en béton.

E

exercices

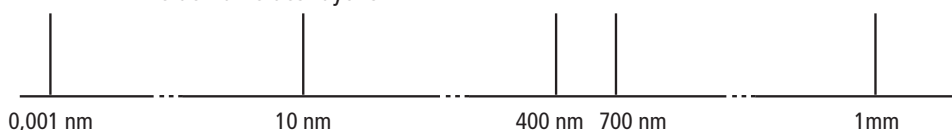
Physique

*Données
pour tous les
exercices*

l'énergie E (en Joule (J)) d'un photon de fréquence ν est $E = h\nu$; constante de Planck : $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s ; célérité de la lumière dans le vide : $c = 3,0 \cdot 10^8$ m.s⁻¹.

Exercice 1 *Domaine des ondes électromagnétiques*

Sur l'axe gradué ci-dessous, situer
le domaine visible,
le domaine infra-rouge,
le domaine ultra-violet,
le domaine des rayons X.



Exercice 2 *Vrai ou faux*

Les affirmations suivantes sont-elles vraies ou fausses ?

- ❶ La fréquence d'une onde électromagnétique est proportionnelle à la longueur d'onde.
- ❷ Plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie des photons augmente.
- ❸ Plus le numéro atomique d'un élément augmente et plus les rayons X sont absorbés par cet élément.

Exercice 3 *Lampe à vapeur de mercure*

Une lampe à vapeur de mercure émet une radiation de fréquence

$$\nu = 1,5 \cdot 10^{15} \text{ Hz.}$$

- ❶ Écrire la relation liant l'énergie E d'un photon à la fréquence ν puis calculer cette énergie E
- ❷ Exprimer et calculer la longueur d'onde λ dans le vide de la radiation de fréquence $\nu = 1,5 \cdot 10^{15}$ Hz. Exprimer le résultat en mètre (m) et en nanomètre (nm).

- ③ La lampe à vapeur de mercure émet également un autre rayonnement de longueur d'onde λ' égale à 320 nm dans le vide.
- a. À quel domaine des ondes électromagnétiques appartient ce rayonnement ?
- b. Nommer une autre source de rayonnement dans ce même domaine.

Exercice 4 Ondes hertziennes

Une autre source d'ondes électromagnétiques est apparue depuis quelques années : les téléphones mobiles. La transmission s'effectue par ondes radioélectriques, ce qui n'est pas une nouveauté : nous sommes enveloppés d'une multitude de signaux liés aux radios, télévisions, radars, etc.

Les inquiétudes quant à notre santé viennent du fait que l'antenne du « portable » est plaquée contre notre oreille durant l'utilisation. Cela provoquerait un échauffement des tissus vivants sur plusieurs centimètres d'épaisseur. C'est le même processus qui est utilisé dans les fours « micro-ondes » pour réchauffer les pizzas !

- ① Certaines ondes radioélectriques utilisées pour la téléphonie sans fil ont des fréquences de valeur $\nu = 40 \cdot 10^9$ Hertz.
- Quelle est l'énergie E des photons correspondant à ces ondes électromagnétiques ?
- Quelle est la valeur de la vitesse de propagation (ou célérité) de ces ondes dans le vide ?
- ② Exprimer et calculer la longueur d'onde λ dans le vide de la radiation de fréquence $\nu = 40 \cdot 10^9$ Hz.

Exprimer le résultat en mètre (m) et en millimètre (mm).

Exercice 5 La thermographie

La thermographie permet de mettre en évidence les différences de température au niveau de la peau du corps humain. Lors de cet examen, un rayonnement de fréquence $\nu = 3,22 \cdot 10^{13}$ Hz et de longueur d'onde λ est émis par le corps humain et capté par le système de détection de l'appareil.

- ① Rappeler ce que signifie c et préciser son unité S.I
- ② Calculer la longueur d'onde λ du rayonnement émis. Convertir cette longueur d'onde en micromètre (μm).
- ③ Le rayonnement précédent émis par le corps humain et détecté lors de cet examen est-il un rayonnement visible, infrarouge ou ultraviolet ? Justifier votre choix.

- 4 Rappeler la relation qui permet de calculer l'énergie E d'un photon en fonction de sa fréquence ν .
- 5 Montrer que l'énergie libérée par ce rayonnement vaut : $E = 2,13 \cdot 10^{-20} \text{ J}$.

Exercice 6 La radiographie

Lors d'une radiographie, un faisceau de rayons X traverse le corps du patient. Plus les rayons X impressionnent la plaque photographique située derrière le patient et plus celle-ci noircira.

Sur un cliché radiographique les os apparaissent en blanc et les poumons apparaissent en noir.

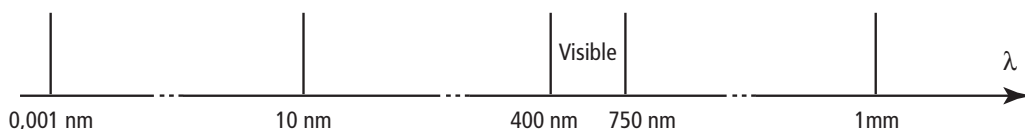
Données Les os contiennent les éléments P ($Z = 15$) ; Ca ($Z = 20$)
 Les poumons contiennent principalement des éléments : O ($Z = 8$), N ($Z = 7$), C ($Z = 6$) et H ($Z = 1$).

- 1 Parmi les sources de rayonnements électromagnétiques suivantes, recopier celles qui peuvent produire des rayons X :
 - a. lampe à vapeur de mercure
 - b. lampe chauffante
 - c. tube de Coudridge
- 2 Citer les 2 facteurs dont dépend l'absorption des rayons X.
- 3 Expliquer à l'aide des données pourquoi les os apparaissent blancs et les poumons noirs sur le cliché.
- 4 Parmi les métaux suivants choisir celui qui est le plus approprié pour se protéger des rayons X ; justifier la réponse.
 - a. Fer : Fe ($Z = 26$)
 - b. Plomb : Pb ($Z = 82$)
 - c. Zinc : Zn ($Z = 30$)
- 5 Pourquoi les rayons X sont-ils nocifs à forte dose ? Préciser un effet biologique des rayons X sur le corps humain suite à une exposition prolongée.

Exercice 7 Ondes électromagnétiques

Les ondes électromagnétiques sont très diverses et s'étendent sur un large domaine de fréquences dans lequel le domaine du visible n'occupe qu'une faible partie.

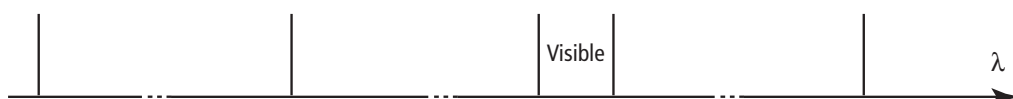
- 1 Recopier l'axe des longueurs d'ondes suivant, sans tenir compte d'une échelle, et attribuer à chaque lettre le domaine qui lui correspond : domaine des rayons X, des infrarouges et des ultraviolets.



- 2 Attribuer à chacune des zones : rayons X, infrarouges et ultraviolets, un exemple de source choisi parmi les suivants : tube de Coolidge, radiateur électrique, lampe à vapeur de mercure.
- 3 Donner la valeur et l'unité de la célérité c de la lumière dans le vide.
- 4 a. Calculer la fréquence ν_1 d'une radiation de longueur d'onde $\lambda_1 = 750 \text{ nm}$.
b. Calculer la fréquence ν_2 d'une radiation de longueur d'onde $\lambda_2 = 10 \text{ nm}$.
c. Recopier correctement la phrase suivante en choisissant les adjectifs qui conviennent parmi ceux proposés : « plus la fréquence d'une onde est élevée, plus sa longueur d'onde est (petite **ou** grande). »
- 5 a. Calculer l'énergie E_1 associée au photon de fréquence $\nu_1 = 4.10^{14} \text{ Hz}$.
b. Calculer l'énergie E_2 associée au photon de fréquence $\nu_2 = 3.10^{16} \text{ Hz}$.
c. Recopier correctement la phrase suivante en choisissant les adjectifs qui conviennent parmi ceux proposés : « plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est (faible **ou** forte). »

Exercice 8 UV

- 1 On considère l'axe gradué des ondes électromagnétiques ci-dessous, à recopier sur la copie.



À quelle grandeur physique est associée le symbole λ ?

Indiquer sur l'axe les valeurs limites (dans le vide) du spectre visible.

Préciser sur l'axe les couleurs correspondant à ces deux limites.

- 2 Situer, sur l'axe recopié, le domaine des rayons ultraviolets U.V. et celui des infrarouges I.R.
- 3 Choisir, parmi les valeurs suivantes celle(s) de la célérité c de la lumière dans le vide : $300\,000 \text{ km.h}^{-1}$; 3.10^8 m.s^{-1} ; $300\,000 \text{ km.h}^{-1}$; $3.10^{18} \text{ m.s}^{-1}$
- 4 a. Quelle grandeur physique désigne le symbole ν ?
b. Quelle est son unité ?

- c. Quelle est l'unité d'énergie E ?
 - d. Calculer l'énergie d'un photon U.V. pour lequel $\lambda = 300 \text{ nm}$.
- 5 a. Le nombre de personnes concernées par le mélanome malin (forme de cancer de la peau) a doublé en France en dix ans.
- b. Quel est le type de rayonnement électromagnétique qui en est responsable ?
- c. Citer 2 exemples de sources de ce rayonnement.

Exercice 9 IR

- 1 Un rayonnement infrarouge a pour fréquence $\nu = 3,40 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.
- Vérifier que la longueur d'onde λ de ce rayonnement vaut 882 nm .
- Calculer l'énergie E d'un photon associée à ce rayonnement.
- Citer une source de radiations infrarouges.
- 2 Les longueurs d'ondes liées aux radiations visibles par l'œil sont inférieures à celles associées aux rayonnements infrarouges. Les photons associés aux radiations visibles sont-ils plus ou moins énergétiques que ceux associés aux rayonnements infrarouges ? Justifier la réponse.

Partie 2

Chimie

Les molécules dans le diagnostic médical

Dans le cadre du diagnostic médical, il peut être utile d'effectuer un bilan de santé. Cela passe par une analyse biochimique dans laquelle on peut distinguer différents tests, dont certains font appel à la notion de molécule.

C'est le cas de la biochimie du sang

La biochimie est l'étude de la composition et des réactions chimiques du monde vivant. L'analyse consiste en particulier à déterminer la concentration en sucre (glycémie), cholestérol (HDL et LDL), triglycérides....en indiquant au patient les concentrations considérées comme correctes compte tenu de son âge ; par exemple : de 4 à 6 millimoles/L pour le cholestérol total (la notion de concentration sera étudiée dans la séquence 3).

A

Glycémie

La glycémie désigne le taux de sucre dans le sang. Le glucose, principal sucre dans l'organisme, distribue de l'énergie aux cellules. Sa concentration demeure constante même si les apports alimentaires et les dépenses énergétiques (efforts physiques) varient.

La formule brute du glucose est : $C_6H_{12}O_6$.

Activité 1

- 1 Nommer les éléments présents dans la molécule de glucose.
- 2 Combien d'atomes de chaque élément contient la molécule ?
- 3 Donner une formule semi-développée non cyclique possible.

B

Cholestérol

Le taux de cholestérol sanguin ($C_{27}H_{46}O$) représente l'un des principaux facteurs de risque cardiovasculaire. Ses concentrations doivent être basses pour prévenir le risque d'athérosclérose (dépôt de graisses dans les artères).

Le cholestérol n'est pas soluble dans le sang ; il est alors transporté par des lipoprotéines. On distingue 2 types de cholestérol : le cholestérol HDL et le cholestérol LDL.

Les lipoprotéines de basse densité (LDL ou "low density protein"), transportent le cholestérol vers les cellules avec le risque de dépôt sur les parois veineuses ou artérielles.

Les lipoprotéines de haute densité (HDL ou "high density protein"), qui ont pour fonction de transporter l'excédent de cholestérol dans le sang vers le foie et qui participe ainsi à l'élimination de cette graisse par l'organisme. Cette variable représente le "bon" cholestérol, celui pour lequel plus le taux sanguin de HDL-cholestérol est élevé, plus le risque d'athérosclérose (artères bouchées par des corps gras) est faible.

A partir du HDL-cholestérol, on peut également mesurer le rapport Cholestérol total/HDL-cholestérol. Au-dessus de 4,5, le risque artériel est réel.

Activité 2

- ① Nommer les éléments présents dans la molécule de glucose.
- ② Combien d'atomes de chaque élément contient la molécule ?



Urée

Cette substance ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) qui se retrouve dans les urines, est le produit final de la dégradation par le foie des acides aminés provenant des protéines d'origine alimentaire. La recherche de l'urée est fréquemment effectuée. Elle permet de rechercher une insuffisance rénale.

Activité 3

- ① Nommer les éléments présents dans la molécule d'urée.
- ② Combien d'atomes de chaque élément contient la molécule ?
- ③ Donner 7 formules semi-développées d'isomères non cycliques de l'urée.



Chimie

Exercices

Chapitre 4 Classification périodique

QCM (choisir la ou les bonne(s) réponse(s))

QCM 1 *Les gaz nobles*

- a. se trouvent sur la dernière colonne du tableau périodique
- b. se trouvent sur la dernière période du tableau périodique
- c. existent sous forme diatomique dans la nature
- d. sont quasiment inertes chimiquement

QCM 2 *Dans la classification périodique des éléments*

- a. les éléments dont les atomes ont la même structure électronique externe sont sur la même période
- b. les éléments dont les atomes ont la même structure électronique externe sont sur la même colonne
- c. les éléments sont classés par nombre de masse croissant
- d. les éléments sont classés par numéro atomique croissant

QCM 3 *L'iode, le brome et le chlore*

- a. appartiennent à la même colonne de la classification
- b. appartiennent à la même période de la classification
- c. appartiennent à une même famille d'éléments chimiques
- d. appartiennent à la famille des halogènes

Exercice 1 *Structure électronique*

Quelle est la structure électronique des éléments azote et calcium, connaissant leur position dans le tableau périodique

Azote : 2^e période ; 5^e colonne.

Calcium : 4^e période ; 2^e colonne.

Exercice 2 *Position dans le tableau*

- ❶ Quelle est la position dans le tableau périodique de l'élément Na de structure électronique (K)² (L)⁸ (M)¹ ?
- ❷ Quel type d'ion monoatomique peut-il donner ?

Exercice 3 *Le magnésium*

Le magnésium Mg a 12 pour numéro atomique.

- ❶ Quelle est sa place dans la classification périodique ?
- ❷ Quel type d'ion monoatomique peut-il donner ?

Exercice 4 *Le soufre et le calcium*

On donne le numéro atomique des éléments soufre $_{16}\text{S}$ et calcium $_{20}\text{Ca}$.

- ❶ Donner leur structure électronique.
- ❷ Quel type d'ions monoatomiques chaque élément peut donner ?
- ❸ Vrai ou Faux ? Justifier la réponse.

a) ces éléments sont sur la même période du tableau périodique.

b) ces éléments appartiennent à la même colonne de la classification.

Exercice 5 *Ions monoatomiques*

En vous aidant du tableau périodique des éléments et en utilisant la règle de l'octet, quel type d'ions monoatomiques peuvent donner les atomes

- Sodium Na
- Chlore Cl
- Oxygène O
- Aluminium Al

Donnée : un ion monoatomique est un ion formé d'un seul atome.

Exercice 6 *Les composés ioniques en médecine*

Un **composé ionique** est un corps solide constitué d'ions positifs et d'ions négatifs.

Ils sont globalement neutres électriquement.

Certains sont utilisés à des fins thérapeutiques : c'est le cas du chlorure de magnésium.

- a. Le magnésium a pour numéro atomique : $Z = 12$. Quelle est sa place dans la classification périodique ?
- b. À quelle famille d'éléments chimiques appartient le chlore ? Combien d'électrons possède-t-il sur sa couche externe ? ($Z = 17$).
- c. En déduire la formule de l'ion monoatomique que chacun de ces 2 éléments peut donner.
- d. Trouver alors la formule brute du chlorure de magnésium.

Exercice 7 *Les éléments du corps humain*

Le corps humain est principalement constitué des éléments : C, H, O, N, S, P, Na, K, Mg, Ca et Cl.

Il contient aussi d'autres éléments en quantité beaucoup plus faible (oligoéléments) : Fe, Zn, Cu, Mn, Co, Sn, As..... Ces oligoéléments sont indispensables au bon fonctionnement du métabolisme.

- a. Classer les principaux éléments chimiques du corps humain par familles.
- b. Dans quelle zone du tableau périodique trouve-t-on les oligoéléments ?
- c. Sous quelle forme les oligoéléments se trouvent-ils dans le corps humain ?



Séquence 3

Consignes de travail

- ▶ Étudiez le chapitre 4 de physique des « notions fondamentales » :
Physique : La lumière
- ▶ Travaillez le cours d'application de physique pages suivantes.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ce chapitre.

Sommaire

Physique : La lumière et la santé

Exercices

Devoir autocorrectif 2

La lumière et la santé

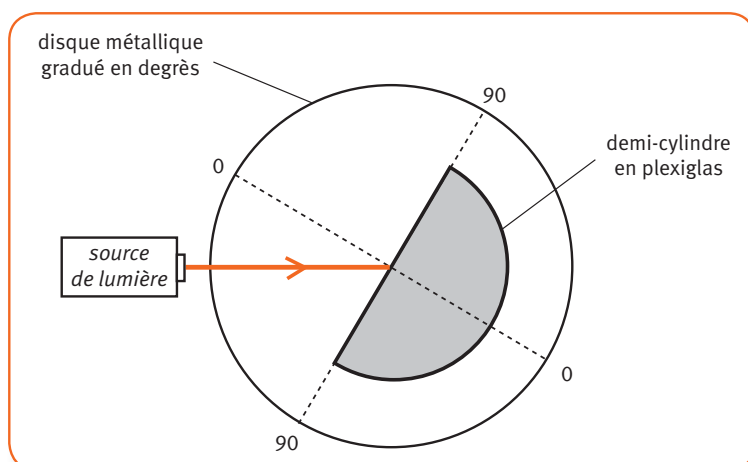
A

Exploitation des résultats d'un TP

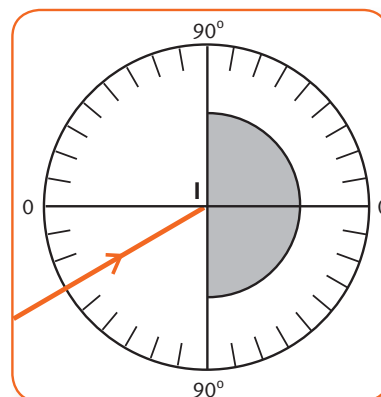
1. Étude de la réfraction

Le montage est constitué d'un disque horizontal, gradué de 0° à 360° , sur lequel a été fixé un demi-cylindre en plexiglas (partie grisée).

Une lampe munie d'une fente, placée sur une table horizontale, permet d'émettre un faisceau lumineux qui arrive sur le demi-cylindre.



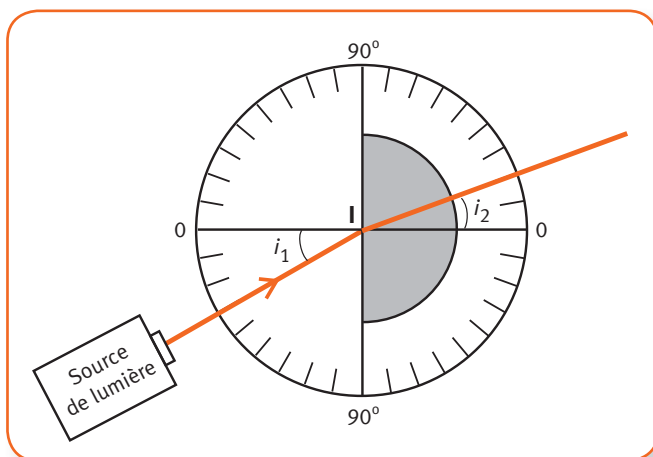
- Activité 1**
- 1 La lumière est-elle déviée lorsqu'elle arrive selon la normale au dioptre ($i_1 = 0$) ?
 - 2 Pour un rayon incident d'incidence $i_1 = 30^\circ$, on observe deux autres rayons. Les représenter sur la figure ci-contre. Identifier le rayon réfracté.



3 On réalise plusieurs expériences et on obtient le tableau suivant :

$i_1(^{\circ})$	0	20	30	45	60	70
$i_2(^{\circ})$		13		28	35	39
$\sin i_1$	0	0,34	0,50	0,71	0,87	0,94
$\sin i_2$		0,22		0,47	0,57	0,63

Compléter le tableau en utilisant la réponse de la première question et le schéma ci-dessous.



4 Tracer le graphe $\sin i_1 = f(\sin i_2)$ sur une feuille de papier millimétré en plaçant $\sin i_2$ en abscisse et $\sin i_1$ en ordonnée. Quelle est l'allure de la courbe obtenue ?

5 Déterminer le coefficient de proportionnalité, noté n , entre $\sin i_1$ et $\sin i_2$.

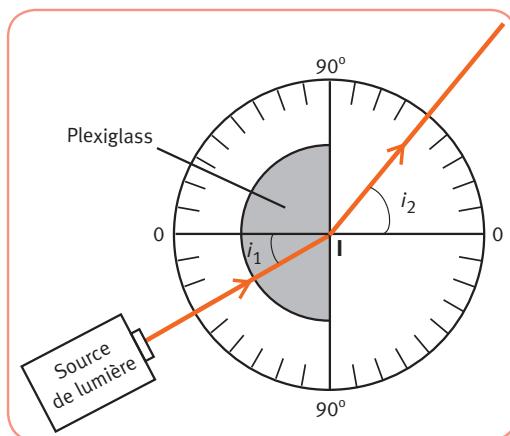
En déduire la valeur de l'indice de réfraction du plexiglas.

2. Réflexion totale

On réalise l'expérience ci-contre.

Activité 2

- Pourquoi le rayon incident n'est-il pas dévié à l'entrée du plexiglas ?
- Pourquoi l'angle i_2 est-il supérieur à l'angle i_1 ?



3 L'indice du plexiglas est égal à 1,45.

À partir de quelle valeur limite de i_1 , notée $i_{1,lim}$ le rayon réfracté disparaît-il ?



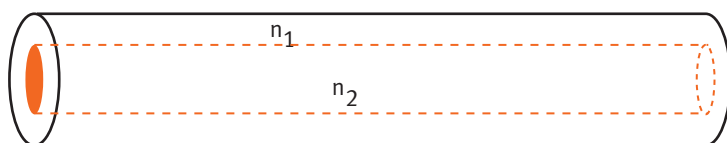
Utilisation de la réflexion totale en médecine : la fibroscopie

1. Principe de la fibre optique

La lumière peut être guidée ; des « tubes » d'eau (indice 1,33) ou de verre (indice 1,50) placés dans l'air (indice 1,00) peuvent ainsi conduire la lumière.

Pour que la lumière soit guidée, il faut que :

- l'indice de réfraction de ce « guide » soit supérieur à l'indice du milieu extérieur.
- et que l'angle d'incidence de la lumière sur la paroi de séparation des deux milieux soit supérieur à l'angle limite i_{max} .



Les fibres optiques permettent de conduire la lumière sur de très grandes distances.

Une fibre de verre peut être constituée :

- d'une partie externe d'indice de réfraction n_1 ;
- d'une partie centrale, appelée « cœur », d'indice de réfraction n_2 .

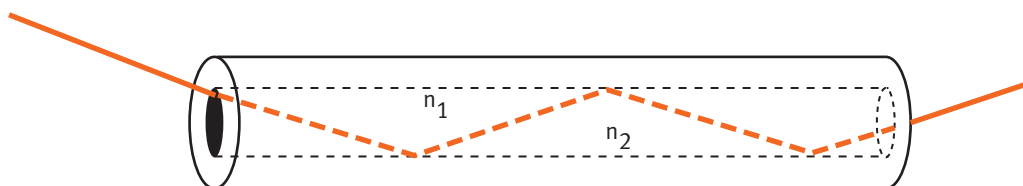
La différence d'indice entre le cœur de la fibre et sa partie externe est toujours très faible

(par exemple : $n_1 = 1,50$ et $n_2 = 1,52$).

Il existe aussi des fibres en matière plastique.

Un rayon lumineux se propageant dans le cœur de la fibre subit une réflexion totale s'il aborde la couche externe d'indice plus faible avec un angle d'incidence supérieur à l'angle limite i_{max} correspondant.

La propagation de la lumière se fait donc par réflexions successives.



2. La fibroscopie

Activité 3 Lire le document suivant puis répondre aux questions.

« Une fibroscopie s'effectue à l'aide d'un endoscope souple formé d'une gaine étanche de 40 à 160 centimètres de longueur et de 5 à 12 millimètre de diamètre.

La gaine contient un ensemble de fibres optiques de diamètre $10\mu\text{m}$ environ ; à l'extrémité des fibres, on forme, à l'aide d'une lentille, l'image de la partie à observer. Cette image est transmise par les fibres optiques jusqu'à l'observateur.

Pour obtenir une image de 1 mm^2 , il faut environ 10 000 fibres.

Le câble introduit dans la cavité à observer est en général double :

- * l'un conduit la lumière d'éclairage, fournie par une lampe située à l'extérieur de l'appareil, permettant ainsi l'observation
- * et l'autre sert à transmettre l'image.

Applications en médecine : exploration visuelle de l'estomac, du côlon, de l'intestin grêle, des bronches, de la vessie, de l'oropharynx, des voies biliaires...

Il est possible d'installer une sonde d'échographie à l'extrémité d'un fibroscope (écho endoscopie) pour l'étude fine des tumeurs digestives ou analyse du pancréas, ...

Une fibre supplémentaire transportant une lumière laser permet éventuellement de faire de la microchirurgie.

On peut, grâce à la fibroscopie, observer, photographier, filmer, effectuer des prélèvements, retirer des corps étrangers, casser ou extraire des calculs, retirer ou détruire des tumeurs, coaguler des vaisseaux qui saignent, ponctionner des poches de liquide.

Les fibroscopes seront remplacés par des vidéos endoscopes, appareil ayant le même aspect mais comportant à leur extrémité une microcaméra de télévision. »

Répondre aux questions suivantes :

- ❶ Quel est le rapport entre les diamètres de l'endoscope le plus grand et celui d'une fibre optique interne à cet endoscope ?
- ❷ Pourquoi introduit-on 2 câbles dans le corps du patient ?
- ❸ Est-il possible d'opérer en utilisant la fibroscopie ?



Utilisation des lasers en médecine

Activité 4 Lire le document suivant puis répondre aux questions.

« La chirurgie de laser est largement appliquée dans une variété de spécialités chirurgicales comme : oto-rhino-laryngologie, gynécologie, neurochirurgie, chirurgie plastique, dermatologie et chirurgie orale et maxillofaciale.

En ophtalmologie

Pour diminuer la myopie, on utilise une technique particulière : le LASIK (Laser in-situ kératoplasties). Cette opération se déroule en plusieurs étapes : pour commencer, on découpe une lamelle très superficielle de la cornée que l'on ouvre comme la couverture d'un livre, on aplatit ensuite la cornée en la gommant du centre à la périphérie grâce au laser Excimer. On repositionne alors la lamelle sur la cornée surfacée par le laser. La cornée est aplatie, la myopie est corrigée.

Le laser à YAG permet, lors d'une lésion de l'œil provoquée par la pénétration d'un corps étranger, de cautériser les vaisseaux et ainsi de coller les deux feuillets autour de la lésion.

En dermatologie

Le laser CO₂ détruit les verrues et les tumeurs de la peau.

Le laser « alexandrite » efface les tatouages en détruisant les pigments de couleur qui le composent.

Le troisième type de laser traite toute partie de la peau qui est de couleur rouge : tâche de vin, angiome (malformation constituée par une prolifération de vaisseaux sanguins), couperose (rougeur du front, du nez et des joues) et varicosités (dilatation de veines superficielles). La longueur d'onde varie en fonction de la couleur à éliminer. La destruction est sélective, plus précise que le bistouri tout en laissant peu ou pas de cicatrices.

En dermatologie, le laser peut donner d'excellents résultats mais, mal employé, il peut aussi entraîner des complications durables.

En cardiologie

La revascularisation par un faisceau laser est une intervention destinée à des patients atteints de maladie coronarienne très sévère, qui ne peuvent plus être traités de manière conventionnelle. Cette procédure consiste à réaliser à l'aide d'un faisceau laser des petits canaux au travers du ventricule gauche dans le but d'une part de provoquer une levée progressive des symptômes, et d'autre part d'induire la formation de nouveaux vaisseaux dans la région traitée par le laser.

En oncologie

En cancérologie, on parle de plus en plus de la photochimiothérapie, ou plus exactement de l'une de ses méthodes applicables au traitement des cancers : la thérapie photodynamique. Cette technique originale associe une lumière laser, de longueur d'onde spécifique, à un médicament sensible à cette longueur d'onde, le photosensibilisateur.

L'illumination en lumière visible de la tumeur par un rayonnement laser, via une fibre optique et un diffuseur de lumière, active le médicament.

L'utilisation des lasers peut présenter des risques pour l'homme en fonction de la puissance du laser.

Si le faisceau laser est dirigé dans l'œil, le faisceau laser converge sur la rétine qui peut alors être endommagée même avec des lasers de faible puissance (dès 1 mW). »

Répondre aux questions suivantes en vous aidant d'Internet ou d'une encyclopédie :

- 1 Quelles sont les propriétés du laser qui le rendent aussi intéressant en médecine ?
- 2 En dermatologie, les lasers utilisés sont-ils de la même couleur ?
- 3 Quel est le principe de la thérapie photodynamique ?



La luminothérapie

Le manque de lumière naturelle cause de nombreux troubles (dépression, insomnie, ...) liés à la sécrétion d'une hormone, la mélatonine.

Le traitement par luminothérapie consiste en une exposition quotidienne face à une lampe de luminothérapie médicale afin de combler le manque de lumière due à la baisse d'ensoleillement hivernal.

Notre organisme est rythmé par notre horloge biologique interne qui est elle-même rythmée par les cycles circadiens sur une durée d'environ 24 heures. La lumière joue un rôle important et c'est l'alternance du jour et de la nuit qui va rythmer nos cycles de veille et de sommeil.

Voilà pourquoi la période hivernale et son manque de lumière peuvent provoquer une dérégulation de notre horloge biologique et par la suite des troubles.

Activité 5 Répondre aux questions suivantes en utilisant le cours, Internet ou une encyclopédie.

- 1 Sur quelles études s'appuie la luminothérapie ?
- 2 La luminothérapie présente-t-elle des risques ?
- 3 Peut-on bronzer avec les lampes de luminothérapie ?

Exercices

Physique

Exercice 1 Angle limite de réflexion totale

Calculer les angles limites de réflexion totale.

① Pour les passages :

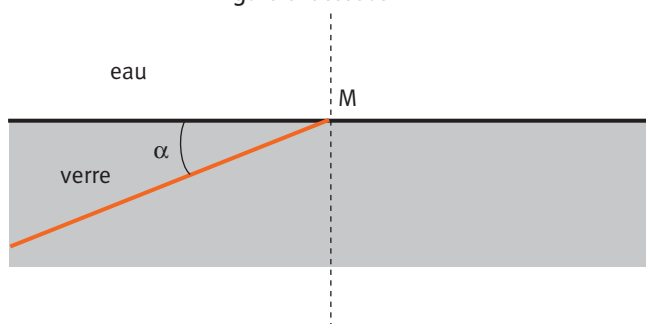
- Verre - eau.
- Huile de paraffine - eau.

Données : Indice de l'eau : 1,33 ; indice du verre 1,52 ; indice de l'huile de paraffine : 1,45.

② Pour une fibre optique dont le cœur a un indice de 1,52 et la couche externe un indice de 1,48.

Exercice 2 Trajet d'un rayon lumineux

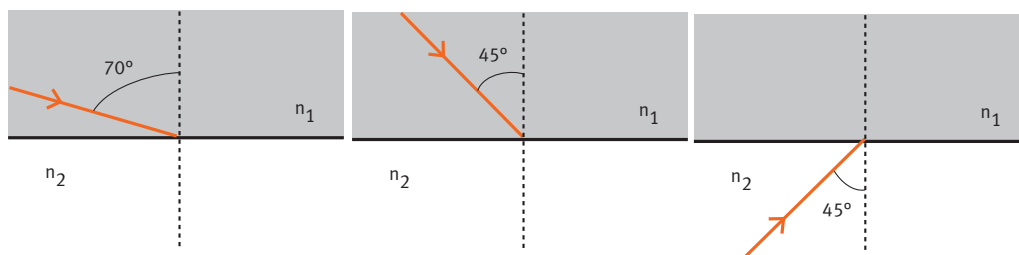
Tracer le rayon lumineux, après son passage en M, dans le cas représenté sur la figure ci-dessous.



Données : $\alpha = 20^\circ$; indice du verre $n_v = 1,52$; indice de l'eau : $n_e = 1,33$.

Exercice 3 Réflexion totale

Dans les trois situations présentées sur les figures ci-dessous, déterminer s'il y a réflexion totale ou non. Justifier la réponse et tracer le rayon correspondant. On indiquera aussi les réflexions partielles.

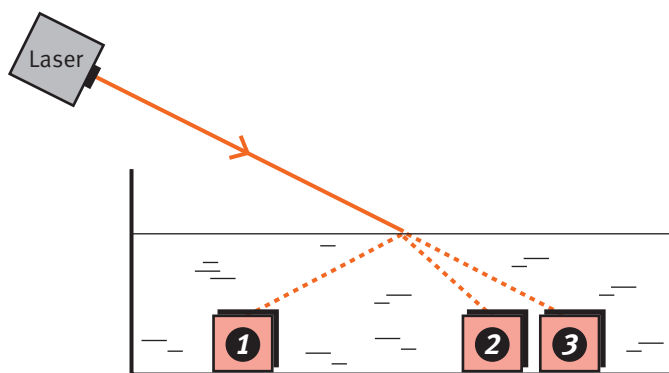


Données : indice du verre $n_1 = 1,52$; indice de l'eau : $n_2 = 1,00$.

Exercice 4 Réfraction

Le laser est situé dans l'air et trois objets sont placés au fond d'une cuve contenant de l'eau.

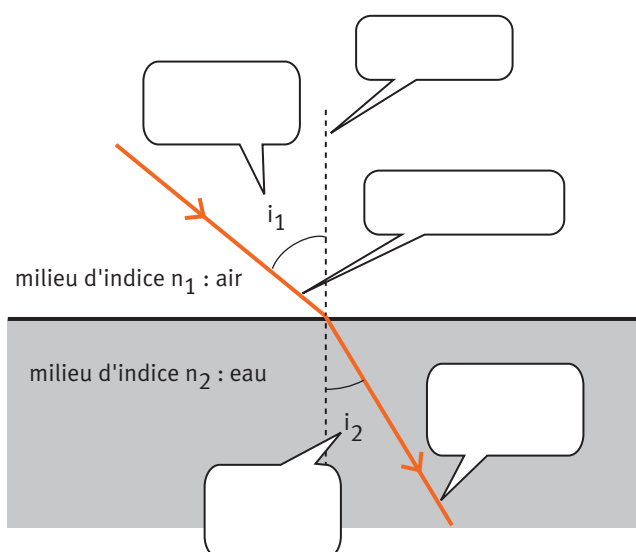
Si le laser fonctionne, quel objet sera éclairé ?



Devoir autocorrectif 2

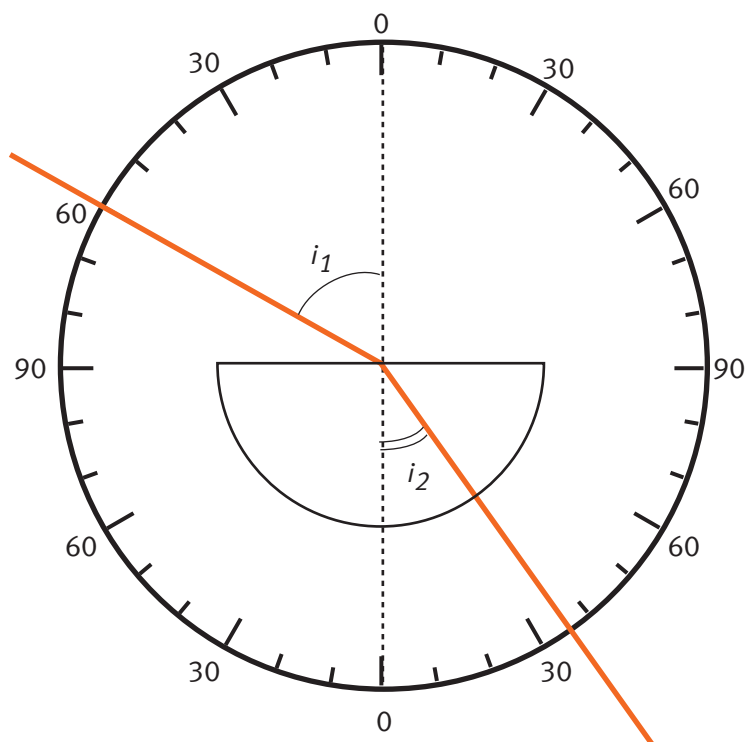
Physique

Exercice 1 ① Compléter les cases vides sur le schéma suivant.



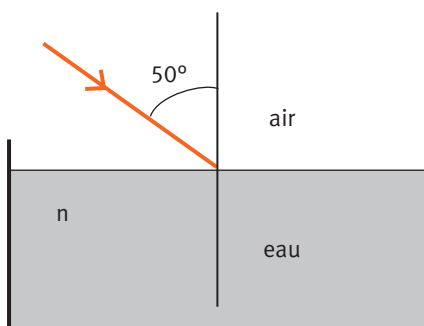
- ② Énoncer les deux lois de Snell-Descartes.
- ③ Une lampe munie d'une fente, placée sur une table horizontale, permet d'émettre un faisceau lumineux qui arrive sur un demi-cylindre en verre avec un angle d'incidence i_1 .

En utilisant le schéma ci-après, calculer l'indice du verre.

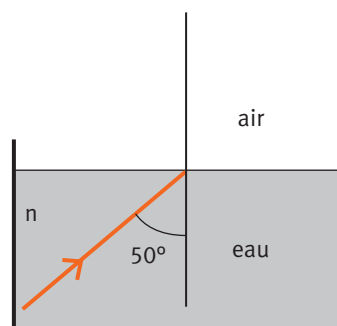


Exercice 2 ❶ Dans une des deux situations suivantes, il y a réflexion totale.

Données : indice de l'air : $n_0 = 1,00$; indice de l'eau : $n = 1,33$.



Situation n° 1



Situation n° 2

- ❷ En partant des données, déterminer la situation où il y a réflexion totale.
- ❸ Déterminer l'angle maximal limite pour qu'il y ait réflexion totale puis tracer le rayon lumineux.
- ❹ Citer une application de la réflexion totale en médecine.

Chimie

Exercice 1 *Le magnésium*

Soit un atome de magnésium Mg caractérisé par les nombres $Z = 12$ et $A = 26$.

- 1 Dans quelle ligne et quelle colonne de la classification périodique simplifiée se trouve cet élément chimique ?
- 2 Quel ion monoatomique est susceptible d'être obtenu ?
- 3 Donner la formule de l'oxyde de magnésium (ion oxyde : O^{2-}).
- 4 Citer un autre élément chimique appartenant à cette même famille.
- 5 Quel oxyde cet élément peut-il donner ?
- 6 Comment nomme-t-on cette famille ?

Exercice 2 *Classification périodique*

Note : on pourra utiliser le tableau en fin d'exercice pour répondre aux questions.

- 1 Quels sont les éléments correspondants aux formules électroniques suivantes : $(K)^2 ; (K)^2 (L)^4 ; (K)^2 (L)^8 (M)^1$?
- 2 a) Citer trois cations dont la formule électronique s'écrit : $(K)^2 (L)^8$.
b) Citer deux anions dont la formule électronique s'écrit : $(K)^2 (L)^8 (M)^8$.
Un élément chimique est placé dans la troisième ligne et la sixième colonne de la classification périodique simplifiée.
- 3 a) En déduire la structure électronique de l'atome correspondant.
b) Quel est son numéro atomique ?
c) Quel est son nom ?
Soit les éléments : hydrogène H ; néon Ne ; sodium Na et soufre S.
- 4 a) Parmi ces atomes quels sont ceux qui peuvent donner des ions stables ? Justifier.
b) Écrire la formule de chacun de ces ions et leur répartition électronique.
c) Combien les atomes d'hydrogène et de soufre peuvent-ils former de liaisons covalentes ? Justifier.
d) Donner la formule développée de la molécule formée d'atomes d'hydrogène et de soufre.

${}_1H$							${}_2He$
${}_3Li$	${}_4Be$	${}_5B$	${}_6C$	${}_7N$	${}_8O$	${}_9F$	${}_{10}Ne$
${}_{11}Na$	${}_{12}Mg$	${}_{13}Al$	${}_{14}Si$	${}_{15}P$	${}_{16}S$	${}_{17}Cl$	${}_{18}Ar$

Séquence 4

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 5 de physique et de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : La mesure des durées
Chimie : La mole
- ▶ Étudiez les chapitres 6 de physique et de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : Le mouvement
Chimie : Les solutions aqueuses
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie pages suivantes.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.

Sommaire

Partie 1 – Physique : **Mesure des durées et mouvement**

Partie 2 – Chimie : **Les concentrations dans le cadre du diagnostic médical**

Partie
1

Physique

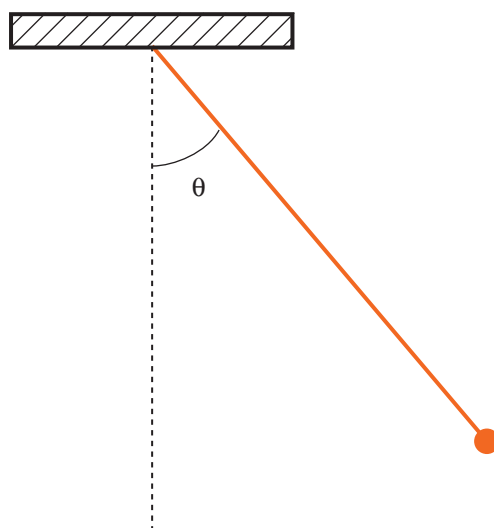
Mesure des durées
et mouvement

A

Mesure d'une durée

Un pendule simple est constitué d'un fil de longueur ℓ inextensible et de masse négligeable auquel est accroché un objet de masse m .

Écarté de sa position initiale d'un petit angle ($\theta = 30^\circ$) et lâché sans vitesse initiale, il effectue un mouvement périodique d'allée et venue (oscillation) d'une durée T appelée période.



Activité 1

- ❶ Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement du pendule ?
- ❷ Tracer la trajectoire de la masse suspendue au fil. Que peut-on dire de ce mouvement ?
- ❸ À quel moment de l'oscillation est-il préférable de déclencher le chronomètre ? Pourquoi ?
- ❹ Le temps de propagation de l'influx nerveux dans le corps humain est de l'ordre d'un dixième de seconde, c'est donc l'ordre de grandeur de l'erreur commise par le chronométrateur quand il effectue la mesure d'une durée.

Déclencher et stopper le chronomètre électronique de votre montre par exemple (qui affiche les durées avec une précision du centième de seconde) le plus rapidement possible afin d'obtenir la durée la plus courte possible.

Essais effectués avec une montre :

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	0,19	0,23	0,18	0,21	0,22

Conclure

- 5 La précision de la mesure manuelle d'une durée au chronomètre électronique de laboratoire est de plus ou moins un dixième de seconde. Pour déterminer la période, pourquoi est-il préférable de mesurer la durée de plusieurs oscillations (10 par exemple) plutôt que d'une seule ?
- 6 On effectue 5 essais et on compare les résultats obtenus avec un chronomètre de laboratoire sur une oscillation du pendule, sur 10 oscillations puis avec un capteur branché sur ordinateur.

■ Chronomètre de laboratoire (une oscillation)

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	1,13	0,94	1,04	1,08	1,12

■ Chronomètre de laboratoire (10 oscillations)

Compléter le tableau suivant

Essais	1	2	3	4	5
Durée de 10 oscillations	10,42	10,1	10,23	10,34	10,18
Période(s)					

■ Capteur

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	1,022	1,021	1,023	1,020	1,021

- a. Quel est l'écart obtenu entre la plus grande mesure et la plus petite mesure pour chaque tableau ?
- b. Calculer la valeur moyenne de la période pour chaque tableau :

$$T_{\text{moy}} = \frac{T_1 + T_2 + T_3 + T_4 + T_5}{5}.$$

Conclure sur la précision des mesures.



Utilisation du chronométrage dans le milieu sportif

Activité 2 Lire le texte suivant et répondre aux questions posées.

« L'établissement du classement de l'étape et celui du classement général sont de la plus haute urgence dans les minutes qui suivent l'arrivée de l'étape. Les commentateurs des télévisions et radios établissent des classements provisoires théoriques. La société du Tour doit fournir les classements le plus rapidement possible.

Deux systèmes techniques cohabitent pour rendre tout cela possible.

La photo finish : une caméra est positionnée à l'aplomb de la ligne d'arrivée laquelle est composée de 3 bandes. Deux larges bandes blanches autour d'un filet noir qui fait office de ligne de passage pour juger le classement. La photo finish est capable d'enregistrer 3000 images à la seconde.

Les temps sont pris à la tangente de la roue avant c'est-à-dire sur l'extrémité avant du pneu de chaque coureur.

Les transpondeurs : des petits éléments électroniques qui sont fixés sur les cadres des vélos à égale distance de l'avant du vélo pour chaque coureur. Ainsi, peu importe la taille de chaque coureur, la distance entre l'avant du vélo et le transpondeur est la même pour chacun. »

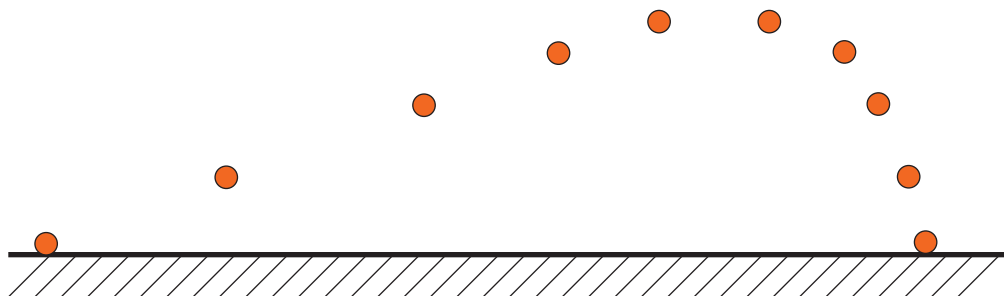
Questions :

- 1 Un coureur lancé dans un sprint à l'arrivée d'une étape roule à 54 km.h^{-1} . Quelle distance parcourt le coureur entre deux images prises par la caméra ?
- 2 La durée mise pour parcourir l'étape par un coureur est égale à 3 h 10 mn 33 s. Quel système de chronométrage est utilisé pour mesurer cette durée ?



Étude de la trajectoire d'une balle de golf

La trajectoire d'une balle de golf a été enregistrée par une caméra vidéo posée sur le sol. La balle est représentée à intervalles de temps égaux.



Activité 3

- ❶ Dans quel référentiel est étudié le mouvement de la balle ?
- ❷ Dessiner la trajectoire de la balle.
- ❸ Ce mouvement paraît comporter deux phases ; les décrire. Le mouvement est-il uniforme ?
- ❹ La balle quitte le tee avec une vitesse de l'ordre de 70 m.s^{-1} . Quelle est sa vitesse en km.h^{-1} ?

Les concentrations dans le cadre du diagnostic médical

Dans le cadre du diagnostic médical, il peut être utile d'effectuer un bilan de santé. Cela passe par une analyse biochimique dans laquelle on peut distinguer différents tests.

C'est le cas de la biochimie du sang :

La biochimie est l'étude de la composition et des réactions chimiques du monde vivant. L'analyse consiste en particulier à déterminer la concentration en sucre (glycémie), cholestérol (HDL et LDL), triglycérides... en indiquant au patient les concentrations considérées comme correctes compte tenu de son âge ; par exemple : de 4 à 6 millimoles/L pour le cholestérol total.

A

Glycémie

La glycémie désigne le taux de glucose dans le sang. Le glucose, principal sucre dans l'organisme, distribue de l'énergie aux cellules. Sa concentration demeure constante même si les apports alimentaires et les dépenses énergétiques (efforts physiques) varient.

La formule brute du glucose est : $C_6H_{12}O_6$.

Activité 1 Calculer la masse molaire du glucose.

Données : masses molaires ($g \cdot mol^{-1}$) : C : 12,0 ; H : 1,0 ; O : 16,0.

La concentration molaire de glucose dans le sang pour un sujet normal à jeun est comprise dans la fourchette : $3,90 - 5,80 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$. (**$1 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$ ou millimole par litre = $1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$**).

Activité 2 En déduire les valeurs de concentrations massiques correspondantes ($g \cdot L^{-1}$).



Cholestérol

Le taux de cholestérol sanguin ($C_{27}H_{46}O$) représente l'un des principaux facteurs de risque cardiovasculaire. Ses concentrations doivent être basses pour prévenir le risque d'athérosclérose (dépôt de graisses dans les artères).

Activité 3 Calculer la masse molaire du cholestérol.

Données : masses molaires (g.mol^{-1}) : C : 12,0 ; H : 1,0 ; O : 16,0.

La concentration molaire de cholestérol total dans le sang pour un sujet normal est comprise dans la fourchette : $4,00 - 6,00 \text{ mmol.L}^{-1}$.

Activité 4 En déduire les valeurs de concentrations massiques correspondantes (g.L^{-1}).



Urée

Cette substance ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) qui se retrouve dans les urines, est le produit final de la dégradation par le foie des acides aminés provenant des protéines d'origine alimentaire. La recherche de l'urée est fréquemment effectuée. Elle permet de rechercher une insuffisance rénale.

Activité 5 Calculer la masse molaire de l'urée.

Données : masses molaires (g.mol^{-1}) : C : 12,0 ; H : 1,0 ; O : 16,0 ; N : 14,0.

La concentration massique d'urée dans l'urine pour un sujet normal est comprise dans la fourchette : $1 - 2,5 \text{ g.L}^{-1}$.

Activité 6 En déduire les valeurs de concentrations molaires correspondantes (mol.L^{-1}).

Exercices

Chimie

Chapitre 5 La mole : unité de quantité de matière

Données pour certains exercices :

Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 ; N : 14,0 ; S : 32,0 ; Cu : 63,5

QCM (choisir la ou les bonne(s) réponse(s)) :

QCM 1 Les masses molaires s'expriment en :

- a. g.mol^{-1}
- b. mol.g^{-1}
- c. L.mol^{-1}
- d. sans unité

QCM 1 La relation entre quantité de matière n , masse de l'échantillon m et masse molaire M est :

- a. $m = \frac{n}{M}$
- b. $n = \frac{m}{M}$
- c. $M = \frac{m}{n}$

QCM 3 La constante d'Avogadro N_A :

- a. est un nombre gigantesque
- b. est un nombre très petit
- c. représente le nombre d'entités dans une mole
- d. n'a pas d'unité

Exercice 1 *Calculs de masses molaires moléculaires*

Calculer les masses molaires des molécules suivantes :

Le monoxyde de carbone CO

Le dioxyde de carbone CO_2

Le méthane CH_4

Le pentane C_5H_{12}

L'ammoniac NH_3

Le sulfate de cuivre CuSO_4

L'acide sulfurique H_2SO_4

Le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Exercice 2 *Calculs de quantités de matière*

a. Quelle quantité de matière y-a-t-il dans $24,08 \cdot 10^{21}$ entités ?

b. Combien d'entités correspondent à $0,0001 \text{ mol}$?

Exercice 3 *Masses molaires et quantités de matière*

Calculer pour : CuSO_4 ; H_2SO_4 et $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, la masse correspondant à $0,10 \text{ mole}$ de corps pur.

Exercice 4 *La mole représente un nombre énorme*

Le but de cet exercice est de se faire une idée de ce que représente une mole d'entités.

Pour cela , nous allons considérer des grains de riz.

a. Combien de grains de riz sont contenus dans une mole de grains de riz ?

Il y a environ 50 grains de riz par mL et un litre de riz a une masse de l'ordre de 1 kg.

b. Calculer la masse d'une mole de grains de riz.

On admet qu'un être humain, en moyenne, consomme 50 g de riz par jour.

c. Calculer la consommation annuelle de riz, en kg, de tous les habitants de la planète (peuplée de 6 milliards d'humains).

d. Pendant combien de temps pourrait-on nourrir l'humanité entière, avec 1 mole de grains de riz ?

e. Que peut-on déduire de ce résultat ?

Exercice 5 *La quinine*

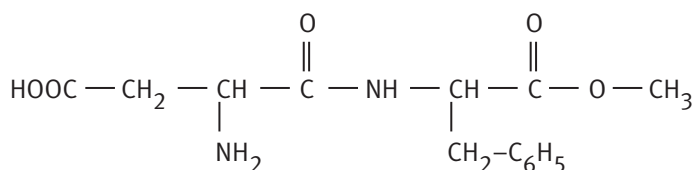
La quinine, molécule de formule $C_{20}H_{24}N_2O_2$, est utilisée depuis des siècles pour soigner des maladies comme la malaria et le paludisme.

- Calculer la masse molaire de la quinine.
- Combien de moles de quinine sont contenues dans 1 kg ?

Exercice 6 *L'aspartame*

L'aspartame est un édulcorant de synthèse utilisé dans l'industrie alimentaire pour remplacer le sucre (boissons « light ») ; son pouvoir sucrant est 160 fois plus grand que celui du saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sucre de cuisine).

Sa formule développée est :



- Déterminer sa formule brute.
- Calculer sa masse molaire.
Un litre de limonade allégée contient $m = 0,60$ g d'aspartame.
- Déterminer la quantité d'aspartame dans une bouteille d'1 L de limonade.
- Quelle quantité de saccharose faudrait-il dissoudre dans 1 L d'eau pour obtenir le même goût sucré ?
- En déduire la masse de sucre correspondante.
- Comparer la masse de sucre avec celle d'aspartame et conclure.

E

exercices

Chimie

Chapitre 6 Les solutions aqueuses

Données pour certains exercices :

Masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 ; N : 14,0 ; S : 32,0 ; Cu : 63,5

QCM (choisir la ou les bonne(s) réponse(s)) :

QCM 1 Une concentration molaire s'exprime en :

- a. g.mol^{-1}
- b. mol.g^{-1}
- c. L.mol^{-1}
- d. sans unité
- e. mol.L^{-1}

QCM 2 On dissout 0,10 mol de soluté dans de l'eau pour obtenir 100 mL de solution. La concentration de la solution est égale à :

- a. $1,0 \text{ L.mol}^{-1}$
- b. $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- c. $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
- d. 10 mol.L^{-1}

QCM 3 On ajoute 50 mL d'eau à 50 mL de sirop ; la concentration du sirop a été :

- a. divisée par 2
- b. multipliée par 2
- c. divisée par 3
- d. inchangée
- e. divisée par 1,5

Exercice 1 *Solution ionique – Solution moléculaire*

Classer les solutions suivantes dans l'une ou l'autre des catégories (solution ionique ou solution moléculaire) en justifiant la réponse :

- eau salée
- eau sucrée
- eau de Javel
- électrolyte de batterie d'accumulateurs d'automobile
- alcool éthylique à 70°

Exercice 2 *Solvant, soluté*

- a. Dans une solution aqueuse de glucose, quel est le solvant ? le soluté ?
- b. Citer 2 méthodes permettant de préparer une solution de glucose de concentration donnée ?

Exercice 3 *Vocabulaire*

Qu'entend-on par « *diluer 10 fois* » une solution ?

Exercice 4 *Calculs de concentrations (1)*

Compléter le tableau ci-dessous :

Quantité de soluté (mol.)	Volume de solution	Concentration molaire de la solution (mol.L ⁻¹)
0,20	5 L	?
	20 mL	0,10
$1,2 \cdot 10^{-2}$	?	$7,4 \cdot 10^{-3}$

Exercice 5 *Calculs de concentrations (2)*

Calculer la concentration molaire de chacune des solutions contenant :

- a. 0,015 mol de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ dans 75,0 mL de solution.
- b. 15,0 g d'urée $(NH_2)_2CO$ dans 100,0 mL de solution.
- c. 28,0 g de diiode I_2 dans 2,5 L de solution.

Exercice 6 *Préparation d'une solution par dissolution de cristaux*

Un chimiste veut préparer 1,0 L de solution de nitrate d'argent $AgNO_3$ de concentration molaire $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir de cristaux considérés comme purs.

Il dispose pour cela du flacon de nitrate d'argent cristallisé où sont indiqués les renseignements suivants :

ARGENT NITRATE

Autre nom : Pierre Infernale AgNO_3
 $M = 169,87$ $F = 208,6\text{ }^\circ\text{C}$ $d = 4,352$

Cristaux incolores brunissant à l'air
 en présence de matières organiques

Expliquer comment procéder et nommer le matériel et la verrerie utilisés.

Exercice 7 Dilutions

On dispose de 100 mL de solution aqueuse S_0 de saccharose (sucre de cuisine) de concentration $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en saccharose, ainsi que du matériel utilisé dans la fiche de T.P.

- ① Décrire la méthode utilisée pour fabriquer 100 mL de solution S_1 d'eau sucrée à $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- ② On prélève 5,0 mL de solution S_0 que l'on place dans un récipient de volume exactement égal à 250,0 mL, puis on complète par de l'eau distillée. On bouche le récipient et on le retourne plusieurs fois. On obtient la solution S_2 .
 - a. Quelle verrerie doit-on utiliser ici ?
 - b. Pourquoi retourne-t-on la solution plusieurs fois ?
 - c. Quelle est la concentration de la solution S_2 ?

Exercice 8 Retour sur le T.P. :

Revenons sur le protocole de dilution de la fiche T.P. : indiquer 2 méthodes pour fabriquer la solution de diiode de concentration $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir de la solution-mère.

Quelle est la méthode qui vous paraît donner la meilleure précision sur la valeur de concentration de la solution diluée ? Pourquoi ?

Exercice 9 Analyses médicales

Sur le résultat d'analyses médicales, un patient lit le résultat de ses analyses :

Cholestérol : $2,03 \text{ g.L}^{-1}$; urée : $0,400 \text{ g.L}^{-1}$.

De plus, sont indiquées des fourchettes de normalité (en millimoles par Litre) :

Cholestérol : minimum : $3,877 \text{ mmol.L}^{-1}$; maximum : $5,67 \text{ mmol.L}^{-1}$

Urée : minimum : $2,50 \text{ mmol.L}^{-1}$; maximum : $8,33 \text{ mmol.L}^{-1}$

Ce patient est-il en bonne santé ?

Données : masses molaires (en g.mol^{-1}) : cholestérol : 388 ; urée : 60. ■

Séquence 5

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 7 de physique et de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : Effet d'une force sur le mouvement
Chimie : Formulation d'un médicament
- ▶ Étudiez le chapitre 8 de chimie des « Notions fondamentales » :
Chimie : Obtention d'une espèce chimique naturelle
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.

Sommaire

1. Nature des mouvements et forces dans la pratique du sport
Exercices
2. Les médicaments : obtention, formulation

Partie 1

Physique

Nature des mouvements et forces dans la pratique du sport

A

Analyse du mouvement d'un ballon

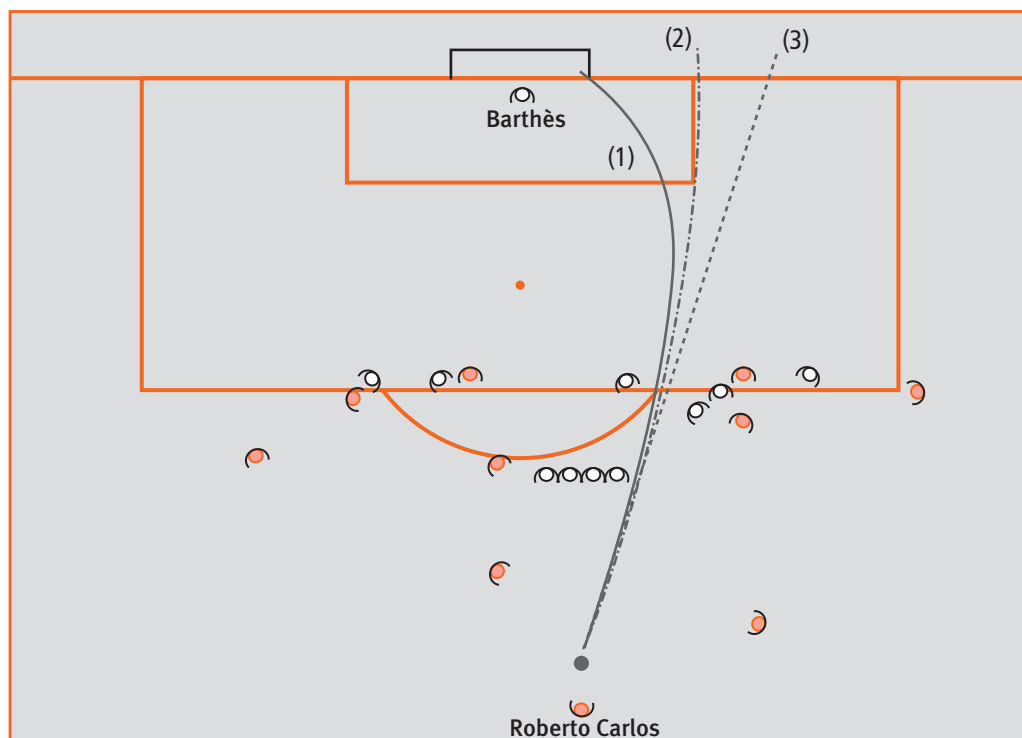
1. Mouvement d'un ballon de football

En 1997, lors du match France-Brésil, le brésilien Roberto Carlos a réussi à marquer un but surprenant (sur coup-franc situé à plus de 30 m du but) que les scientifiques ont analysé par la suite.

Roberto Carlos, après avoir pris beaucoup d'élan (plus de 9 m), a frappé le ballon (vitesse d'environ 130 km/h) en le faisant tourner sur lui-même. Le ballon semblait mal cadré mais une fois passé le mur des joueurs français, il a changé brusquement de direction.

Vous pouvez retrouver les images de ce but sur Internet.

Activité 1



Le schéma de la page 7 représente les projections des trois trajectoires possibles du ballon vues du dessus.

Trajectoire (1) : la trajectoire suivie réellement par le ballon de Roberto Carlos.

Trajectoire (2) : trajectoire prévisible pour un ballon « brossé », c'est-à-dire que l'on fait tourner sur lui-même à la frappe.

Trajectoire (3) : trajectoire suivie par un ballon non « brossé ».

Données : $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; masse volumique de l'air : $\rho = 1,20 \text{ kg.m}^{-3}$; masse du ballon : $m = 430 \text{ g}$; rayon du ballon : $R = 11 \text{ cm}$.

- 1 Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement du ballon ?
- 2 Quelle est la vitesse du ballon en m.s^{-1} lorsqu'il est frappé par Roberto Carlos ?
- 3 Exprimer et calculer la valeur du poids du ballon.
- 4 Exprimer et calculer la valeur de la Poussée d'Archimède ; la Poussée d'Archimède est-elle négligeable par rapport au poids ?
- 5 Lorsque le ballon ne tourne pas sur lui-même, il existe une force de frottement exercée par l'air, opposée au vecteur vitesse, de valeur environ égale à : $f \approx \frac{1}{2} \rho_{\text{air}} A C_D v^2$. A correspond à la section du ballon, C_D est lié à la forme du ballon, au matériau constituant le ballon, ...
Calculer la valeur de la force de frottement au départ de la balle ($C_D \approx 0,4$) ; la force de frottement est-elle négligeable par rapport au poids ?
- 6 Représenter ces forces sur un schéma.

Sens du mouvement du ballon



Quel devrait être l'effet de ces forces sur le mouvement ?

- 7 Analyse du texte suivant.

« Cas où le ballon est en rotation sur lui-même ».

L'effet donné à la balle entraîne l'air à son contact, augmentant sa vitesse d'un côté et le ralentissant de l'autre.

Or la vitesse d'un gaz est liée à sa pression (théorème de Bernoulli) : si sa vitesse augmente sa pression diminue et vice-versa.

La différence de pression induite de part et d'autre du ballon crée une poussée latérale qui incurve sa trajectoire. C'est l'effet Magnus que l'on retrouve au tennis, au ping-pong, ...

La trajectoire que l'on aurait dû observer est la trajectoire (2), mais la trajectoire observée fut la trajectoire (1).

Que s'est-il passé lors du coup franc de Roberto Carlos ?

Le ballon a atteint une telle vitesse que l'écoulement de l'air autour du ballon était en régime « turbulent » ; lorsque le ballon a ralenti, il a changé subitement de régime en passant à un régime laminaire beaucoup plus stable où les effets de la viscosité de l'air sur la balle (et donc la force latérale qu'elle subit) sont beaucoup plus marqués.

La balle ayant gardé suffisamment de rotation quand elle est entrée dans ce régime laminaire, la courbure de sa trajectoire s'est donc brutalement accentuée.

Citer deux paramètres qui font que la trajectoire du ballon frappé par Roberto Carlos est différente de la trajectoire (1).

2. Service flottant au volley-ball

Activité 2 *Analyse du texte suivant.*

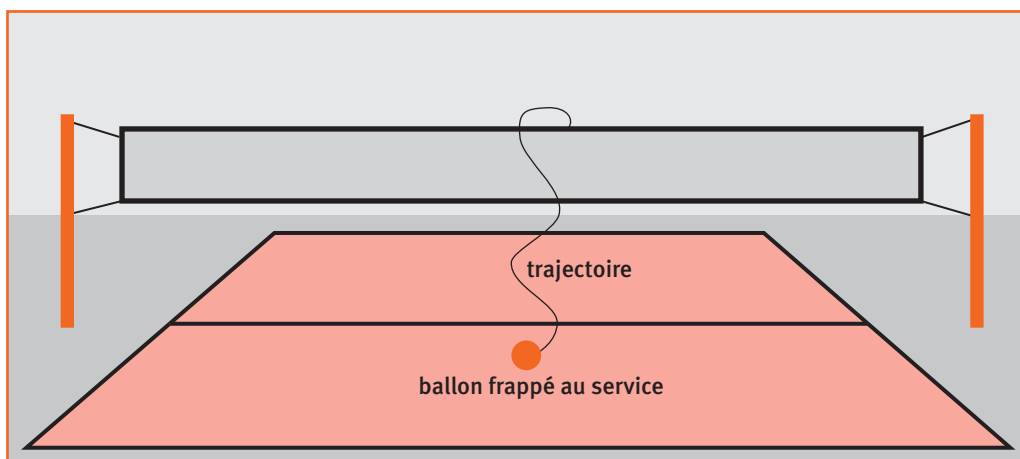
« C'est au volley que l'on parle de "service flottant". On obtient cet effet quand on frappe fort dans un ballon de volley.

C'est l'absence de rotation de la balle qui provoque l'instabilité de la trajectoire.

Si le ballon part très vite sans tourner, l'écoulement turbulent de l'air à son contact crée des mini-tourbillons à sa surface. Ces petites perturbations réparties aléatoirement autour d'elle sont autant de micro-dépressions qui attirent ou repoussent le ballon d'un côté ou de l'autre.

Sa trajectoire devient alors imprévisible et c'est justement cet effet qui est recherché pour tromper le réceptionneur adverse.

L'effet est plus facile à obtenir avec une balle lisse et légère ce qui explique qu'il soit plus connu au ping-pong et au volley qu'au football. Pour bien réussir un tir flottant, il faut frapper sèchement la balle au centre (pour éviter la rotation) et très fort (pour qu'elle passe en régime « turbulent »).



Citer deux paramètres « responsables » de la trajectoire d'un service flottant au volley-ball.



Comment « agir » sur les forces pour améliorer la performance ?

En cyclisme, trois forces s'opposent au mouvement du coureur sur son vélo :

- ✓ Le poids de l'ensemble {Bicyclette – Cycliste} (dans les montées).
- ✓ La force liée au contact des roues sur le sol.
- ✓ La force liée aux actions de l'air sur l'ensemble {Cycliste – Bicyclette} en déplacement.

Cette dernière force est la principale résistance à l'avancement quand :

- le terrain est plat
- la vitesse de déplacement est supérieure à 40 km·h⁻¹.

Environ 90 % de la puissance du cycliste est dépensée pour lutter contre cette force.

La valeur de cette force peut s'exprimer de la manière suivante : $R_A = \frac{1}{2} \rho A_p C_D v_f^2$.

ρ : masse volumique de l'air en kg·m⁻³ ;

A_p : aire frontale projetée du cycliste + bicyclette en m² ; elle représente la surface perpendiculaire à l'écoulement de l'air (voir schéma ci-contre).

C_D : coefficient de traînée; il tient compte de la position du cycliste, de l'aérodynamisme de cette position, de la texture de la surface des vêtements du cycliste et de la bicyclette.

v_f : vitesse d'écoulement du fluide sur le cycliste en m·s⁻¹.



Activité 3 Les cyclistes faisant des courses de vitesse sur piste ont profité des avancées technologiques pour améliorer leur performance. Le document suivant vous montre deux cyclistes de haut niveau : le cycliste n°1 courait dans les années 1970 et le cycliste n°2 dans les années 2000.

- 1 Observez les deux coureurs suivants et leur matériel ; notez les améliorations apportées pour faire diminuer le coefficient C_D .
- 2 En utilisant le schéma ci-dessus et les 2 photos, la position sur le vélo du cycliste n°2 vous paraît-elle diminuer l'aire frontale projetée A_p ?



Coefficient C_D	0,75	0,65
Aire frontale	A_p (Cycliste n°1)	A_p (Cycliste n°2)

Exercices

Exercice 1 *Vrai ou faux*

Répondre par vrai ou faux en justifiant la réponse:

- a) Dans le mouvement circulaire uniforme d'un corps, la valeur de la vitesse instantanée de ce corps est égale à la vitesse moyenne de ce corps.
- b) Le principe d'inertie peut s'appliquer dans le référentiel lié à une voiture de course qui ralentit avant de s'arrêter.
- c) L'effet d'une force sur le mouvement d'un ballon dépend toujours de la masse du ballon.
- d) Une salle de sport peut servir de référentiel terrestre pour étudier le mouvement d'un ballon de hand-ball.

Exercice 2 *Vitesse d'une formule 1*

Une Formule 1 parcourt 1,00 km en ligne droite en 9,86 s ; elle roule à vitesse constante.

- a) A quelle vitesse (en km.h^{-1}) se déplace-t-elle ?
- b) Les forces exercées sur la Formule 1 se compensent-elles ?

Exercice 3 *Service au tennis*

Andy Roddick détient le record du service le plus rapide avec une mesure enregistrée au radar à 249 km/h.

On suppose que la balle est frappée à une hauteur $h = 2,40$ m.

Données : $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; masse volumique de l'air : $\rho = 1,20 \text{ kg.m}^{-3}$; masse de la balle : $m = 58 \text{ g}$; rayon de la balle : $R = 33 \text{ mm}$.

- ❶ Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement de la balle ?
- ❷ Quelle est la vitesse de la balle en m.s^{-1} lorsqu'elle est frappée par Andy Roddick ?
- ❸ Exprimer et calculer la valeur du poids de la balle.
- ❹ Exprimer et calculer la valeur de la Poussée d'Archimède ; la Poussée d'Archimède est-elle négligeable par rapport au poids ?
- ❺ Lorsque la balle ne tourne pas sur elle-même, il existe une force de frottement exercée par l'air, opposée au vecteur vitesse, de valeur environ égale à :

$f \approx \frac{1}{2} \rho_{air} A C_D v^2$. A correspond à la section du ballon, C_D est lié à la forme de la balle, au matériau constituant la balle, ...

Calculer la valeur de la force de frottement au départ de la balle ($C_D \approx 0,5$) ; la force de frottement est-elle négligeable par rapport au poids ?

Partie
2

Chimie

Les médicaments :
obtention, formulation

A

Formulation d'un médicament

Un **médicament** est une substance ou préparation administrée en vue d'établir un diagnostic médical, de traiter ou de prévenir une maladie, ou de restaurer, corriger, modifier des fonctions organiques. ou une composition présentée comme possédant des propriétés curatives, préventives ou administrée en vue d'établir un diagnostic.

Le médicament est composé de deux sortes de substances :

D'au moins une ou plusieurs substances actives ayant un effet pharmacologique et thérapeutique démontré cliniquement.

Activité 1 *Comment appelle-t-on ces substances ?*

De une ou plusieurs substances auxiliaires inertes servant à la **formulation** de la forme galénique. Elles permettent de présenter le médicament sous la forme la plus adaptée pour la voie d'administration souhaitée et éventuellement, le cas échéant, de moduler la vitesse de libération de la substance active vers l'organisme.

Activité 2 *Comment appelle-t-on ces substances ?
En donner 2 exemples.*

Malheureusement, ces composés ne sont pas toujours exempts d'effets pharmacologiques ; ils peuvent être à l'origine d'effets secondaires chez certains patients particulièrement sensibles, comme, par exemple, le lactose.

Ce phénomène est très important notamment lors de l'utilisation d'un médicament générique : la formulation du médicament générique n'est pas nécessairement la même que celle du médicament princeps d'origine. Ceci est une des raisons pour lesquelles un patient peut ne pas tolérer les produits génériques de substitution.

Activité 3 *Quelle est la différence entre un médicament princeps et le médicament générique correspondant ?*

Un médicament peut se présenter sous diverses formes galéniques.

Activité 4 *En citer 3 différentes.*



Obtention d'une espèce naturelle

La Reine des prés (ou spirée) est une plante herbacée dont les feuilles possèdent des vertus antispasmodiques et antirhumatismales, ce qui n'est pas le cas des tiges et racines.

Activité 5 *Comment procéder pour extraire le ou les principes actifs de la plante ?*

Activité 6 *Que dire de la quantité de feuilles utiliser pour soigner un grand nombre de patients ? (aucun calcul n'est demandé).*



Séquence 6

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 7 de physique et 9 de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : La pression
Chimie : Synthèse d'espèces chimiques
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.

Sommaire

1. Pression, sport et santé
Exercices
2. Les médicaments : synthèse

Partie
1

Physique

Pression, sport et santé

A

Effets physiologiques ressentis en plongée subaquatique

Le facteur principal influant sur l'organisme humain en plongée est la pression exercée par l'eau.

Activité 1

- ① Exprimer et calculer (en bar) l'augmentation de pression existant lorsqu'un plongeur descend de 10 m dans l'océan.

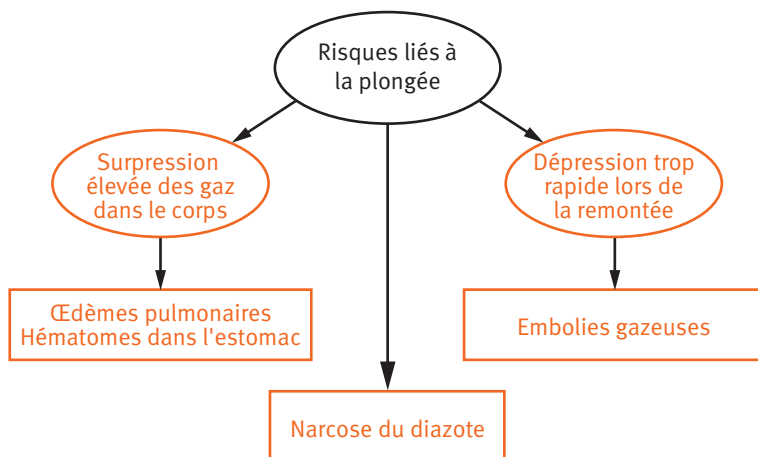
Données : masse volumique de l'eau salée : $\rho_{\text{eau}} = 1,02 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$;
 $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$.

- ② Quelle est la pression de l'eau à 20 mètres de profondeur sachant que la pression atmosphérique est égale à 1,0 bar ?

A 30 mètres de profondeur, un plongeur est soumis à une pression inhabituelle pour un être humain qui va provoquer différents phénomènes, que le plongeur doit connaître.

La majeure partie du corps humain, composée de liquides et solides incompressibles, n'est pas directement affectée par les variations de pression.

Par contre, l'air contenu dans les différentes cavités du corps (oreille, sinus, poumons,...) voit son volume varier de manière inversement proportionnelle à la pression, suivant la loi de Boyle-Mariotte : $PV = \text{cste}$.



Activité 2 *Rechercher sur Internet ou dans une encyclopédie la signification des expressions : œdèmes pulmonaires, embolies gazeuses.*

Une dépressurisation trop rapide lors de la remontée peut provoquer des embolies gazeuses : lors de la plongée, l'air contenu dans les poumons (surtout le diazote) se dissout dans l'organisme et passe dans le sang.

Lors d'une remontée trop rapide, ce gaz est libéré sous forme de bulles provoquant des embolies et des lésions plus ou moins graves.

L'embolie gazeuse est évitée en observant des paliers de décompression lors de la remontée.

Activité 3 *En cas d'accident de décompression, le malade est immédiatement placé dans un caisson de pressurisation.*

Rechercher quel est le rôle d'un caisson de pressurisation.

Activité 4 Analyse de document

« Les pressions rencontrées en plongée vont avoir un effet particulier sur les gaz respirés par le plongeur.

Un plongeur respire de l'air composé d'environ 80% de diazote et 20 % de dioxygène.

L'air est considéré comme un mélange de gaz parfaits. Dans un gaz parfait chacune des molécules qui constituent le gaz parfait n'interagit pas avec les autres molécules de celui-ci.

Chaque gaz va être considéré comme un gaz parfait ayant une pression dite partielle égale pour le diazote à 0,80 fois la pression totale et pour le dioxygène à 0,20 fois la pression totale. La somme de ces pressions partielles est égale à la pression totale (loi de Dalton).

Chaque gaz va avoir un comportement différent en fonction de la pression partielle à laquelle il est soumis.

Au-delà d'une certaine pression partielle, le diazote se dissout dans le tissu nerveux de l'organisme ; il se produit « une narcose à l'azote », aussi nommée « ivresse des profondeurs », qui agit sur le système nerveux en entraînant des troubles du comportement. L'ivresse des profondeurs crée une sensation d'euphorie et de bien-être, inhibe le jugement, réduit la coordination et cause une perte de motricité.

On considère que, à partir d'une pression partielle de 3,2 bar, les risques de narcoses sont réels pour des sujets très sensibles. C'est pourquoi la réglementation française fixe la profondeur maximum de plongée à l'air à 60 mètres (soit une pression partielle d'azote de 5,6 bar).

Afin de pouvoir plonger plus profond en évitant l'ivresse des profondeurs, on peut utiliser des gaz qui sont moins toxiques que l'azote pour une pression identique. »

Questions

- ① Comment définit-on dans ce texte un gaz parfait ?
- ② Un plongeur respire de l'air à une profondeur de 40 m ; la pression totale est 5 bar.
En utilisant le texte, déterminer la pression partielle de diazote et la pression partielle de dioxygène.
- ③ Que signifie l'expression « ivresse des profondeurs » ?
A une profondeur de 40 m, y a-t-il un risque d'ivresse des profondeurs ?



Influence de l'altitude sur les performances sportives

Pour battre le record de l'heure en cyclisme, certains coureurs se déplacent dans des vélodromes situés en altitude (Eddy Merckx en 1972 à Mexico).

D'autres, comme l'espagnol Indurain, ont préféré le tenter sur le vélodrome de Bordeaux.

Dans la précédente séquence, nous avons vu que la principale résistance à l'avancement dans ce type de tentative de record est liée à une force de valeur :

$$R_A = \frac{1}{2} \rho A_p C_D v_f^2 \text{ qu'il faut minimiser d'où la forme des vélos, le profilé du casque, ...}$$

La masse volumique de l'air est liée à la pression atmosphérique et à la température ; elle varie avec l'altitude.

A Bordeaux (altitude 42 m), la masse volumique de l'air est égale à : $\rho = 1,29 \text{ kg.m}^{-3}$ à 20°C .

A Mexico (altitude 2240 m), la masse volumique de l'air est égale à : $\rho = 0,91 \text{ kg.m}^{-3}$ à 20°C .

Activité 5

En considérant les autres paramètres de R_A constant, à puissance fournie par le coureur égale, le record d'Indurain (53,040 km en 1 heure) aurait pu être amélioré de 3,9 km environ à Mexico. En fait, cette distance de 3,9 km est théorique.

Rechercher dans le chapitre 8 quel autre facteur doit être pris en compte (lié à la pression atmosphérique et à la dissolution des gaz) ?



Applications dans le domaine de la santé

1. Application à la tension artérielle

Comment mesurer la tension artérielle ?

Le sang circule dans les artères sous une pression supérieure à la pression atmosphérique.

La tension artérielle est définie par la relation : $T_e = P_{sang} - P_{atm}$

On l'exprime usuellement en centimètres de mercure (cm Hg).

Activité 6 *Le médecin mesure la tension artérielle à l'aide d'un brassard pneumatique et d'un stéthoscope.*

Le brassard est gonflé puis lentement dégonflé.

Rechercher sur Internet ou dans une encyclopédie les réponses aux questions suivantes.

- ① *Quelle grandeur mesure le brassard pneumatique ?*
- ② *A quoi sert le stéthoscope ?*
- ③ *Pourquoi le brassard est-il d'abord gonflé puis dégonflé ?*
- ④ *Le médecin donne deux chiffres pour la tension artérielle ; pour un patient en bonne santé, la tension artérielle correspond à **13–7** (cm Hg) ; à quoi correspondent ces deux chiffres ?*

Activité 7 *La tension artérielle est-elle la même dans tout le corps ?*

A l'aide de la loi donnant la différence de pression dans un liquide au repos, exprimer et calculer la tension artérielle T_p au niveau des pieds sachant que la tension artérielle moyenne au niveau du cœur est : $T_c = 13,3 \cdot 10^3$ Pa.

Distance entre le cœur et les pieds : $h = 1,60$ m ; $\rho_{sang} = 1,0 \cdot 10^3$ kg.m⁻³ ; $g = 9,8$ N.kg⁻¹.

2. Perfusion

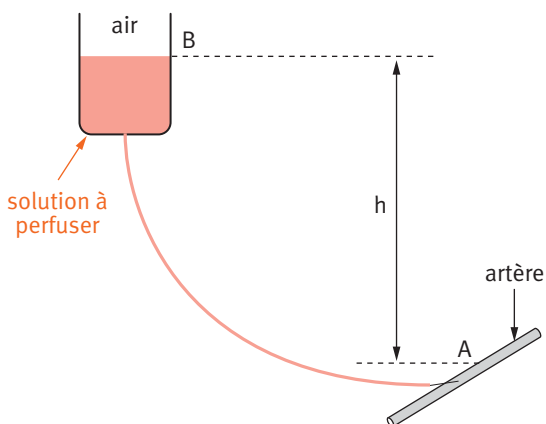
Principe de la perfusion : pour introduire (de façon lente) un liquide dans une artère il faut que la pression du liquide soit supérieure à la pression du sang.

Le flacon contenant la solution doit donc être placé à une hauteur suffisante au dessus du patient.

Activité 8 *Quelle doit être la hauteur minimale pour pouvoir effectuer une perfusion d'un liquide de masse volumique ρ sur une personne allongée dont la tension artérielle est T ?*

Données : $T_e = 13,3 \cdot 10^3 \text{ Pa}$; $\rho = 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$ et $g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.

- ① Exprimer $P_A - P_B$ en fonction de ρ , g et h en utilisant la loi donnant la différence de pression dans un liquide au repos.
- ② Exprimer la tension T en fonction de P_B et P_A .
- ③ En déduire la hauteur minimale h en fonction de T_e , ρ et g .
Calculer h .





Physique

Exercices

Exercice 1 *Marche sur la neige*

Considérons une même personne marchant sur une couche de neige fraîchement tombée dans trois situations différentes :

- ❶ en chaussure
- ❷ en raquette
- ❸ en chaussure et équipée d'un sac à dos.

Dans quelle situation la personne s'enfonce le plus ?

Dans quelle situation la personne s'enfonce le moins ?

De quoi dépend donc la déformation subie par la couche neigeuse ?

Exercice 2 *Avion*

Rechercher sur Internet ou dans une encyclopédie pourquoi il faut pressuriser les cabines d'avion.

Exercice 3 *Plongeur et force pressante*

Un plongeur en apnée se trouve dans la mer à une profondeur $h = 10$ m par rapport à la surface de la mer.

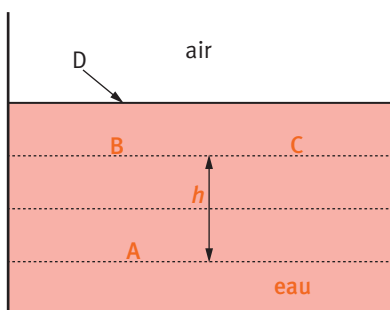
La pression au niveau du tympan d'un plongeur est $P_T = 202000$ Pa, exprimer et calculer la force pressante F qui s'exerce sur le tympan de surface $S = 0,50 \cdot 10^{-4}$ m².

Exercice 4 *Vrai ou faux*

Observer le schéma de la page suivante.

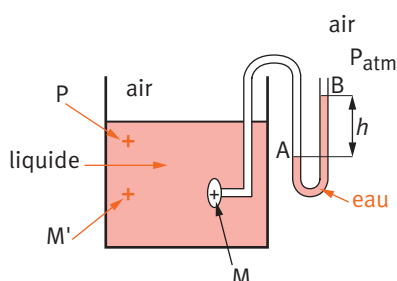
Répondre par vrai ou faux en justifiant votre réponse.

- ❶ La pression en D est égale à la pression atmosphérique.
- ❷ La pression de l'eau en C est supérieure à la pression en B.
- ❸ La pression de l'eau en A est supérieure à la pression en B.
- ❹ D'après la loi fondamentale de la statique des fluides, la différence de pression entre les points A et B situés dans l'eau s'exprime par : $P_B - P_A = \rho_{eau}gh$.



Exercice 5 Capsule manométrique

Une capsule manométrique reliée à un tube en U contenant de l'eau est plongée dans un récipient contenant un liquide:



Données : $g = 10 \text{ N/kg}$; $\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$; $P_{\text{atm}} = 1,000.10^5 \text{ Pa}$.

- 1 La dénivellation dans le tube en U représenté sur le schéma ci-dessus vaut $h = 5,0 \text{ cm}$.

Calculer la pression P_A au point A sachant que $P_B = P_{\text{atm}}$

Cette pression est celle qui règne également au point M.

- 2 On déplace la capsule manométrique au point M' situé dans le même plan horizontal que le point M.

Comparer les pressions aux points M et M'. Justifier.

- 3 On déplace la capsule manométrique au point P. Comparer les pressions aux points M et P. Justifier.

Exercice 6 Plongée

En 1989, l'Italienne Angéla BANDINI établit un nouveau record du monde féminin de plongée sous-marine en apnée (absence de respiration).

La descente eut lieu jusqu'à 107 mètres sous la surface de l'océan. A cette profondeur règne une très forte pression causée par l'eau environnante.

Données : $g = 9,81 \text{ N/kg}$; masse volumique de l'eau salée (océan) : 1040 kg.m^{-3} ; masse volumique de l'eau douce : 1000 kg.m^{-3} .

- 1 Rappel de la définition générale de la pression due à une force $\vec{F}$ s'exerçant perpendiculairement et uniformément sur une surface pressée d'aire notée S . Préciser les unités employées, dans le système international, de l'intensité de la force $\vec{F}$ et de la mesure de S .
- 2 Lors de la plongée évoquée, la pression atmosphérique régnant à la surface libre de l'océan était égale à $p_{\text{atm}} = 10^5 \text{ Pa}$.
 - a - Donner l'expression littérale de la différence de pression $P_B - P_A$ régnant entre deux points B et A d'un liquide homogène en équilibre. Que représentent les lettres ρ , g et h ?
 - b - Calculer numériquement la différence de pression $P_B - P_A$ existant entre le point A, situé à la surface libre de l'océan, et le point B situé à 107 mètres de profondeur.
 - c - En déduire la pression P_B régnant à la profondeur de 107 mètres atteinte lors de l'exploit réalisé en 1989.
 - d - Calculer alors la valeur numérique de la force pressante s'exerçant sur $1,00 \text{ cm}^2$ de la peau du plongeur au point le plus bas de la plongée.
- 3 Afin de connaître la profondeur atteinte, le plongeur dispose d'un appareil mesurant la pression à l'endroit où il se trouve. Comment s'appelle ce type d'appareil ?

Donnerait-il la même indication, à la même profondeur, si la plongée s'effectuait en eau douce ? Pourquoi ?

Les médicaments : synthèse

Un **médicament** est une substance ou préparation administrée en vue d'établir un diagnostic médical, de traiter ou de prévenir une maladie, ou de restaurer, corriger, modifier des fonctions organiques. ou une composition présentée comme possédant des propriétés curatives, préventives ou administrée en vue d'établir un diagnostic.

La fabrication d'un médicament nécessite parfois des réactifs dissous en solution aqueuse.

A

L'amoxicilline

L'**amoxicilline** est un antibiotique très utilisé.

La notice du médicament indique les renseignements suivants :

Composition : Amoxicilline. Poudre à 250 mg / 5 mL : une cuillère-dose de 5 mL contient 250 mg d'amoxicilline.

Arômes, acide citrique, benzoate de sodium, saccharose.

Forme pharmaceutique : poudre pour solution buvable. Flacon de 60 mL.

Posologie : les doses prescrites peuvent varier, chez l'enfant, de 25mg/kg à 150 mg/kg par 24 heures.

Préparation de la solution :

1. Remplir le flacon d'eau minérale, de préférence non gazeuse, jusqu'au trait.
2. Refermer et agiter jusqu'à obtention d'un liquide homogène.
3. Si nécessaire, compléter à nouveau d'eau, jusqu'au trait.
4. Agiter de nouveau.

Activité 1 *De quelle forme galénique s'agit-il ?*

Activité 2 *Comment appelle-t-on ces substances : arômes, acide citrique, benzoate de sodium, saccharose ?*

Activité 3 *Lors de la préparation de la solution que signifie le terme « homogène » ?*

Activité 4 *Lorsque la solution a été correctement préparée, quelle masse totale d'amoxicilline contient le flacon ?*

Activité 5 La masse de la poudre initiale est largement supérieure à cette valeur. Expliquer pourquoi.

Activité 6 En déduire la concentration massique d'amoxicilline dans la solution.

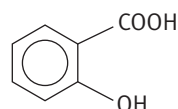
Activité 7 Combien de flacons, un enfant de 30 kg suivant la posologie de 150mg/kg par 24 heures, aura-t-il besoin par jour ?



L'aspirine

Dès l'Antiquité, certains médecins grecs prescrivait des infusions à base de feuilles de saule pour soigner les maux de tête ou la fièvre.

Bien plus tard, on a extrait de ces feuilles le principe actif : l'acide salicylique de formule :



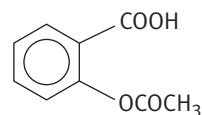
En 1859, le chimiste allemand Kolbe fut le 1^{er} à synthétiser cette molécule ; elle était en tout point identique à la molécule naturelle.

Cependant, elle présentait quelques effets secondaires sur l'organisme, en particulier des douleurs gastriques.

Aussi, en 1897, un autre chimiste allemand, Hoffmann fut le premier à synthétiser un dérivé de l'acide salicylique, l'acide acétylsalicylique qui ne présente pas cet effet secondaire et, de plus a un effet antipyrétique et antalgique supérieur.

Ainsi est né le principe actif de l'**Aspirine**.

Activité 8 Citer 2 raisons pour lesquelles les chimistes ont cherché à synthétiser l'acide acétylsalicylique.



Activité 9 Quelle différence structurale existe-t-il entre l'acide acétylsalicylique et l'acide salicylique ?

Activité 10 Quel montage réaliser pour synthétiser l'acide acétylsalicylique ?

Séquence 7

Consignes de travail

- ▶ Étudiez le chapitre 9 de physique et les chapitres 1, 2 et 4 de chimie des « Notions fondamentales » :

Physique : La force gravitationnelle

Chimie : Modèle de l'atome, Les éléments chimiques et Classification périodique des éléments

- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.
- ▶ Résolvez le devoir autocorrectif 3 de physique et de chimie.

Sommaire

1. Pourquoi la Lune ne tombe pas sur la Terre ?

Exercices

2. Éléments chimiques dans l'Univers

Devoir autocorrectif

Partie 1

Physique

Pourquoi la Lune ne tombe pas sur la Terre ?

A

Mouvement d'un projectile sur Terre

1. Projectile lâché sans vitesse initiale

Activité 1

Prenez une feuille de papier A4 dans la main droite et un livre de même format dans la main gauche; lâchez-les à plat d'une hauteur de 1 mètre environ sans vitesse initiale.

a) Les mouvements de ces deux corps sont-ils identiques ?

Posez la feuille de papier A4 sur le livre et laissez-les tomber à plat d'une hauteur de 1 mètre.

b). Les mouvements de ces deux corps sont-ils identiques ?

c) Justifier les différences observées entre les deux expériences effectuées.

Si on lâche une bille et une plume dans un tube où l'on a fait le vide (expérience du tube de Newton); la plume et la bille ont le même mouvement; la trajectoire est verticale.

En chute libre, c'est-à-dire lorsque les corps ne sont soumis qu'à leur poids, le mouvement de ces corps est indépendant de leur masse.

2. Projectile lancé (avec une vitesse initiale)

a - Modifions la valeur de la vitesse initiale lorsque le projectile est lancé horizontalement ($\alpha = 0$).

Activité 2

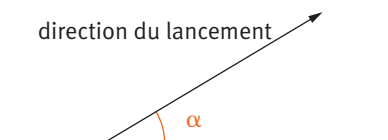
Prenez une bille (ou une balle, ...) et faites la rouler vers le bord d'une table pour qu'elle chute de cette table sur le sol.

Que peut-on dire du point d'impact sur le sol si l'on augmente la vitesse initiale de la bille en la faisant rouler de plus en plus vite ?

b - Modifions la direction du lancement tout en gardant la même valeur de la vitesse.

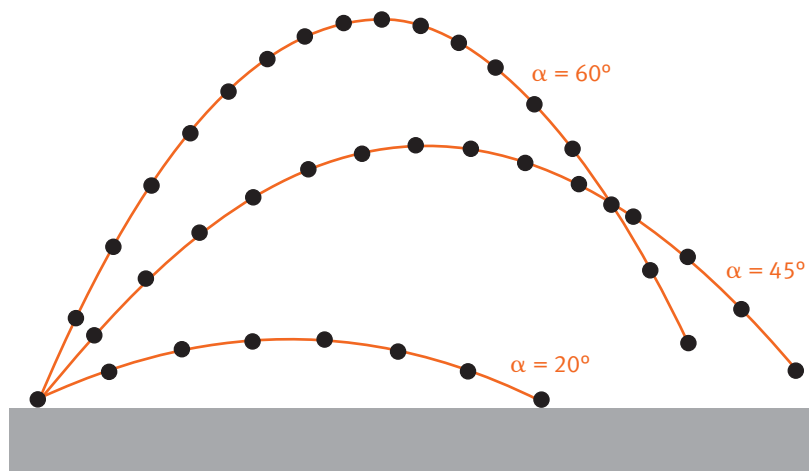
Le projectile est lancé dans l'air. La direction du lancement fait un angle α avec l'horizontale.

On considère que les forces de frottement sont négligeables de même que la Poussée d'Archimède.



Activité 3

- ❶ Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement du projectile ?
- ❷ Pourquoi peut-on dire avec certitude, en observant les trajectoires, que le projectile est soumis à au moins une force ?
- ❸ Quelle est la valeur de l'angle qui permet au projectile d'aller le plus loin ?
- ❹ Quelle est la valeur de l'angle qui permet au projectile d'aller le plus haut ?



La trajectoire est différente suivant la valeur de l'angle de lancement.

Le mouvement d'un projectile est modifié si l'on modifie :

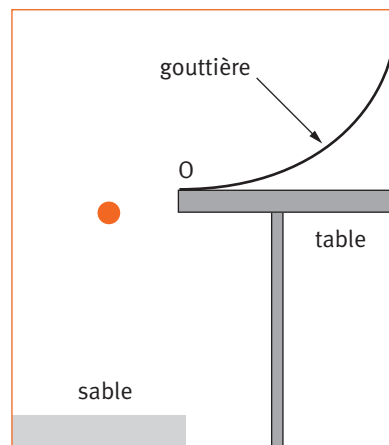
- ✓ la direction du lancement
- ✓ ou la valeur de la vitesse initiale.

3. Etude d'un enregistrement

Activité 4

On étudie le mouvement d'une balle qui tombe d'une gouttière placée sur une table horizontale; ce dispositif permet de faire varier la valeur de la vitesse de la balle lorsqu'elle quitte la table en O.

La chute libre de la balle avec vitesse initiale horizontale a été enregistrée à l'aide d'un appareil de chronophotographie à visée horizontale; cet appareil a été placé face au montage; il a permis d'obtenir



*une chronophotographie (intervalle de temps: $1/30^e$ s) du mouvement.
A partir de la reproduction de cette chronophotographie (voir page suivante) marquer le centre de la balle pour chaque position et tracer les horizontales et verticales passant par ces points.*

a) Indiquer sur l'axe horizontal Ox à quel niveau se trouve la balle pour chacune de ces positions.

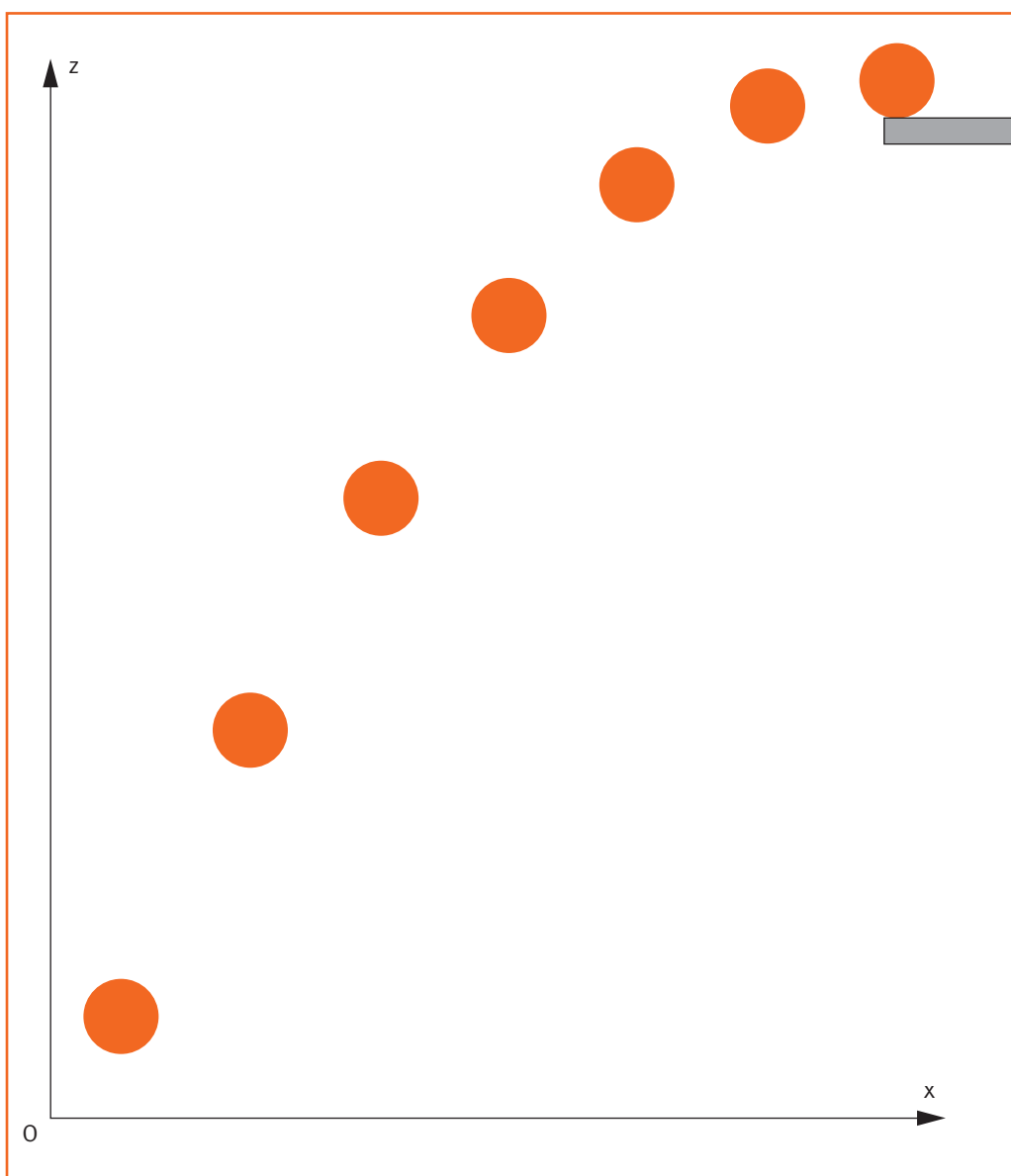
Quelle est la nature du mouvement suivant l'axe Ox c'est-à-dire suivant l'horizontale ?

b) Indiquer sur l'axe vertical Oz à quel niveau se trouve la balle pour chacune de ces positions.

Quelle est la nature du mouvement suivant l'axe Oz c'est-à-dire suivant la verticale ?

c) Sur la reproduction, représenter la force exercée sur la balle (on négligera la force exercée par l'air).

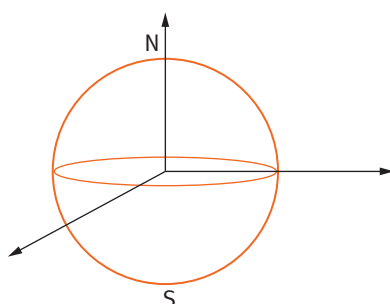
Justifier alors, en utilisant le principe d'inertie, le mouvement horizontal de la balle puis le mouvement vertical de la balle.



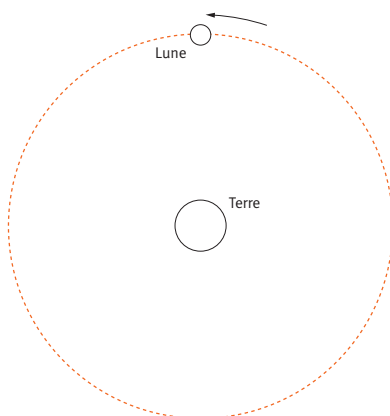
1. Trajectoire de la Lune dans le référentiel géocentrique

Le mouvement de la Lune (comme le mouvement des satellites de la Terre) est étudié dans le référentiel géocentrique.

Le référentiel géocentrique peut être assimilé au globe terrestre privé de son mouvement de rotation autour de lui-même (sur le schéma ci-contre, les trois axes ayant pour origine le centre de la Terre sont dirigés vers des étoiles fixes).



On ne considère que le mouvement de translation circulaire de la Lune.



Activité 5 Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Lune tourne autour de la Terre sur une orbite pratiquement circulaire de rayon 384 000 km.

Exprimer et calculer la vitesse de la Lune sachant qu'elle met 29,5 jours pour faire un tour.

2. Principe d'inertie dans le référentiel géocentrique

Le principe d'inertie reste valable dans le référentiel géocentrique.

- Activité 6**
- ❶ Rappeler l'énoncé du principe d'inertie.
 - ❷ Pourquoi peut-on dire avec certitude que la Lune est soumise à au moins une force ?
 - ❸ Quelle est cette force ?

3. Lancement d'un satellite de la Terre

La chute des corps sur Terre ou le mouvement des satellites résultent de la même force: la force gravitationnelle.

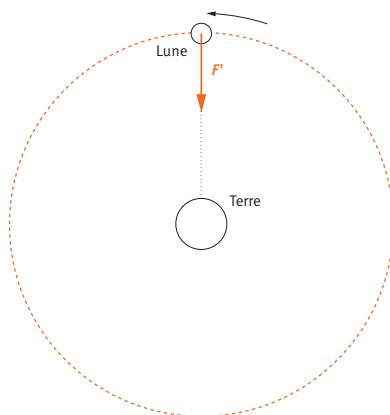
La trajectoire d'un satellite artificiel de la Terre dépend de la vitesse à laquelle il a été lancé.

Le lancement s'effectue en deux phases :

- ✓ une première phase de montée en altitude pour échapper aux forces de frottement de l'atmosphère,
- ✓ suivie d'une deuxième phase de mise en orbite où la direction et la valeur de la vitesse imposent la trajectoire ultérieure.

Pour une vitesse suffisamment élevée, la courbure de la trajectoire devient équivalente à celle de la Terre: l'objet est satellisé.

- Activité 7**
- Le mouvement de la Lune est circulaire uniforme ; on considère que la Lune n'est soumise qu'à la force gravitationnelle exercée par la Terre.*
- La force gravitationnelle est perpendiculaire à la direction du mouvement puisque la direction de cette force passe par le centre de la Terre.*
- On sait aussi qu'une force peut modifier la valeur de la vitesse d'un corps en mouvement et (ou) peut aussi modifier la direction de son mouvement.*



- ① *La vitesse de la Lune est-elle modifiée par la force gravitationnelle ?*
- ② *La direction du mouvement est-elle modifiée par la force gravitationnelle ?*
- ③ *Pourquoi la Lune « ne tombe-t-elle pas » sur la Terre ?*

E

exercices

Exercice 1 *Vrai ou faux*

Répondre par vrai ou faux en justifiant la réponse:

- Le principe d'inertie n'est valable que dans le référentiel terrestre.
- La masse d'un satellite tournant autour de la Terre est brusquement divisée par 2; la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite est donc aussi divisée par 2.
- Les centres de deux boules de pétanque sont distants de 1 m l'un de l'autre; ces boules exercent l'une sur l'autre une force gravitationnelle. Si la distance entre les centres de ces deux boules est multipliée par 2, la valeur de la force gravitationnelle sera divisée par 4.
- La valeur de la force exercée par la Terre sur une pomme est plus importante que la valeur de la force exercée par cette pomme sur la Terre.

Exercice 2 *Interaction entre deux électrons*

Exprimer puis calculer la valeur de la force gravitationnelle existant entre deux électrons de masse $0,91 \cdot 10^{-30}$ kg distants de 10^{-10} m.

Exercice 3 *Balle de tennis*

Données : $m = 58$ g ; $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ SI; rayon de la Terre : $R_T = 6380$ km ; masse de la Terre : $M_T = 5,98 \cdot 10^{24}$ kg; $g = 9,81$ N.kg $^{-1}$.

- Exprimer et calculer la valeur de la force d'interaction gravitationnelle F exercée par la Terre sur une balle de tennis de masse m en mouvement.
- Exprimer et calculer la valeur du poids de la balle de tennis.

Exercice 4 *Chute libre d'une boule de pétanque*

On étudie la chute d'une boule de pétanque dans l'air.

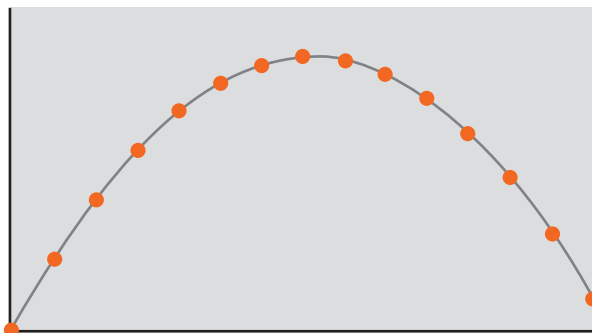
A différentes hauteurs H de chute, on a mesuré la vitesse v atteinte par la boule

H (m)	0,0	0,5	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0
v (m.s $^{-1}$)	0,00	3,13	4,43	6,26	7,67	8,85	9,90

En utilisant votre calculatrice et une feuille de papier millimétré (ou un tableur sur ordinateur), rechercher la relation existant entre v et H pour la chute de la boule; on recherchera une relation de proportionnalité entre v et H ou entre v et $\sqrt{H}$.

Exercice 5 *Trajectoire d'un projectile*

Montrer en utilisant la même méthode que dans l'activité 4 que le mouvement du projectile est uniforme suivant l'horizontale.

**Exercice 6** *Collision entre la Terre et le satellite Météosat*

- ① Faire un schéma comprenant la Terre et la trajectoire circulaire du satellite; représenter sur ce schéma la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite.
- ② Pourquoi le satellite Météosat n'entre-t-il pas en collision avec la Terre alors qu'il subit la force gravitationnelle exercée par la Terre ?

Partie 2

Chimie

Éléments chimiques dans l'Univers

Au sein des étoiles se forment des éléments chimiques qui font partie des constituants de l'Univers. La matière qui nous entoure présente une unité structurale fondée sur l'universalité des éléments chimiques.

L'Univers est constitué d'étoiles, de planètes et parfois d'êtres vivants. La matière est formée par des molécules elles-mêmes constituées d'atomes.

Le **Soleil** est l'étoile centrale de notre système solaire. C'est une étoile émettant de la lumière, et composée d'hydrogène (74% de la masse de l'étoile) et d'hélium (24 % de la masse).

Le Soleil trouve son énergie dans les réactions de fusion nucléaire qui transforment, en son noyau, l'élément hydrogène en élément hélium.

Activité 1 Définir un élément chimique

L'équation de réaction nucléaire s'écrit : $4\,{}^1_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{X} + 2\,{}^0_{-1}\text{e}$

Activité 2 Quel élément chimique correspond à X ? Trouver son symbole.

Activité 3 Donner la composition de l'atome X.

Activité 4 Il existe les noyaux ${}^4_2\text{He}$: et ${}^3_2\text{He}$: Qu'est-ce qui les différencie ? Comment les nomme-t-on l'un par rapport à l'autre ?

D'autres réactions de fusion successives peuvent se produire dans le cœur de l'étoile pour former par exemple des noyaux de fer.

Activité 5 Quel est le symbole de l'élément fer ?

Activité 6 Un des isotopes du fer contient 30 neutrons et a pour symbole : ${}^{56}\text{Fe}$: Donner la composition de cet atome.

Activité 7 Donner la composition de l'ion ${}^{56}\text{Fe}^{3+}$:

Activité 8 Quel chimiste a conçu la classification périodique des éléments telle qu'on l'utilise de nos jours et en quelle année ?

Devoir autocorrectif

Exercice 1 On souhaite comparer l'effet du poids lunaire et l'effet du poids terrestre sur le mouvement d'une boule de pétanque.

Données : masse d'une boule de pétanque : $m = 700 \text{ g}$; masse de la Lune : $M_L = 7,34.10^{22} \text{ kg}$; rayon de la Lune : $R_L = 1738 \text{ km}$; intensité de la pesanteur sur la Lune : $g_L = 1,62 \text{ N.kg}^{-1}$; intensité de la pesanteur sur la Terre : $g_T = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$; $G = 6,67.10^{-11} \text{ SI}$.

- 1 a) Exprimer et calculer la valeur P_L du poids d'une boule de pétanque sur la Lune.
b) Exprimer et calculer la valeur F de la force de gravitation exercée par la Lune sur une boule de pétanque.
c) Comparer les valeurs des deux forces et conclure.
- 2 Exprimer et calculer la valeur P_T du poids d'une boule de pétanque sur la Terre.
- 3 La trajectoire d'une boule de pétanque sera-t-elle la même sur la Lune et sur la Terre si on lance la boule avec une vitesse initiale horizontale et de même valeur ?

Exercice 2 Le système de radionavigation par satellite GALILEO repose sur une constellation de trente satellites. Le satellite Giove-B en fait partie et a été lancé en avril 2008.

Données :

Constante de gravitation : $G = 6,67.10^{-11} \text{ SI}$.

La Terre est supposée sphérique et homogène. On appelle O son centre, sa masse $M_T = 5,98.10^{24} \text{ kg}$ et son rayon $R_T = 6,38.10^3 \text{ km}$.

Le satellite Giove-B a une masse $m_S = 500 \text{ kg}$. Il est supposé soumis à la seule interaction gravitationnelle due à la Terre, et il décrit un cercle de centre O, à l'altitude $h = 23,2.10^3 \text{ km}$.

- 1 Dans quel référentiel le mouvement du satellite est-il décrit ?

- 2 Montrer en utilisant le principe d'inertie que le satellite est au moins soumis à une force.
- 6 Sans souci d'échelle, faire un schéma représentant la Terre, le satellite sur sa trajectoire et la force exercée par la Terre sur le satellite.
- 4 En utilisant les notations de l'énoncé, donner l'expression de la valeur de cette force.
- 5 Calculer la valeur de la force exercée par la Terre sur le satellite.

La force exercée par le satellite sur la Terre est-elle inférieure, égale ou supérieure à la force exercée par la Terre sur le satellite.

Séquence 8

Consignes de travail

- ▶ Étudiez les chapitres 9 et 10 de physique et les chapitres 6 et 10 de chimie des « Notions fondamentales » :
Physique : La force gravitationnelle et l'Univers.
Chimie : Les solutions aqueuses et La réaction chimique
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique et de chimie.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ces chapitres.

Sommaire

1. Observation de l'Univers

Exercices

2. Besoins et réponses de l'organisme lors d'une pratique sportive

Partie 1

Physique

Observation de l'Univers

A

Relativité du mouvement dans le système solaire

Le système solaire est constitué d'une étoile (le Soleil) et de huit planètes.

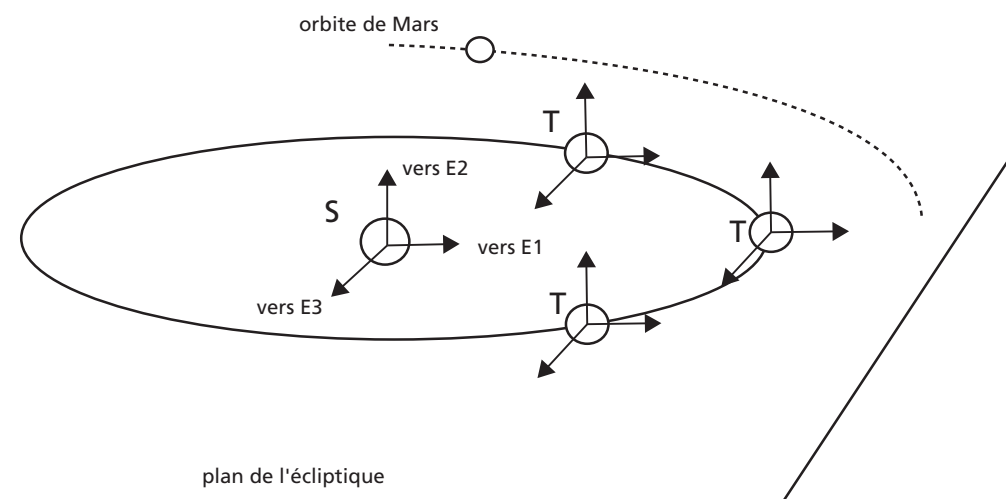
Pour étudier le mouvement d'une bille sur la Terre, le mouvement de la Lune autour de la Terre ou le mouvement de la planète Mars autour du Soleil, il est nécessaire à chaque fois de préciser le référentiel d'étude.

Pour étudier le mouvement d'objets sur Terre, on utilise le référentiel terrestre.

Le mouvement d'un satellite de la Terre (Lune ou satellite artificiel) est décrit en utilisant le référentiel géocentrique.

Un repère lié à ce référentiel a son origine au centre de la Terre et trois axes dirigés vers des étoiles lointaines.

Le mouvement des planètes peut être décrit en utilisant le référentiel héliocentrique dont l'origine du repère est le centre d'inertie du soleil et dont les axes sont dirigés vers des étoiles lointaines E_1 , E_2 et E_3 .



En conclusion, nous utiliserons comme référentiel d'étude

- Le référentiel terrestre pour l'étude des mouvements sur Terre.
- Le référentiel géocentrique pour l'étude des satellites de la Terre,
- Le référentiel héliocentrique pour l'étude du mouvement des planètes du système solaire.

B

Observation de la Terre par les satellites

Un satellite géostationnaire est un satellite artificiel qui se trouve sur une orbite située à 35786 km d'altitude et qui possède une période de révolution égale à la période de rotation de la Terre. Il paraît immobile par rapport à un point de référence à la surface de la Terre. Un satellite géostationnaire se situe forcément dans le plan de l'équateur.

Ces satellites étant placés à une altitude élevée, ils peuvent pratiquement observer la superficie de la Terre entière (à part les pôles).

Les satellites géostationnaires sont mis en orbite en passant d'une orbite circulaire de basse altitude à une orbite de transfert elliptique puis atteignent l'orbite circulaire définitive.

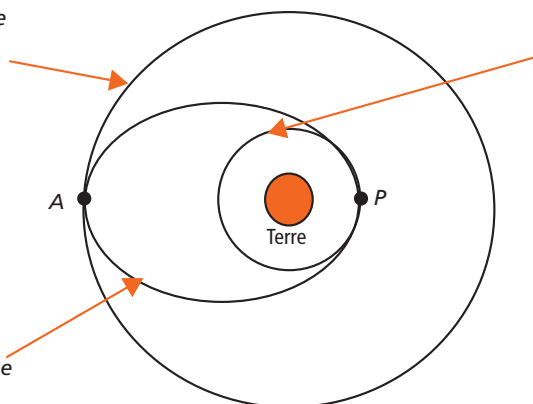
Orbite géostationnaire
définitive ; altitude

$$h' = 3,6 \cdot 10^4 \text{ km}$$

Orbite circulaire basse

$$\text{Altitude : } h = 6,0 \cdot 10^2 \text{ km}$$

Orbite de
transfert elliptique



Activité 1 On étudie le mouvement du satellite géostationnaire météorologique Météosat.

- 1 Dans quel référentiel étudie-t-on ce mouvement ?
- 2 Le mouvement du satellite est circulaire et uniforme sur l'orbite géostationnaire.
Pourquoi peut-on affirmer que ce satellite est au moins soumis à une force ?

- 3 Quelle est cette force ?
- 4 On propose trois trajectoires hypothétiques de satellite en mouvement circulaire uniforme autour de la Terre.

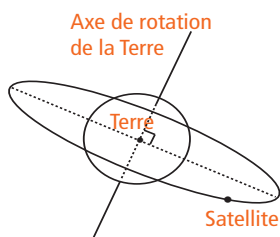


Figure 1

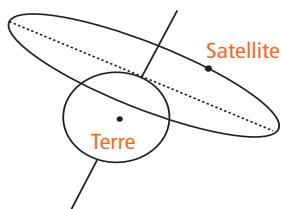


Figure 2

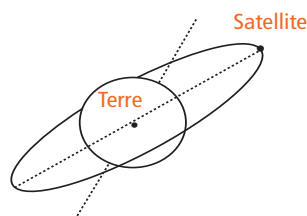


Figure 3

- a. Montrer que, seule, l'une de ces trajectoires est incompatible avec les lois (ou principes) de la mécanique.
- b. Quelle est la seule trajectoire qui peut correspondre au satellite géostationnaire ?



Observation de Saturne par une sonde spatiale

La sonde spatiale Cassini-Huygens a été lancée en octobre 1997 de Cap Canaveral aux États-Unis avec pour objectif l'étude de la planète Saturne et de certains de ses satellites, dont Titan.

Cette sonde spatiale, composée de la sonde Cassini et du module Huygens, est arrivée en orbite autour de Saturne en juillet 2004 ; le module Huygens a atterri sur Titan en 2005.



Document de la NASA.

La sonde a déjà permis d'étudier la structure des anneaux de Saturne et Titan, de découvrir de nouvelles « lunes » de Saturne.

La sonde Cassini-Huygens utilise « l'assistance gravitationnelle » en passant dans le voisinage de Vénus, de la Terre et de Jupiter ; cela lui permet d'obtenir une vitesse suffisante pour atteindre Saturne après avoir parcouru 3,5 milliards de kilomètres.

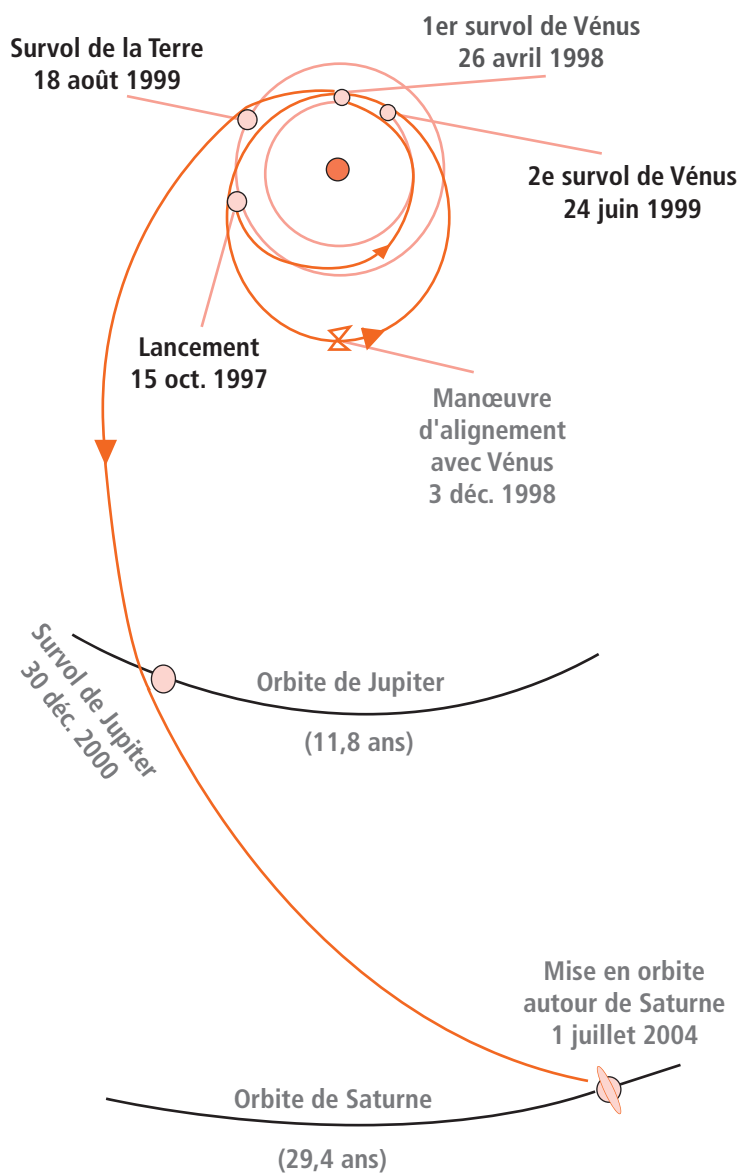
Le voyage vers Saturne a été effectué en utilisant à quatre reprises l'assistance gravitationnelle :

Vénus en avril 1998 et en juin 1999, la Terre en août 1999 et Jupiter en décembre 2000

Le 30 décembre 2000, la sonde survole Jupiter à 9,7 millions de kilomètres et à une vitesse de 11,6 km/s.

Activité 2

- ❶ Dans quel référentiel étudie-t-on le mouvement de Saturne autour du Soleil ?
- ❷ Par analogie avec l'étude du mouvement des satellites de la Terre, dans quel type de référentiel pourra-t-on étudier le mouvement de la sonde Cassini-Huygens autour de Saturne ?
- ❸ Que signifie l'expression « assistance gravitationnelle » ? Expliquer l'apport de Vénus sur le mouvement de la sonde.
- ❹ Exprimer la vitesse de la sonde en km.h^{-1} lorsqu'elle survole Jupiter le 30 décembre 2000 (on exprimera la vitesse en notation scientifique avec deux chiffres significatifs) ? Quel est l'ordre de grandeur de la vitesse en km.h^{-1} ?



Document de la NASA.

Exercices

Exercice 1 *Référentiel*

Quel est le référentiel le plus adapté pour étudier le mouvement de Jupiter autour du Soleil ?

Exercice 2 *Ordre de grandeur*

Remplir le tableau suivant en donnant les ordres de grandeurs en m.

	Année de lumière	Distance Neptune-Soleil	Rayon de l'atome d'hydrogène	Diamètre de la Terre	Diamètre d'un atome de césium
Longueur	$9,45 \cdot 10^{12}$ km	$4497 \cdot 10^6$ km	53 pm	12800 km	0,60 nm
Ordre de grandeur (en m)					

Exercice 3 *Planètes du système solaire*

Le tableau ci-dessous présente les diamètres des planètes du système solaire ainsi que leurs distances au Soleil.

Planète	Diamètre (km)	Distance au soleil (km)
Mars	6790	228 millions
Jupiter	143200	778 millions
Saturne	119300	1427 millions
Mercure	4880	58 millions
Vénus	12300	108 millions
Terre	12756	150 millions
Uranus	47100	2870 millions
Neptune	51000	4497 millions

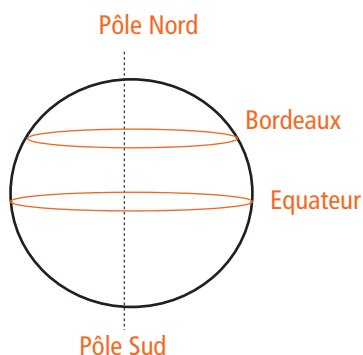
- 1 Ecrire toutes les distances (en km) en notation scientifique en ne gardant que 2 chiffres significatifs.
- 2 Ranger ces planètes par ordre décroissant de taille puis par ordre croissant de distance au Soleil.

- 3 Quelles sont les planètes dont les diamètres sont du même ordre de grandeur que celui de la Terre ?

Exercice 4 *Mouvement de la Terre*

Par rapport aux étoiles fixes, la Terre tourne sur elle-même autour de l'axe Pôle Sud - Pôle Nord en 23 heures 56 minutes.

- Quelle est la vitesse d'un objet situé à l'équateur où le rayon terrestre vaut 6380 km ?
- Quelle est la vitesse d'un objet situé à Bordeaux où la distance à l'axe Pôle Sud - Pôle Nord est d'environ 4510 km ?



Rotation de la Terre autour de l'axe des pôles.

Exercice 5 *Vénus et la pomme*

Qu'y-a-t-il de commun entre la chute d'une pomme sur Terre et le mouvement de Vénus autour du Soleil ?

Exercice 6 *Interaction gravitationnelle entre le Soleil et Mars*

La planète Mars et le Soleil peuvent être considérés comme des corps à symétrie sphérique

Données: masse de la planète Mars: $6,42 \cdot 10^{23}$ kg; masse du Soleil: $1,99 \cdot 10^{30}$ kg ; distance moyenne Mars-Soleil : $2,28 \cdot 10^8$ km ; $G = 6,67 \cdot 10^{-11}$ SI.

- Représenter la force gravitationnelle exercée par la planète Mars sur le Soleil. Déterminer sa valeur.
- Représenter la force gravitationnelle exercée par le Soleil sur la la planète Mars. Sa valeur est-elle identique à celle de la force exercée par Mars sur le Soleil ?

Exercice 7 *Exoplanète*

La première exoplanète a été découverte en 1995 ; elle est en orbite autour de l'étoile 51 Pégasi située à 50 al de la Terre.

- Définir ce qu'est une exoplanète.
- Après avoir rappelé la définition et la valeur de l'année de lumière, donner l'ordre de grandeur de la distance (en km) de la Terre à l'étoile 51 Pégasi.

Partie 2

Chimie

Besoins et réponses de l'organisme lors d'une pratique sportive

Lors d'une activité physique, des transformations chimiques ou physiques se produisent et s'accompagnent d'effets thermiques. Les apports alimentaires permettent de compenser les pertes dues au métabolisme et à l'effort.

A

Les boissons du sportif

L'eau constitue environ 70 % du corps humain en masse. C'est donc l'espèce chimique la plus abondante dans notre organisme. Elle sert de solvant pour toutes les réactions chimiques se produisant dans notre corps et elle permet aussi sa régulation thermique surtout pour le sportif pendant l'effort.

La réhydratation du corps est donc très importante pour le sportif pendant son activité.

L'apport d'eau n'est pas suffisant : il faut aussi apporter, en buvant, des nutriments tels le glucose, indispensable pour le bon fonctionnement des muscles.

D'où la vente dans le commerce de boissons dites « énergisantes » .

Activité 1 Que signifie le mot « énergisante » ?

Activité 2 Calculer la masse molaire du glucose de formule brute : $C_6H_{12}O_6$.

Données : Masses molaires atomiques (en $g.mol^{-1}$) : H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0

Une boisson énergisante contient du glucose à la concentration massique d'environ $30 g.L^{-1}$.

Activité 3 En déduire la concentration molaire de cette boisson en glucose.

Un sportif dilue une boisson énergisante de concentration initiale en glucose $30 g.L^{-1}$ de la manière suivante :

Dans une bouteille vide de 50,0 mL, il verse 10,0 mL de boisson énergisante et complète la bouteille avec de l'eau.

Activité 4 Calculer la nouvelle concentration massique de la solution diluée ainsi fabriquée.

Activité 5 Quelle masse de glucose contient la bouteille ?



L'énergie du sportif

Lors de son effort, le sportif inspire de l'air ; le dioxygène ainsi capté est assimilé par l'organisme puis réagit avec le glucose pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.

Activité 6 En déduire l'équation chimique de la réaction associée à cette transformation.

S'agit-il d'une transformation physique ou chimique ?

Ce type de transformation (combustion) qui se produit aussi avec les lipides et les glucides assimilés par l'organisme, dégage de l'énergie. Elle est à l'origine de la température de notre corps (37°C) et permet au sportif d'accomplir les efforts physiques nécessaires.

Activité 7 Ecrire l'équation chimique de la combustion de l'acide linoléique (lipide présent dans l'huile de lin) de formule $C_{18}H_{32}O_2$.

Activité 8 Définir les états initial puis final du système si l'on considère le dioxygène comme réactif en excès.

Séquence 9

Consignes de travail

- ▶ Étudiez le chapitre 11 de physique des « Notions fondamentales » :
Physique : Dispersion de la lumière
- ▶ Travaillez les cours d'application de physique.
- ▶ Travaillez les exercices relatifs à ce chapitre.

Sommaire

1. Lumière émise par les étoiles

Exercices

Partie 1

Physique

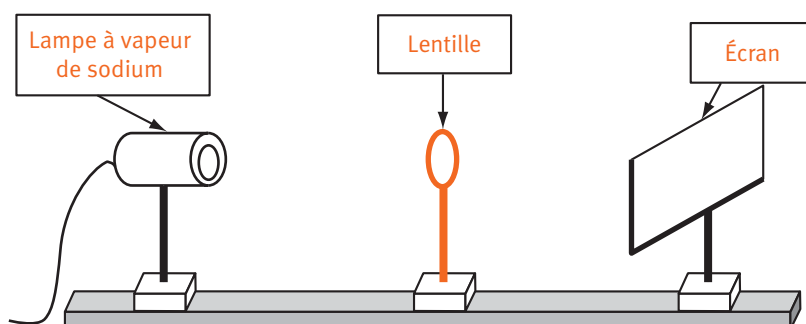
Lumière émise par les étoiles

A

Réalisation d'un spectre de raies

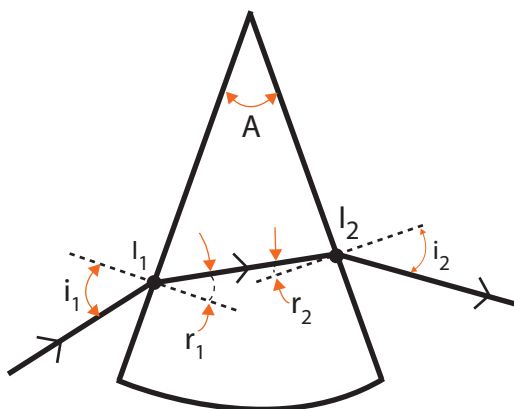
1. Montage

Activité 1 On souhaite réaliser le spectre d'émission de la vapeur de sodium (spectre de raies). Compléter ce schéma afin de réaliser l'expérience.



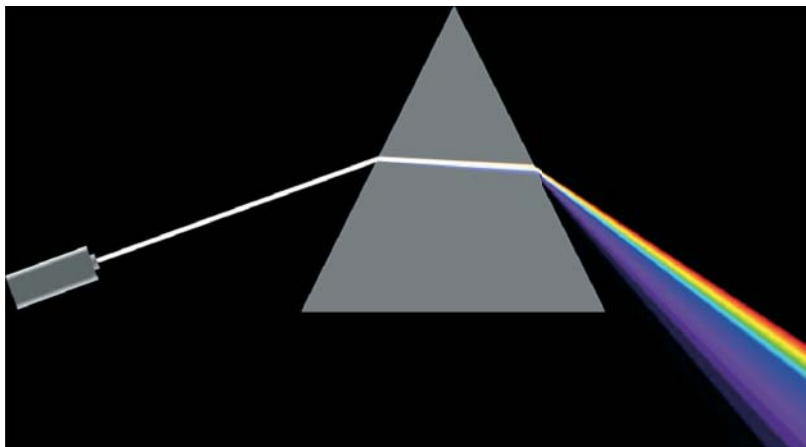
2. Décomposition de la lumière par un prisme

Activité 2



On considère un prisme d'angle A , transparent, homogène d'indice $n = 1,5$ plongé dans l'air d'indice $1,0$.

- 1 Justifier le fait qu'un rayon incident pénètre forcément dans le prisme.
- 2 Ecrire les lois de Descartes aux points I_1 et I_2 .
- 3 Quelle est la radiation lumineuse la plus déviée (rouge ou violet) ?



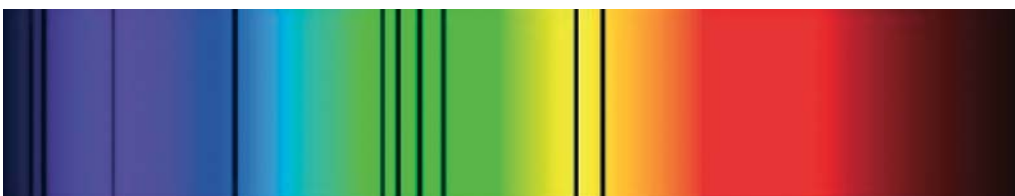
Spectres d'émission et d'absorption

Activité 3 Avec le montage du A-1 on a obtenu le spectre d'émission suivant :



Rechercher parmi les 3 spectres d'absorption proposés ci-dessous, celui qui correspond au même élément.

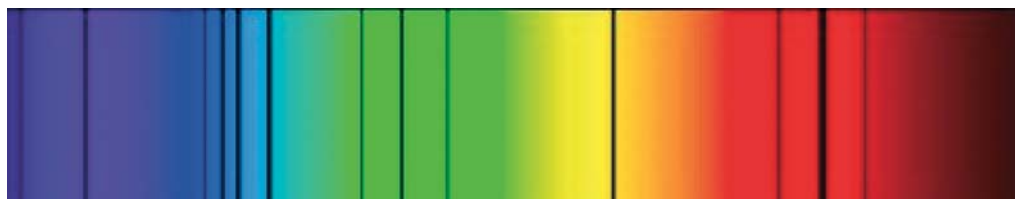
Spectre n°1



Spectre n°2



Spectre n°3



Spectre d'une étoile

Le spectre de la lumière émise par une étoile contient un spectre continu auquel se superposent des raies noires.

Le spectre continu est émis par la surface de l'étoile dont la température est très grande.

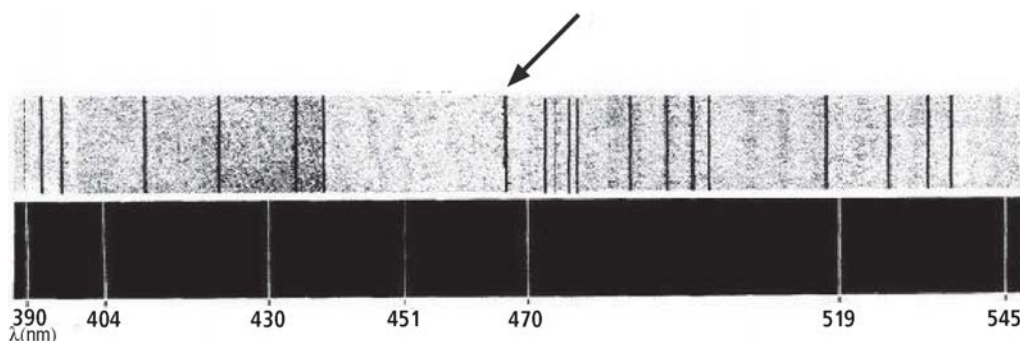
Certaines radiations de cette lumière sont absorbées par le gaz contenu dans les couches périphériques de l'étoile.

Les raies noires qui en résultent sont donc les raies d'absorption des éléments chimiques que contient l'étoile.

Ces raies peuvent être déterminées avec un spectroscopie.

Activité 4 Avec le même spectroscopie, un extrait du spectre d'émission de l'argon a été élaboré. Les deux spectres juxtaposés, ci-dessous, ont la même échelle de longueur d'onde.

Déterminer, en utilisant le spectre de l'argon, la longueur d'onde de la raie marquée d'une flèche noire.



E

xercices

Exercice 1 *Vrai ou faux*

- ❶ La longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.
- ❷ Lors de la dispersion de la lumière blanche par un prisme, la couleur rouge est la plus déviée.
- ❸ Un corps chaud émet un rayonnement continu, dont les propriétés ne dépendent pas de la température.
- ❹ Le spectre de la lumière émise par une étoile est lié à la température de surface de l'étoile et aux entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.
- ❺ Les deux entités chimiques prépondérantes dans la composition chimique du Soleil sont l'oxygène et l'hélium.

Exercice 2 *QCM*

- ❶ Le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure est un spectre
 - a - d'émission continu
 - b - de raies d'émission
 - c - de raies d'absorption
- ❷ Le spectre de la lumière émise par une lampe à incandescence est un spectre
 - a - d'émission continu
 - b - de raies d'émission
 - c - de raies d'absorption
- ❸ Le spectre de la lumière blanche après avoir traversé de la vapeur de sodium est un spectre
 - a - d'émission continu
 - b - de raies d'émission
 - c - de raies d'absorption
- ❹ Le spectre de la lumière émise par le Soleil et analysé sur la Terre est un spectre
 - a - d'émission continu
 - b - de raies d'émission
 - c - de raies d'absorption

- 5 On augmente progressivement la tension d'alimentation dans une lampe à incandescence.

Le spectre de la lumière émise :

- a - s'appauvrit de radiations colorées dans le domaine du violet.
- b - s'enrichit de radiations colorées dans le domaine du violet.

Exercice 3 *Températures des étoiles*

Le soleil est une étoile moyennement chaude (6000°C en surface) et la couleur perçue est jaune.

Les étoiles Rigel et Bételgeuse de la constellation d'Orion sont des étoiles respectivement bleue et rouge.

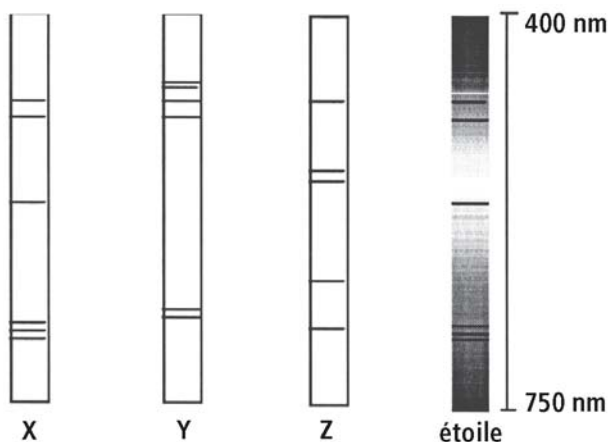
Classer ces étoiles suivant leur température de surface. Justifier.

Exercice 4 *Identification d'un élément à partir d'un spectre*

Le spectre d'une étoile comporte des raies noires sur un fond continu.

La couche périphérique de l'étoile contient un seul des éléments (X, Y ou Z) dont les spectres d'émission sont donnés.

Quel est cet élément ?



Les Cours du



Physique – Chimie
Seconde
Corrigés des activités et des exercices

Rédaction :

Guy Le Parc
Philippe Briand

Coordination :

Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010



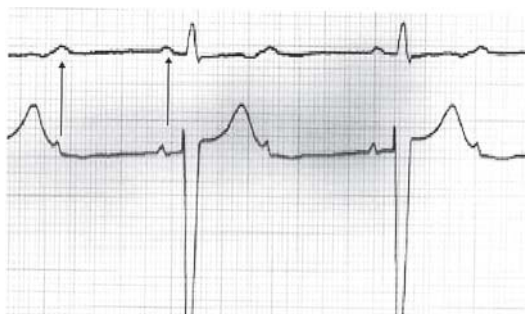
Corrigés des activités

Physique

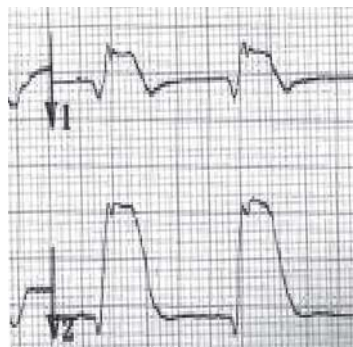
Activité 1

- ❶ W. Einthoven reçoit le prix Nobel de physiologie et médecine en 1924 pour la mise au point du 1^{er} électrocardiographe (1887).
- ❷ 12 électrodes sont placées sur le corps pour faire un ECG.
- ❸ Dans un électrocardiogramme, on mesure l'activité électrique du cœur.

Activité 2



ECG 1

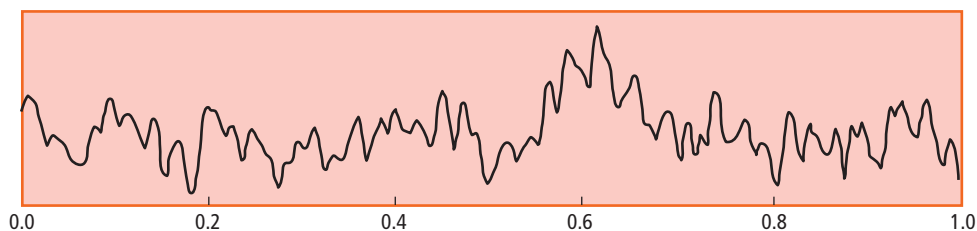


ECG 2



ECG 3

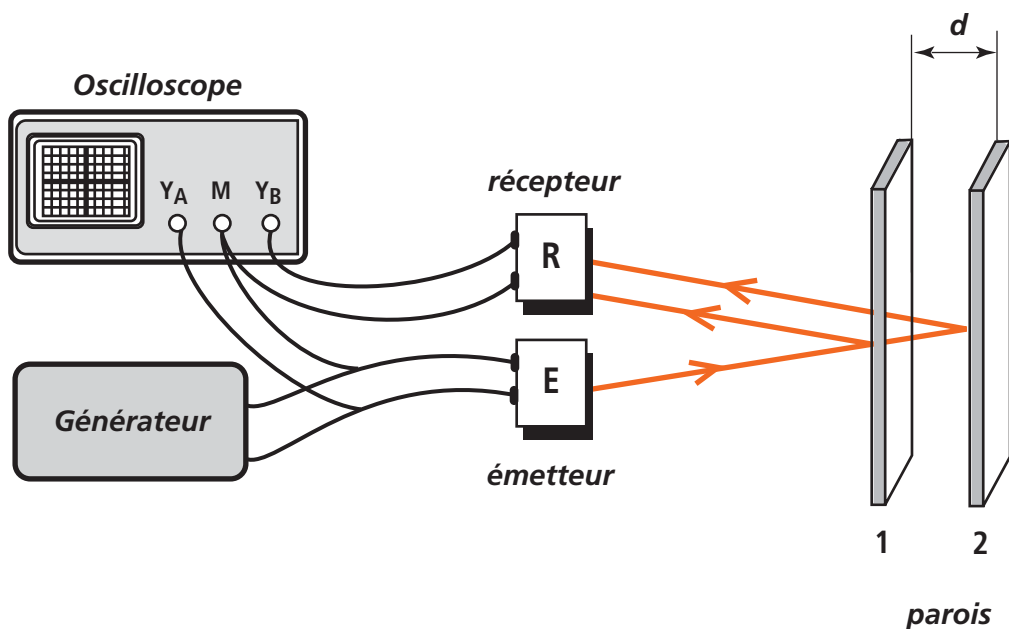
L'enregistrement ECG 2 n'est pas périodique; il ne se reproduit pas identiquement à lui-même.

Activité 3 Enregistrement d'une seconde

Le signal enregistré sur une seconde n'est pas périodique ; il ne se reproduit pas identiquement à lui-même.

Activité 4 Étude d'un document

- ❶ L'ECG a été découverte en 1924.
- ❷ Une vingtaine d'électrodes sont nécessaires pour réaliser un EEG.
- ❸ L'électroencéphalogramme enregistre l'activité électrique du cerveau.

Activité 5

Le décalage en durée Δt entre les deux échos correspond au supplément de distance parcourue par l'onde qui se réfléchit sur la paroi P_2 , c'est-à-dire pratiquement la distance $2d$.

La vitesse est égale au quotient de la distance parcourue par la durée de parcours : $v = \frac{2d}{\Delta t}$.

La distance d séparant les deux parois est donnée par : $d = \frac{v\Delta t}{2}$.

Application numérique : $d = \frac{1500 \times 10 \cdot 10^{-6}}{2} = 0,0075$ m soit environ 7,5 mm.

Activité 6 C'est une analogie avec le marteau de forgeron qui tape sur une enclume.

Le marteau, solidaire du tympan, transmet les vibrations à l'enclume qui fait vibrer à son tour l'étrier (dont le nom rappelle la forme).

C

Corrigés des activités

Chimie

Activité 1 Sodium : Na : $(K)^2 (L)^8 (M)^1$
Calcium : Ca : $(K)^2 (L)^8 (M)^2$
Potassium K : $(K)^2 (L)^8 (M)^8 (N)^1$

Activité 2 Les ions monoatomiques des éléments sodium : Na^+ car $(K)^2 (L)^8$: couches saturées.
Calcium : Ca^{2+} car $(K)^2 (L)^8$: couches saturées.
Potassium K^+ car $(K)^2 (L)^8 (M)^8$: couches saturées.

Activité 3 Il existe aussi l'iode 127, l'iode 129 et l'iode 131.
Les valeurs indiquées indiquent le nombre de nucléons des noyaux.
Ce sont des isotopes.



Corrigés des exercices

Physique

Exercice 1 Oscilloscope

- 1 La sensibilité est 2 V/div, la tension maximale est obtenue en multipliant 3 (3 divisions) par 2 V/div : $U_m = 6V$.
- 2 Le temps de balayage est 5 ms/div, la période est obtenue en multipliant 8 (8 divisions) par 5 ms/div : $T = 40ms$.

La fréquence du signal s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$. A.N. : $f = \frac{1}{40 \cdot 10^{-3}} = 25 \text{ Hz}$.

Exercice 2 Utilisation d'un oscilloscope

La sensibilité est 5 V/div, la tension maximale est obtenue en multipliant 2 (2 divisions) par 5 V/div : $U_m = 10V$.

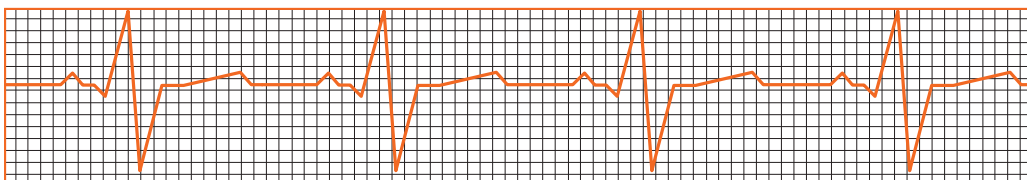
$$\text{A.N. : } U = \frac{10}{\sqrt{2}} = 7,1$$

La fréquence du signal s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

Le temps de balayage est 5 μs /div, la période est obtenue pour 1 division : $T = 5 \mu s$.

$$\text{A.N. : } f = \frac{1}{5 \cdot 10^{-6}} = 200\,000 \text{ Hz}.$$

Exercice 3 ECG

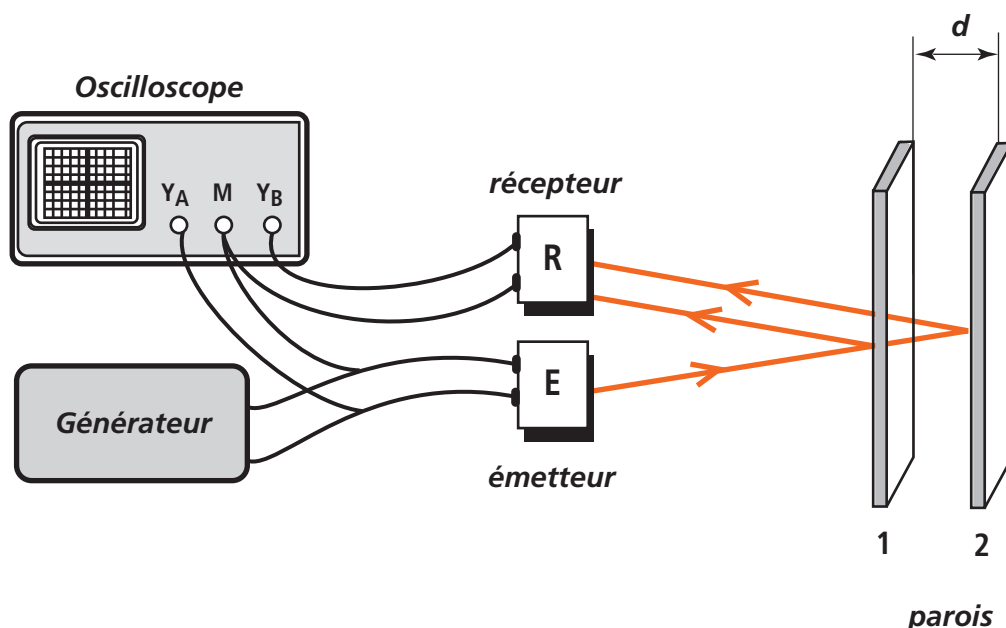




- ❶ La durée d'un cycle cardiaque correspond à 20 carreaux soit 1,0 s.
- ❷ Le rythme cardiaque est égal à $\frac{60}{1,0} = 60$ soit 60 cycles effectués en une minute.

Exercice 4 Échographie

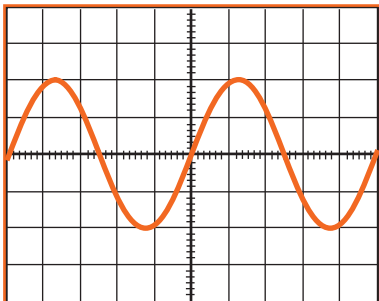
- ❶ Principe de l'échographie.



Le décalage en durée Δt entre les deux échos correspond au supplément de distance parcourue par l'onde qui se réfléchit sur la paroi P_2 .

- ❷ On émet des salves d'ultrasons et non un son continu pour éviter que les ondes réfléchies par différentes parois ne se chevauchent.
- ❸ La vitesse de propagation des sons et des ultrasons dans les tissus humains est de 1500 m.s^{-1} .
- ❹ Les deux fonctions de la sonde ultrasonore utilisées dans un appareil échographique sont l'émission et la réception de l'onde sonore.
- ❺ Selon la perméabilité des tissus rencontrés, l'intensité de l'onde réfléchie est plus ou moins importante ce qui se traduit par des contrastes différents sur les images.

Exercice 5 Hauteur du son

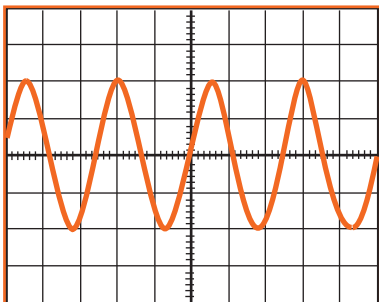


Base de temps : 0,1 ms/div.

La période correspond à (5 div) soit : $T = 0,5$ ms.

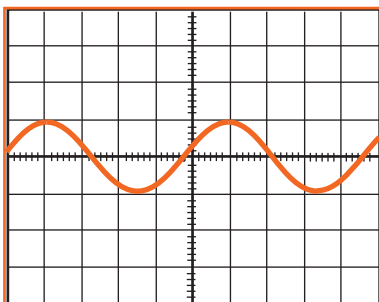
La fréquence du son émis est : $f = \frac{1}{T}$.

Application numérique : $f = 2000$ Hz.



La période correspond à (2,5 div) soit :

$T = 0,25$ ms $\Rightarrow f = 4000$ Hz.



La période correspond à (5 div) soit :

$T = 0,5$ ms $\Rightarrow f = 2000$ Hz.

Le son émis par le haut-parleur est le plus aigu pour l'oscillogramme du milieu ; la fréquence est la plus élevée (4000 Hz).

C

Corrigés des exercices

Chimie

Chapitre 1 Un modèle de l'atome

QCM 1 La charge électrique portée par un électron est égale à

b. $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$

QCM 2 La charge électrique portée par un proton est égale à

a. $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$

QCM 3 2 particules ont une masse presque égale

a. le proton et le neutron

Exercice 1 Composition des atomes

Raisonnons sur l'exemple du lithium : $Z = 3$ donc l'atome contient 3 protons et donc 3 électrons puisqu'il est neutre. De plus, $A = 7$ donc il y a $7 - 3 = 4$ neutrons dans le noyau de l'atome.

Les autres résultats donnent

Élément	${}^1_1\text{H}$	${}^7_3\text{Li}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{20}_{10}\text{Ne}$	${}^{23}_{11}\text{Ne}$	${}^{39}_{19}\text{K}$
Nombre de protons	1	3	7	8	10	11	19
Nombre d'électrons	1	3	7	8	10	11	19
Nombre de neutrons	0	4	7	8	10	12	20

Exercice 2 Représentation symbolique d'atomes

a. 6 protons et 6 neutrons : ${}^{12}_6\text{X}$

b. 17 protons et 18 neutrons ${}^{35}_{17}\text{X}$

c. 92 protons et 143 neutrons ${}^{235}_{92}\text{X}$

Exercice 3 *Concentration de la matière dans l'atome*

Soit l'atome de sodium $^{23}_{11}\text{Na}$

a. La masse **exacte** de cet atome :

$$m_{\text{atome}} = Z.m_{e^-} + Z.m_p + (A-Z).m_n = 11 \times 9,1.10^{-31} + 23 \times 1,67.10^{-27} = 3,84.10^{-26} \text{ kg.}$$

b. La masse **approchée** de cet atome :

$$m \approx A.m_p = A.m_n = 23 \times 1,67.10^{-27} = 3,84.10^{-26} \text{ kg.}$$

c. La masse des électrons est négligeable devant celle des nucléons.

Exercice 4 *Composition d'un atome*

Soit un atome d'arsenic As dont le noyau contient 42 neutrons et dont la charge électrique globale du noyau est égale à : $5,28.10^{-18} \text{ C}$.

a. Le numéro atomique Z du noyau est égal au nombre de protons, seules particules chargées du noyau donc il faut diviser la charge du noyau par la charge élémentaire portée par chaque proton :

$$Z = \frac{5,28.10^{-18}}{1,6.10^{-19}} = 33$$

b. Son nombre de masse $A = Z + N = 33 + 42 = 75$.

c. Sa représentation symbolique : $^{75}_{33}\text{As}$

Exercice 5 *L'aspirine*

L'aspirine : $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

a. 9 atomes de carbone, 8 d'hydrogène et 4 d'oxygène.

$$\begin{aligned} \text{b. } m_{\text{C}} &= 12 \times 1,67.10^{-27} = 2,00.10^{-26} \text{ kg ; } m_{\text{H}} = 1 \times 1,67.10^{-27} = 1,67.10^{-27} \text{ kg ;} \\ m_{\text{O}} &= 16 \times 1,67.10^{-27} = 2,67.10^{-26} \text{ kg .} \end{aligned}$$

c. La masse approchée de la molécule d'aspirine :

$$9 \times 2,00.10^{-26} + 8 \times 1,67.10^{-27} + 4 \times 2,67.10^{-26} = 3,00.10^{-25} \text{ kg .}$$

C

Corrigés des exercices

Chimie

Chapitre 2 Les éléments chimiques

QCM 1 Les atomes dont les noyaux sont représentés par : ${}^{16}_8?$ ${}^{17}_8?$ ${}^{18}_8?$

- a. sont isotopes
- d. appartiennent au même élément chimique
- e. ont le même nombre de protons

QCM 2 Les atomes dont les noyaux sont représentés par : ${}^{14}_6?$ ${}^{14}_7?$

- b. ont le même nombre de nucléons

QCM 3 Soit l'ion magnésium $\text{Mg}^{2+} = (Z = 12 ; A = 24)$.

- a. Sa structure électronique est : $(\text{K})^2(\text{L})^8$

Exercice 1 Composition des ions

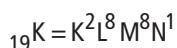
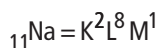
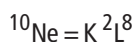
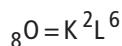
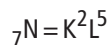
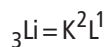
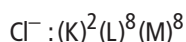
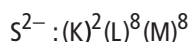
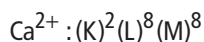
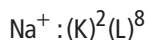
Toujours à partir de l'élément lithium, l'ion Li^+ perd 1 électron donc il n'en reste plus que 2.

	Li^+	Na^+	${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$	${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$
Nombre de protons	3	11	20	16	17
Nombre d'électrons	2	10	18	18	18
Nombre de neutrons	4	12	20	16	18

Exercice 2 Représentation symbolique d'ions

Donner la représentation symbolique des ions (utiliser le symbole X) dont la composition est :

- a. 8 protons, 10 électrons et 8 neutrons : ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$
- b. 29 protons, 27 électrons et 34 neutrons : ${}^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$
- c. 13 protons, 10 électrons et 14 neutrons : ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$

Exercice 3 *Structure électronique des atomes***Exercice 4** *Structure électronique des ions***Exercice 5** *Isotopie*

1. les atomes isotopes sont les atomes ayant même nombre de protons, mais un nombre de neutrons différents, soit X et Y
2. Ce sont deux isotopes de l'élément néon : ${}^{10}_{10}\text{Ne}$ et ${}^{11}_{10}\text{Ne}$

Exercice 6 *Les ions isotopes*

L'élément silicium possède 4 isotopes ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ${}^{29}_{14}\text{Si}$ ${}^{30}_{14}\text{Si}$ ${}^{31}_{14}\text{Si}$

- a. La structure électronique du 1^{er} isotope : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^4$, les 3 autres isotopes possèdent la même structure électronique car ils ont le même nombre d'électrons.
- b. Les électrons perdus sont les électrons de la couche externe M, ce qui donne l'ion Si^{4+} .

Exercice 7 *Le sucre*

- a. Le saccharose corps pur composé car il est constitué de plusieurs éléments chimiques.
- b. il y a 12 atomes de carbone, 22 d'hydrogène et 11 d'oxygène.

Exercice 8 *Élément chimique*

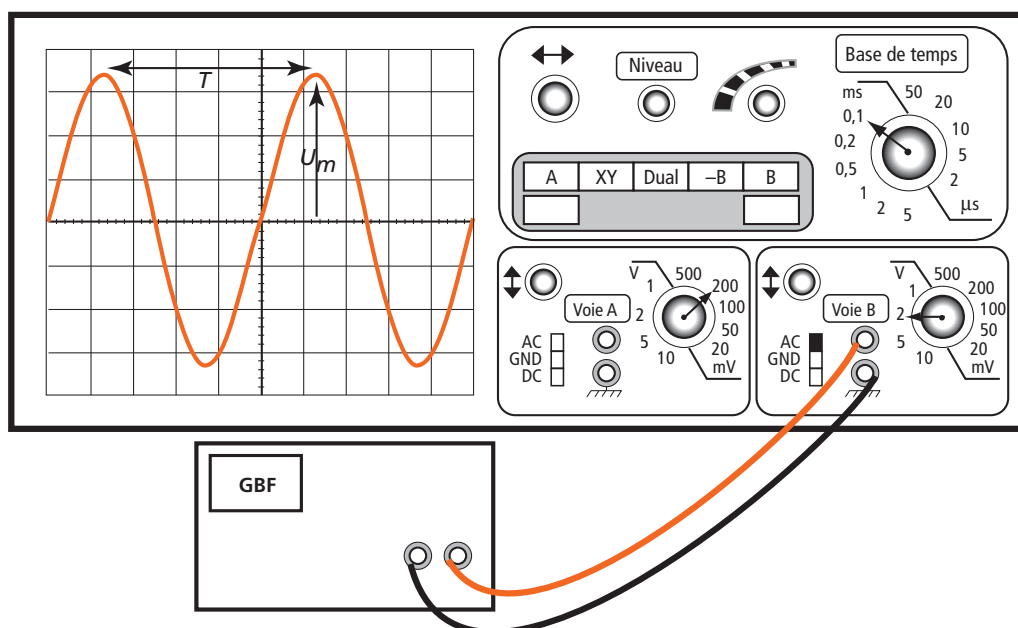
- a. Il y a présence de l'élément fer dans les épinards. Ceux-ci sont-ils quand même consommables car le fer est présent à l'état d'ions fer.
- b. Il s'agit de l'isotope 18 du fluor.

C

Corrigé du devoir autocorrectif

Physique

Exercice 1 ① Un phénomène périodique est un phénomène qui se reproduit identiquement à lui-même à intervalles de temps réguliers.



② Sur la base de temps, on lit 0,1 ms/div ; le temps de balayage est donc 0,1 ms div.

La période est obtenue en multipliant 5 (5 divisions) par 0,1 ms/div :

$$T = 0,5 \text{ ms.}$$

③ La fréquence du signal s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

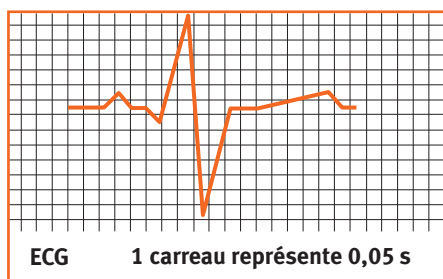
$$\text{A.N.: } f = \frac{1}{0,5 \cdot 10^{-3}} = 2000 \text{ Hz.}$$

④ La sensibilité lue sur l'oscilloscope est 2 V/div, la tension maximale est obtenue en multipliant 3,4 (3,4 divisions) par 2 V/div. La valeur maximale de cette tension est : $U_m = 6,8 \text{ V.}$

Exercice 2

- ① L'ECG est l'enregistrement de l'activité électrique du cœur; c'est l'électrocardiogramme
- ② L'analyse d'un électrocardiogramme permet de vérifier la régularité du rythme cardiaque (nombre de cycles par minute) et de détecter ainsi d'éventuelles anomalies cardiaques.
- ③ Au cours du fonctionnement du cœur, chaque fibre se comporte comme un générateur de tension variable.

Les électrodes servent à détecter les variations de tension ainsi créées qui se propagent dans les tissus conducteurs; on les retrouve au niveau des cellules de la peau.



- ④ En couler un cycle cardiaque.
- ⑤ La durée d'un cycle cardiaque correspond à 20,5 carreaux soit 1,02 s.
- ⑥ Le rythme cardiaque est égal à $\frac{60}{1,02} = 59$ soit 59 cycles effectués en une minute.
- ⑦ Lors d'un électroencéphalogramme, les électrodes enregistrent l'activité électrique du cerveau, comme l'électrocardiogramme enregistre l'activité électrique du cœur.

Chimie

Composition d'un atome

- a. Le numéro atomique Z du noyau est égal au nombre de protons, seules particules chargées du noyau donc il faut diviser la charge du noyau par la charge élémentaire portée par chaque proton :

$$Z = \frac{3,84 \cdot 10^{-18}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 24$$

- b. Son nombre de masse $A = Z + N = 24 + 28 = 52$.

- c. Sa représentation symbolique ${}^{52}_{24}\text{X}$

Les ions du sang

- ① Cl: 17 protons, 17 électrons et $(35 - 17) = 18$ neutrons
K: 19 protons, 19 électrons et $(39 - 19) = 20$ neutrons
- ② Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.
- ③ $m \approx A \cdot m_p = A \cdot m_n = 39 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 6,51 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

- 4 Les atomes isotopes du potassium possèdent le même numéro atomique : 19 ; ce sont donc les atomes $^{40}_{19}\text{K}$ $^{41}_{19}\text{K}$
- 5 Cl : (K)² (L)⁸ (M)⁷ K : (K)² (L)⁸ (M)⁸ (N)¹
- 6 7 électrons sur la couche externe (M) de Cl et 1 seul pour le potassium (N).
- 7 Cl gagne 1 électron sur sa couche externe (saturée) tandis que K perd l'électron de sa couche externe qui devient la couche M (saturée).
- 8 Un ion K⁺ pour un ion Cl⁻ Cl⁻ donc : KCl.



Corrigés des activités

Physique

Activité 1 L'énergie thermique du rayonnement infrarouge est utilisée en kinésithérapie ; l'échauffement des tissus produit une vasodilatation (c'est pour cela que la peau rougit), et un effet sédatif sur les lumbagos, ou les arthrites...

Le corps humain (si la température n'est pas trop élevée) émet des rayonnements infrarouges. La visualisation de ces radiations infrarouges se fait grâce à des détecteurs (caméras infrarouges, thermographie médicale, thermomètre médical,).

Activité 2

	UVC	UVB	UVA
Intervalle de longueur d'onde	10 à 280 nm	280 à 320 nm	320 à 400

Les UVC, de courte longueur d'onde, sont les UV les plus nocifs.

Les UVB, de longueur d'onde moyenne, ont une activité biologique importante, mais ne pénètrent pas au-delà des couches superficielles de la peau. Ils sont responsables du bronzage et des brûlures à retardement.

Les UVA, dont la longueur d'onde est relativement longue, représentent près de 95 % du rayonnement UV qui atteint la surface de la terre. Ils peuvent pénétrer dans les couches profondes de la peau et sont responsables de l'effet de bronzage immédiat.

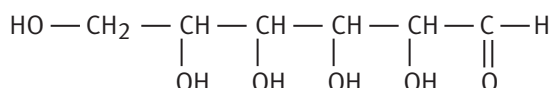
- Activité 3**
- 1 La grandeur associée au carbone (à l'oxygène ou à l'azote) qui permet de dire que le carbone absorbe peu les rayons X est le numéro atomique Z.
 - 2 Les os contiennent les éléments phosphore et calcium : P ($Z = 15$) ; Ca ($Z = 20$).
Les poumons contiennent principalement des éléments oxygène, carbone, azote et hydrogène : O ($Z = 8$), N ($Z = 7$), C ($Z = 6$) et H ($Z = 1$).
 - 3 Le plomb est un élément chimique « lourd » qui absorbe les rayons X.
 - 4 Ordre de grandeur des distances interatomiques dans les cristaux : 0,1 nm.
 - 5 Dans les radiographies médicales, la source de rayons X doit être proche du patient pour éviter l'absorption des rayons par l'air : Ils sont facilement absorbés par l'air.

C

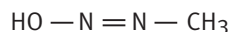
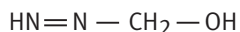
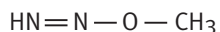
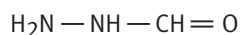
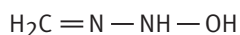
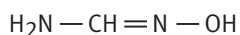
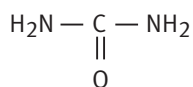
Corrigés des activités

Chimie

- Activité 1**
- 1 Les éléments présents dans la molécule de glucose sont : carbone C, hydrogène H et oxygène O.
 - 2 La molécule contient 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène.
 - 3 Une formule semi-développée non cyclique possible



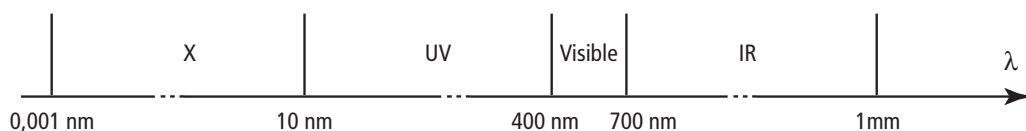
- Activité 2**
- 1 Les éléments présents dans la molécule de cholestérol sont : carbone C, hydrogène H et oxygène O.
 - 2 La molécule contient 27 atomes de carbone, 46 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
- Activité 3**
- 1 Les éléments présents dans la molécule d'urée sont : carbone C, hydrogène H, azote N et oxygène O.
 - 2 La molécule contient 1 atome de carbone, 4 atomes d'hydrogène, 2 atomes d'azote et 1 atome d'oxygène.
 - 3 Les 7 formules semi-développées de tous les isomères non cycliques de l'urée.



Corrigés des exercices

Physique

Exercice 1 Domaine des ondes électromagnétiques



Exercice 2 Vrai ou faux

- ❶ Faux; la fréquence d'une onde électromagnétique est inversement proportionnelle à la longueur d'onde $\nu = \frac{c}{\lambda}$.
- ❷ Vrai; plus la longueur d'onde d'une onde électromagnétique diminue et plus l'énergie des photons augmente $E = h \frac{c}{\lambda}$.
- ❸ Vrai; plus le numéro atomique Z d'un élément augmente et plus les rayons X sont absorbés par cet élément.

Exercice 3 Lampe à vapeur de mercure

- ❶ L'énergie E d'un photon est reliée à la fréquence ν par: $E = h\nu$.
Application numérique: $E = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 1,5 \cdot 10^{15} = 9,9 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.
- ❷ La longueur d'onde λ dans le vide est donnée par: $\lambda = \frac{c}{\nu}$.
Application numérique: $\lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{1,5 \cdot 10^{15}} = 2,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ soit $\lambda = 200 \text{ nm}$.
- ❸ a. Ce rayonnement appartient au domaine du rayonnement ultraviolet (UV).
b. Le Soleil émet un rayonnement ultraviolet.

Exercice 4 Ondes hertziennes

- ❶ Les ondes radioélectriques sont des ondes électromagnétiques.
a. L'énergie E d'un photon est reliée à la fréquence ν par: $E = h\nu$.
Application numérique: $E = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 40 \cdot 10^9 = 2,6 \cdot 10^{-23} \text{ J}$.

b. La vitesse de propagation (ou célérité) de ces ondes dans le vide est égale à la célérité de la lumière dans le vide $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

② La longueur d'onde λ dans le vide est donnée par : $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

Application numérique : $\lambda = \frac{3.10^8}{40.10^9} = 0,0075 \text{ m}$ soit $\lambda = 7,5 \text{ mm}$.

Exercice 5 La thermographie

① c'est la vitesse de propagation (ou célérité) des ondes électromagnétiques dans le vide, égale à la célérité de la lumière dans le vide ; unité : m.s^{-1} .

② La longueur d'onde λ dans le vide est donnée par : $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

Application numérique : $\lambda = \frac{3.10^8}{3,22.10^{13}} = 9,0.10^{-6} \text{ m}$ soit $\lambda = 9 \mu\text{m}$.

③ Le rayonnement précédent émis par le corps humain est un rayonnement infrarouge. La longueur d'onde calculée dans la question 2 correspond au rayonnement infrarouge.

④ L'énergie E d'un photon est reliée à la fréquence ν par : $E = h\nu$.

⑤ Application numérique : $E = 6,62.10^{-34} \times 3,22.10^{13} = 2,13.10^{-20} \text{ J}$.

Exercice 6 La radiographie

① Le tube de Coolidge peut produire des rayons X.

② L'absorption des rayons X dépend de la longueur d'onde du rayonnement et du numéro atomique de l'élément chimique traversé.

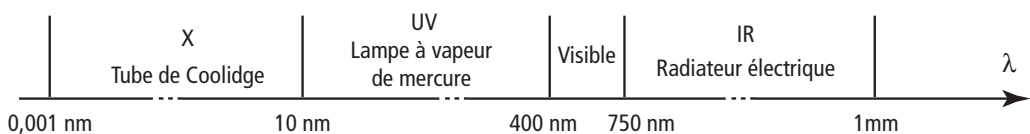
③ Les os contiennent du phosphore et du calcium dont les numéros atomiques sont plus élevés que ceux des éléments constituant les poumons ; ils apparaissent blancs parce qu'ils absorbent les rayons X ; la plaque photographique n'est pas impressionnée. Les poumons sont noirs sur le cliché parce qu'ils n'absorbent pas les rayons X.

④ Le métal le plus approprié est le plomb qui a le numéro atomique le plus élevé.

⑤ Les rayons X sont ionisants. Ils peuvent provoquer des mutations génétiques sur le fœtus.

Exercice 7 Ondes électromagnétiques

① ② Domaines et sources des rayons X, des infrarouges et des ultraviolets



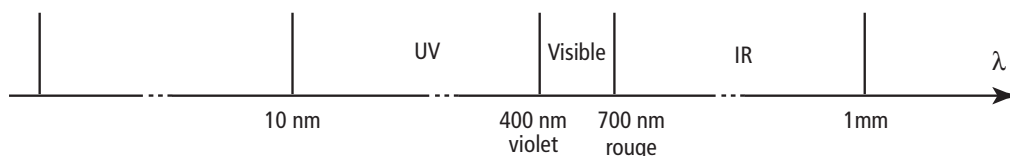
- 3 Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.
- 4 a. La fréquence ν_1 d'une radiation de longueur d'onde λ_1 est donnée par :

$$\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1}.$$
 Application numérique : $\nu_1 = \frac{3.10^8}{750.10^{-9}} = 4,0.10^{14} \text{ Hz}.$
- b. Application numérique : $\nu_2 = \frac{3.10^8}{10.10^{-9}} = 3,0.10^{16} \text{ Hz}.$
- c. Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus sa longueur d'onde est petite.
- 5 a. L'énergie E_1 d'un photon est reliée à la fréquence ν_1 par : $E_1 = h\nu_1$
 Application numérique : $E = 6,62.10^{-34} \times 4.10^{14} = 2,65.10^{-19} \text{ J}.$
- b. Application numérique : $E = 6,62.10^{-34} \times 3,0.10^{16} = 2,0.10^{-17} \text{ J}.$
- c. Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est forte.

Exercice 8 UV

- 1 2 Le symbole λ est associé à la longueur d'onde.

Valeurs limites (dans le vide) du spectre visible



- 3 Valeurs de la célérité c de la lumière dans le vide : 3.10^8 m.s^{-1} ; $300\,000 \text{ km.s}^{-1}$.
- 4 a. Le symbole ν désigne la fréquence.
 b. Unité : le hertz (Hz).
 c. Unité d'énergie : le Joule (J).
 d. L'énergie E d'un photon est reliée à la longueur d'onde par : $E = h\nu = h\frac{c}{\lambda}.$
 Application numérique : $E_{11} = 6,62.10^{-34} \times \frac{3.10^8}{300.10^{-9}} = 6,62.10^{-19} \text{ J}.$
- 5 a. C'est le rayonnement UV qui en est responsable.
 b. Deux exemples de sources de ce rayonnement : le Soleil et les lampes à mercure.

Exercice 9 IR

- ① La longueur d'onde λ dans le vide est donnée par : $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

Application numérique : $\lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{3,4 \cdot 10^{14}} = 8,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ soit 882 nm.

L'énergie E d'un photon est reliée à la fréquence par : $E = h\nu$.

Application numérique : $E_\gamma = 6,62 \cdot 10^{-34} \times 3,4 \cdot 10^{14} = 2,25 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Source de radiations infrarouges : fil de tungstène chauffé (dans une lampe).

- ② Plus la longueur d'onde d'une onde est faible, plus son énergie est forte.
Les photons associés aux radiations visibles sont plus énergétiques que ceux associés aux rayonnements infrarouges.

C

Corrigés des exercices

Chimie
Chapitre 4

Classification périodique

QCM 1 Les gaz nobles

- a. se trouvent sur la dernière colonne du tableau périodique
- d. sont quasiment inertes chimiquement

QCM 2 Dans la classification périodique des éléments

- b. les éléments dont les atomes ont la même structure électronique externe sont sur la même colonne
- d. les éléments sont classés par numéro atomique croissant

QCM 3 L'iode, le brome et le chlore

- a. appartiennent à la même colonne de la classification
- c. appartiennent à une même famille d'éléments chimiques
- d. appartiennent à la famille des halogènes

Exercice 1 Structure électronique

Azote : 2^e période donc 2 couches d'électrons (K et L).
 5^e colonne donc 5 électrons périphériques soit $(K)^2(L)^5$.

Calcium : 4^e période donc 4 couches : K, L, M, et N.
 2^e colonne donc 2 électrons périphériques : $(K)^2(L)^8(M)^8(N)^2$.

Exercice 2 Position dans le tableau

- ① Sodium Na : 3 couches donc 3^e période
 1 électron périphérique donc colonne I.
- ② L'atome de sodium aura tendance à **perdre** son électron périphérique pour acquérir la structure du néon (règle de l'octet) et donner l'ion Na^+ .

Exercice 3 *Le magnésium*

- ① $_{12}\text{Mg}$ donc $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8$ donc 3^e période, 2^e colonne.
- ② L'atome de magnésium aura tendance à **perdre** ses 2 électrons périphériques pour acquérir la structure du néon (règle de l'octet) et donner l'ion Mg^{2+} .

Exercice 4 *Le soufre et le calcium*

- ① Soufre $_{16}\text{S}$: $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^6$
 calcium $_{20}\text{Ca}$: $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^8(\text{N})^2$
- ② Le soufre a tendance à gagner 2 électrons pour saturer sa couche M, donc : ion $(\text{S})^{2-}$.
 Le calcium a tendance à perdre 2 électrons pour saturer sa couche M, donc : ion Ca^{2+} .
- ③
 - a. FAUX, car le soufre n'a que 3 couches → 3^e période tandis que le calcium possède 4 couches → 4^e période.
 - b. FAUX : car le soufre possède 6 électrons périphériques → colonne VI ; tandis que le calcium possède 2 électrons → colonne II

Exercice 5 *Ions monoatomiques*

L'ion monoatomique que peut donner un atome dépend de sa position dans le tableau périodique

L'ion obtenu correspondra au gain ou à la perte d'un minimum d'électron pour l'atome de façon à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche.

La réponse est donc : Na^+ , Cl^- , O^{2-} , Al^{3+} .

Exercice 6 *Les composés ioniques en médecine*

- a. Le magnésium a pour structure électronique : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2$ donc 3 couches donc 3^e période et 2 électrons périphériques donc colonne II.
- b. Le chlore appartient à la famille des halogènes. $Z = 17$ donc $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$ donc il possède 7 électrons sur sa couche externe.

- c. Le magnésium perd ses 2 électrons donc : Mg^{2+} , tandis que le chlore gagne 1 électron donc Cl^- .
- d. La formule brute du chlorure de magnésium est donc MgCl_2 puisqu'il faut 2 ions chlorure pour 1 ion magnésium pour obtenir un composé neutre électriquement.

Exercice 7 Les éléments du corps humain

Le corps humain est principalement constitué des éléments : C, H, O, N, S, P, Na, K, Mg, Ca et Cl.

Il contient aussi d'autres éléments en quantité beaucoup plus faible (oligoéléments) : Fe, Zn, Cu, Mn, Co, Sn, As..... Ces oligoéléments sont indispensables au bon fonctionnement du métabolisme.

a.

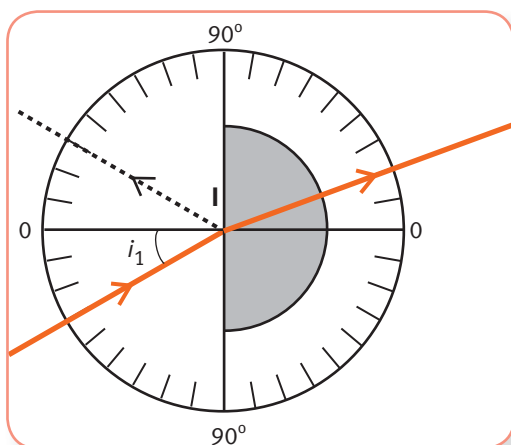
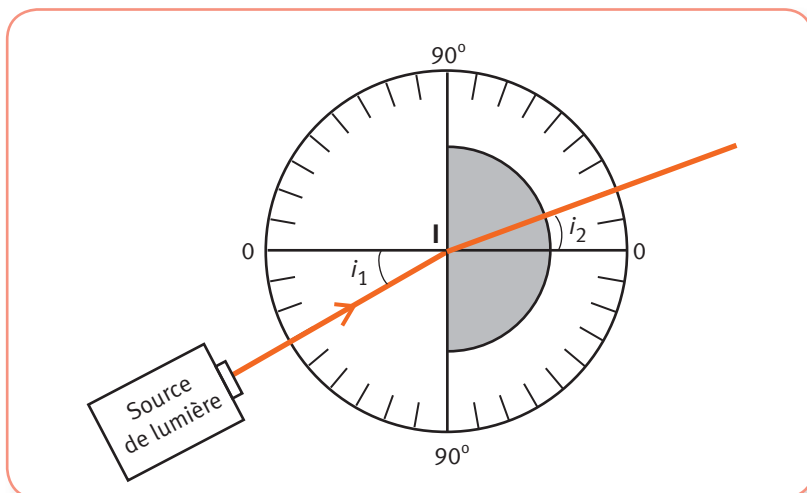
Colonne I	Colonne II	Colonne IV	Colonne V	Colonne VI	Colonne VII
H					
		C	N	O	
Na	Mg		P	S	Cl
K	Ca				

- b. Les oligoéléments se trouvent au centre de la classification.
- c. Les oligoéléments se trouvent sous forme d'ions dans le corps humain ?



Corrigés des activités

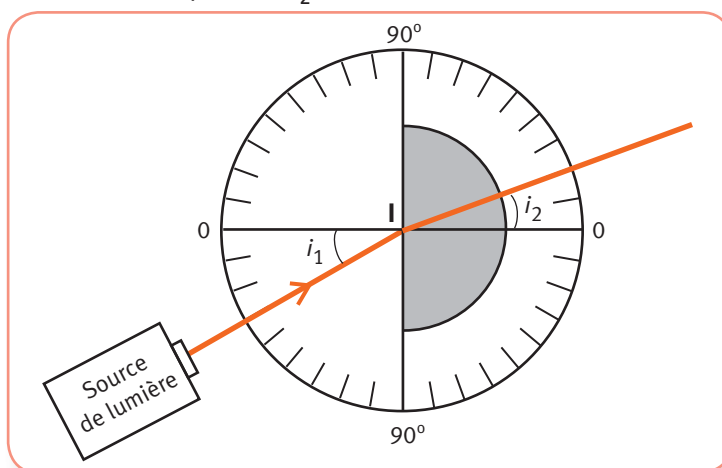
- Activité 1** ❶ La lumière n'est pas déviée ($i_2 = 0$) lorsqu'elle arrive selon la normale au dioptre ($i_1 = 0$).



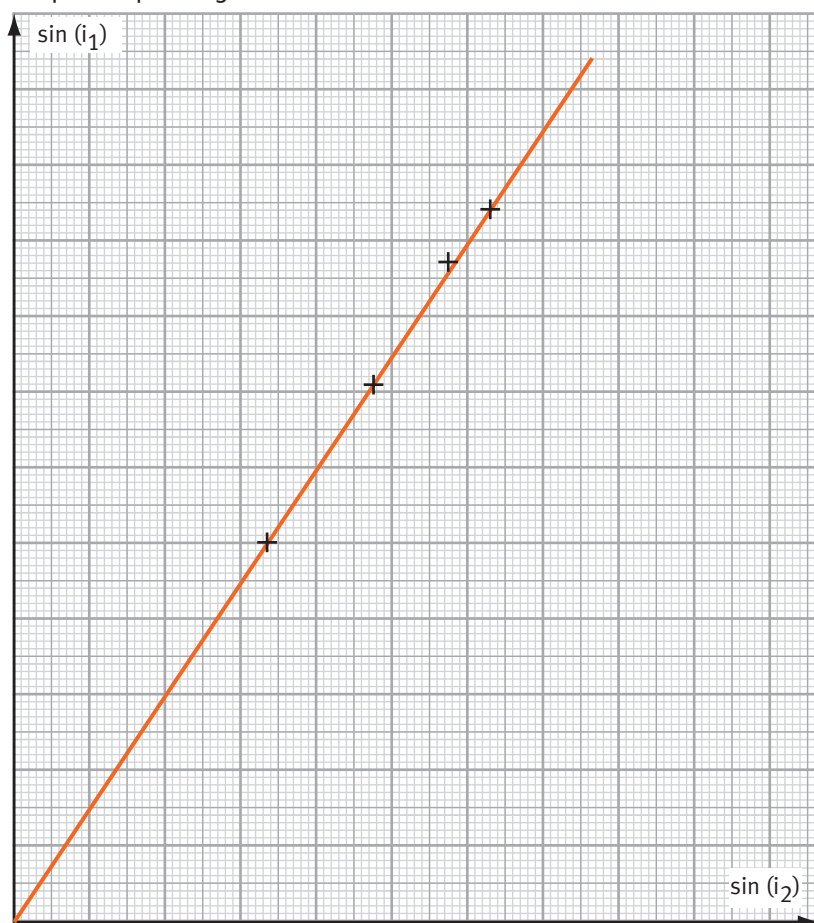
- ❷ Pour un rayon incident d'incidence $i_1 = 30^\circ$, on observe deux autres rayons : le rayon réfracté à droite et un rayon réfléchi à gauche représenté en pointillé.
- ❸ On réalise plusieurs expériences et on obtient le tableau suivant :

$i_1(^{\circ})$	0	20	30	45	60	70
$i_2(^{\circ})$	0	13	20	28	35	39
$\sin i_1$	0	0,34	0,50	0,71	0,87	0,94
$\sin i_2$	0	0,22	0,34	0,47	0,57	0,63

Sur le schéma, on peut lire : $i_2 = 19^\circ$.



- 4 On trace le graphe $\sin i_1 = f(\sin i_2)$. L'allure de la courbe est une droite passant par l'origine.



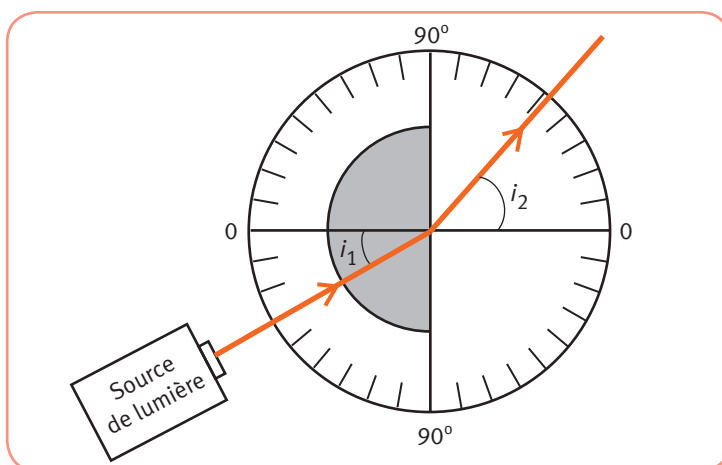
- 5 La loi de Descartes permet d'écrire :

$$n_{\text{plexiglas}} \sin i_2 = \sin i_1 \Rightarrow n_{\text{plexiglas}} = \frac{\sin i_1}{\sin i_2},$$

Le coefficient de proportionnalité est donné par le coefficient directeur de la droite.

Choisissons un point sur la droite : (0,75, 0,50) ; on obtient : $n_{\text{plexiglas}} = \frac{0,75}{0,50}$ soit : $n_{\text{plexiglas}} = 1,5$.

- Activité 2**
- 1 L'angle d'incidence à l'entrée du plexiglas est nul. Il n'y a donc pas réfraction.
 - 2 L'angle i_2 est supérieur à l'angle i_1 parce que l'indice du plexiglas est supérieur à l'indice de l'air.



- 3 Expression de l'angle limite de réflexion totale.

$$n_{\text{plexiglas}} \sin i_{\text{max}} = n_{\text{air}} \sin \frac{\pi}{2} = n_{\text{air}} \Rightarrow \sin i_{\text{max}} = \frac{n_{\text{air}}}{n_{\text{plexiglas}}}.$$

Faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,0}{1,5}\right) \Rightarrow i_{\text{max}} = 42^\circ$.

À partir de $i_{1, \text{lim}}$ le rayon réfracté disparaît.

Pour une incidence supérieure à i_{max} , il n'y a plus de rayon réfracté mais un seul rayon réfléchi.

La réflexion est donc totale.

- Activité 3**
- 1 Le rapport entre les diamètres de l'endoscope le plus grand et celui d'une fibre optique est égal à : $\frac{12 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-6}} = 1200$.
 - 2 On introduit 2 câbles dans le corps du patient : l'un conduit la lumière d'éclairage et l'autre sert à transmettre l'image.
 - 3 En utilisant la fibroscopie, il est possible de faire de la microchirurgie.

- Activité 4**
- 1 Dès 1960, les lasers sont apparus comme des sources de lumière potentiellement intéressantes pour la médecine car elles avaient trois propriétés qui les distinguaient des sources conventionnelles :
 - ▶ la directivité, le faisceau laser est très fin ;
 - ▶ la monochromaticité : le faisceau laser émet une seule longueur d'onde ;
 - ▶ et la densité d'énergie : le faisceau laser permet d'émettre pendant des durées très brèves ce qui donne des densités d'énergie extrêmement élevées.
 - 2 Le laser peut effacer par exemple, les tatouages en détruisant les pigments de couleur qui le composent.
 - 3 Cette technique associe une lumière laser à un médicament sensible à cette longueur d'onde.

- Activité 5**
- 1 La luminothérapie s'appuie sur les études d'un psychiatre américain Norman Rosenthal qui a établi des liens entre le manque de lumière et divers troubles qui peuvent survenir avec la période hivernale, avec un travail de nuit,....
 Les lampes de luminothérapie agissent sur la régulation de la mélatonine pour éviter la sécrétion de mélatonine en trop grande quantité. C'est cette hormone produite par l'épiphyse qui est à l'origine de notre besoin de sommeil.
 - 2 Les lampes de luminothérapie peuvent être utilisées par toute personne qui supporte la lumière du soleil.
 Les lampes n'émettent qu'une faible quantité de rayonnement ultraviolet (UV) (inférieure à la lumière du jour classique).
 Par précaution, la consultation préalable du médecin traitant, d'un ophtalmologiste ou d'un psychiatre est néanmoins nécessaire dans les cas suivants : antécédents de grave maladie des yeux (cataracte, glaucome...),
 - 3 On ne peut pas bronzer avec les lampes de luminothérapie ; elles émettent moins d'UV que la lumière naturelle du jour et chaque lampe possède un écran protecteur filtrant les UV.



Physique

Exercice 1

Angle limite de réflexion totale

① Expression de l'angle limite de réflexion totale.

$$n_1 \sin i_{\max} = n_2 \sin \frac{\pi}{2} = n_2 \Rightarrow \sin i_{\max} = \frac{n_2}{n_1} . n_2 \text{ est l'indice le plus élevé.}$$

Passage Verre – eau : faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,33}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 61,0^\circ$.

Passage huile de paraffine – eau : faire sur la calculatrice

$$\sin^{-1}\left(\frac{1,33}{1,45}\right) \Rightarrow i_{\max} = 66,5^\circ .$$

② **Pour une fibre optique :** faire sur la calculatrice

$$\sin^{-1}\left(\frac{1,48}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 76,8^\circ .$$

Exercice 2

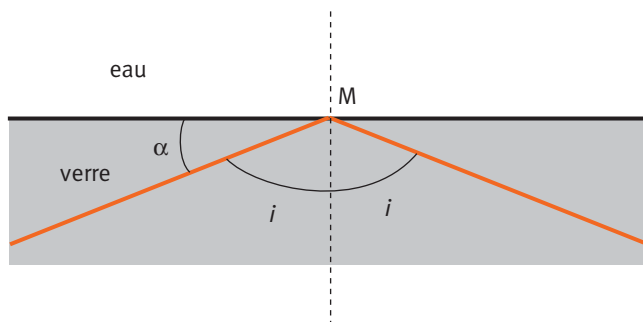
Trajet d'un rayon lumineux

L'angle d'incidence doit être mesuré par rapport à la normale à la surface de séparation ; ici : $i = (90^\circ - \alpha) = 70^\circ$.

Expression de l'angle limite de réflexion totale ;

passage Verre – eau : $n_v \sin i_{\max} = n_e \sin \frac{\pi}{2} = n_e \Rightarrow \sin i_{\max} = \frac{n_e}{n_v}$; faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,33}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 61,0^\circ$.

L'angle i est supérieur à l'angle $i_{\max}$; il y a donc réflexion totale.



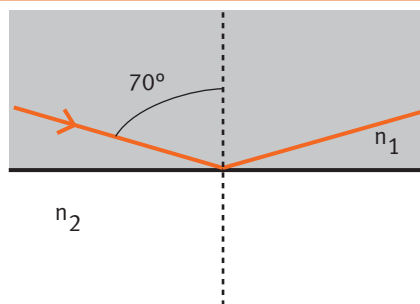
Exercice 3 Réflexion totale

Pour les deux premières figures, l'angle limite de réflexion totale est obtenu en écrivant :

$$n_1 \sin i_{\max} = n_2 \sin \frac{\pi}{2} = n_2 \Rightarrow \sin i_{\max} = \frac{n_2}{n_1} ; \text{ faire sur la calculatrice}$$

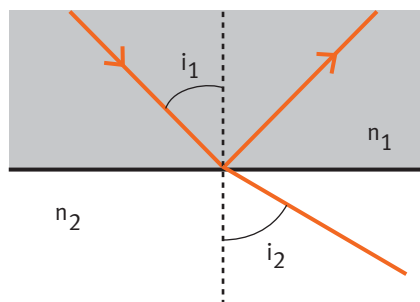
$$\sin^{-1}\left(\frac{1,33}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 61,0^\circ.$$

L'angle i est supérieur à l'angle $i_{\max}$; il y a donc réflexion totale.



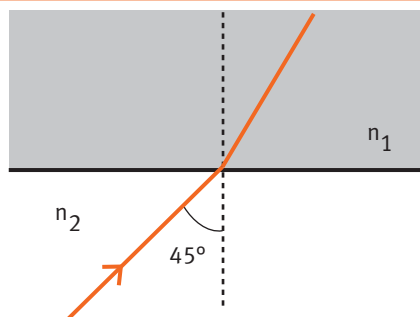
L'angle i est inférieur à l'angle $i_{\max}$; il y a donc réfraction et réflexion partielle.

$$n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2 \Rightarrow \sin i_2 = \frac{n_1}{n_2} \sin i_1 = 0,81 \Rightarrow i_2 = 54^\circ$$

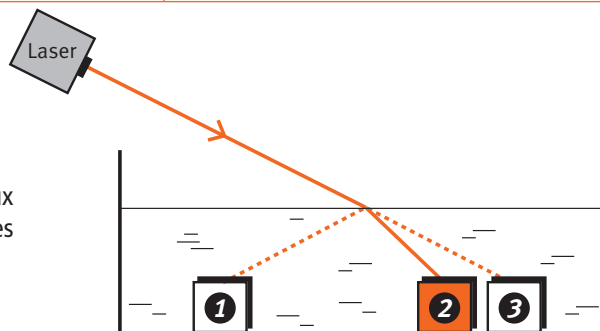


Pour la troisième figure il y a réfraction avec une réflexion partielle

$$n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2 \Rightarrow \sin i_1 = \frac{n_2}{n_1} \sin i_2 = 0,62 \Rightarrow i_1 = 38^\circ$$

**Exercice 4 Réfraction**

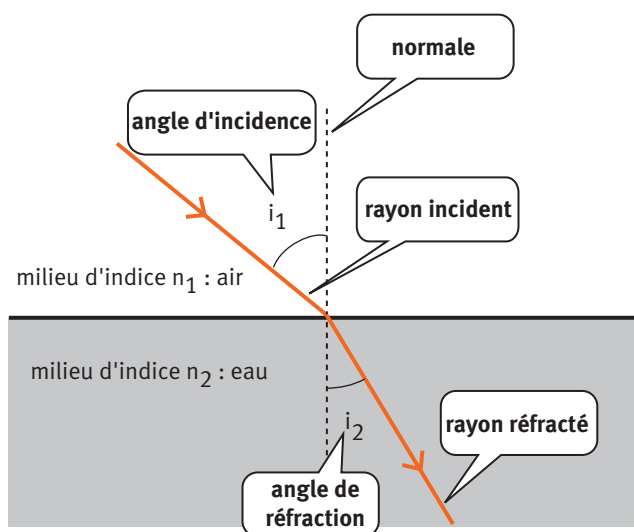
Si le laser fonctionne, le rayon lumineux sera réfracté ; il éclairera l'objet 2 d'après la 2^e loi de Descartes.



C

Corrigé du devoir autocorrectif

Exercice 1 ①



② Lois de Snell-Descartes.

1^{re} loi de Snell-Descartes : le rayon incident et le rayon réfracté sont dans le même plan : le plan d'incidence.

Ce plan d'incidence contient le rayon incident et la normale au point d'incidence. Il est perpendiculaire à la surface de séparation des deux milieux d'indices différents.

2^e loi de Snell-Descartes : l'angle d'incidence i_1 et l'angle de réfraction i_2 (angle entre la normale et le rayon réfracté) sont liés par la relation : $n_1 \sin i_1 = n_2 \sin i_2$.

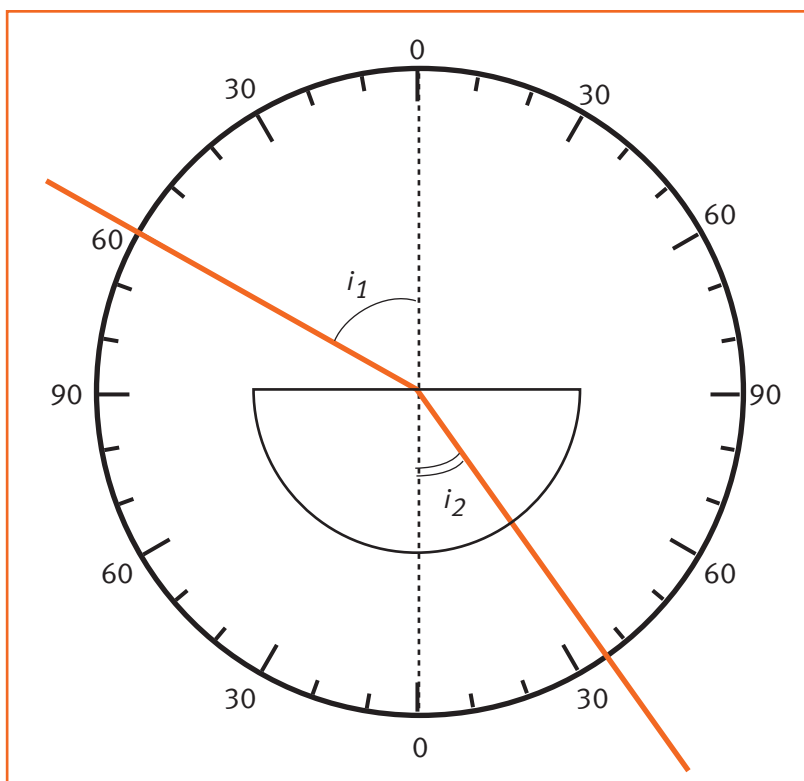
③ La loi de Descartes permet d'écrire :

$$n_{\text{verre}} \sin i_2 = n_{\text{air}} \sin i_1, \Rightarrow n_{\text{verre}} = \frac{\sin i_1}{\sin i_2}.$$

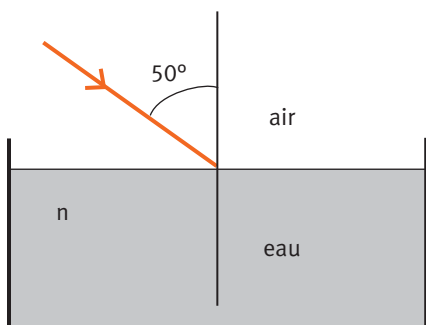
Sur le schéma, nous lisons : angle d'incidence $i_1 = 60^\circ$; angle de réfraction :

$$i_2 = 35^\circ.$$

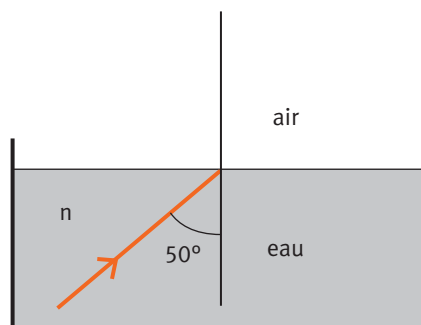
$$n_{\text{verre}} = \frac{\sin(60)}{\sin(35)} \text{ soit : } n_{\text{verre}} = 1,5.$$



Exercice 2



Situation n° 1



Situation n° 2

- ① Il y a réflexion totale lorsque :
 - ▶ l'indice de réfraction du milieu où se trouve le rayon est supérieur à l'indice du milieu extérieur
 - ▶ l'angle d'incidence de la lumière sur la paroi de séparation des deux milieux est supérieur à l'angle limite $i_{\max}$.

Il n'y aura réflexion totale que dans la situation n° 2 : l'indice de réfraction de l'eau est supérieur à l'indice de l'air.

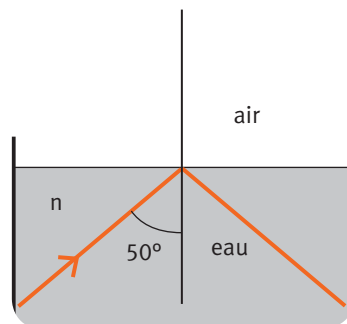
- 2 L'expression de l'angle limite de réflexion totale s'obtient en appliquant la loi de la réfraction de Descartes.

$$n_0 \sin i_{\max} = n \sin \frac{\pi}{2} = n \Rightarrow \boxed{\sin i_{\max} = \frac{n_e}{n_h}}.$$

Application numérique : faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,00}{1,33}\right) \Rightarrow i_{\max} = 48,7^\circ$.

L'angle α étant supérieur à l'angle $i_{\max}$, il y a bien réflexion totale.

- 3 Tracé du rayon lumineux après son passage en O.
4 Application en médecine : exploration visuelle de l'estomac par fibroscopie.



Chimie

Exercice 1 Le magnésium

- 1 $Z = 12$: l'atome de magnésium possède 12 électrons et 12 protons. Sa structure électronique est donc : $(K)^2 (L)^8 (M)^2$; cet élément possède 3 couches électroniques, donc il appartient à la 3^e période ; de plus, il possède 2 électrons sur la couche externe, donc il se situe sur la colonne II.
- 2 L'atome de magnésium peut perdre 2 électrons ; la formule de l'ion est donc : Mg^{2+} .
- 3 L'oxyde de magnésium est de formule MgO (ou $Mg^{2+} + O^{2-}$).
- 4 Le calcium Ca appartient à la même colonne du tableau.
- 5 Le calcium peut donc donner le même type de cation que le magnésium (Ca^{2+}) (Ca^{2+}) donc le même type d'oxyde : CaO .
- 6 La famille à laquelle appartiennent Mg et Ca s'appelle la famille des alcalino-terreux.

Exercice 2 Classification périodique

- 1 $(K)^2 / Z = 2$ donc élément hélium He ; $(K)^2 (L)^4 : Z = 6$ He ; donc élément carbone C ; $(K)^2 (L)^8 (M)^1 ; Z = 11$ donc élément sodium Na.
- 2 a) cation sodium Na^+ : l'atome de sodium ($Z = 11$) a perdu un électron . $Na^+ (K)^2 (L)^8$.

cation magnésium Mg^{2+} : l'atome de magnésium ($Z=12$) a perdu deux électrons. $\text{Mg}^{2+} : (\text{K})^2 (\text{L})^8$.

cation aluminium Al^{3+} : l'atome d'aluminium ($Z=13$) a perdu trois électrons. $\text{Al}^{3+} : (\text{K})^2 (\text{L})^8$.

b) L'atome de chlore ($Z=17$) gagne un électron et donne l'ion chlorure

Cl^- . $\text{Cl}^- : (\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$.

l'atome de soufre ($Z=16$) gagne deux électrons et donne l'ion oxyde S^{2-} . $\text{S}^{2-} : (\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$.

- 3 Sixième colonne donc six électrons externes et 3^e ligne donc les deux premières couches électroniques complètes: soit: $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8 : Z=16$; élément soufre S.

- 4 Les atomes ont tendance à compléter à huit (à deux pour H) leur dernière couche électronique externe et à acquérir la structure électronique du gaz noble le plus proche, donc :

$\text{H}^+ : (\text{K})^0$.

$\text{Na}^+ : (\text{K})^2 (\text{L})^8$ (structure électronique du néon)

$\text{S}^{2-} : (\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$ (structure électronique de l'argon)

L'atome d'hydrogène peut former une liaison de covalence et l'atome de soufre deux liaisons de covalence simples.

Ce qui donne le sulfure d'hydrogène: H-S-H



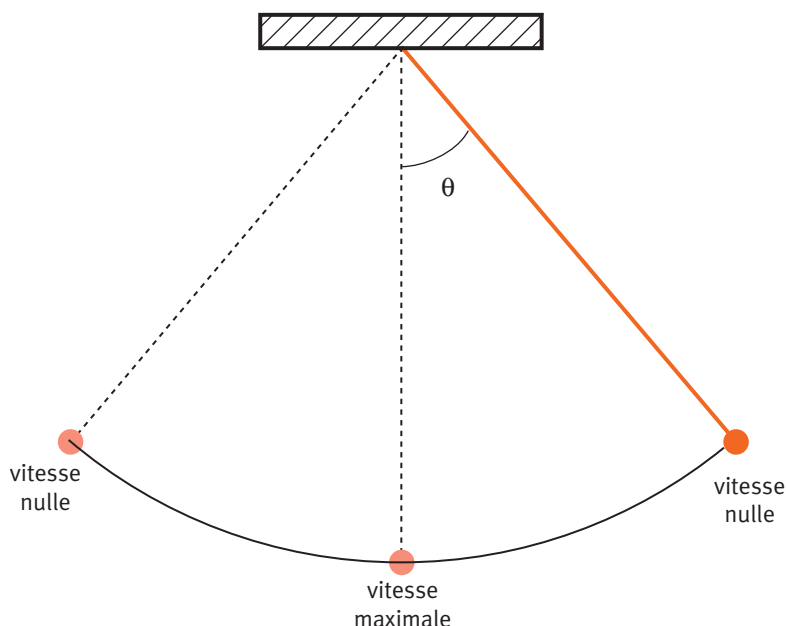
C

Corrigés des activités

Physique

Activité 1

- ❶ Le mouvement du pendule est étudié dans le référentiel du laboratoire qui est galiléen.
- ❷ Trajectoire de la masse suspendue au fil.



Le mouvement est circulaire (la trajectoire décrit un arc de cercle) et non uniforme (la vitesse s'annule dans les positions extrêmes à droite et à gauche de la position d'équilibre).

- ❸ Il est préférable de déclencher le chronomètre lorsque la vitesse est maximale afin de ne pas rajouter une erreur liée à l'arrêt du pendule (lorsque la vitesse s'annule).
- ❹ Il faut 2/10èmes de seconde pour déclencher et arrêter le chronomètre de la montre.
- ❺ La précision de la mesure manuelle d'une durée au chronomètre électronique de laboratoire est de plus ou moins un dixième de seconde. Il est préférable de mesurer la durée de plusieurs oscillations (10 par exemple) plutôt que d'une seule pour diviser l'erreur par 10.

6 Chronomètre de laboratoire (une oscillation)

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	1,13	0,94	1,04	1,08	1,12

Chronomètre de laboratoire

Essais	1	2	3	4	5
Durée de 10 oscillations	10,42	10,12	10,23	10,34	10,18
Période(s)	1,04	1,01	1,02	1,03	1,02

Capteur

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	1,022	1,021	1,023	1,020	1,021

a. L'écart obtenu entre la plus grande mesure et la plus petite mesure pour chaque tableau :

Chronomètre de laboratoire (une oscillation) : 0,19 s.

Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) : 0,03 s.

Capteur : 0,003 s.

b. Calculer la valeur moyenne de la période pour chaque tableau :

$$T_{\text{moy}} = \frac{T_1 + T_2 + T_3 + T_4 + T_5}{5}.$$

Chronomètre de laboratoire (une oscillation) : $T_{\text{moy}} = 1,1$ s.

Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) : $T_{\text{moy}} = 1,02$ s.

Capteur : $T_{\text{moy}} = 1,021$ s.

Sur une oscillation, la durée est mesurée à 1/10 ème près.

Sur 10 oscillations, la durée est mesurée à 1/100 ème près.

Avec le capteur, la durée est mesurée à 1/1000 ème près.

Le capteur relié à l'ordinateur est le plus précis.

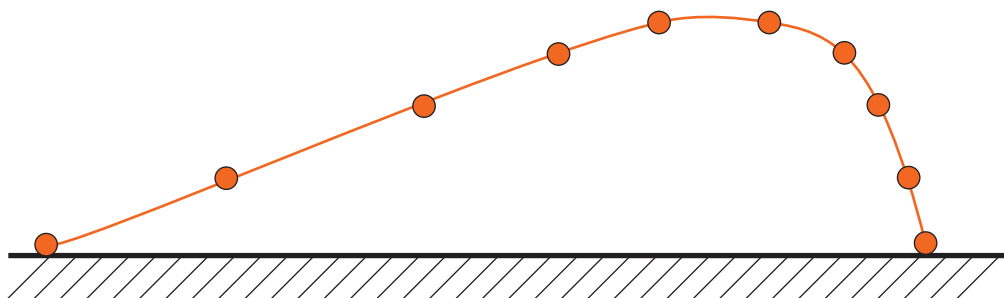
Activité 2 ① Calculons la vitesse du coureur en m.s^{-1} : $v = \frac{54}{3,6} = 15 \text{ m.s}^{-1}$.

Il y a 3000 images par seconde; le coureur parcourt donc 5 mm à chaque image.

② Cette durée est mesurée, entre autres, par les transpondeurs placés sur les cadres des vélos.

Activité 3 ① Le mouvement de la balle est étudié dans le référentiel terrestre.

② Trajectoire de la balle.



③ Le mouvement est d'abord pratiquement rectiligne puis devient curviligne. Il n'est pas uniforme puisque la distance entre les points varie.

④ Il suffit de multiplier la vitesse par 3,6 ce qui donne : 252 km.h^{-1} .

C

Chimie

Corrigés des activités

Activité 1 $M_{\text{glucose}} = 6M_{\text{C}} + 12M_{\text{H}} + 6M_{\text{O}} = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

Activité 2 $C_{\text{m}} = C \times M$ avec : C_{m} : concentration massique et : C : concentration molaire.
 Soit : $C_{\text{m}} = 3,90.10^{-3} \times 180 = 0,70 \text{ g.L}^{-1}$
 $C_{\text{m}} = 5,80.10^{-3} \times 180 = 1,04 \text{ g.L}^{-1}$

Activité 3 $M_{\text{cholesterol}} = 27M_{\text{C}} + 46M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 27 \times 12 + 46 \times 1 + 16 = 386 \text{ g.mol}^{-1}$

Activité 4 $C_{\text{m}} = C \times M$ avec : C_{m} : concentration massique et : C : concentration molaire.
 Soit : $C_{\text{m}} = 4,00.10^{-3} \times 386 = 1,54 \text{ g.L}^{-1}$
 $C_{\text{m}} = 6,00.10^{-3} \times 386 = 2,31 \text{ g.L}^{-1}$

Activité 5 $M_{\text{urée}} = M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} + 2M_{\text{N}} = 12 + 4 \times 1 + 2 \times 14 = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Activité 6 $C_{\text{m}} = C \times M$ avec : C_{m} : concentration massique et : C : concentration molaire.
 $C = \frac{1}{60} = 16,7 \text{ mmol.L}^{-1}$
 $C = \frac{2,5}{60} = 41,7 \text{ mmol.L}^{-1}$



Corrigés des exercices

Chimie

Chapitre 5 La mole : unité de quantité de matière

QCM 1 Les masses molaires s'expriment en :

a. g.mol^{-1}

QCM 2 La relation entre quantité de matière n , masse de l'échantillon m et masse molaire M est :

b. $n = \frac{m}{M}$

c. $M = \frac{m}{n}$

QCM 3 La constante d'Avogadro N_A :

a. est un nombre gigantesque

c. représente le nombre d'entités dans une mole

Exercice 1 *Calculs de masses molaires moléculaires*

$$M_{\text{CO}} = M_{\text{C}} + M_{\text{H}} = 12 + 16 = 28\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CO}_2} = M_{\text{C}} + 2M_{\text{O}} = 12 + 2 \times 16 = 44\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CH}_4} = M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} = 12 + 4 \times 1 = 16\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = 5M_{\text{C}} + 12M_{\text{H}} = 5 \times 12 + 12 \times 1 = 72\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3M_{\text{H}} = 17\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CuSO}_4} = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 63,5 + 32 + 4 \times 16 = 159,5\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{S}} + 4M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98\text{g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6M_{\text{C}} + 12M_{\text{H}} + 6M_{\text{O}} = 180\text{g.mol}^{-1}$$

Exercice 2 *Calculs de quantités de matière*

a. Il faut utiliser la relation entre nombre d'entités N et quantité de matière (mol)

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{24,08 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,04 \text{ mol}$$

b. $N = n \times N_A = 0,0001 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{19}$ entités.

Exercice 3 *Masses molaires et quantités de matière*

Pour chaque corps, on peut écrire : $m = n \times M$ en utilisant les valeurs de masses molaires trouvées dans l'exercice précédent.

$$m_{\text{CuSO}_4} = 15,95 \text{ g} ; m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 9,8 \text{ g} ; m_{\text{glucose}} = 18,0 \text{ g}.$$

Exercice 4 *La mole représente un nombre énorme*

a. $6,02 \cdot 10^{23}$ grains de riz.

b. Une mole de grains de riz, soit $6,02 \cdot 10^{23}$ grains de riz sont contenus dans $6,02 \cdot 10^{23} / 50 = 1,2 \cdot 10^{22}$ mL. soit $1,02 \cdot 10^{19}$ L qui a pour masse $1,02 \cdot 10^{19}$ kg.

c. Calculons d'abord la consommation annuelle de riz d'un homme : $50 \times 365 = 18,25$ kg de riz, ce qui donne pour les 6 milliards de terriens : $18,25 \times 6 \cdot 10^9 = 1,1 \cdot 10^{11}$ kg

d. Pour calculer le temps nécessaire pour consommer 1 mole de grains de riz, il suffit de diviser la masse de riz contenue dans 1 mole par la consommation annuelle des terriens :

$$1,2 \cdot 10^{19} / 1,1 \cdot 10^{11} = \text{environ } 109,5 \cdot 10^6 \text{ années soit : 110 millions d'années ! ! !}$$

e. Le titre de l'exercice.

Exercice 5 *La quinine*

$$\begin{aligned} \text{a. } M &= 20 \times M_C + 24 \times M_H + 2 \times M_N + 2M_O = 20 \times 12 + 24 \times 1 + 2 \times 14 + 2 \times 16 \\ &= 324 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}. \end{aligned}$$

$$\text{b. } n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{324} = 3,1 \text{ mol}$$

Exercice 6 *L'aspartame*

a. Formule brute : $C_{14}H_{18}N_2O_5$.

b. Masse molaire :

$$M = 14 \times M_C + 18 \times M_H + 2 \times M_N + 5M_O = 14 \times 12 + 18 \times 1 + 2 \times 14 + 5 \times 16 \\ = 294 \text{ g.mol}^{-1}.$$

c. $n = \frac{m}{M} = \frac{0,60}{294} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

d. Il faudrait 160 fois plus de saccharose soit : $160 \times 0,002 = 0,327 \text{ mol}$.

e. Avec une masse molaire de : $M = 12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 342 \text{ g/mol}$
on calcule :

$$m = n \times M = 0,327 \times 342 = 111,7 \text{ g}.$$

f. $111,7 : 0,6 = 186$; il faut 186 fois moins d'aspartame que de sucre (en masse)
pour obtenir le même goût sucré.

vk.com/club154894262



Chimie

Corrigés des exercices

Chapitre 6 Les solutions aqueuses

QCM 1 Une concentration molaire s'exprime en :

e. mol.L^{-1}

QCM 2 On dissout 0,10 mol de soluté dans de l'eau pour obtenir 100 mL de solution. La concentration de la solution est égale à :

a. $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$

QCM 3 On ajoute 50 mL d'eau à 50 mL de sirop ; la concentration du sirop a été :

a. divisée par 2

Exercice 1 *Solution ionique – Solution moléculaire*

Les solutions ioniques (contenant des ions) sont :

- l'eau salée (contient des ions sodium Na^+ et chlorure Cl^-)
- l'eau de Javel (ions hypochlorite ClO^- , sodium Na^+ )
- l'électrolyte de batterie (ions hydrogène H^+ , sulfate SO_4^{2-} )

Les autres solutions contiennent des molécules dissoutes :

- l'eau sucrée (molécules de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).
- l'alcool $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Exercice 2 *Solvant, soluté*

- a. Dans une solution aqueuse de glucose, le solvant est l'eau, tandis que le soluté est le glucose.
- b. On peut préparer une solution aqueuse de glucose par dissolution de cristaux de glucose dans de l'eau ou bien par dilution d'une solution plus concentrée de glucose.

Exercice 3 *Vocabulaire*

Effectuer 1 dilution de manière à diviser la concentration par 10. (et non faire 10 dilutions de suite !!)

Exercice 4 *Calculs de concentrations (1)*

Quantité de soluté (mol.)	Volume de solution	Concentration molaire de la solution (mol.L ⁻¹)
0,20	5 L	0,04
$2 \cdot 10^{-3}$	20 mL	0,10
$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,62 L	$7,4 \cdot 10^{-3}$

Calculs effectués à partir de la relation : $n = C \times V$.

Exercice 5 *Calculs de concentrations (2)*

De la même manière, en utilisant la relation : $C = n / V$ avec $n = m / M$, on obtient les résultats :

- a. $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ b. $4,67 \text{ mol.L}^{-1}$ c. $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 6 *Préparation d'une solution par dissolution de cristaux*

Il s'agit ici de déterminer la masse de cristaux de nitrate d'argent à dissoudre dans l'eau pour obtenir 1,0 L de solution.

Pour cela, il faut utiliser la relation : $m = n \times M$ et donc calculer préalablement la quantité n de cristaux correspondante.

On écrit alors : $n = [\text{AgNO}_3] \times V = 0,010 \times 1 = 0,010 \text{ mol}$.

Ainsi la masse $m = 0,010 \times 169,87 = 1,6987 \text{ g}$ de cristaux à peser (le nombre de chiffres significatifs sur la valeur de m dépend de la sensibilité de la balance utilisée), puis à dissoudre dans une fiole de 1L en suivant le protocole indiqué dans le cours.

Exercice 7 *Dilutions*

① Par application de la relation $v_i = \frac{C_f \times V_f}{C_i} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 100}{5,0 \cdot 10^{-2}} = 50,0 \text{ mL}$.

Il faut donc prélever 50 mL de solution – mère à l'aide d'une fiole jaugée de 50 mL ; verser son contenu dans une fiole de 100 mL, ainsi que les eaux de rinçage de la fiole de 50 mL ; puis compléter à 100 mL avec de l'eau distillée ; boucher et agiter.

- ② a. Il faut utiliser une pipette jaugée de 5,0 mL et une fiole jaugée de 250,0 mL.

c. On retourne plusieurs fois la fiole afin d'homogénéiser la solution diluée ainsi préparée.

$$d. C_f = \frac{C_0 \times V_0}{V_2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 5}{250} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Exercice 8 *Retour sur le T.P. :*

2 prélèvements à la pipette de 2,0 mL dans la fiole de 50 mL (ou utilisation possible de la burette graduée) ou : 1 prélèvement à la pipette de 20,0 mL dans la fiole de 250 mL. La 2^e méthode semble plus précise car 1 seul prélèvement, donc 1 seule erreur (au lieu de 2).

Exercice 9 *Analyses médicales*

Il faut calculer les quantités de cholestérol et d'urée contenues dans le sang du patient et ce, à l'aide de la relation : $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Appliquée au cholestérol : } C_c = \frac{2,03}{388} = 5,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 5,23 \text{ mmol.L}^{-1}$$

$$\text{Et à l'urée : } C_u = \frac{0,400}{60} = 6,67 / 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = 6,67 \text{ mmol.L}^{-1}$$

Ces valeurs sont dans les fourchettes de normalité données donc le patient est en bonne santé vis-à-vis du cholestérol et de l'urée.



Corrigés des exercices

Activité 1 ① Le mouvement du ballon est étudié dans le référentiel terrestre.

② Il suffit de diviser la vitesse du ballon en km.h^{-1} par 3,6 :

$$v = 130 \times \frac{1000}{3600} = 36 \text{ m.s}^{-1}$$

③ La valeur du poids du ballon est donnée par : $P = mg$.

Application numérique : $P = 0,43 \times 9,81 = 4,2 \text{ N}$.

④ La Poussée d'Archimède est donnée par : $P_A = \rho Vg$.

V est le volume du ballon : $V = \frac{4}{3}\pi R^3$.

Application numérique : $P_A = 1,20 \times \frac{4}{3}\pi (11 \cdot 10^{-2})^3 \times 9,81 = 6,6 \cdot 10^{-2} \text{ N}$.

La Poussée d'Archimède est négligeable par rapport au poids $\left(\frac{P_A}{P} = 1,6\%\right)$.

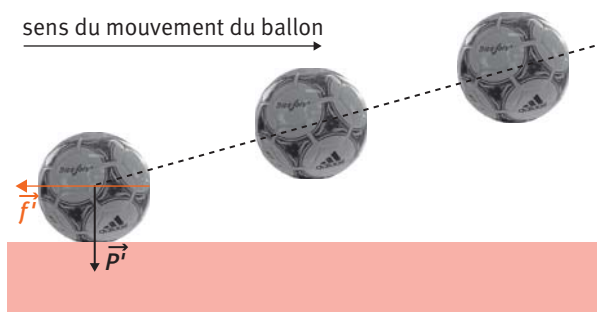
⑤ La force de frottement exercée par l'air est égale à : $f \approx \frac{1}{2} \rho_{\text{air}} AC_D v^2$.

A correspond à la section du ballon : $A = \pi R^2$.

Application numérique : $f = \frac{1}{2} \times 1,20 \times \pi (11 \cdot 10^{-2})^2 \times 0,4 \times 36^2 = 11,8 \text{ N}$.

La force de frottement n'est pas négligeable par rapport au poids.

⑥ Représentation des forces :



Ces forces vont modifier la vitesse du ballon (la vitesse va diminuer) et modifier la trajectoire du ballon (le ballon ne garde pas une trajectoire rectiligne).

⑦ Deux paramètres responsables de la trajectoire du ballon frappé par Roberto Carlos : la rotation du ballon sur lui-même et la vitesse initiale très élevée.

Activité 2 L'absence de rotation du ballon et la vitesse initiale élevée.

- Activité 3**
- ① Améliorations apportées pour faire diminuer le coefficient C_D de 0,75 à 0,65.
 - ✓ le vélo est profilé pour mieux « rentrer » dans l'air (roues, pédalier, cadre, ...) ;
 - ✓ les chaussures, maillots, casques portés par le cycliste, ...
 - ② Le guidon et les bras près du corps du cycliste n°2 vont diminuer l'aire frontale projetée A_p ; le vélo du cycliste n°1 ne permet pas cette position « fermée ».



Corrigés des exercices

Exercice 1 *Vrai ou faux*

- a) Vrai ; dans le mouvement circulaire uniforme d'un corps, la valeur de la vitesse instantanée de ce corps est égale à la vitesse moyenne de ce corps ; les distances entre deux positions successives du corps sont égales pendant des intervalles de temps égaux.
- b) Faux ; le principe d'inertie ne peut pas s'appliquer dans une Formule 1 qui ralentit avant de s'arrêter parce que la voiture n'appartient pas au référentiel terrestre ; elle n'est pas fixe par rapport à la Terre.
- c) Faux ; l'effet d'une force sur le mouvement ne dépend pas toujours de la masse (voir activité 5 du chapitre 7).
- d) Vrai ; la salle de sport peut servir de référentiel terrestre pour étudier le mouvement d'un ballon de hand-ball ; elle est fixe par rapport à la Terre.

Exercice 2 *Vitesse d'une Formule 1*

- a) La Formule 1 se déplace à vitesse constante ; on peut donc calculer sa vitesse à partir de la vitesse moyenne $v : v = \frac{d}{t}$.

$$\text{Application numérique : } v = \frac{1000}{9,86} \times \frac{3600}{1000} = 365 \text{ km.h}^{-1}$$

- b) la Formule 1 se déplace en ligne droite : le mouvement est rectiligne ; la vitesse est constante : le mouvement est donc uniforme.

D'après le principe d'inertie appliqué dans le référentiel terrestre, les forces se compensent.

Exercice 3 *Service au tennis*

- ① Le mouvement de la balle est étudié dans le référentiel terrestre.
- ② Il suffit de diviser la vitesse de la balle en km.h^{-1} par 3,6 :

$$v = 249 \times \frac{1000}{3600} = 69 \text{ m.s}^{-1}$$
- ③ La valeur du poids de la balle est donnée par : $P = mg$.
 Application numérique : $P = 0,058 \times 9,81 = 5,7 \cdot 10^{-1} \text{ N}$.

- 4 La Poussée d'Archimède est donnée par : $P_A = \rho Vg$.

V est le volume de la balle : $V = \frac{4}{3}\pi R^3$.

Application numérique : $P_A = 1,20 \times \frac{4}{3}\pi (33 \cdot 10^{-3})^3 \times 9,81 = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ N}$.

La Poussée d'Archimède est négligeable par rapport au poids $\left(\frac{P_A}{P} = 0,3\% \right)$.

- 5 La force de frottement exercée par l'air est égale à : $f \approx \frac{1}{2}\rho_{\text{air}}AC_D v^2$.

A correspond à la section de la balle : $A = \pi R^2$.

Application numérique : $f = \frac{1}{2} \times 1,20 \times \pi (33 \cdot 10^{-3})^2 \times 0,5 \times 69^2 = 4,9 \text{ N}$.

La force de frottement n'est pas négligeable par rapport au poids.



Corrigés des activités

Activité 1 Il s'agit du principe actif.

Activité 2 Il s'agit des excipients ; exemples : eau, amidon, saccharose.

Activité 3 Ces médicaments contiennent le même principe actif mais pas toujours les mêmes excipients.

Activité 4 Formes galéniques : sirop, suppositoire et comprimé.

Activité 5 Pour procéder à une extraction du ou des principes actifs de la plante, il faut commencer par séparer les feuilles du reste de la plante, puis on peut envisager de réaliser une **hydrodistillation** des feuilles.

Ensuite, une séparation des constituants du mélange extrait par **extraction par solvant** est à envisager en choisissant le ou les solvants appropriés.

Activité 6 Il faudra une très grande quantité de feuilles pour pouvoir envisager de soigner un grand nombre de patients car la quantité de principe actif contenu dans une feuille est extrêmement faible.

Corrigés des activités

Physique

- Activité 1** ① La différence de pression entre deux points A et B d'un liquide au repos s'exprime par : $\Delta P = P_B - P_A = \rho_{eau} gh$.

Application numérique : $P_B - P_A = 1,0 \cdot 10^5$ Pa soit 1,0 bar.

L'augmentation de pression existant lorsqu'un plongeur descend de 10 m dans l'océan est de 1,0 bar.

- ② La pression P_{20} à 20 mètres de profondeur s'exprime par : $P_{20} = P_{atm} + \rho gh'$.

Application numérique : $P_{20} = 3,0$ bar.

- Activité 2** **L'œdème pulmonaire** est dû à l'inondation ou l'accumulation brutale de liquides au niveau des poumons (alvéoles ou des espaces interstitiels pulmonaires). Cet état peut entraîner une insuffisance respiratoire.

Le plus fréquemment, il est d'origine cardiaque.

Une embolie désigne l'obstruction d'un vaisseau par du gaz, un caillot sanguin, des calcifications...

- Activité 3** En cas d'accident de décompression, le malade est immédiatement placé dans un caisson de pressurisation où il est soumis à une forte pression.

L'air libéré par le sang est alors réabsorbé.

Le malade est ensuite ramené progressivement à la pression atmosphérique.

- Activité 4** **Analyse de document**

- ① Dans un gaz parfait, chacune des molécules qui constituent le gaz parfait n'interagit pas avec les autres molécules de celui-ci.

- ② La pression partielle de diazote est égale à : $p_{N_2} = 0,80 \times 5,0 = 4,0$ bar.

La pression partielle de dioxygène est égale à : $p_{O_2} = 0,20 \times 5,0 = 1,0$ bar.

- ③ L'ivresse des profondeurs est due à la toxicité pour l'organisme de l'azote (ou diazote) qui se dissout dans le tissu nerveux de l'organisme.

A une profondeur de 40 m, la pression partielle de diazote est égale à 4,0 bar.

On considère qu'à partir d'une pression partielle de 3.2 bars, les risques sont réels pour des sujets très sensibles ; il y a bien un risque d'ivresse des profondeurs à 40 m de profondeur.

La narcose au diazote ou ivresse des profondeurs est due à la toxicité pour l'organisme de l'azote (ou diazote) qui se dissout dans le tissu nerveux de l'organisme.

Activité 5 Le corps humain est essentiellement constitué de liquides ; il est soumis aux phénomènes d'absorption et de restitution des gaz.

En altitude, où la pression atmosphérique baisse, une plus faible quantité de dioxygène est dissoute dans le sang. Les cellules, moins bien alimentées, ne peuvent en conséquence fournir un effort aussi soutenu qu'en plaine.

Ce facteur doit être pris en compte dans la tentative de record.

Activité 6

- ① Le brassard pneumatique est relié à un manomètre.
- ② Le stéthoscope permet d'écouter l'écoulement sanguin.
- ③ Le brassard est gonflé pour occlure l'artère humérale puis lentement dégonflé pour que l'écoulement reprenne.
- ④ La reprise de l'écoulement correspond à la pression artérielle maximale ou pression systolique (ici 13) ; l'écoulement libre correspond à la pression artérielle minimale ou pression diastolique (ici 7).

Activité 7 La différence de pression entre le cœur et les pieds s'exprime par : $\Delta P = P_p - P_c = \rho_{sang} gh$.

La tension artérielle au niveau des pieds s'exprime par : $T_p = P_p - P_{atm}$.

La tension artérielle moyenne au niveau du cœur s'exprime par : $T_c = P_c - P_{atm}$.

$$T_p - T_c = P_p - P_c = \rho_{sang} gh \Rightarrow T_p = T_c + \rho_{sang} gh.$$

Application numérique : $T_p = 29,0 \cdot 10^3 \text{ Pa}$

La tension artérielle n'est pas la même en tout point d'une personne qui est debout.

Si la personne est allongée, sa tension artérielle est la même en tout point.

Activité 8 ① La différence de pression entre deux points A et B d'un fluide en équilibre de masse volumique ρ s'exprime par : $\Delta P = P_A - P_B = \rho gh$.

② La tension T s'exprime par : $T_e = P_A - P_{atm}$ avec $P_{atm} = P_B$.

③ Des questions précédentes, on déduit : $T_e = P_A - P_B = \rho gh$

La hauteur minimale est donc : $h = \frac{T_e}{\rho g}$.

Application numérique : $h = 1,4 \text{ m}$.

Corrigés des exercices

Exercice 1 Marche sur la neige

La personne s'enfonce le plus lorsque la pression est la plus élevée.

Par définition : $P = \frac{F}{S}$; la pression est la plus élevée lorsque la force est plus intense et la surface en contact la plus faible donc lorsque la personne est en chaussure et équipée d'un sac à dos.

La personne s'enfonce le moins en raquette.

La déformation subie par la couche neigeuse dépend de la surface en contact et du poids total de la personne équipée.

Exercice 2 Avion

Lorsque l'altitude de vol augmente, la pression extérieure exercée sur l'avion diminue.

A très haute altitude, la pressurisation de la cabine consiste à augmenter convenablement la pression à l'intérieur de l'appareil pour limiter les dangers.

Exercice 3 Plongeur et force pressante

Par définition : $P = \frac{F}{S}$ avec F en newton (N) et S en m².

$$P = \frac{F}{S} \Rightarrow F = PS.$$

Application numérique : $F = 10,1 \text{ N}$.

Exercice 4 Vrai ou faux

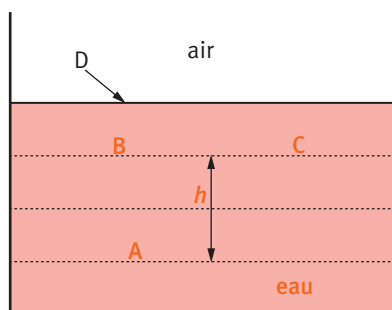
① Vrai ; la pression en D est égale à la pression de l'air c'est-à-dire à la pression atmosphérique.

② Faux ; la pression de l'eau en C est égale à la pression en B.

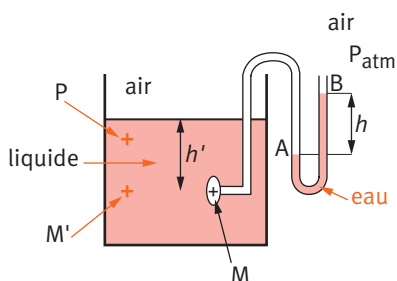
D'après la loi fondamentale de la statique des fluides, la différence de pression entre les points B et C situés dans l'eau s'exprime par : $P_B - P_C = \rho_{\text{eau}}gh'$ et comme $h' = 0$, la pression est la même en B et en C.

③ Vrai ; la pression de l'eau en A est supérieure à la pression en B ; elle augmente avec la profondeur.

④ Faux ; la pression de l'eau en A est supérieure à la pression en B ; la différence de pression entre les points A et B situés dans l'eau s'exprime donc par : $P_A - P_B = \rho_{\text{eau}}gh$.



Exercice 5 Capsules manométriques



- 1 La différence de pression entre deux points A et B d'un fluide au repos s'exprime par : $\Delta P = P_A - P_B = \rho gh$.

La pression P_A au point A s'exprime par : $P_A = P_B + \rho gh$.

Application numérique : $P_A = 1,005 \cdot 10^5$ Pa soit $1,0 \cdot 10^5$ Pa.

- 2 Le point M' est situé dans le même plan horizontal que le point M ; les pressions aux points M et M' sont identiques puisque la dénivellation entre M et M' est nulle.
- 3 Nous avons $P_M - P_P = \rho gh'$; la pression en M est supérieure à celle au point P.

Exercice 6 Plongée

- 1 Définition générale de la pression due à une force $\vec{F}$ s'exerçant perpendiculairement et uniformément sur une surface pressée d'aire notée S : $P = \frac{F}{S}$ avec F en newton (N) et S en m^2 .
- 2 a - La différence de pression entre deux points A et B d'un liquide au repos de masse volumique ρ s'exprime par : $\Delta P = P_A - P_B = \rho gh$; g représente l'intensité de la pesanteur et h la dénivellation entre A et B.
b - Application numérique : $P_B - P_A = 10,9 \cdot 10^5$ Pa.

c - La pression P_B au point B s'exprime par : $P_B = P_A + \rho gh$

Application numérique : $P_B = 11,9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

d - $P = \frac{F}{S} \Rightarrow F = PS$.

Application numérique : $F = 11,9 \cdot 10^5 \times 1,00 \cdot 10^{-4} = 119 \text{ N}$.

3 Le plongeur dispose d'un manomètre.

A la même profondeur, si la plongée s'effectuait en eau douce, la pression indiquée serait plus faible. En effet, la masse volumique de l'eau douce est plus faible que la masse volumique de l'eau salée.

Application numérique : $P'_B = P_A + \rho' gh = 11,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.



Corrigés des activités

- Activité 1** Il s'agit de poudre pour solution buvable
- Activité 2** Ce sont des excipients.
- Activité 3** Le terme « homogène » signifie une solution comportant une seule phase c'est-à-dire que toute la poudre a été dissoute.
- Activité 4** Lorsque la solution a été correctement préparée, la masse totale d'amoxicilline que contient le flacon est égale à $250 \times 12 = 3000 \text{ mg} = 3,0 \text{ g}$ car il y a 12 cuillérées de solution par flacon.
- Activité 5** La masse de la poudre initiale est largement supérieure à cette valeur car il y a aussi les excipients dans la poudre.
- Activité 6** La concentration massique d'amoxicilline dans la solution :
- $$C = \frac{m}{V} = \frac{3}{60 \cdot 10^{-3}} = 50 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$
- Activité 7** Cet enfant nécessite : $150 \times 30 = 4500 \text{ mg}$ d'amoxicilline par 24 heures soit l'équivalent d'1 flacon et demi.
- Activité 8** L'acide acétylsalicylique ne provoque pas de douleurs gastriques et a un effet antipyrétique et antalgique supérieur à celui de l'acide salicylique.
- Activité 9** L'acide acétylsalicylique possède les groupes caractéristiques ester et carboxyle tandis que l'acide salicylique possède les groupes carboxyle et alcool.
- Activité 10** Pour synthétiser l'acide acétylsalicylique, il faut faire un montage de chauffage à reflux.

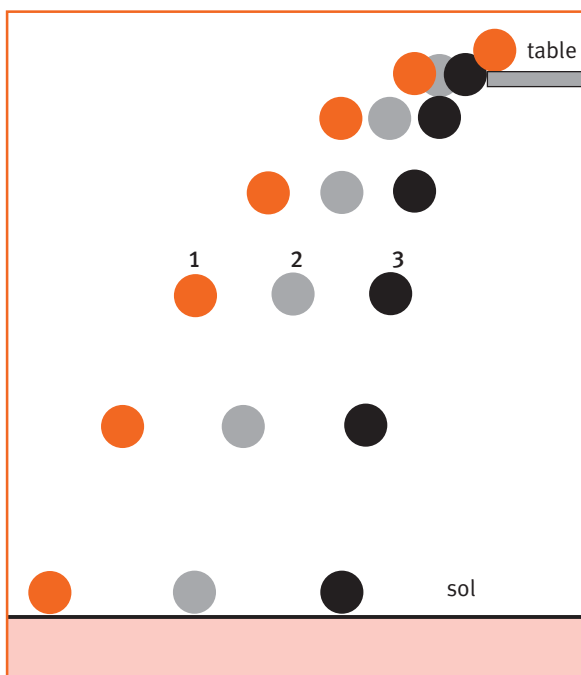
C

Corrigés des activités

Physique

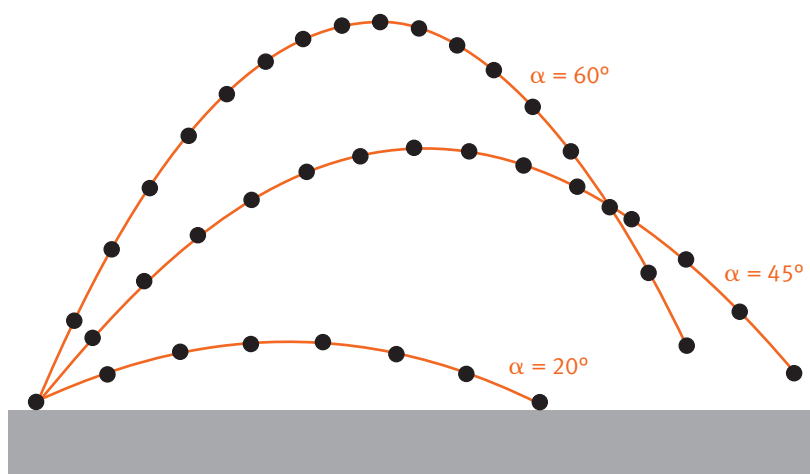
- Activité 1**
- a) Les mouvements de la feuille A4 et du livre sont différents; la feuille met plus de temps pour atteindre le sol.
 - b) Les mouvements de la feuille A4 et du livre sont identiques.
 - c) La feuille de papier et le livre sont soumis à une force exercée par l'air; l'effet de cette force est plus important sur la feuille de papier dans le a).
- Dans le b) la feuille n'est pas soumise à cette force car elle est «protégée» par le livre.

- Activité 2** Si on lance une balle avec trois vitesses initiales différentes ($V_1 > V_2 > V_3$), on obtient les chronophotographies suivantes:



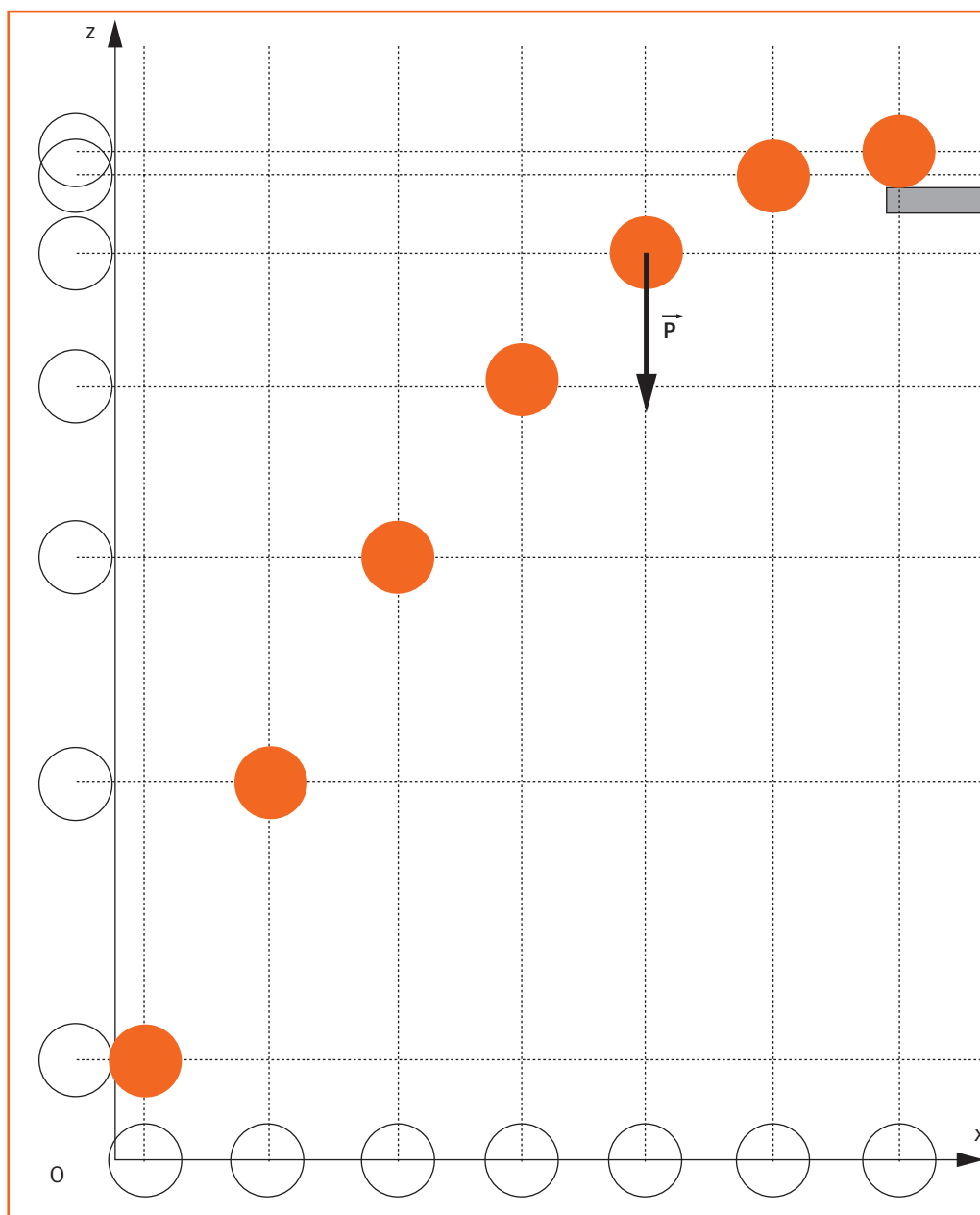
Plus la vitesse initiale est grande, plus le point de chute est éloigné.

Activité 3 ① On étudie le mouvement du projectile dans le référentiel terrestre.



- ② Appliquons le principe d'inertie au projectile dans le référentiel terrestre: la trajectoire du projectile n'étant pas rectiligne, il est au moins soumis à une force. Cette force est le poids du projectile.
- ③ L'angle de 45° permet au projectile d'aller le plus loin.
- ④ L'angle de 60° permet au projectile d'aller le plus haut.

- Activité 4**
- a) Voir la reproduction page suivante où la balle est représentée dans chacune de ces positions suivant l'horizontale.
Suivant l'axe Ox , c'est-à-dire suivant l'horizontale, le mouvement de balle est rectiligne et uniforme; le mouvement de la balle n'est pas modifié dans cette direction.
 - b) Voir la reproduction où la balle est représentée dans chacune de ces positions suivant la verticale.
Suivant l'axe Oz , c'est-à-dire suivant la verticale, la valeur de la vitesse de la balle est modifiée et augmente; le mouvement de la balle sur la verticale est en fait identique au mouvement de la balle en chute libre sans vitesse initiale.



c) La force exercée sur la balle est le poids de la balle (on néglige la force exercée par l'air sur la balle).

Dans la direction perpendiculaire au poids de la balle, c'est-à-dire sur l'horizontale, le mouvement de la balle n'est pas modifié ce qui vérifie le principe d'inertie puisqu'aucune force n'agit sur la balle dans cette direction.

Par contre, la vitesse est modifiée dans la direction du poids de la balle c'est-à-dire suivant la verticale.

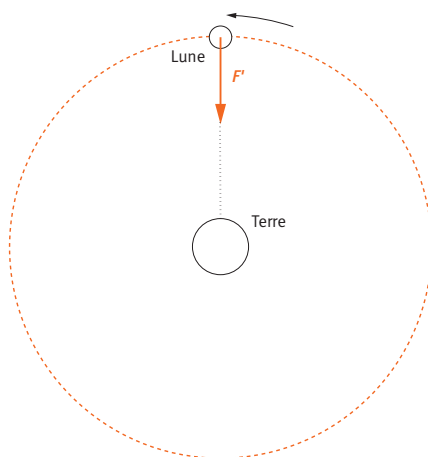
Activité 5 Dans le référentiel géocentrique, le centre de la Lune parcourt un cercle de rayon $d = 384\,000\text{ km}$ en $\Delta t = 29,5$ jours.

La vitesse de la Lune s'exprime par : $v = \frac{2\pi d}{\Delta t}$.

Application numérique : $v = \frac{2\pi \times 384.10^6}{29,5 \times 24 \times 3600} = 947\text{ m.s}^{-1}$ soit 3410 km.h^{-1} .

- Activité 6**
- 1 Le principe d'inertie s'applique dans le référentiel géocentrique: tout corps persévère en son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme si les forces qui s'exercent sur lui se compensent.
 - 2 Appliquons le principe d'inertie à la Lune dans le référentiel géocentrique: la trajectoire de la Lune n'étant pas rectiligne, la Lune est au moins soumise à une force.
 - 3 Cette force est la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune.

Activité 7



- 1 La force gravitationnelle étant perpendiculaire à la direction du mouvement, la valeur de la vitesse de la Lune n'est pas modifiée.
- 2 La direction du mouvement est modifiée par la force gravitationnelle.
- 3 La Lune ne tombe pas sur la Terre mais tourne à vitesse constante dans le référentiel géocentrique parce que la force gravitationnelle exercée par la Terre est constamment perpendiculaire à la direction du mouvement. La direction du mouvement est modifiée à chaque instant par cette force mais la vitesse est suffisante pour rester sur une trajectoire circulaire.

Corrigés des exercices

Exercice 1 *Vrai ou faux*

- a) Faux; le principe d'inertie est aussi valable dans le référentiel géocentrique.
 b) Vrai; la valeur F de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite est aussi divisée par 2 puisque la nouvelle valeur s'écrit:

$$F' = G \frac{\frac{m}{2} M_T}{R^2} = \frac{1}{2} G \frac{m M_T}{R^2} = \frac{1}{2} F.$$

- c) Vrai ; si la distance entre les centres de ces deux boules est multipliée par 2, la valeur F de la force gravitationnelle sera divisée par 4:

$$F' = G \frac{m^2}{(2d)^2} = \frac{1}{4} G \frac{m^2}{d^2} = \frac{1}{4} F.$$

- d) Faux ; d'après la loi de la gravitation universelle, ces valeurs sont les mêmes.

Exercice 2 *Interaction entre deux électrons*

D'après la loi de la gravitation universelle, la valeur de la force gravitationnelle exercée par un électron sur l'autre électron s'exprime par: $F = G \frac{m^2}{d^2}$.

La valeur numérique de cette force gravitationnelle est égale à:

$$F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{0,91 \cdot 10^{-30} \times 0,91 \cdot 10^{-30}}{(10^{-10})^2} = 5,5 \cdot 10^{-51} \text{ N}.$$

Exercice 3 *Balle de tennis*

- ① Expression de la valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la

balle de tennis: $F = G \frac{m M_T}{R_T^2}$.

La valeur de la force gravitationnelle est égale à:

$$F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{0,058 \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6,38 \cdot 10^6)^2} = 0,57 \text{ N}.$$

Penser à bien respecter les unités (masses en kg; distances en m).

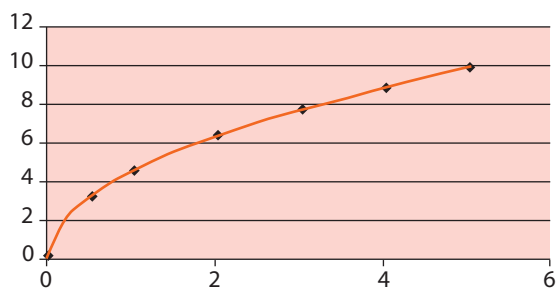
- ② Expression de la valeur du poids de la balle: $P = mg$.

Valeur numérique du poids de la balle de tennis: $P = 0,058 \times 9,81 = 0,57 \text{ N}$.

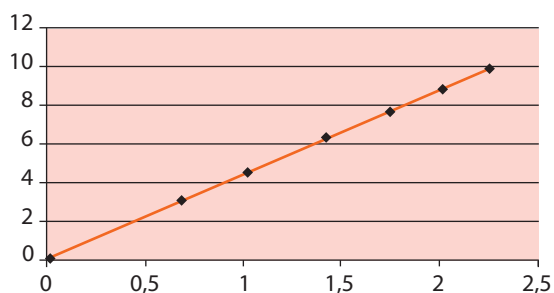
Exercice 4 Chute libre d'une boule de pétanque

On trace v en fonction de H (courbe (1)) puis v en fonction de $\sqrt{H}$ (courbe (2)).

Courbe (1) :



Courbe (2) :

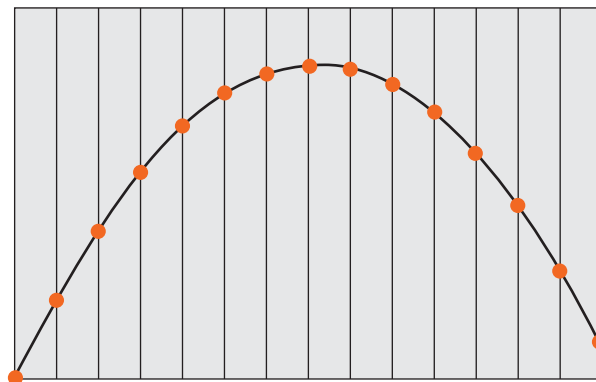


La courbe (2) est une droite passant par l'origine donc $v = k\sqrt{H}$ où k est une constante; la vitesse v est donc proportionnelle à $\sqrt{H}$.

Exercice 5 Trajectoire d'un projectile

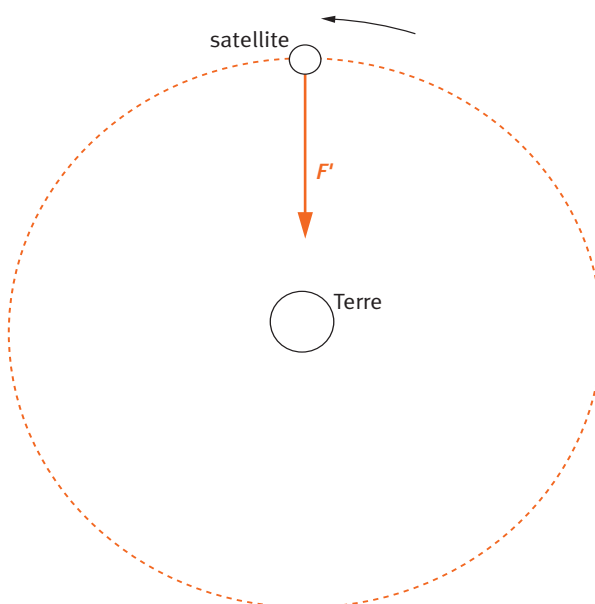
Il suffit de tracer les verticales passant par le centre du projectile.

On remarque que le mouvement du projectile est uniforme suivant l'horizontale (les verticales sont toutes séparées d'une même distance) ce qui est conforme au principe d'inertie puisqu'aucune force n'agit dans cette direction.



Exercice 6 *Collision entre la Terre et le satellite Météosat*

1 - Schéma comprenant la Terre et la trajectoire circulaire du satellite:



$\vec{F}$: force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite.

2 - Le satellite Météosat n'entre pas en collision avec la Terre, même s'il est attiré par la Terre, parce que la force gravitationnelle exercée par la Terre est constamment perpendiculaire à la direction du mouvement.

La direction du mouvement est modifiée à chaque instant par cette force mais la vitesse est suffisante pour garder une trajectoire circulaire.



Corrigés des activités

Activité 1 Les entités chimiques (atome, ion,) possédant le **même numéro atomique** (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même élément chimique.

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres.

Activité 2 Il s'agit de l'hélium de symbole He.

Activité 3 La composition de l'atome : $Z = 2$ donc : 2 protons, 2 électrons et $A = 4$ donc : $4 - 2 = 2$ neutrons.

Activité 4 Ce sont 2 isotopes de l'élément hélium qui se différencient par leur nombre de masse et plus précisément leur nombre de neutrons.

Activité 5 Le symbole de l'élément fer : Fe.

Activité 6 $Z = A - N = 56 - 30 = 26$. Donc : 26 protons, 26 électrons et 30 neutrons.

Activité 7 26 protons, 23 électrons et 30 neutrons.

Activité 8 Il s'agit de Mendéléiev en 1869.

Corrigé du devoir autocorrectif

- Exercice 1** ① a) La valeur P_L du poids d'une boule de pétanque sur la Lune s'exprime par :

$$P_L = m g_L.$$

Application numérique: $P_L = 0,700 \times 1,62 = 1,13 \text{ N}$.

- b) D'après la loi de la gravitation universelle, la valeur F de la force gravitationnelle exercée par la Lune sur la boule de pétanque s'exprime par :

$$F = G \frac{m M_L}{R_L^2}.$$

Application numérique: $F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{0,700 \times 7,34 \cdot 10^{22}}{(1738 \cdot 10^3)^2} = 1,13 \text{ N}$.

- c) Les valeurs des deux forces sont identiques; le poids de la boule sur la Lune peut être assimilé à la force gravitationnelle exercée par la Lune sur la boule.

- ② La valeur P_T du poids d'une boule de pétanque sur la Terre s'exprime par :

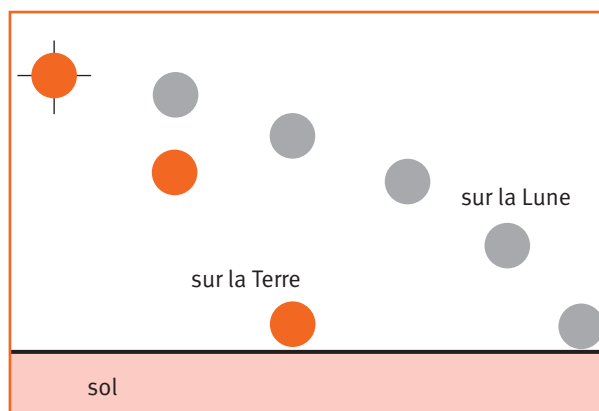
$$P_T = m g_T$$

Application numérique: $P_T = 0,700 \times 9,81 = 6,87 \text{ N}$.

- ③ La trajectoire de la boule de pétanque ne sera pas la même; le point de chute sera plus éloigné sur la Lune.

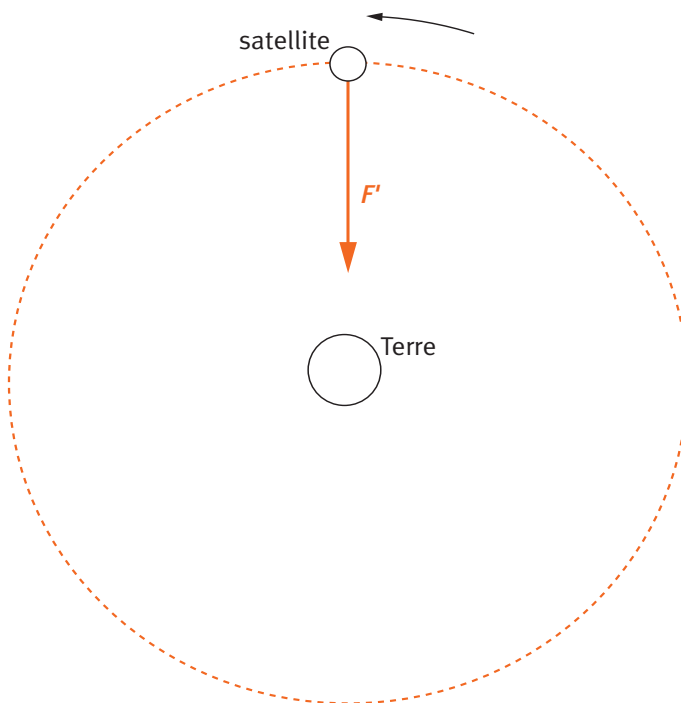
D'après le principe d'inertie, le mouvement suivant la direction horizontale sera rectiligne et uniforme avec la même valeur de la vitesse sur la Lune et sur la Terre.

Par contre, le poids lunaire ayant une valeur inférieure au poids sur la Terre, l'effet de la force sur le mouvement sera moins important sur la Lune et la boule de pétanque mettra plus de temps pour retomber sur le sol ; le point de chute sera donc plus éloigné.



Exercice 2

- ❶ Le mouvement du satellite est étudié dans le référentiel géocentrique.
- ❷ Appliquons le principe d'inertie au satellite dans le référentiel géocentrique ; la trajectoire du satellite n'étant pas rectiligne, le satellite est au moins soumis à une force.
- ❸ Schéma représentant la Terre, le satellite sur sa trajectoire et la force exercée par la Terre sur le satellite.



❹ D'après la loi de la gravitation universelle : $F = G \frac{m_s M_T}{(R_T + h)^2}$.

❺ Application numérique : $F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{500 \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6,38 \cdot 10^6 + 23,2 \cdot 10^6)^2} = 2,28 \cdot 10^2 \text{ N}$

La valeur de la force exercée par le satellite sur la Terre est égale à la valeur de la force exercée par la Terre sur le satellite.



Corrigés des activités

- Activité 1**
- On étudie le mouvement du satellite géostationnaire météorologique Météosat dans le référentiel géocentrique (origine au centre de la Terre et axes dirigés vers 3 étoiles).
 - Appliquons le principe d'inertie au satellite dans le référentiel géocentrique : la trajectoire de Météosat n'étant pas rectiligne, le satellite est au moins soumis à une force.
 - Cette force est la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite.
 - a) Seule, la trajectoire de la figure 2 est incompatible avec la loi de la gravitation universelle de Newton puisque la force gravitationnelle exercée par la Terre sur le satellite est dirigée vers le centre de la Terre.

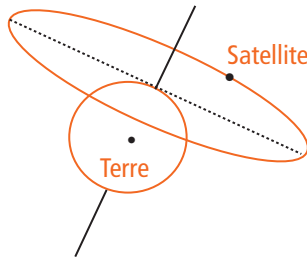


Figure 2

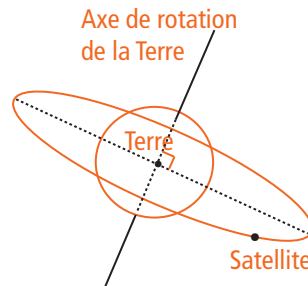


Figure 1

b) La seule trajectoire possible est celle de la figure 1 puisque la trajectoire doit être dans le plan de l'équateur.

- Activité 2**
- Le mouvement de Saturne autour du Soleil est étudié dans le référentiel héliocentrique.
 - Par analogie avec l'étude du mouvement des satellites de la Terre, on étudie le mouvement de la sonde Cassini-Huygens autour de Saturne dans un référentiel dont le repère a pour origine le centre de Saturne et trois axes dirigés vers 3 étoiles fixes.
 - « L'assistance gravitationnelle » consiste à utiliser l'attraction d'une planète (force gravitationnelle exercée par la planète sur la sonde) pour modifier en direction et en vitesse la trajectoire de la sonde spatiale.
La planète Vénus est utilisée deux fois pour modifier la trajectoire et la vitesse de la sonde Cassini-Huygens ; la 2^e trajectoire étant plus éloignée à son extrémité de Vénus.
 - $v = 11,6 \text{ km.s}^{-1}$ ce qui donne : $v = 11,6 \times 3600 = 4,2 \cdot 10^4 \text{ km.h}^{-1}$.
Ordre de grandeur : 10^4 km.h^{-1} .



Corrigés des exercices

Physique

Exercice 1 *Référentiel*

Le référentiel le plus adapté pour étudier le mouvement de Jupiter autour du Soleil est le référentiel héliocentrique.

Exercice 2 *Ordre de grandeur*

	Année de lumière	Distance Neptune-Soleil	Rayon de l'atome d'hydrogène	Diamètre de la Terre	Diamètre d'un atome de césium
Longueur	$9,45 \cdot 10^{12}$ km	$4497 \cdot 10^6$ km	53 pm	12800 km	0,60 nm
Ordre de grandeur (en m)	10^{16}	10^{12}	10^{-10}	10^7	10^{-9}

Exemple de calcul : $4497 \cdot 10^6$ km correspond à $4,5 \cdot 10^{12}$ m ; 4,5 est strictement inférieur à 5 et est remplacé par 1 ce qui donne : 10^{12} m comme ordre de grandeur.

Autre exemple: 53 pm correspond à $5,3 \cdot 10^{-11}$ m ; 5,3 est strictement supérieur à 5 et est remplacé par 10 ce qui donne : 10^{-12} m comme ordre de grandeur.

Exercice 3 *Planètes du système solaire*

① Distances (en km) en notation scientifique en ne gardant que 2 chiffres significatifs.

Planète	Diamètre (km)	Distance au soleil (km)
Mars	$6,8 \cdot 10^3$	$2,3 \cdot 10^8$
Jupiter	$1,4 \cdot 10^5$	$7,8 \cdot 10^8$
Saturne	$1,2 \cdot 10^5$	$1,4 \cdot 10^9$
Mercure	$4,9 \cdot 10^3$	$5,8 \cdot 10^7$
Vénus	$1,2 \cdot 10^4$	$1,1 \cdot 10^8$
Terre	$1,3 \cdot 10^4$	$1,5 \cdot 10^8$
Uranus	$4,7 \cdot 10^4$	$2,9 \cdot 10^9$
Neptune	$5,1 \cdot 10^4$	$4,5 \cdot 10^9$

2 Planètes par ordre décroissant de taille

Planète	Diamètre (km)
Jupiter	$1,4 \cdot 10^5$
Saturne	$1,2 \cdot 10^5$
Neptune	$5,1 \cdot 10^4$
Uranus	$4,7 \cdot 10^4$
Terre	$1,3 \cdot 10^4$
Vénus	$1,2 \cdot 10^4$
Mars	$6,8 \cdot 10^3$
Mercure	$4,9 \cdot 10^3$

Planètes par ordre croissant de distance au Soleil.

Planète	Distance au soleil (km)
Mercure	$5,8 \cdot 10^7$
Vénus	$1,1 \cdot 10^8$
Terre	$1,5 \cdot 10^8$
Mars	$2,3 \cdot 10^8$
Jupiter	$7,8 \cdot 10^8$
Saturne	$1,4 \cdot 10^9$
Uranus	$2,9 \cdot 10^9$
Neptune	$4,5 \cdot 10^9$

3 L'ordre de grandeur du diamètre de la Terre est 10^4 km.

Planète	Diamètre (km)
Jupiter	10^5
Saturne	10^5
Neptune	10^5
Uranus	10^4
Terre	10^4
Vénus	10^4
Mars	10^4
Mercure	10^3

Uranus, Vénus et Mars ont un diamètre du même ordre de grandeur que la Terre.

Exercice 4 *Mouvement de la Terre*

- a) La distance parcourue en 23 h 56 min par l'objet situé à l'équateur correspond à la circonférence d'un cercle de 6380 km.

La vitesse de l'objet situé à l'équateur s'écrit: $v = \frac{d}{t} = \frac{2\pi R}{t}$.

Application numérique: $v = \frac{2\pi \times 6380.10^3}{(23 \times 3600 + 56 \times 60)} = 465 \text{ m.s}^{-1}$ soit: $1,67.10^3 \text{ km.h}^{-1}$.

b)- La distance parcourue par l'objet situé à Bordeaux correspond à la circonférence d'un cercle de 4510 km.

Vitesse de l'objet situé à Bordeaux: $v = \frac{d}{t} = \frac{2\pi R}{t}$.

Application numérique: $v = \frac{2\pi \times 4510 \times 10^3}{(23 \times 3600 + 56 \times 60)} = 329 \text{ m.s}^{-1}$ soit: $1,18.10^3 \text{ km.h}^{-1}$.

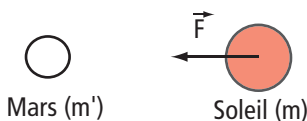
La vitesse est plus importante à l'équateur ce qui est utilisé pour le lancement des fusées Ariane V.

Exercice 5 *Vénus et la pomme*

La chute d'une pomme sur Terre et le mouvement de Vénus autour du Soleil résultent de la même force: la force gravitationnelle.

Exercice 6 *Interaction gravitationnelle entre le Soleil et Mars*

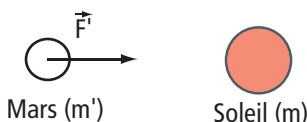
a) La force gravitationnelle exercée par Mars sur le Soleil est représentée ci-dessous:



La valeur de la force gravitationnelle exercée par la planète Mars sur le Soleil s'exprime par: $F = G \frac{m m'}{d^2}$.

Application numérique: $F = 6,67.10^{-11} \frac{1,99.10^{30} \times 6,42.10^{23}}{(2,28.10^{11})^2} = 1,64.10^{21} \text{ N}$.

b) La force gravitationnelle exercée par le Soleil sur la planète Mars est représentée ci-dessous :



Sa valeur est identique à celle de la force exercée par la planète Mars sur le Soleil, puisque: $F' = F = G \frac{m m'}{d^2}$.

Exercice 7 Exoplanète

- ① Une exoplanète, appelée aussi planète extrasolaire, est une planète qui est en orbite autour d'une étoile autre que le Soleil.
- ② L'année de lumière est la distance parcourue par la lumière dans le vide pendant une année : $d = c \Delta t$.

La valeur de l'année de lumière est donc : $d = 3,00.10^8 \times (365 \times 24 \times 3600) = 9,46.10^{15} \text{ m}$ soit $9,46.10^{12} \text{ km}$.

La distance est donc égale à : $50 \times 9,46.10^{12} = 4,73.10^{14} \text{ km}$ soit un ordre de grandeur de 10^{14} km .



Corrigés des activités

Activité 1 Le mot « énergisante » signifie que la boisson contient des nutriments qui, par réaction chimique dans l'organisme, apporte à celui-ci de l'énergie.

Activité 2 $M = 6 M_C + 12 M_H + 6 M_O = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

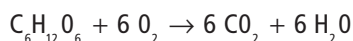
Activité 3 $c = \frac{c_m}{M} = \frac{30}{180} = 0,17 \text{ mol.L}^{-1}$

Activité 4 La nouvelle concentration massique de la solution diluée ainsi fabriquée :

$$c_i \times V_i = C_f \times V_f \text{ d'où : } C_f = \frac{C_i \times V_i}{V_f} = \frac{10 \times 30}{50} = 6 \text{ g.L}^{-1}$$

Activité 5 La masse de glucose dans la bouteille : $m = C \times V = 6 \times 50.10^{-3} = 0,3 \text{ g}$.

Activité 6 C'est une transformation chimique d'équation :



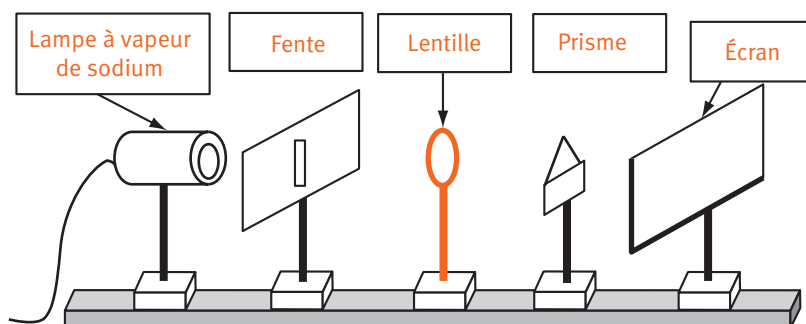
Activité 7 $\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2 + 25 \text{O}_2 \rightarrow 18 \text{CO}_2 + 16 \text{H}_2\text{O}$

Activité 8 Etat initial : acide linoléique, dioxygène.

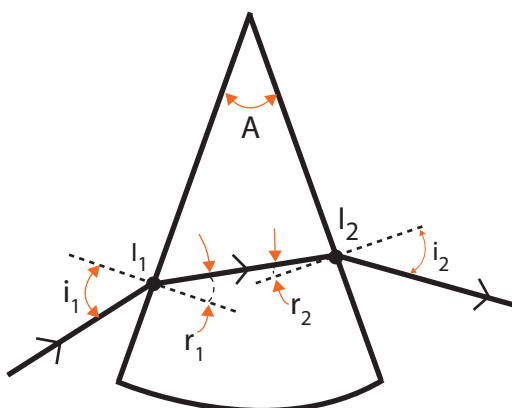
Etat final : dioxygène qui n'a pas réagi, dioxyde de carbone, eau.

Corrigés des exercices

Activité 1

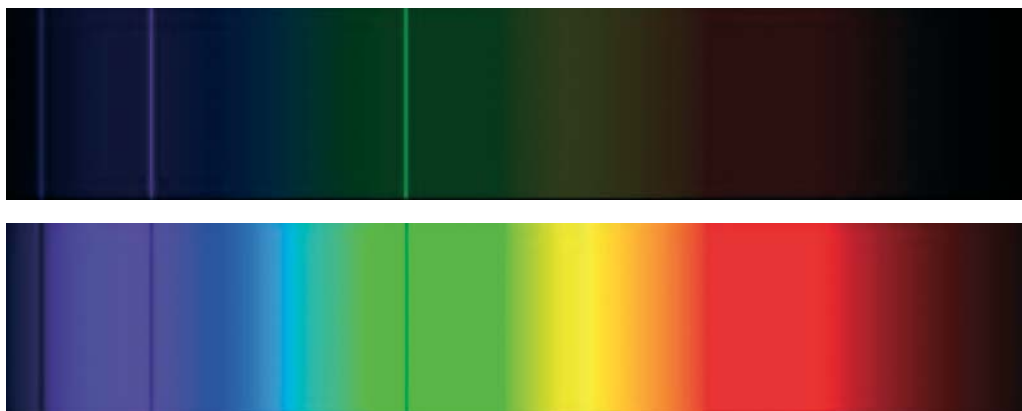


Activité 2



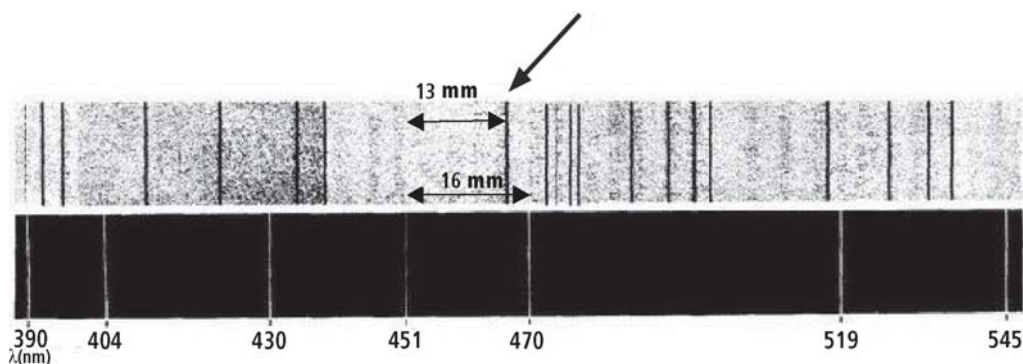
- ① Le prisme est transparent et homogène. Le rayon incident peut donc pénétrer dans le prisme.
Il faut vérifier que quelque soit l'angle d'incidence, il n'y aura pas de réflexion totale.
L'indice de l'air étant plus faible que l'indice du prisme, il ne peut pas y avoir réflexion totale.
- ② Loi de Descartes au point I_1 : $\sin i_1 = n \sin r_1$.
Loi de Descartes au point I_2 : $n \sin r_2 = \sin i_2$.
- ③ La radiation lumineuse la plus déviée est le violet.

Activité 3 Le spectre n°2 convient. Les raies d'émission se juxtaposent aux raies noires d'absorption.



Activité 4 Le spectre de l'argon nous permet de relier l'intervalle de longueur d'onde par exemple : [451 nm, 470 nm] à la distance séparant les deux raies en mm.

Intervalle [451 nm, 470 nm] : 16 mm correspondent à 19 nm.



Distance entre la raie de longueur d'onde 451 nm et la raie étudiée : 13 mm ; les 13 mm correspondent à 15,4 nm.

La longueur d'onde de la raie marquée est donc $\lambda = 451 + 15,4 = 466,4$ nm soit 466 nm.

La connaissance de la longueur d'onde de cette raie et des autres raies présentes dans le spectre de l'étoile permettent ensuite de trouver les éléments présents dans les couches périphériques de l'étoile.



Corrigés des exercices

Exercice 1 Vrai ou faux

- ① Vrai ; la longueur d'onde caractérise dans l'air et dans le vide une radiation monochromatique.
- ② Faux ; lors de la dispersion de la lumière blanche par un prisme, la couleur violette est la plus déviée.
- ③ Faux ; un corps chaud émet un rayonnement continu, dont les propriétés dépendent de la température.
- ④ Vrai ; le spectre de la lumière émise par une étoile est lié à la température de surface de l'étoile et aux entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile.
- ⑤ Faux ; les deux entités chimiques prépondérantes dans la composition chimique du Soleil sont l'hydrogène et l'hélium.

Exercice 2 QCM

- ① Le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de mercure est un spectre
b - de raies d'émission
- ② Le spectre de la lumière émise par une lampe à incandescence est un spectre
a - d'émission continu
- ③ Le spectre de la lumière blanche après avoir traversé de la vapeur de sodium est un spectre
c - de raies d'absorption
- ④ Le spectre de la lumière émise par le Soleil est un spectre
c - de raies d'absorption
- ⑤ On augmente progressivement la tension d'alimentation dans une lampe à incandescence.
Le spectre de la lumière émise :
b - s'enrichit de radiations colorées dans le domaine du violet.

Exercice 3 Températures des étoiles

Plus une source de lumière est chaude, plus le spectre s'enrichit de radiations vers le violet.

Le soleil (6000°C en surface) émet dans le visible.

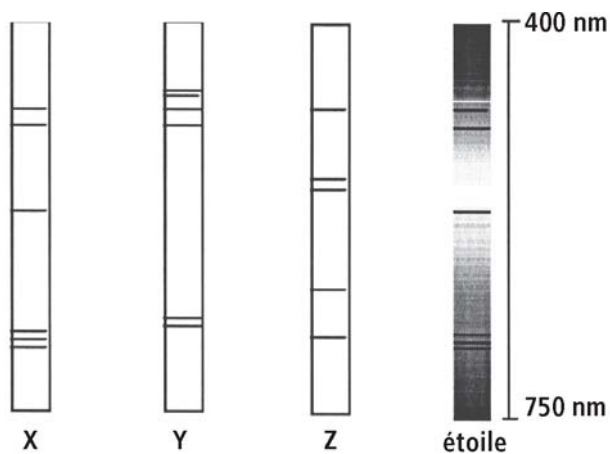
L'étoile Rigel émet dans le bleu alors que le Soleil émet dans le jaune ; la température de surface de Rigel est plus élevée que la température de surface du soleil.

L'étoile Bételgeuse émet dans le rouge ; la température de surface de Bételgeuse est moins élevée que la température de surface du soleil.

Exercice 4 Identification d'un élément à partir d'un spectre

La couche périphérique de l'étoile contient l'élément X.

On retrouve les raies de l'élément X dans le spectre de l'étoile.



Les Cours du



Physique – Chimie

Seconde Annexes

Rédaction :

*Guy Le Parc
Philippe Briand*

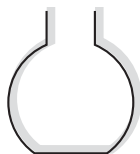
Coordination :

*Jean Bousquet
Pierre Rageul
Jean-Michel Le Laouénan*

Ce cours est la propriété du Cned. Les images et textes intégrés à ce cours sont la propriété de leurs auteurs et/ou ayants droit respectifs. Tous ces éléments font l'objet d'une protection par les dispositions du code français de la propriété intellectuelle ainsi que par les conventions internationales en vigueur. Ces contenus ne peuvent être utilisés qu'à des fins strictement personnelles. Toute reproduction, utilisation collective à quelque titre que ce soit, tout usage commercial, ou toute mise à disposition de tiers d'un cours ou d'une œuvre intégrée à ceux-ci sont strictement interdits.

©Cned-2010

Matériel de verrerie usuel



Ballon à fond plat



Bécher



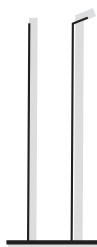
Cristalliseur



Erlenmeyer



Pipette simple



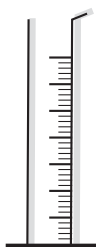
Éprouvette



Tube à essais



Verre à pied



Éprouvette graduée



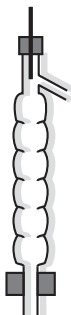
Fiole jaugée



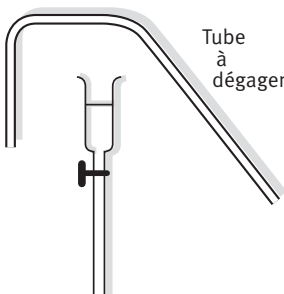
Burette graduée



Pipette jaugée

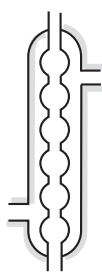


Colonne à distiller
surmontée d'un thermomètre

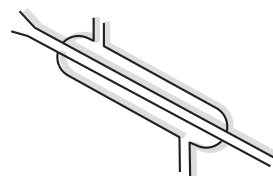


Ampoule de coulée

Tube à
dégagement



Réfrigérant vertical
à boules



Réfrigérant incliné

Récapitulatif des pictogrammes de sécurité utilisés

Les risques

Pictogrammes			
Symbole	Signification	Danger	Précaution
	E Explosif	Ce symbole désigne les substances pouvant exploser dans certaines conditions définies.	Manipuler loin des flammes, des étincelles, des sources de chaleur. Éviter les chocs, les frictions.
	O Comburant	Ces substances peuvent embraser des produits combustibles ou amplifier un feu existant, rendant ainsi son extinction difficile.	Tenir à l'écart des combustibles. Manipuler loin des flammes, des étincelles et des sources de chaleur.
	T+ Très toxique	Ces substances portent atteinte à la santé par inhalation, ingestion ou absorption cutanée. Elles peuvent causer la mort. Ce symbole peut également désigner la possibilité d'un dommage irréversible par exposition unique, répétée ou prolongée.	Proscrire soigneusement : l'ingestion, l'inhalation, le contact avec la peau suivant les indications de risque (R, suivi d'un ou plusieurs numéros).
	T Toxique		
	Xn Toxicité moindre	L'inhalation, l'ingestion ou l'absorption cutanée sont nuisibles pour la santé. Désigne également la possibilité d'un dommage irréversible par exposition unique, répétée ou prolongée.	Mêmes mesures que ci-dessus. Le risque est moindre, mais réel : éviter l'ingestion, l'inhalation, le contact avec la peau, selon les indications de risque.
	F+ Extrêmement inflammable	a) Liquides à point éclair inférieur à 0° C et à point d'ébullition ou début d'ébullition de 35° C max. b) Gaz, mélanges de gaz (y compris liquéfiés) ayant une zone d'inflammabilité avec l'air à la pression normale.	a) Éviter tout contact avec des sources d'allumage. b) Éviter la formation de mélange air-gaz dangereux. Tenir à l'écart du feu, des étincelles et des sources de chaleur.
	F Facilement inflammable	a) Substance s'enflammant spontanément. Produit chimique s'enflammant à l'air. b) Substance sensible à l'humidité, produit formant des gaz inflammables au contact de l'eau. c) Liquide ayant un point éclair inférieur à 21° C. d) Substances solides qui sont facilement enflammées en cas de contact de courte durée avec une source d'allumage.	a) Éviter le contact avec l'air. b) Éviter le contact avec l'humidité et l'eau. c) Tenir à l'écart des flammes, de la chaleur et d'étincelles. d) Éviter tout contact avec des sources d'allumage.
	C Corrosif	Les tissus vivants et les équipements sont détruits au contacts de ses produits.	Ne pas respirer les vapeurs et éviter tout contact avec la peau et les vêtements. Prendre toutes les mesures de protection des yeux, de la peau, des vêtements.
	Xi Irritant	Substance pouvant irriter la peau, les yeux et les organes respiratoires.	Ne pas inhaler les vapeurs et éviter tout contact avec la peau et les yeux. En cas de projection, laver à grande eau.
	N Dangereux pour l'environnement	Substances nocives pour l'environnement aquatique et non aquatique (faune, flore, atmosphère) ou ayant un effet nuisible à long terme.	Éviter le rejet dans l'environnement. Éliminer ce produit et son récipient comme un déchet dangereux, dans un centre de collecte des déchets dangereux ou spéciaux.

Mesures de sécurité

Pictogrammes	
	Port obligatoire pour manipuler les produits caractérisés par S 39 et ses combinaisons : porter un appareil de protection des yeux. Port recommandé dès qu'il est indiqué : "éviter le contact avec les yeux".
LUNETTES	
	Port recommandé pour l'utilisation de tout produit portant les mentions : - ne pas respirer les poussières - ne pas respirer les vapeurs - porter un appareil respiratoire. Dans ces deux derniers cas, il est encore préférable de manipuler sous la hotte.
MASQUE	
	Port obligatoire pour manipuler les produits caractérisés par S 37 et ses combinaisons : "porter des gants appropriés". Port recommandé chaque fois qu'il est conseillé "d'éviter le contact avec la peau".
GANTS	
	Le port de la blouse est vivement recommandé pour toute manipulation en chimie. Le port d'un tablier imperméable, voire de bottes est recommandé chaque fois que l'on doit transvaser des volumes importants de produits caustiques.
TABLIER	
BOTTES	
	Emploi obligatoire avec S 51 : utiliser seulement dans les zones bien ventilées. Recommandée pour manipuler tout produit caractérisé par les phrases comportant "ne pas respirer..." ou mentionnant une nécessité de ventilation.
HOTTE ASPIRANTE	