

CHAPITRE 1 / MODÈLE DE L'ATOME

1. Introduction du chapitre

Commentaires

Prérequis : Savoir que l'atome est constitué d'un noyau et des électrons. Savoir également qu'il est électriquement neutre. Savoir écrire les symboles chimiques des quelques atomes, molécules et ions.

L'enseignant porte une attention particulière au vocabulaire employé et à sa définition, en particulier espèce chimique dans le cadre d'une description macroscopique et entité chimique dans le cadre d'une description microscopique de la matière.

A_ZX est le symbole d'un noyau (ou atome) de numéro atomique Z et de nombre de nucléons A (par souci de ne pas multiplier les termes, celui de nucléide, comme celui de nombre de masse, ne sont pas utilisés).

Il peut être intéressant de faire appel à l'expérience historique de Rutherford, en introduction ou en application du modèle de l'atome et de sa structure lacunaire.

En utilisant les puissances de dix et les proportions, il est judicieux de faire des changements d'échelle illustrant l'ordre de grandeur des rayons du noyau et de l'atome (mettant en évidence la structure lacunaire de la matière) et de comparer les masses volumiques des noyaux et des atomes (en lien avec le programme de physique : de l'atome aux galaxies).

Dans l'approche expérimentale de la conservation, l'objectif est de sensibiliser l'élève au fait que, lors d'une transformation, il y a conservation de l'élément. Il paraît souhaitable que cette activité expérimentale ait lieu avant le cours et que l'élève découvre, à travers l'expérience, la conservation des différents éléments impliqués lors d'une succession de transformations chimiques.

Les transformations au cours desquelles les éléments ne sont pas conservés (réactions nucléaires) peuvent être évoquées (par exemple : réactions nucléaires dans le Soleil et les étoiles).

L'énergie est absente du programme de Seconde. En conséquence, tout vocabulaire ayant une connotation énergétique est évité. Toutefois, l'enseignant peut signaler que, dans l'atome, les électrons ne sont pas tous également liés. Il insiste sur le nombre d'électrons de la couche externe de l'atome qui détermine la construction des édifices chimiques. Le modèle des cases quantiques ou un modèle analogue n'est pas utilisé, de même que les représentations de Lewis des atomes avec les électrons associés en doublets. Ceci n'induit pas de représentations erronées de la répartition spatiale et de l'énergie des électrons autour d'un atome.

2. Conduite et correction des Activités

La première Activité décrit d'abord un modèle d'atome en introduisant les notions fondamentales et historique en insistant sur les ordres de grandeurs.

La deuxième Activité présente ensuite la notion d'élément sur un exemple permettant la réalisation d'activités expérimentales : nous avons choisi l'élément cuivre pour la variété des réactions que l'on peut facilement présenter et faire réaliser aux élèves. L'utilisation de A et Z conduit à une définition précise de l'élément cuivre.

Puis, par analogie avec l'exemple du cuivre, la notion générale d'élément est introduite, en relation avec la structure des atomes et celle de leur noyau. Nous affirmons ensuite le principe de conservation des éléments avant de présenter la notion d'isotope et les règles de notations.

La dernière Activité de ce chapitre explique la formation des éléments dans l'univers et sur terre.

Activité 1 : Comptage des petits objets

Réponse aux questions

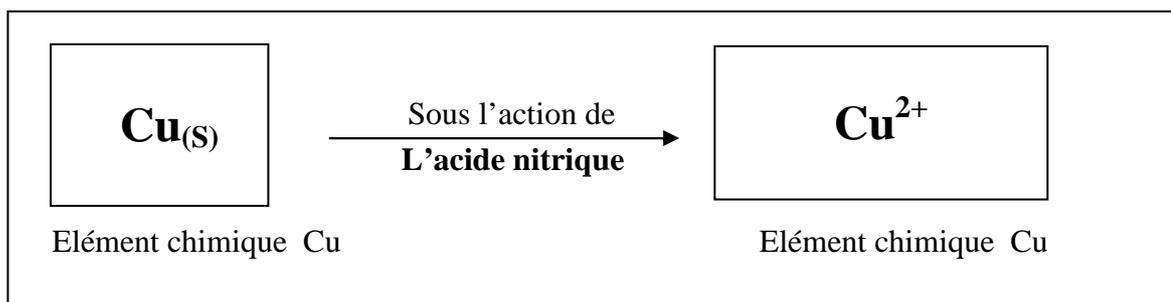
1. Après plusieurs observations et découvertes, les chimistes ont établi une telle structure de l'atome pour le rendre plus simple à étudier.
2. L'atome est constitué d'un noyau minuscule et dense chargé positivement, et des électrons évoluant sur des couches électroniques chargés négatives.
3. Son noyau contient des protons et des neutrons.
4. La particule non chargée contenue dans le noyau est appelée neutron.
5. Les masses du proton et du neutron sont environ égales.
6. $m_e = 1,673 \times 10^{-27} / 2000 = 8,365 \times 10^{-31}$ kg.
7. La masse de l'atome est concentrée dans son noyau parce que la masse des électrons est négligeable par rapport à la masse du noyau.

Activité 2 : Quantité de matière

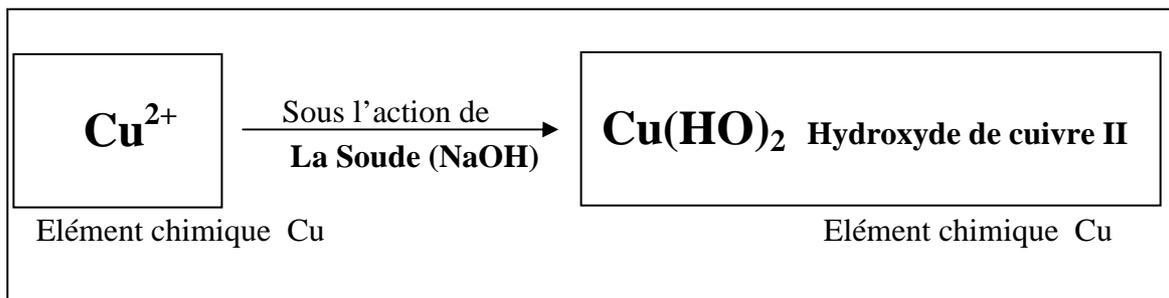
Réponse aux questions

Expérience 1 : Action de l'acide nitrique sur le cuivre

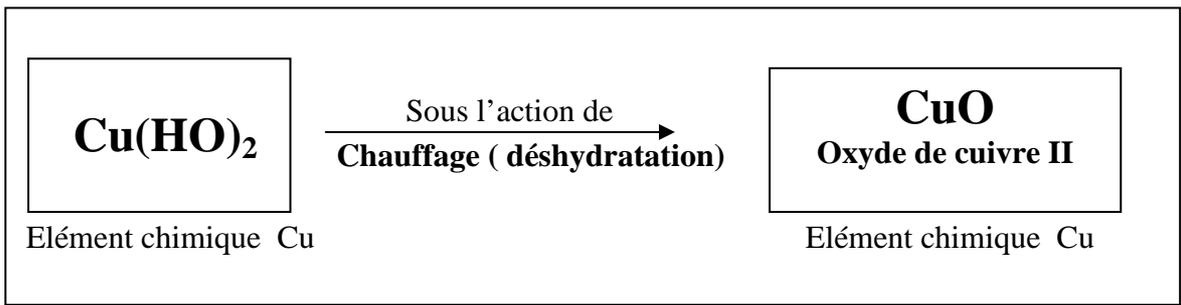
1. L'ion responsable de la couleur bleue dans le tube à essai est l'ion cuivre II (Cu^{2+}).
- 2.



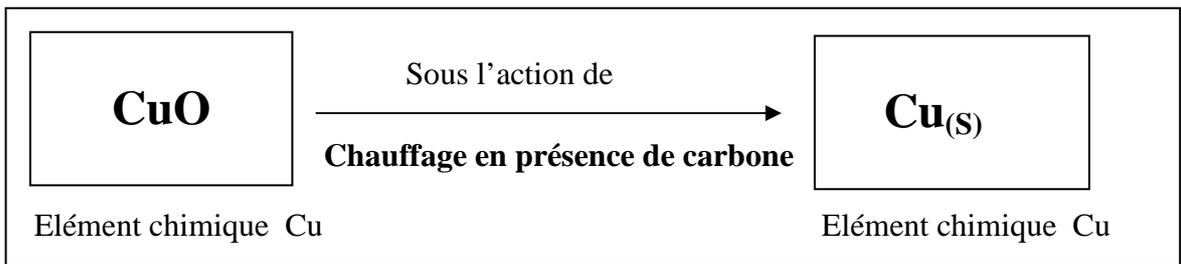
Expérience 2 : Formation de l'hydroxyde de cuivre (II)



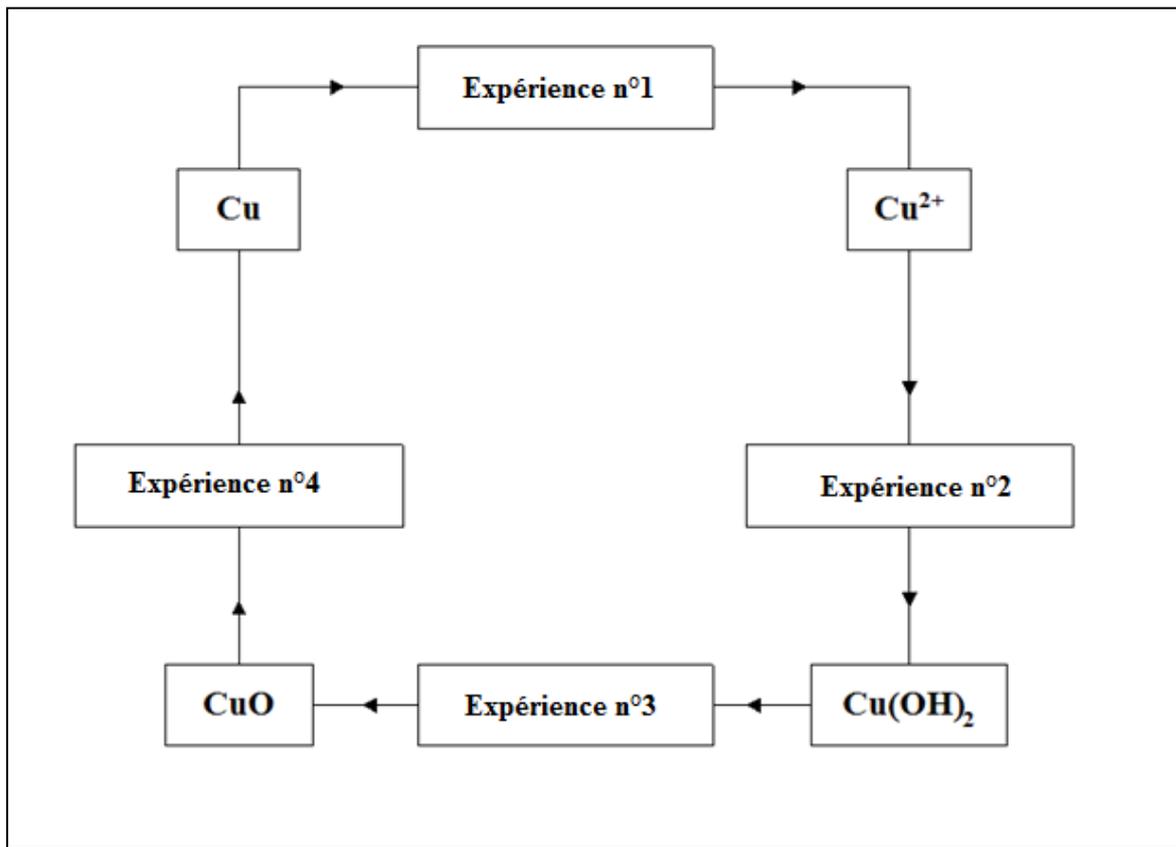
Expérience 3 : Chauffage de l'hydroxyde de cuivre (II)



Expérience 4 : Action du carbone sur l'oxyde de cuivre



Conclusion générale



Remarque : Nous conseillons une activité liée à l'expérience de Rutherford en remplacement de l'activité 3

Activité 3 : Prélèvement d'une quantité de matière d'une espèce solide

Réponse aux questions

1.

| Nom | Hydrogène | Deutérium | Hélium |
|------------------------|-----------|-----------|--------|
| Numéro atomique | 1 | 1 | 2 |

2. Les deux éléments les plus abondants dans l'univers sont l'Hydrogène et l'Hélium. Et les éléments les plus abondants dans la Terre sont : le Silice, Aluminium, Sodium, Potassium, Calcium, Magnésium, Nickel et Fer.
3. l'abondance de ces éléments au niveau d'une étoile s'explique par la fusion.

3. Correction des exercices

Connaître

Exercice 1 : Recopier et compléter le tableau suivant

| Nom usuel | Symbole | Nombre d'électrons | Nombre de protons | Nombre de neutrons |
|-----------|----------------|--------------------|-------------------|--------------------|
| Carbone | $^{13}_6C$ | 6 | 6 | 7 |
| Hydrogène | 1_1H | 1 | 1 | 0 |
| Oxygène | $^{18}_8O$ | 8 | 8 | 10 |
| Azote | $^{15}_7N$ | 7 | 7 | 8 |
| Soufre | $^{32}_{16}S$ | 16 | 16 | 16 |
| Chlore | $^{35}_{17}Cl$ | 17 | 17 | 18 |

Exercice 2 : Quelques propriétés

1.

| Nom | charge | positionnement |
|----------|----------|---------------------------------|
| Proton | Positive | Dans le noyau |
| Neutron | Neutre | Dans le noyau |
| Electron | négative | Sur des couches autour du noyau |

2. On appelle isotopes les atomes qui ont le même nombre de protons mais différent en nombre de neutrons.
3. Ce qui caractérise un élément chimique est son numéro atomique Z. parce qu'un élément chimique possède des isotopes.
4. « Li » est le symbole du Lithium et le symbole du Chlore est le « Cl ».

Exercice 3 : Vrai ou faux

1. Vrai.
2. Faux. Les atomes dont les noyaux sont représentés par $^{14}_7X$ et $^{13}_7X$ appartiennent au même élément chimique.
3. Vrai.
4. Vrai.
5. Faux. L'élément cuivre a pour symbole Cu.

Exercice 4 : Entité chimique

${}_{50}^{115}X$ et ${}_{50}^{124}X$ même élément chimique, ${}_{52}^{123}X$ et ${}_{52}^{124}X$ même élément chimique puis
 ${}_{54}^{124}X$ et ${}_{54}^{129}X$ même élément chimique.

Exercice 5 : Masse d'un atome

1. d'un neutron.
2. 2000 fois plus petite que la masse d'un nucléon.
3. pratiquement égale.
4. $1,67.10^{-27}$ kg

Exercice 6 : Charge d'un noyau

1. Le chiffre 11 représente le numéro atomique (nombre des protons) de l'élément et le chiffre 23 représente le nombre des nucléons dans le noyau de cet atome.
2. La charge des protons Q du noyau est : $Q = 11 \times 1,60.10^{-19} = 1,76.10^{-18}$ C.
3. La charge du noyau de l'atome de Sodium est donc $Q = 1,76.10^{-18}$ C.

Appliquer

Exercice 7 : Composition d'un atome

1. 6 protons et 6 neutrons.
2. 60 électrons.

Exercice 8 : Notation symbolique d'un noyau atomique

1. ${}_{16}^{32}S$.
2. 16.
3. $m = 5,34. 10^{-26}$ kg.

Exercice 9 : L'atome de Zinc

1. $Z = 32$.
2. 32 protons donc 32 électrons et 33 neutrons.
 $m = 1,09. 10^{-25}$ kg.

Exercice 10 : Composition d'un atome

| Atome | Nombre de protons | Nombre de neutrons | Nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau |
|------------|-------------------|--------------------|--|
| 7_3Li | 3 | 4 | 3 |
| Al^{3+} | 13 | 14 | 10 |
| S^{2-} | 16 | 16 | 18 |

Exercice 11 : Isotopes

1. Par la valeur de Z.
2. Quatre.
3. (7;14) et (7;15) ; (14;28) et (14;29).

Exercice 12 : L'atome d'argent

1. 47.
2. 61.
3. $^{108}_{47}\text{Ag}$.
4. $1,80 \cdot 10^{-25}$ kg.

Exercice 13 : L'atome d'or

1. 79.
2. 118.
3. $^{197}_{79}\text{Au}$.
4. $3,29 \cdot 10^{-25}$ kg.

Exercice 14 : Les atomes de phosphore et de bismuth

1. $^{209}_{83}\text{Bi}$.
2. $3,49 \cdot 10^{-25}$ kg.
3. $^{31}_{15}\text{P}$.
4. $5,18 \cdot 10^{-26}$ kg.

Exercice 15 : Composition de l'atome H et des ions Mg^{2+} et Cl^-

| Atome | Nombre de protons | Nombre de neutrons | Nombre d'électrons qui gravitent autour du noyau |
|------------------|--|------------------------|--|
| ^1_1H | 1 | 0 | 1 |
| Mg^{2+} | 12 | 12 | 10 |
| Cl^- | 17 | 18 | 18 |
| Charges | Pour un proton : $1,60 \times 10^{-19}$ C | Pour un neutron : 0 | Pour un électron : $- 1,60 \times 10^{-19}$ C |

- 4.. Parce qu'il possède autant des charges positives que des charges négatives.

Analyser

Exercice 16 : Pourcentage en atomes

1. un corps composé.
- 2.

| molécule | élément | Nombre d'atomes | Pourcentage en nombre d'atomes |
|---|-----------|-----------------|--------------------------------|
| C ₂₂ H ₂₇ ON ₇ | Carbone | 22 | 38,60% |
| | Hydrogène | 27 | 47,37% |
| | Oxygène | 1 | 1,75% |
| | Azote | 7 | 12,28% |
| | TOTAL | 57 | 100,00% |

Exercice 17 : Réaction de précipitation

1. C'est lorsque la réaction chimique forme un précipité.
2. Les atomes des éléments se conservent au cours d'une réaction chimique.
3. Ca(OH)₂, Ba₃(PO₄)₂, Mg(OH)₂, Ag₂SO₄, PbCrO₄, Al³⁺ + 3HO⁻.

Exercice 18 : L'acide éthanoïque

1. Trois éléments différents.

| molécule | élément | Nombre d'atomes | Pourcentage en nombre d'atomes |
|--|-----------|-----------------|--------------------------------|
| C ₂ H ₄ O ₂ | Carbone | 2 | 25% |
| | Hydrogène | 4 | |
| | Oxygène | 2 | |
| | TOTAL | 8 | |

Exercice 19 : Modèle de l'atome

1. La plus grande masse des particules qui constituent l'atome sont placées dans son noyau.
2. Par la liaison nucléaire, qui est une manifestation de l'interaction nucléaire forte.
3. $1,67 \cdot 10^{-27} / 9,11 \cdot 10^{-31} \approx 1833$. Donc $m_{\text{proton}} \approx 1833 \times m_{\text{électron}}$.
4. Possèdent un ou plusieurs neutrons dans leur noyau.

Exercice 20 : Calcul d'une masse

1. $m_{\text{noyau Plomb}} = 3,46 \cdot 10^{-25}$ kg.
2. $m_{\text{protons}} = 1,37 \cdot 10^{-25}$ kg. d'où $m_{\text{électrons}} = 1,37 \cdot 10^{-25} / 2000 = 6,85 \cdot 10^{-29}$ kg.
3. $m_{\text{Plomb}} = 3,46 \cdot 10^{-25} + 6,85 \cdot 10^{-29} \approx 3,46 \cdot 10^{-25}$ kg.

La masse d'un atome de plomb est égale à celle de son noyau.

CHAPITRE 2 / DE L'ATOME AUX ÉDIFICES CHIMIQUES

1. Introduction du chapitre

Commentaires

Prérequis : Savoir que l'atome est constitué d'un noyau et des électrons. Savoir également qu'il est électriquement neutre. Savoir écrire les symboles chimiques des quelques atomes, molécules et ions. Savoir définir une espèce chimique. Savoir que ${}^A_Z X$ est le symbole d'un noyau (ou atome) de numéro atomique Z et de nombre de nucléons A.

Dans ce chapitre, l'enseignant explique aux élèves que la majorité des atomes s'assemblent pour donner des molécules. Ils peuvent aussi gagner ou perdre des électrons pour donner des ions.

L'enseignant se limite à l'énoncé et à l'utilisation de « règles » du « duet » et de « l'octet » pour prévoir et interpréter la formule des ions monoatomiques de numéro atomique $Z \leq 18$.

L'enseignant fait la distinction entre les électrons engagés dans les liaisons covalentes (doublets liants) et les électrons non engagés dans ces liaisons (doublets non liants) pour introduire le modèle de Lewis de la liaison covalente. Pour établir la représentation d'une molécule, on procède par exploration systématique : les électrons des couches externes des atomes présents dans la molécule sont dénombrés, puis associés en doublets; les doublets sont ensuite répartis entre les atomes (doublets liants) ou autour des atomes (doublets non liants) de façon à satisfaire les règles du « duet » et de l'octet.

Les élèves explorent donc plusieurs représentations de Lewis, dont ils ne conservent que celles obéissant aux règles. Les liaisons multiples et la notion d'isomérisie émergent alors naturellement (à une seule formule brute peuvent correspondre plusieurs formules développées).

L'enseignant veille à contextualiser les molécules étudiées, par exemple en spécifiant que le méthane est le gaz naturel. L'objectif est de rattacher les structures à des réalités chimiques.

2. Conduite et correction des Activités

Dans la première activité, l'élève découvre la règle du duet et de l'octet en comparant les structures électroniques de différentes entités pour mettre en évidence que leur couche externe est pleine, à l'image de celle des atomes de gaz nobles. Cette idée est suggérée par le programme. Nous évitons de dire qu'un ion monoatomique a la structure électronique « du gaz rare le plus proche » et nous préférons la formulation « un ion monoatomique a une structure en octet ou en duet », qui ne fait pas référence à la classification périodique, encore non étudiée. Après cette activité, l'élève doit savoir que les ions (et les atomes dans les molécules) ont une structure en duet ou en octet pour une raison de stabilité.

La deuxième activité est consacrée au modèle de Lewis de la liaison covalente. Les doublets non liants, les électrons célibataires puis la représentation de Lewis d'un atome sont introduites dans cette activité.

(Dans cette activité, c'est préférable que l'enseignant introduise des molécules comme le chlorure d'hydrogène par exemple pour réaliser la représentation de Lewis toute en respectant la règle de l'octet. Puis laisser l'élève découvrir la représentation de Lewis de molécules d'ammoniac et de diazote sans utiliser la représentation de Lewis des atomes, en conformité avec le programme.)

La troisième activité est une activité expérimentale de modèle moléculaire. Cette activité facilite la compréhension de l'élève sur le nombre de liaisons liants que les atomes de Carbone, Hydrogène, Oxygène, Chlore et Azote peuvent établir en formant une molécule simple (Doc.4.). L'élève écrit la configuration électronique de chaque atome constituant une molécule, déduit le nombre de liaisons non liants puis donne la représentation de Lewis de la molécule considérée.

La quatrième activité est une activité documentaire autour de la notion d'isomérisation. Nous nous limitant aux isomères de constitution que nous définissons comme des molécules de même formule brute dont les atomes sont liés différemment (ou des molécules de même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différent). Nous avons constaté que cette formulation était plus opératoire et plus rigoureuse que beaucoup d'autres. Nous précisons que les espèces chimiques correspondant à des molécules isomères n'ont pas les mêmes propriétés.

Activité 1 : Configuration électronique

Réponse aux questions

1. On établit la configuration électronique d'un atome en plaçant ces électrons d'abord sur la couche K jusqu'à sa saturation, puis sur la couche L jusqu'à sa saturation et ainsi de suite.
2. Carbone : $(K)^2 (L)^4$; Hydrogène : $(K)^1$; Fluor : $(K)^2 (L)^7$; Aluminium : $(K)^2 (L)^8 (M)^3$; Soufre : $(K)^2 (L)^8 (M)^6$. Nombre d'électron inférieur à 2 pour le cas de l'Hydrogène et inférieur à 8 pour le reste des atomes.
3. Duet ou octet.
4. Gagner des électrons : Carbone, Hydrogène, Fluor et Soufre. Perdre des électrons : Aluminium.

Activité 2 : Formule de Lewis

Réponse aux questions

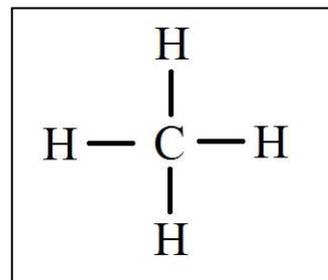
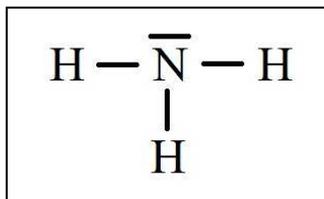
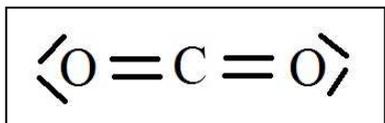
1. Pour donner sa configuration électronique. Donc le nombre des électrons célibataires et le nombre des doublets non liants.
2. Voir texte.
3. Les points représentent des électrons et les traits des doublets non liants.
4. Voir texte.
5. Permet de représenter la structure d'une molécule mais ne permet pas de montrer la forme de la molécule dans l'espace.

Activité 3 : Modèle moléculaire

Réponse aux questions

1. 8 électrons.
2. **N'est pas en bonne position**
3. Construction.
4. CO_2 : 4 doublets liants ; NH_3 : 3 doublets liants ; CH_4 : 4 doublets liants.

5.

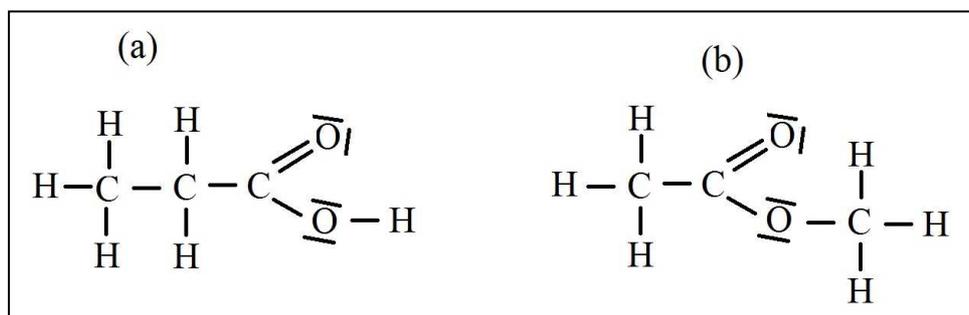


6. Trois.

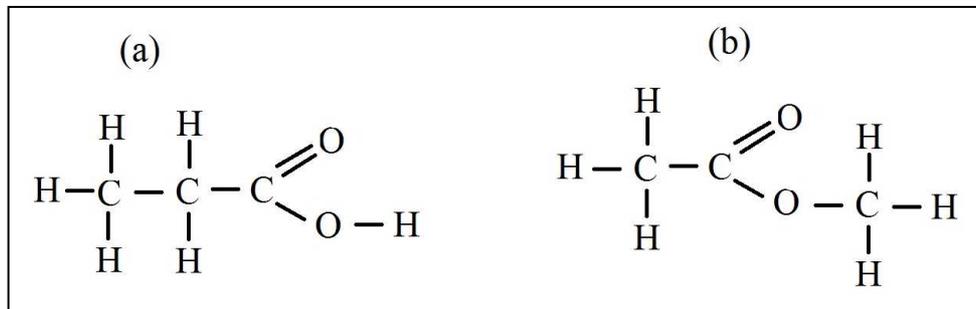
Activité 4 : Notions d'isoméries

Réponse aux questions

1. Oui. Même formule brute et formules semi-développée différents.
2. Non.
3. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
- 4.



5. Formules semi-développées voir Doc.5. et formules développées :



Position d'un oxygène : (a) entre C et H et en (b) entre C et C.

6. Quatre représentations.

3. Correction des exercices

Connaître

Exercice 1 : Définitions

1. Pour donner aux atomes qui la constitue un structure plus stable.
2. C'est la mise en commun par deux atomes de deux électrons de leur couche externe pour former un doublet d'électrons appelé doublet-liant.
3. Voir réponse de la question 2 ci-dessus. Un doublet non liant est formé par deux électrons de la couche externe d'un même atome.
4. C'est quand elles ont la même formule brute mais des enchainements d'atomes différents.
5. L'écriture de la formule voir exemples page 37

Exercice 2 : Q.C.M

1. c. .des couches externes de deux atomes ;
2. a. deux atomes
3. b. une formule brute identique et c. des propriétés physiques et chimiques identiques.
4. rien

Exercice 3 : Choisir la (les) bonne(s) réponse(s)

1. a. 1 atome d'oxygène et c. 2 atomes d'hydrogène
2. a. NO₂
3. b. H₂O₂
4. a. Formule brute

Exercice 4 : Isomérisation

1. .formule brute ; différents.
2. physique et chimiques ; Espèce chimique.

Exercice 5 : Formations des ions

1. En captant ou en cédant un ou plusieurs électrons.
2. Un cation est ion chargé positif et un anion est un ion chargé négatif.

Exercice 6 : La N-méthylamine

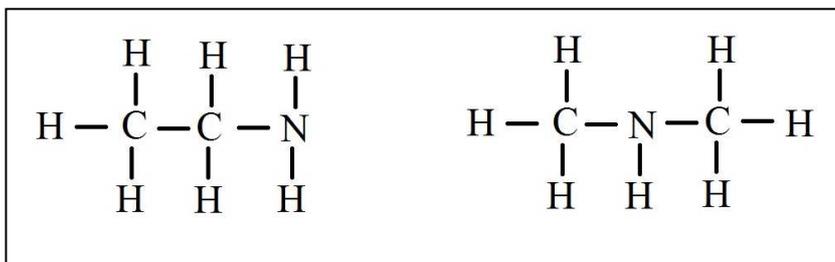
1.

| Nom | Carbone | Hydrogène | Azote |
|-----------------|---------|-----------|-------|
| Numéro atomique | 2 | 7 | 1 |

2. Corps composé. Il est constitué de plusieurs atomes.
3. C'est quand deux molécules ont la même formule brute mais des enchainements d'atomes différents.

4.

Formules développées



Formules semi-développées



Ces formules sont des isomères. Car elles ont la même formule brute mais des enchainements d'atomes différents.

5.

| Nom | Carbone | Hydrogène | Azote |
|---|---------|-----------|-------|
| Nombre d'électrons sur la couche externe | 4 | 1 | 5 |

6. Duet et octet.

Appliquer

Exercice 7 : Cortège électronique

1. $(\text{K})^2 (\text{L})^3$.
2. 3 électrons

Exercice 8 : Répartition électronique d'un atome

1. La couche M
2. 7 électrons
3. Cl
4. Ion chlorure : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$.

Exercice 9 : Formation d'ions

1. Be : $(\text{K})^2 (\text{L})^2$; Ne : $(\text{K})^2 (\text{L})^8$; P : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^5$; S : $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^6$.
2. Be : donne l'ion Be^{2+} . Il perd 2 électrons pour avoir une couche externe complète;
Ne : ne donne pas un ion. Sa couche externe est complète ;
P : donne l'ion P^{3-} gagne 3 électrons pour avoir une couche externe complète;
S : donne l'ion S^{2-} gagne 2 électrons pour avoir une couche externe complète;

Exercice 10 : Symbole de quelques ions

1. Br^-
2. Al^{3+}
3. a. Zn^{2+}
b. 30 protons, 35 neutrons et 28 électrons.

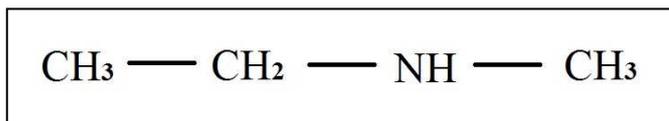
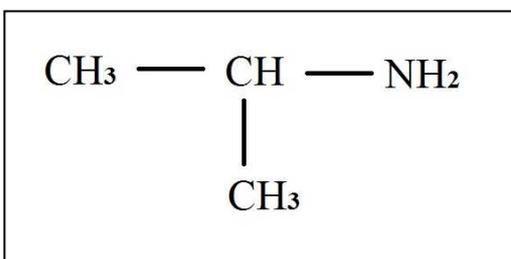
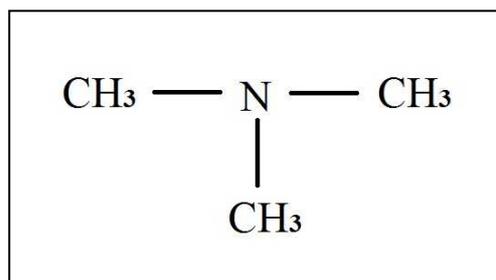
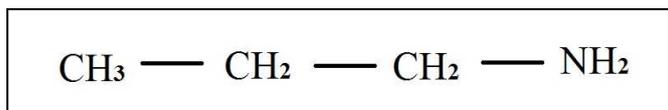
Exercice 11 : Isomérisation

1. Les isomères sont des molécules ayant une même formule brute, mais des enchainements d'atomes différents.

2.

| Nom | Carbone | Hydrogène | Azote |
|------------------------|-----------------------------------|------------------|-----------------------------------|
| structure électronique | (K) ² (L) ⁴ | (K) ¹ | (K) ² (L) ⁵ |
| liaisons covalentes | 4 | 1 | 3 |

3.



Exercice 12 : Composition d'un ion

- 7 protons, 7 neutrons et 7 électrons.
- 7 protons, 7 neutrons et 10 électrons.
- N³⁻

Exercice 13 : Détermination de nombre de protons, neutrons et électrons des: C; H ; Cl

1.

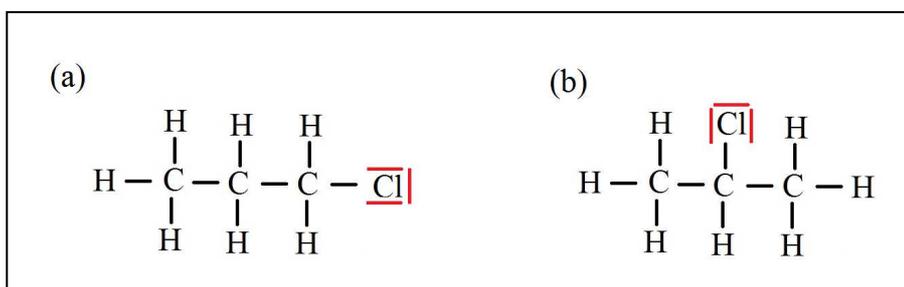
2.

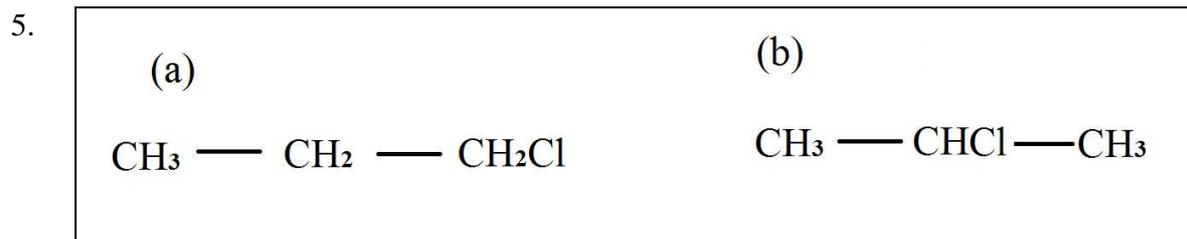
| Nom | Carbone | Hydrogène | Chlore |
|------------------------|-----------------------------------|------------------|--|
| structure électronique | (K) ² (L) ⁴ | (K) ¹ | (K) ² (L) ⁸ (M) ⁷ |
| liaisons covalentes | 4 | 1 | 1 |

$$3. \text{ ne} = (3 \times 4) + (7 \times 1) + 7 = 26$$

$$\text{nt} = 26 / 2 = 13 \text{ doublets.}$$

4.



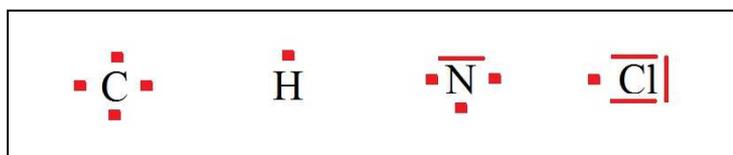


Exercice 14 : Représentation des molécules

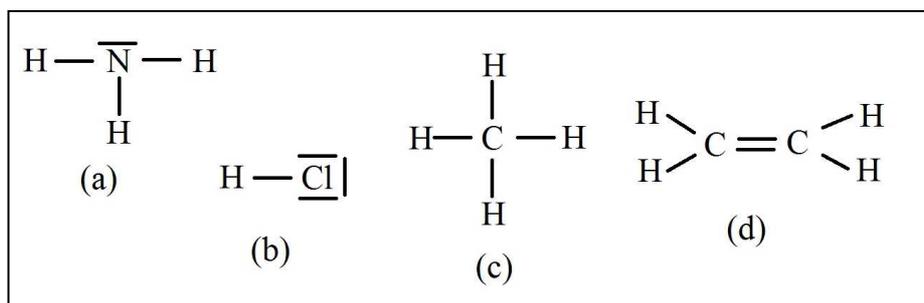
1.

| Nom | Carbone | Hydrogène | Azote | Chlore |
|-------------------------------|-----------------------------|----------------|-----------------------------|--|
| structure électronique | $(\text{K})^2 (\text{L})^4$ | $(\text{K})^1$ | $(\text{K})^2 (\text{L})^5$ | $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^7$ |

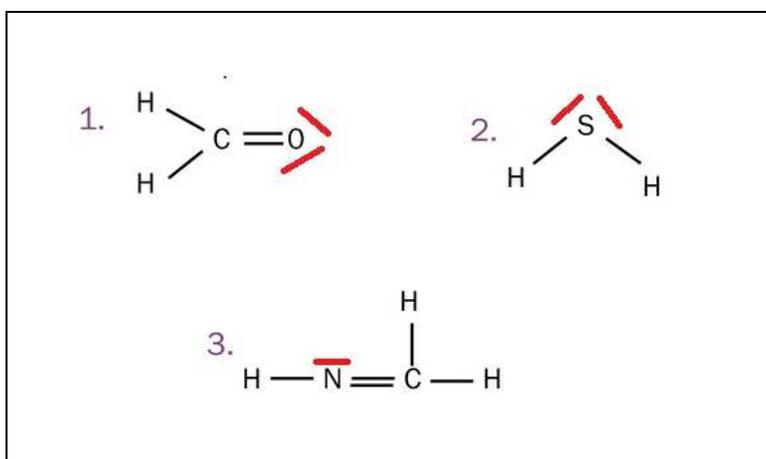
2.



3.



Exercice 15 : Représentation de Lewis



Exercice 16 : Représentation de Lewis inexacte

1. Pour le CO_2 l'oxygène a 6 électrons sur sa couche externe. Donc il doit former 2 liaisons covalentes.
2. Pour le CH_4 l'hydrogène a 1 électron sur sa couche externe. Donc il ne peut pas former 2 liaisons covalentes.

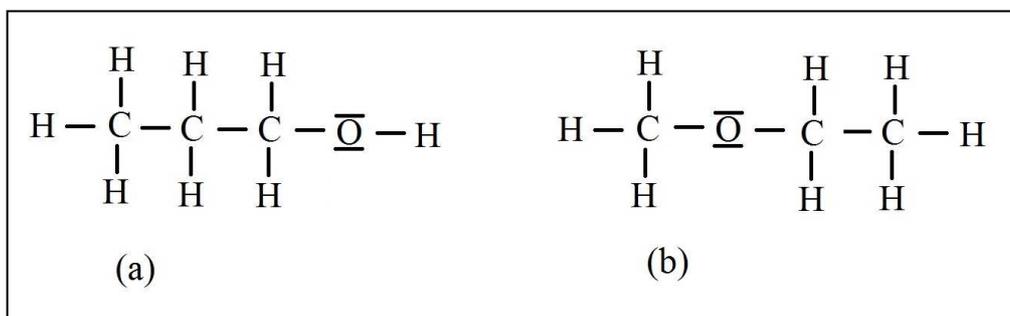
Exercice 17 : Les ions dans la dentifrice

1. Fluor : $(\text{K})^2(\text{L})^7$ et Sodium : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^1$
2. Fluor : F^- car il gagne 1 électrons pour avoir une couche externe complète ;
Sodium : Na^+ car il perd 1 électrons pour avoir une couche externe complète.
3. NaF.

Analyser

Exercice 18 : Proportion et molécule

1. $x = 3$; $y = 8$ et $z = 1$.
2. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
- 3.



Exercice 19 : Hexane et cyclohexane

1. L'hexane : C_6H_{14} ; et le cyclohexane : C_6H_{12}
2. Non car ils n'ont pas la même formule brute.

Exercice 20 : L'élément magnésium

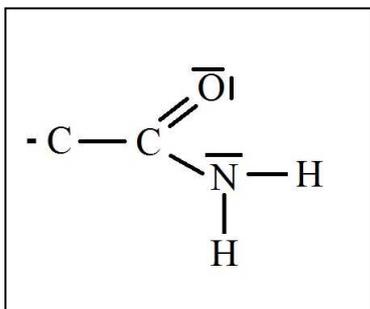
1. Magnésium 24 : 12 protons, 12 neutrons et 12 électrons.
2. Magnésium : $(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^2$
3. Voir cours.
4. Mg^{2+} : $(\text{K})^2(\text{L})^8$. Il perd 2 électrons pour avoir une couche externe complète.
5. Métal plus léger que l'aluminium.
6. Voir cours.
7. Même nombre Z et des nombres A différents.
8. $m(\text{atome}) = A \times m(\text{nucléon}) + Z \times m(\text{électron}) = 24 \times 1,67 \cdot 10^{-27} + 12 \times 9,1 \cdot 10^{-31} = 4,0 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$

Exercice 21 : La molécule de sommeil

1. Substance qui provoque le sommeil.
- 2.

| Nom | Carbone | Hydrogène | Azote | Oxygène |
|------------------------|-----------------------------------|------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| structure électronique | (K) ² (L) ⁴ | (K) ¹ | (K) ² (L) ⁵ | (K) ² (L) ⁶ |
| Liaisons covalentes | 4 | 1 | 3 | 2 |

- 3.
- 4.



Formule brute : C₁₈H₃₄NO

5. Non.

CHAPITRE 3 : L'INFINIMENT PETIT ET L'INFINIMENT GRAND

L'enseignant pourra démarrer ce chapitre avec un le film «Les puissances de 10 » pour instaurer un débat.

Il est très important pour étudier les Sciences Physiques de connaître la nature de la matière et son organisation, des plus petites particules (les quarks) jusqu'à l'Univers dans sa totalité. Ce chapitre permettra de retracer en partie toute l'histoire de l'Univers.

Ce chapitre traite comment aujourd'hui on comprend la façon dont la matière qui nous entoure s'organise...Une question que se posent les hommes depuis plus de mille ans.

Les ordres de grandeurs et les chiffres significatifs seront insistés.

« Infiniment petit et infiniment grand » doivent être interprétés comme « très très petit ou très très grand par rapport à l'échelle humaine »

- **Activité 1** permet aux élèves de se familiariser avec les puissances de 10

1°) Les objets classés du plus grand au plus petit

4 notre galaxie > 3 le système solaire > 1 la Terre > 5 un homme > 10 une fourmi > 9 une cellule de feuille > 2 une molécule d'ADN > 6 atome du carbone > 7 un noyau d'atome de carbone > 8 un proton.

2. On devrait mettre toutes longueurs à la même unité et en notation scientifique, les classer aussi dans l'ordre décroissant et ainsi attribuer objet à sa longueur.

3 12750 km = $1,2 \cdot 10^7$ m 10^{21} m = $1,0 \cdot 10^{21}$ m 12 milliard de km = $1,2 \cdot 10^{13}$
 10^{-15} m = $1,0 \cdot 10^{-15}$ m 1,8 m = $1,8 \cdot 10^0$ m 10^{-3} m = $1,0 \cdot 10^{-3}$ m
 10^{-10} m = $1,0 \cdot 10^{-10}$ m 10 nm = $1,0 \cdot 10^{-8}$ m $10 \mu\text{m} = 1 \cdot 10^{-5}$ m 10^{-11} m = $1,0 \cdot 10^{-14}$ m

Ordre décroissant:

$1 \cdot 10^{21} > 1,2 \cdot 10^{13} > 1,3 \cdot 10^7 > 1,8 \cdot 10^0 > 1,0 \cdot 10^{-3} > 1 \cdot 10^{-5} > 1 \cdot 10^{-8} > 1 \cdot 10^{-10} > 1,10^{-14} > 1,0^{-15} > 10^0$

4

| numero | 4 | 3 | 1 | 5 | 10 | 9 | 2 | 6 | 7 | 8 |
|----------|-------------------|---------------------|------------------|------------------|---------------------|---------------------|---------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| Longueur | $1 \cdot 10^{21}$ | $1,2 \cdot 10^{13}$ | $1,3 \cdot 10^7$ | $1,8 \cdot 10^0$ | $1,0 \cdot 10^{-3}$ | $1,0 \cdot 10^{-5}$ | $1,0 \cdot 10^{-8}$ | $1,0 \cdot 10^{-10}$ | $1,0 \cdot 10^{-14}$ | $1,0 \cdot 10^{-15}$ |

| | | | | | | | | | | |
|-----------------------------|-----------|-----------|-----------|----------|-----------|--------------|--------------|--------------|--------------|------------|
| (m) | | | | | | | | | 14 | |
| Puissance de 10 (m) | 10^{21} | 10^{13} | 10^7 | 10^0 | 10^{-3} | 10^{-5} | 10^{-8} | 10^{-10} | 10^{-14} | 10^{-15} |
| Puissance de en autre unité | 10^9 Tm | 10^1 Tm | 10^1 Mm | 10^0 m | 10^0 mm | 10^{-2} mm | 10^{-2} um | 10^{-1} nm | 10^{-2} pm | 10^0 fm |

5) L'unité astronomique est $1 \text{ u.a.} = 1,5 \cdot 10^{11} \text{ m}$

L'année lumière est $1 \text{ a.l.} = 9,46 \cdot 10^{15} \text{ m}$

6. Tracer l'axe et placer les distances et les objets.

7. Les puissances de 10 sont des outils pour classer et distinguer l'ordre de grandeur des objets très petits et très grands qui nous entourent.

Activité 2 est un TP qui permet de tracer dans l'infiniment petit afin de mesurer expérimentalement la taille d'une molécule d'huile. L'enseignant respectera à la lettre le mode opératoire.

Activité 3 permet aux élèves de revoir la vitesse de la propagation de la lumière et la manière dont la lumière émise par une source nous parvient.

- $3 \cdot 10^5 \text{ km.s}^{-1}$
- La vitesse de la lumière dans le vide est une valeur extrême.
- $D = v \cdot t$
- Cf cours
- La lumière que nous recevons aujourd'hui était partie depuis très longtemps de la source.

Activité 4 est un TP qui permet de manipuler la géométrie (théorème de Thalès.....etc).

EXO 3

- $720000 \text{ m} = 7,2 \cdot 10^5 \text{ m}$
 $0,037 \text{ m} = 3,7 \cdot 10^{-2} \text{ m}$
 $20,5 \text{ m} = 2,05 \cdot 10^{-1} \text{ m}$
 $0,00000078 \text{ m} = 7,8 \cdot 10^{-7} \text{ m}$
- $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$
 $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$
- $7,15 \cdot 10^7 \text{ m}$
 - $0,4 \mu\text{m} = 0,4 \cdot 10^{-6} \text{ m}$
 - $0,031 \text{ nm} = 3,1 \cdot 10^{-11} \text{ m}$
 - $0,6 \text{ mm} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}$

EXO 5

1. Figure

2. $D=30 \text{ m}$ $d=0,6 \text{ m}$ $h=0,063 \text{ m}$ $H=h*D/d$

3. Application numérique

4. Voir cours

EXO 6

1. $D_R=1,2 \cdot 10^7 \text{ m}$ $R_{\text{orbite}}=1,5 \cdot 10^{11} \text{ m}$

2. $1 \cdot 10^7 \text{ m}$

3. Simple produit en croix

EXO 7

1. c signifie la vitesse de la lumière dans le vide ou dans l'air

2. Cours

3. a) $16 \cdot 10^4 \text{ al}$

b) $16 \cdot 10^4 \text{ années}$

c) La lumière qu'on reçoit a été envoyé il y a $16 \cdot 10^4 \text{ années}$ donc la phrase convient.

EXO 9

1. Schema

2. $H=h*L/l$ $H=$

EXO 11

1. calcul

2. $1,2 \cdot 10^5$

EXO 13

1. Nombre de fourmis 10^{13}

masse de fourmis $5,2 \cdot 10^8 \text{ kg}$

2. 52 mg

3. $5 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$

4. 50 kg

5. Calcul $6,5 \cdot 10^9 / 520 \cdot 10^6$

6.

EXO 14

1. $40 \cdot 10^{-4}$ a.l

2. $40 \cdot 10^4 * 500000 = \dots\dots\dots$ a.l

3. Calculer t

EXO 15

1. $h = 1,39 \cdot 10^6$ km

2. $d_T = 2 * 6,38 \cdot 10^3$ km

$$h > d_T$$

CHAPITRE 4 : Classification périodique des éléments chimiques

Après avoir étudié les chapitres atome, et l'atome aux édifices, ce chapitre renforce la connaissance sur l'atome et ouvre un volet sur les réactions chimiques.

L'activité 1 est une brève histoire du tableau de classification périodique, en particulier elle montre une illustration du travail de Mendeleïev.

1. Saint Petersburg se trouve en Russie.
2. Mendeleïev avait classé 63 éléments
3. Les deux critères qui ont permis de classer les éléments sont
 - La masse atomique croissante
 - Les éléments qui se trouvent sur la même colonne appartiennent à la même famille
4. En suivant les deux critères cités précédemment.
5. En inversant certains éléments il a privilégié la masse atomique.
6. Les éléments qu'il avait prévu après avoir calculé leur masse atomique, ont été découverts plus tard.

L'activité 2 est un TP de découverte qui montre la propriété voisine des halogènes et par voie de conséquence nous donne une idée sur la famille en **classe de seconde**, et aborde la constitution de la **classification périodique**.

Avec **l'activité 3**, on fait sentir aux élèves comment sont classés les éléments chimiques.

Bien sûr on se contera des 18 premiers éléments conformément au programme

1. Z est le numéro atomique
2. Faire la structure pour les 18 premiers éléments
3. On constate une certaine périodicité
4. Recopier le tableau
5. Les 3 critères sont :
 - Z croissante de gauche à droite
 - Chaque fois qu'une couche est pleine on revient (l'élément qui sont sur la même ligne ont des électrons sur la même couche)

6. Les éléments de la dernière colonne qui leur couche pleine
7. Les autres éléments vont avoir tendance à remplir leur couche externe.
8. Si un atome ou un ion a sa couche externe pleine, il pourra ni gagner , ni perdre des électrons donc il ne réagira pas. Les éléments qui sont sur la même colonne ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe

EXO 3

1. Les gaz nobles ne réagissent pas chimiquement.
2. Magnésium (Mg).
3. Pour être stable un élément doit avoir sa couche électronique externe pleine.
4. Le premier critère qui permet la classification est le numéro atomique Z (arrangement avec Z croissant)
5. Lorsqu' on change de ligne les électrons vont se placer sur une nouvelle couche.
6. Tous les éléments d'une famille ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

EXO 4

F) .F⁻, S²⁻ et Na⁺ , Mg²⁺

EXO 5

- a. Na va donner Na⁺
- b. Li⁺ , K⁺ , Cs⁺

EXO 6

1. voir cours
2. 13 protons
3. Aluminium (Z=13) (3eme colonne et 3eme ligne)

EXO 6

(K)²(L)⁸(M)⁵

EXO 9

- a. 2 ème ligne 3eme colonne

- b. $Z=5$
- c. Bore (5B)

EXO 3

1. Les gaz nobles ne réagissent pas chimiquement.
2. Magnésium (Mg).
3. Pour être stable un élément doit avoir sa couche électronique externe pleine.
4. Le premier critère qui permet la classification est le numéro atomique Z (arrangement avec Z croissant).
5. Lorsqu' on change de ligne les électrons vont se placer sur une nouvelle couche.
6. Tous les éléments d une famille ont le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

EXO 4

F^- , S^{2-} et Na^+ , Mg^{2+}

EXO 5

- c. Na va donner Na^+
- d. Li^+ , K^+ , Cs^+

EXO 6

1. voir cours
2. 13 protons
3. Aluminium ($Z=13$) (3eme colonne et 3eme ligne)

EXO 6

$(K)^2(L)^8(M)^5$

EXO 9

- a. 2 eme ligne 3eme colonne
- b. $Z=5$
- c. Bore (5B) rabat du livre

EXO 12

1. Voir rabat du livre

Chapitre 6 : Gravitation

Activité 1

Cette activité permet de :

- Définir un système en mouvement : pour l'élève, le mouvement et le repos sont deux concepts absolus et fondamentalement différents.
- Savoir que la nature du mouvement observé dépend du référentiel choisi

Correction de la partie exploitation

1. Le système étudié dans les docs 1 et 2 est la planète Mars.
2. Oui car Mars n'a pas la même trajectoire dans le 2 référentiel étudié.
3. Dans le référentiel héliocentrique on a un mouvement circulaire et dans le référentiel géocentrique le mouvement est curviligne.
4. Voir livre page 71

Activité 2

Cette activité permet de définir et calculer la force d'attraction gravitationnelle en utilisant un document de Newton.

Correction de la partie exploitation

1. C'est un le référentiel géocentrique.
2. C'est un mouvement circulaire uniforme.
3. L'acteur est la Terre et le receveur est la lune.
4. C'est une force d'attraction «La force qui retient la lune dans son orbite tend vers la Terre»
5. Elle est proportionnelle à $1/d^2$ «est inversement proportionnelle au carré de la distance des lieux de la Lune au centre de la Terre.»
6. $F = \frac{Gm_A m_B}{AB^2}$
7. $F = 20 \cdot 10^{19} \text{N}$

Activité 3

Cette activité permet de savoir que la pesanteur résulte de l'attraction terrestre.

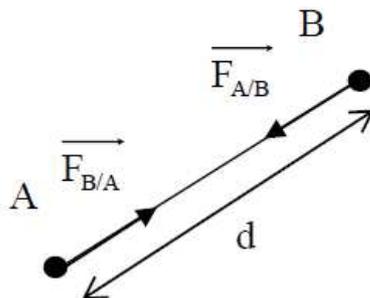
Activité 4

Cette activité permet d'utiliser un logiciel pour observer comment est modifié le mouvement d'un projectile lorsqu'on modifie la direction du lancement ou la valeur de la vitesse initiale.

Correction des exos

1 Caractéristique de la force d'attraction.

1.



2. Les caractéristiques des forces d'attraction gravitationnelle sont :
 - Point d'application : le centre du corps A ou B.
 - Direction : la droite (AB)
 - Sens : la force exercée par A sur B a pour sens de B vers A, celle exercée par B sur A de A vers B.
 - Valeur : $F = \frac{Gm_A m_B}{AB^2}$
3. $F = 2,0 \cdot 10^{20} \text{ N}$

2 Vrai ou Faux

1. Faux $F = \frac{Gm_A m_B}{AB^2}$
2. Vrai.
3. Vrai.
4. Faux car on n'a pas le même champ de pesanteur.
5. Vrai.

3 Expression du champ de pesanteur

1. $g_{\text{Terre}} = \frac{GM_{\text{Terre}}}{R_{\text{Terre}}^2}$
2. $\mathbf{g}_{\text{Terre}} = \mathbf{G} \frac{\mathbf{M}_{\text{Terre}}}{(R_{\text{Terre}} + h)^2}$

4 Compléter

1. Géocentrique, quasi-circulaire.
2. Exerce ; direction, sens.
3. **Poids, projectile.**
5. **Gravitation, mouvements.**

5 Ça tombe.

1. Un corps est en chute libre s'il n'est soumis qu'à l'action de son poids..
2. Poids P.
3. Poids P
4. Dans le cas A Il faut lancer le satellite, en lui donnant une vitesse initiale «horizontale». Dans le cas B Il faut augmenter la vitesse initiale. Dans le cas C Il faut diminuer la vitesse initiale. Dans le cas D Il faut augmenter l'altitude initiale.

6. QCM.

1. b.
2. b et c.
3. b.
4. c.
5. c.

7. Chute libre.

1. curviligne dans le 3 cas.
2. Elle est soumise uniquement qu'au poids.
3. La distance augmente.
4. De la vitesse initiale.

8. De la Terre à la lune.

1. $F = 7,0 \cdot 10^2 \text{ N}$ c'est le poids.

2. $F = 1,1 \cdot 10^2$ N très faible par rapport à celle de la Terre.
3. $g = 1,6$ N/kg

9. Satellite

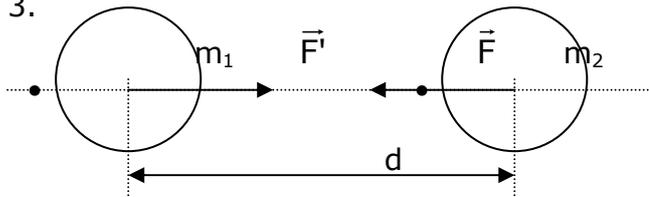
1. Un référentiel « géocentrique » est un référentiel lié au centre de la Terre.
2. $d = 4,19 \cdot 10^7$ m
3. $F = 568$ N

10. Satellite artificiel

1. Force d'attraction gravitationnelle.
2. $F = G \frac{m \times M_{\text{Terre}}}{(R_{\text{Terre}} + h)^2} = 8,0 \cdot 10^3$ N.
3. Direction : la droite Sat-Terre.
Sens : la force exercée par Terre sur le sat B a pour sens de Sat vers la Terre.
4. Oui ; $F = 8,0 \cdot 10^3$ N

11. Boules

1. $F = G \frac{m_1 m_2}{d^2}$
2. \vec{F} et \vec{F}^i sont deux vecteurs de même droite d'action (axe), de sens contraires (opposés) et de même intensité.
- 3.



4. $F = G \frac{m_1 m_2}{d^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{6 \times 6}{0,5^2} \approx 9,60 \cdot 10^{-9}$ N

5. $P = 58,9$ N

6. $\frac{P}{F} = \frac{58,9}{9,60 \cdot 10^{-9}} \approx 6,13 \cdot 10^9$ Donc le poids est environ 6

milliard de fois plus important que la force d'interaction gravitationnelle, celle-ci a alors peu d'influence sur la boule (on n'est pas près de voir les deux boules se rejoindre sous l'effet de cette force, mis à part dans l'espace intersidéral).

12. La TV

1. Un référentiel géocentrique est un référentiel lié au centre de la Terre.
2. $F = G \frac{m_1 m_2}{d^2}$.
3. $F = 563$ N.
4. $F = 1695,7$ N

13. Cosmonaute et sa combinaison

1. $P_T = 1,2 \cdot 10^3$ N
2. $P_L = 1,9 \cdot 10^2$ N
3. $m = 735$ N

14. L'alpiniste du mont Moussa Ali

1. $F = 783$ N.

$$2. \mathbf{g} = \mathbf{G} \frac{m_T}{(R_T + z)^2}$$

3. \mathbf{g} diminue lorsque z augmente

$$4. \mathbf{g} = 9,78 \text{ N.kg}^{-1}$$

$$5. P = 783 \text{ N}$$

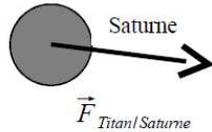
15 Saturne et Titan.

$$1. \mathbf{F} = 3,45 \cdot 10^{21} \text{ N.}$$

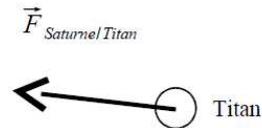
2 Les autres caractéristiques de ces forces sont résumées dans le tableau ci-dessous :

| | Direction | Sens | Point d'application |
|-------------------------------------|--|--------------|-----------------------------|
| $F_{\text{Saturne} / \text{Titan}}$ | Droite reliant les centres d'inertie des deux astres | Vers Saturne | Centre d'inertie de Titan |
| $F_{\text{Titan} / \text{Saturne}}$ | Idem | Vers Titan | Centre d'inertie de Saturne |

3)



Echelle :
1 cm \iff $1,4 \cdot 10^{21} \text{ N}$



$$4. \cdot g_{\text{Titan}} = 1,31 \text{ N.kg}^{-1} \quad \text{et} \quad g_{\text{Saturne}} = 10,4 \text{ N.kg}^{-1}$$

$$5. \cdot P_{\text{Titan}} = 6,55 \text{ N.} \quad P_{\text{Saturne}} = 52,0 \text{ N.}$$

$$6. P_{\text{Terre}} = 49,5 \text{ N.}$$

16 Etude d'un satellite artificiel

$$1. \mathbf{F} = \mathbf{G} \frac{m_{\text{SAT}} m_T}{(R_T + h)^2}$$

$$2. r = R_T + h$$

$$3. \mathbf{g}(h) = \mathbf{G} \frac{m_T}{(R_T + h)^2} \text{ en supposant le poids et la force sont égaux}$$

$$4. \mathbf{g}(0) = \mathbf{G} \frac{m_T}{(R_T)^2}$$

5. en remplaçant $G \cdot m_T$ par $\mathbf{g}(0) \times R_T^2 = \mathbf{G} \times m_T$ dans l'expression de $\mathbf{g}(h)$ on

$$\text{aura : } \mathbf{g}(h) = \frac{\mathbf{g}(0) \times R_T^2}{(R_T + h)^2}$$

$$6. \mathbf{g} = 9,4 \text{ N.kg}^{-1}$$

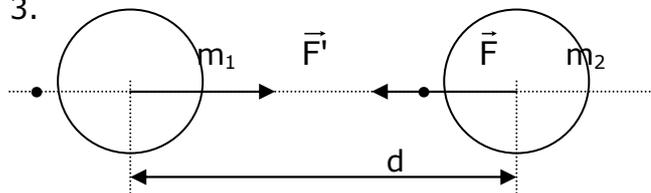
$$7. \mathbf{F} = 9074 \text{ N.}$$

17 Jupiter et Io

$$1. \mathbf{F} = \mathbf{G} \frac{m_1 m_2}{d^2}$$

$$2. \mathbf{F} = 6,35 \cdot 10^{22} \text{ N.}$$

3.



4. Voir schéma 3.

5. Car elle possède une vitesse suffisant pour être en orbite.

18 Les trajectoires des planètes autour du Soleil.

1. Référentiel héliocentrique.

2. $F_1 = 6,7 \cdot 10^{20} \text{ N}$; $F_2 = 1,55 \cdot 10^{17} \text{ N}$; $F_3 = 3,82 \cdot 10^{17} \text{ N}$.

3. $\frac{F_2}{F_1} < \frac{F_3}{F_1}$ plus on est proche du soleil plus on aura une force d'attraction importante.

19 La vitesse d'un satellite

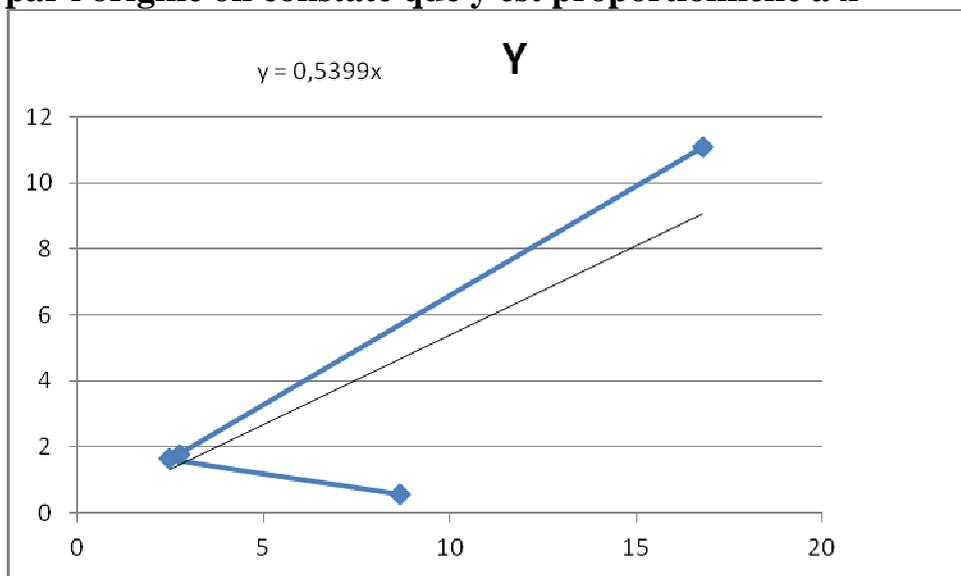
1. Le référentiel géocentrique est adapté à l'étude du mouvement du satellite. La trajectoire du satellite est circulaire car son altitude h est constante.
2. $F = 743 \text{ N}$.
3. $d = 40150 \text{ km}$
4. $v = 4,94 \text{ m/s}$

20 De la pomme au système solaire

1. Le tableau permettant de calculer la de y et x et

| | | | | |
|----------------------------|------|------|------|-------|
| $X = 1/R^2 \cdot 10^{-14}$ | 16,8 | 2,73 | 2,46 | 8,67 |
| $Y = g/M \cdot 10^{-24}$ | 11,1 | 1,78 | 1,64 | 0,564 |

3. on obtient deux droite en considérant que la droite passant par l'origine on constate que y est proportionnelle à x



4. $G = 0,5399 \cdot 10^{-10}$ Avec les valeurs exacte de x et y, on obtient une valeur de $6,67 \cdot 10^{-11} = G$

5 $g = G \frac{m}{(R)^2}$

21 Navette lunaire

1. $F_{\text{Terre/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Terre}} m_{\text{Vaisseau}}}{d_{\text{TV}}^2}$
2. $F_{\text{Lune/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Lune}} m_{\text{Vaisseau}}}{d_{\text{LV}}^2}$

$$3. \quad F_{\text{Lune/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Lune}} m_{\text{Vaisseau}}}{(D_{\text{TL}} - d_{\text{TV}})^2}$$

4. $d_0 = 3,42 \cdot 10^5$ km. **non cette distance ne dépend pas de la masse du vaisseau.**

22 Le GPS

1. **La force d'attraction gravitationnelle.**
2. **Elle possède une vitesse suffisante pour pouvoir rester en orbite.**
3. **$D = 2,8 \cdot 10^7$ m.**
4. **$F = 1,271 \cdot 10^2$ N.**

23 Mise en orbite

1. Le degagement du peroxyde d'azote.
2. Δm est négative.
3. Dirigé vers le haut.
4. $V_e = 2500$ m/s.
5. Au cours de la montée, le lanceur va aller de plus en plus vite, car étant donné que la masse du lanceur diminue au cours de la montée, donc le poids va diminuer, et que la force de propulsion F est considérée comme constante au cours de la montée, alors la somme vectorielle des deux forces va être de plus en plus «déséquilibrée» à savoir que de plus en plus la somme des forces va être dans le sens du mouvement du lanceur, donc il va aller de plus en plus vite.

24 Physique sur Mars

$$1. \quad F = G \frac{m_o m_p}{R^2} .$$

$$2. \quad g = G \frac{m_{\text{Ma}}}{(R)^2} = 6 \cdot 67 \times 10^{-11} \frac{6 \cdot 42 \cdot 10^{23}}{(3397 \cdot 10^3)^2} = 3,7 \text{ N/kg} .$$

3. Le 37^{ième} de la nôtre.
4. La masse d'un corps ne varie quelque soit l'endroit c'est le poids qui varie et non pas la masse.
5. Le poids d'un kilogramme d'eau sur mars vaut 3,7 N alors que sur Terre son poids vaut **9,81 N** .
6. $F_{\text{Soleil/Terre}} = 3 \cdot 52 \times 10^{28} \text{ N}$ $F_{\text{Soleil/Mars}} = 1 \cdot 63 \times 10^{27} \text{ N}$

25 Satellite geostationnaire

1. **$D = 40087$ km.**
2. **$T = 86164,1$ s.**
3. **$V = 465$ m/s.**
4. **Non la trajectoire n'est pas rectiligne uniforme.**
5. **La force d'attraction gravitationnelle.**
6. **$F = 1,23 \cdot 10^2$ N.**
7. **La trajectoire sera rectiligne uniforme.**

CHAPITRE 6 : SPECTRES DE LA LUMIERE

1. Introduction du chapitre

Commentaires

Ce chapitre est le sixième et dernier chapitre du thème **Univers**. Cette partie du programme permet d'enrichir la notion d'entité chimique introduite au début de ce thème.

Dans un premier temps, l'étude de différentes sources de lumière présentes dans le laboratoire de physique va nous permettre de faire la différence entre spectres continus et spectres de raies, puis (dans le cours) entre spectres d'émission et spectres d'absorption.

Les activités 1 et 2 proposent de réaliser des spectres d'émission à l'aide de prismes ou de réseaux. Ces manipulations d'optique nécessitent des conditions d'obscurité dans les salles de classe pour mieux observer les résultats obtenues. Dans le cas où ces conditions d'obscurité ne sont pas réalisables dans les salles de classe, une animation de ces expériences, proposée dans le **cdérom** pourra être projeté à l'aide d'un vidéoprojecteur. (**animation spectre2\www.ostralo.net\3_animations\swf\spectres_temperature.swf**). Ou sur le net à l'adresse www.ostralo.net/3_animations/swf/spectres_temperature.swf.

De plus, le montage de l'activité 2 doit être réalisé par le professeur (TP cours) pour des raisons de sécurité.

Avec l'activité 3, on applique les acquis des activités 1 et 2 aux étoiles pour connaître la composition chimique et la température de leur atmosphère.

2. Conduite et correction des Activités

Activité 1 : Décomposition de la lumière blanche

Informations :

1. Avertir les élèves de ne jamais regarder directement la sortie d'un laser (TRES IMPORTANT). Le faisceau laser peut endommager gravement la rétine et conduire à la cécité.
2. La lumière émise par la lampe est considérée comme un rayonnement ; tout rayonnement est composé d'un ensemble de radiations monochromatiques ; l'ensemble des radiations monochromatiques d'un rayonnement constitue son spectre.
3. A chaque radiation monochromatique est associée une grandeur (dont on ne cherchera pas à donner la signification physique) appelée longueur d'onde, noté λ et s'exprime en mètre (ou sous-multiples).
4. La partie visible du rayonnement correspondant à la lumière émise par la lampe est composé de radiations monochromatiques dont les longueurs d'onde ont une valeur comprise entre 400 nm et 800 nm environ ;
5. Un rayonnement composé de l'ensemble des radiations monochromatiques précédentes (de 400 nm à 800 nm) est appelé lumière blanche ; la lumière du jour est considérée comme une lumière blanche ;

6. On peut mentionner l'existence de rayonnement invisible à l'œil, ultraviolet (de longueurs d'onde inférieures à 400 nm) ou infrarouge (de longueurs d'onde supérieures à 800 nm).

Réponse aux questions

Expérience n°1 : Etude du spectre d'émission du laser.

Un prisme dévie la radiation donnée par la lumière du laser.

Expérience n°2. Etude du spectre d'émission de la lumière blanche.

1. On observe un arc-en-ciel (un spectre continu) sur l'écran.
2. Faire le dessin.
3. Un prisme dévie différemment les radiations de la lumière blanche.
4. Pour le spectre du laser, la radiation est déviée. Alors que pour le spectre de la lumière blanche, les radiations sont déviées selon leur longueur d'onde. On observe une décomposition de la lumière blanche.
5. La couleur la plus déviée à la sortie du prisme est le violet. Et la couleur la moins déviée est le rouge.

Activité 2 : Evolution du spectre avec la température

Le montage de cette Activité doit être réalisé par le professeur (TP cours) pour des raisons de sécurité et aussi pour éviter toute perte de temps due au montage.

Une fois le montage réalisé, le professeur pourra commencer la séance en posant oralement les questions suivantes :

Que faut-il faire pour que le filament brille plus ou moins intensément ? Que mesurez-vous avec l'ampèremètre ? Quelle est la conséquence du déplacement du curseur sur la valeur de la mesure effectuée à l'ampèremètre ?

On attend simplement des élèves qu'ils proposent de faire varier l'intensité du courant qui traverse le filament.

Il est plus facile d'étudier l'évolution du spectre lorsque l'intensité du courant diminue car il est plus facile de voir la disparition des différentes couleurs du spectre que leur apparition.

Réponse aux questions

1. Lorsque l'intensité du courant dans le filament diminue, la température du filament de la lampe diminue aussi.
2. Lorsque l'intensité du courant dans le filament diminue, le spectre de la lumière émise par la lampe perd les radiations de faible longueur d'onde.
3. Plus la température augmente, plus le spectre émis par le filament de la lampe s'enrichit en radiation de faible longueur d'onde (plus le spectre tend vers le violet).

Activité 3 : Application à l'astrophysique

Pour déterminer la composition chimique du soleil, on compare son le spectre d'absorption à un spectre d'émission de référence d'un élément dont toutes les longueurs d'onde sont connues (pour cette activité, on utilisera le spectre d'émission de l'argon).

A l'aide des longueurs d'ondes connues du spectre d'émission de l'argon, il est possible de déterminer les longueurs d'onde des raies d'absorption du spectre du soleil.

Il suffit ensuite de comparer ces résultats avec des tables de longueurs d'onde de spectres d'éléments pour déterminer la liste des éléments qui compose l'atmosphère du soleil.

3.1 Détermination de la composition chimique d'une étoile: Soleil

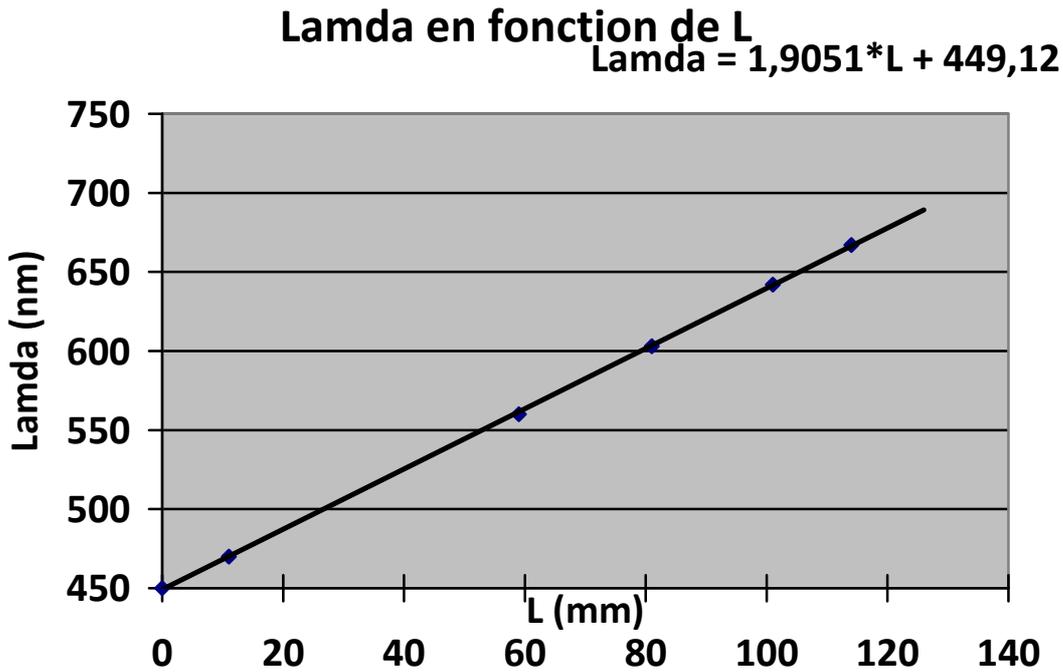
Réponse aux questions

1. Étude du spectre de l'argon

a)

| | | | | | | |
|---------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| L (mm) | 0 | 11 | 59 | 81 | 101 | 114 |
| λ (nm) | 450 | 470 | 560 | 603 | 642 | 667 |

b)



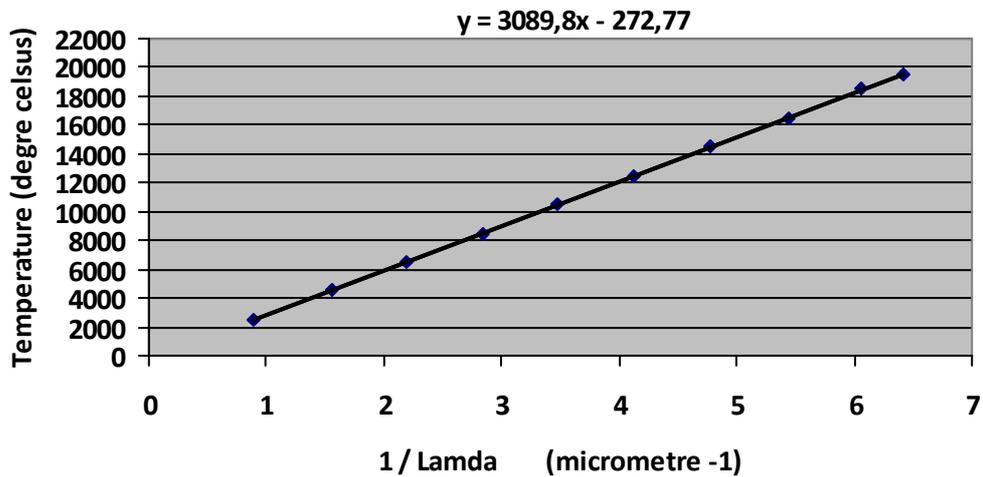
2. Étude du spectre du Soleil

| | | | | | | | | |
|------------------------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| Raie : | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| L (mm) | 11 | 19 | 24 | 29 | 36 | 74 | 107 | 114 |
| λ (nm) | 470 | 485 | 495 | 502 | 515 | 590 | 655 | 667 |
| Entité chimique | He | H | He | He | Mg | He | H | He |

3.2 Température des étoiles

| | | | | | | | | | | |
|-------------------------------|--------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| Θ (°C) | 2500 | 4500 | 6500 | 8500 | 10500 | 12500 | 14500 | 16500 | 18500 | 19500 |
| $1/\lambda(\mu\text{m}^{-1})$ | 0,898 | 1,55 | 2,19 | 2,84 | 3,48 | 4,13 | 4,78 | 5,44 | 6,06 | 6,41 |
| λ (μm) | 1,114 | 0,647 | 0,456 | 0,352 | 0,287 | 0,242 | 0,209 | 0,184 | 0,165 | 0,156 |

3.



| | | | | | | | | | | |
|---------------------------------|--------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| Θ (°C) | 2500 | 4500 | 6500 | 8500 | 10500 | 12500 | 14500 | 16500 | 18500 | 19500 |
| $1/\lambda(\mu\text{m}^{-1})$ | 0,898 | 1,55 | 2,19 | 2,84 | 3,48 | 4,13 | 4,78 | 5,44 | 6,06 | 6,41 |
| λ_m (μm) | 1,114 | 0,647 | 0,456 | 0,352 | 0,287 | 0,242 | 0,209 | 0,184 | 0,165 | 0,156 |
| $\Theta + 273$ | 2773 | 4773 | 6773 | 8773 | 10773 | 12773 | 14773 | 16773 | 18773 | 19773 |
| $\lambda \times (\Theta + 273)$ | 3089 | 3088 | 3088 | 3088 | 3092 | 3091 | 3088 | 3086 | 3098 | 3085 |

En déduit que le produit $\lambda_m \times (\Theta + 273) = \text{constante} = 3089 \text{ U S I}$

4. $(3089 / 0,400) - 273 = 6747 \text{ °C}$

5. $(3089 / 0,700) - 273 = 4140 \text{ °C}$

6. Voir correction exercice 8.

3. Correction des exercices

Connaître

1 : Lumières visibles et invisibles.

1. Une lumière monochromatique est constituée d'une seule radiation qui est caractérisée par une longueur d'onde λ bien précise **dans le vide ou l'air**.
2. Une lumière polychromatique est constituée d'un mélange de plusieurs radiations de longueurs d'onde différentes.
3. Un prisme
4. Lorsqu'une lumière traverse un prisme, elle donne une figure colorée sur l'écran appelée **spectre**
5. L'œil humain n'est capable de percevoir que les radiations lumineuses dont la longueur d'onde est comprise entre **400 nm (violet)** et **800 nm (rouge)**.
6. L'infrarouge est situé au dessus des radiations rouges (longueurs d'onde supérieure à 800 nm), et l'ultraviolet est situé en dessous des radiations violettes (longueurs d'onde inférieure à 400 nm).

2 : Dispersion de la lumière blanche.

1. La lumière blanche est un mélange de toutes les radiations visibles par l'œil humain.
2. Source de lumière blanche, fente, lentille convergente, prisme ou réseau et un écran.
C'est une succession continue des sept principales couleurs de l'arc-en-ciel (rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo et violet).
3. Faire le dessin.
4. 400 nm (violet) et 800 nm (rouge)

3 : QCM

1. b - spectre de raies d'émission
2. a - spectre d'émission continu
3. c - spectre de raies d'absorption
4. c - spectre de raies d'absorption

4 : Corriger les affirmations fausses.

1. VRAI
2. FAUX
Le spectre de la lumière émise par une lampe à vapeur de sodium est un spectre de raies d'émission
3. FAUX
Le spectre de la lumière blanche est un spectre continu.
4. VRAI
5. FAUX
Un spectre de raies d'absorption est constitué des raies noires sur fond coloré.
6. VRAI
7. FAUX

Une solution colorée absorbe les radiations de longueurs d'onde qui correspondent à sa couleur complémentaire.

5 : Identification des spectres.

- Spectre de la lumière blanche : **C** ; - Spectre de raies d'émission : **A** ;
- Spectre de raies d'absorption : **B**.

Appliquer

6 : Spectres de la lumière d'une lampe à filament.

- La lampe est alimentée normalement : **n° 2** ;
- La lampe est sous alimentée : **n° 1** ;
- La lampe est suralimentée sans qu'elle soit grillée : **n° 3**.

7 : Lumière d'un boulet de charbon.

1. De cette information, on peut déduire que le boulet de charbon est très chaud.
2. La température du boulet diminue au cours du temps. La lumière émise par le boulet n'est plus blanche (le spectre correspondant est continu du rouge au violet), mais rouge (le spectre perd des violets et bleus et s'enrichit en rouges).

8 : Température et couleur.

Plus l'étoile est chaude, plus elle est bleue. Et moins l'étoile est chaude, plus elle est rouge. D'où le classement suivant : Bételgeuse, le soleil puis Rigel.

9 : Sources lumineuses et spectres.

1. I – C ; II – D ; III – A ; IV – B.
2. I – Continu ; II – Continu ; III – Raies d'émission ; IV – Raies d'absorption.

10 : Spectre de raies et spectre de bande.

1.

| | | | | | | | |
|----------------|--------|------|------|------|-------|-------|-------|
| λ (nm) | 405 | 436 | 492 | 546 | 577 | 623 | 691 |
| Couleur | Violet | bleu | vert | vert | jaune | rouge | rouge |

2.

- a) Voir cour paragraphe 2.2.b (remplacer la solution de permanganate de potassium par le sirop de menthe.
- b) Spectre constitué de trois raies de longueur d'onde 436 nm 492 nm 546 nm. Ces raies sont comprises entre 420 nm et 560 nm, radiations transmises par le sirop de menthe.

11 : Le cuivre.

1. λ_1 à 2 cm de l'origine ; λ_2 à 3 cm de l'origine ; λ_3 à 4,4 cm de l'origine et λ_4 à 14 cm de l'origine.
2. Spectre de raies d'émission.
- 3.

| | | | | |
|----------------|------|------|------|------|
| λ (nm) | 510 | 515 | 522 | 570 |
| Couleur | Vert | vert | vert | vert |

Analyser

12 : Spectre d'absorption.

1. Lentille convergente et prisme
- 2.

| | | | | | | | |
|----------------|--------|------|------|------|-------|-------|-------|
| λ (nm) | 405 | 435 | 492 | 548 | 580 | 623 | 690 |
| Couleur | violet | bleu | vert | vert | jaune | rouge | rouge |

3. D'après le Doc.2. le gaz enfermé dans l'ampoule est du mercure. Car les longueurs d'ondes de ses raies correspondent à celles du spectre étudié.

13 : le spectre du Soleil

1. Un spectre de raies d'absorption.
2. La chromosphère du soleil est constituée de **gaz** à faible pression. **Quand la lumière blanche du soleil traverse ces gaz, certaines radiations sont absorbées.** On obtient ainsi un spectre continu dans lequel il manque quelques raies noires.
3. Aucune raie n'apparaît entre 505 et 510 nm, la chromosphère du soleil n'est donc pas constituée de **Nickel** dont la longueur d'onde d'émission est à 508 nm.
4. Le prisme permet ainsi de **séparer** toutes les radiations d'une lumière blanche, c'est un **système dispersif**.

14: Analyse d'un spectre d'absorption.

1. Le spectre de l'argon permet d'établir une échelle de proportionnalité entre les longueurs d'onde des raies et leurs positions dans le spectre. Étant donné que les deux spectres ont été obtenus de la même façon, la même échelle pourra être utilisée pour déterminer les longueurs d'onde correspondant aux raies du spectre de l'étoile.
2. Le spectre de l'étoile est un spectre présentant un fond continu qui correspond à la lumière émise par la Photosphère sur lequel se superpose un spectre de raies d'absorption de l'atmosphère de l'étoile. Le spectre de l'argon est simplement un spectre de raies d'émission.
3. Commençons par établir l'échelle de correspondance entre longueur d'onde et position des raies. On utilise pour cela le spectre de l'argon et la règle graduée. La raie de longueur d'onde 450nm est située au 0 de la règle et la raie de longueur d'onde 667 nm est située à 110 mm sur la règle. 110 mm représente $667-450 = 217$ nm. On peut donc en déduire (produit en croix) 1 mm représente 1,97 nm.

Nous avons désormais une échelle, il faut donc mesurer la position des raies noires du spectre d'absorption (puis lui effectuer le produit en croix).

Exemple : la raie noire situé à environ 103 mm (au milieu du rouge) donne une longueur d'onde

$$\lambda = 450 + 103 * 1,97 = 653 \text{ nm}$$

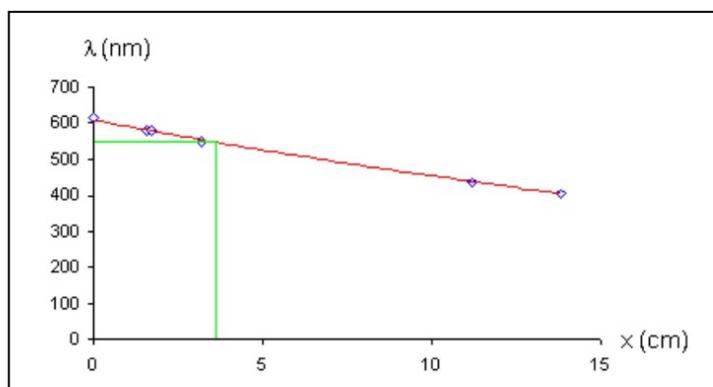
On fait de même pour chacune des raies noires et on obtient :

| | | | | | | | |
|-------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| Distance en (mm) | 9 | 18 | 21 | 26 | 67 | 69 | 103 |
| Longueur d'onde en (nm) | 468 | 485 | 491 | 501 | 582 | 586 | 653 |

15 : Lumière émise par un laser.

1. La lumière émise par le laser n'est pas décomposée par le prisme du spectroscope. Il s'agit donc d'une lumière ou radiation monochromatique.
2. Voir exercice 14.

A l'aide d'un tableur (type Excel ou autre) ou sur papier millimétré on a:



3. Le tracé vert pratiqué sur le graphique précédent permet de trouver la longueur d'onde associée à la radiation émise par le laser.

On trouve: $\lambda = 550$ nm

15: Loi de Wien.

1. La courbe obtenue n'est pas une droite qui passe par l'origine. Les grandeurs θ et λ_{\max} ne sont pas proportionnelles.
2. Calcule de $\frac{1}{\theta}$
3. Les points sont sensiblement alignés. La droite moyenne tracée ne passe pas par l'origine. Les grandeurs θ et $1/\lambda_{\max}$ ne sont pas proportionnelles.
4. Mais il existe une relation simple liant ces deux grandeurs : à l'aide du tableur, on peut faire afficher, l'équation de la droite et le coefficient de détermination.

$$\text{On tire : } \theta \approx \frac{2,88 \times 10^6}{\lambda_{\max}} - 268.$$

5. Le résultat est proche de la relation de Wien. $\theta \approx \frac{2,89 \times 10^6}{\lambda_{\max}} - 273$.
6. Cette relation permet de déterminer la valeur de la température à la surface d'une étoile à partir de la connaissance de λ_{\max} (que l'on déduit du profil spectral de l'étoile).

17 : Profil spectral d'une étoile.

1. La longueur d'onde λ_{\max} associée à ce maximum est l'abscisse du point max de la courbe.
On lit $\lambda_{\max} = 460$ nm
2. La valeur de λ_{\max} nous renseigne sur la valeur de la température de la surface de l'étoile.
3. Ces minima sont dus aux radiations absorbées par les entités chimiques présentes dans l'atmosphère de l'étoile. Ils nous renseignent sur la composition chimique de l'atmosphère de l'étoile.

Introduction

Ce chapitre de chimie a pour objectif principal d'introduire la notion d'espèce chimique, ce que les élèves ont appelé au collège, dès la huitième année, le corps pur. Cette introduction s'appuie sur l'observation de tous les jours et sur des approches expérimentales. Après avoir défini l'espèce chimique, l'enseignant donne quelques critères de classements possibles, ainsi les méthodes de caractérisations (tests chimiques, utilisations des propriétés physiques et chromatographie). Dans la deuxième partie de ce chapitre, l'enseignant tout en s'appuyant sur des observations de la vie quotidienne et des expériences aborde les méthodes d'extractions et de séparations.

La chromatographie sur couche mince qui est méthode de caractérisation souvent présente après la synthèse est largement étudiée dans ce chapitre.

Conduite et correction des activités

Activité1

Cette première activité documentaire donne un aperçu sur les différentes méthodes d'extractions couramment utilisés dans nos vies quotidiennes et généralement en cuisine. Cela montre aux élèves que la chimie est très présente dans notre quotidien. Avant d'aborder cette partie du chapitre (extraction), l'enseignant peut s'appuyer sur cette activité. Attention, quand même on n'a pas toutes méthodes d'extraction sur cette activité.

1. Extraction par solvant, infusion, décoction et macération.
2. L'espèce à extraire doit-être très soluble dans le solvant extracteur.
3. Cyclohexane et dichlorométhane.
4. Infusion.
5. La température du solvant (eau).

Activité2

Cette activité expérimentale est réalisée par le professeur par manque de matériel suffisant à l'établissement, mais si le matériel le permet, les élèves peuvent manipuler facilement. Attention quand même à l'utilisation du cyclohexane. Avec cette activité, l'élève voit une autre méthode d'extraction souvent utilisé par les industriels, pour extraire une espèce chimique dans son milieu naturel. Cette activité permet de répondre à d'autres compétences du programme tel que l'utilisation d'une ampoule à décanter, d'un appareil de chauffage en respectant les conditions de sécurité.

1 : thermomètre,

- 2 : sortie d'eau,
- 3 : ballon à fond rond,
- 4 : réfrigérant droit,
- 5 : entrée d'eau,
- 6 : erlenmeyer,

- 7 : pierre ponce,
- 8 : chauffe ballon,
- 9 : support élévateur.

1. Liquide.
2. Eau et eugénol.
3. Deux phases car l'eugénol est très peu soluble dans l'eau.
4. Après l'agitation on obtient deux phases : la phase aqueuse contenant de l'eau (trouvant en bas de l'ampoule à décantier) et une phase organique contenant l'eugénol (phase supérieure de l'ampoule à décantier).
5. Antalgique : diminue la température et antiseptique : désinfectant.

Activité3

Cette activité est un TP où les élèves peuvent manipuler. La première partie de cette activité montre les limites de nos sens pour identifier une espèce chimique, d'où la nécessité de faire des tests chimiques, pour exemple les vitamines. Dans la deuxième partie de cette activité, l'enseignant s'appuie sur ce que les élèves savent déjà de la chimie et leur fait découvrir les activités et leurs outils du chimiste. Cette activité classique permet donc de tester la présence d'un certain nombre d'espèces chimiques présentes dans un jus d'orange.

Avec cette activité, l'élève peut voir qu'avec un test chimique qui est en fait une transformation chimique, qu'on peut montrer la présence ou l'absence d'une espèce chimique. Sur cette activité, l'enseignant peut également profiter de parler des notions de risque et de sécurité relatives aux produits chimiques.

Expérience1

1.

| | |
|------------|--------|
| caractères | sens |
| Couleur | Vue |
| Parfum | odorat |
| Saveur | goût |
| Vitamine | |

2. Non, par exemple les sens ne permettent pas de détecter les vitamines.

Expérience2

1.

| étape | Recherche De l'eau | Recherche Du glucose | Recherche De l'acidité | Recherche Des colorants | Recherche De l'amidon |
|-------------|--------------------|----------------------|------------------------|-------------------------|-----------------------|
| observation | + | + | + | + | - |
| conclusion | Présence de l'eau | Présence du glucose | acide | Présence des colorants | Pas d'amidon |

2. Les espèces chimiques présentes sont : eau, glucose, acide et des colorants.

Activité4

Cette activité permet d'aborder une notion importante du programme, la chromatographie qui est une méthode d'identification et de séparation. Cette activité est pour élève et peut se faire en heure, mais par petite classe. Les colorants alimentaires se trouvent facilement dans le marché de la ville.

1. Le vert car on obtient deux taches sur le chromatogramme.
2. Pour que le front de l'éluant entraîne les espèces chimiques à séparer efficacement.
3. R_f (jaune) = 0,60 ; R_f (bleu) = 0,80 ; R_f (rouge) = 0,30.
4. Oui, nous ne constatons que le colorant vert comportant deux taches : jaune et bleu.

Correction des exercices

Exercice 1 : définir

1. Une espèce chimique est un ensemble de molécules, d'ions ou d'atomes identiques.
Une espèce chimique est dite naturelle, si elle est produite par la nature. Elle est dite artificielle, si elle est fabriqué par l'homme et n'existant pas dans la nature.
Une substance chimique est un ensemble d'espèce chimique.

Exercice 2 : quelques définitions

1. Température de changement d'état est la température à laquelle l'espèce chimique passe d'un état physique à un autre. Par exemples température de fusion et d'ébullition.
2. -Extraire consiste à retirer une ou plusieurs espèces chimiques d'un milieu solide ou liquide.
-Presser consiste à retirer un produit en exerçant une pression sur un milieu solide (fruit ou légume par exemple).
-Décoction, consiste à mettre de l'eau bouillante sur des feuilles de plantes pour extraire une ou plusieurs espèces.
-extraction par solvant consiste à faire passer l'espèce chimique à extraire du solvant où elle est présente à un autre solvant appelé extracteur.

Exercice 3 : chromatographie

1. a.la phase fixe est un support à laquelle on dépose les échantillons à séparer.
b.la phase mobile est un solvant se déplaçant à travers la phase fixe en entraînant les espèces chimiques à séparer.
c.l'éluant c'est la phase mobile.
2. La ligne en haut correspond le front du solvant et la ligne en bas, la ligne de dépôt des échantillons.
3. Le rapport frontal est défini par la relation suivante : $R_f = h/H$ avec h est la hauteur parcourue par l'espèce chimique et H celle du solvant.

Exercice 4 : solubilité

Attention à la correction de cette activité, il y a une erreur sur le donné de solubilité donc il faut vérifier.

a/ la solubilité d'une espèce est défini par la relation suivante :

$$s(E) = \frac{m(E)}{V_{\text{Solution saturée obtenue}}}$$

Avec $s(E)$ solubilité en g/L ; m masse du soluté en g et V volume de la solution saturée obtenue en L.

b/ $m(\text{NaCl}) = 360 \cdot 10^{+3} \times 2,0 = 720 \cdot 10^{+3}$ g soit 720 kg.

Exercice 5 : densité

La densité d'un liquide par rapport à l'eau est :

- masse volumique du liquide / masse volumique de l'eau.
- masse d'un volume donné de liquide / masse d'un même volume d'eau.

Exercice 6 : naturels ou synthétiques

Cette exercice doit être traité en fonction des mobiliers disponibles dans la salle d'étude et en utilisant les définitions données dans l'exercice 1.

Exercice 7 : l'étiquette d'une boisson gazeuse

- eau, jus d'orange, jus de citron, arômes naturels, sorbate de potassium, gomme de guar, bêta carotène.
- Arômes, eau, sorbate de potassium, gomme de guar et le bêta carotène.
- Jus d'orange, jus de citron, gomme de guar, le bêta carotène et arômes naturels.
- Sorbate de potassium.

Exercice 8 :

- Elément chimique : aluminium
Substance chimique : lait, eau pure, eau minérale, jus de fruit et le dioxygène.
- Le lait, le jus de fruit et l'eau minérale ne peuvent pas être représentés par des formules chimiques car ils constitués de plusieurs éléments chimiques.
Eau pure : H_2O , dioxygène : O_2 , Aluminium : Al

Exercice 9 : erreur à éviter

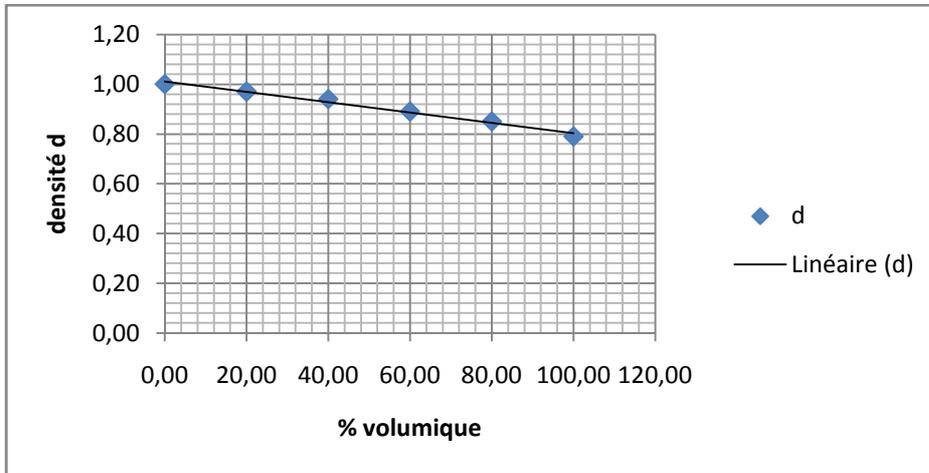
- L'erreur commise par Abdi est la température d'ébullition de l'eau qui est de 100°C et non $10,0^\circ\text{C}$.
- Il faut chauffer le cyclohexane jusqu'à $80,7^\circ\text{C}$ pour le fondre.

Exercice 10 : masse volumique

- Une masse volumique s'exprime en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ou en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$.
- $\mu = 152 / 20 = 7,6 \text{ g/cm}^3$ soit $7600 \cdot 10^6 \text{ kg/m}^3$.

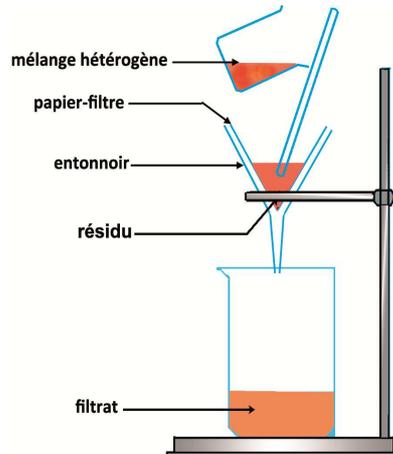
Exercice 11 : densité d'un mélange

- 0,79
- Graphique : densité en fonction du % volumique d'éthanol



Exercice 12 : filtration de l'aspirine

- Dispositif d'une filtration simple



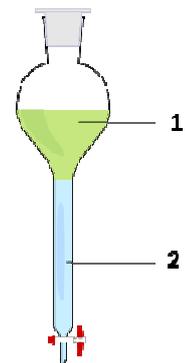
- Non
- La filtration sous vide est

Exercice 13 : extraction par solvant

1/ le solvant doit être

- liquide à la température et à la pression où l'on réalise l'extraction.
- non miscible à la phase qui contient initialement le composé à extraire.
- le composé à extraire doit être très soluble dans le solvant.

2/ le cyclohexane car la solubilité du diiode est grande dans celui-ci.



3/ une ampoule à décanter.

Exercice 14 : chromatographie

1/ l'éluant en migrant le long de la phase fixe grâce au phénomène de capillarité, permet d'entraîner les constituants du mélange en fonction de leur affinité. On peut ainsi les séparer.

2/ il doit réaliser une révélation à l'aide du permanganate de potassium.

3/ a/ du limonène et du citral, car sur le dépôt 4 on a 2 tâches correspondant au limonène et le citral.

b/ limonène : $R_{p1} = 0,89$; linalol : $R_{p2} = 0,46$; citral : $R_{p3} = 0,27$ et pour l'huile essentiel de peaux d'oranges $R_{pa} = 0,27$ et $R_{pb} = 0,89$.

Dans l'huile essentielle des peaux orange on a 2 rapports frontaux correspondant à ceux de limonène et citral. Il y a donc du limonène et citral dans l'huile essentiel des peaux d'orange.

Exercice 15 : produits odorants

1. Le chromatogramme obtenu n'est pas exploitable directement (incolore), on effectue donc une révélation pour le rendre visible.
2. Deux révélations à faire.
3. Pour chaque produit, on a une seule tâche sur le chromatogramme, donc ces espèces sont pures.
4. Sur le chromatogramme A du mélange M, on observe deux tâches et sur le chromatogramme B, deux tâches : M contient quatre produits. Dans le chromatogramme A, les deux tâches observées du mélange M ont le même rapport frontal que les produits 2 et 4. Et sur le chromatogramme B, les deux tâches observées ont le même rapport frontal que les produits 1 et 5. Le mélange M contient les produits suivants : citral, citronellol, menthol et la menthone. Le mélange M peut contenir d'autres qui demandaient à d'autres révélations.
5. Citronellol et menthol.
6. Citral et menthone.

Exercice 16 : extraction de la caféine

1. Une ampoule.
2. Non miscible avec le solvant initial et le composé à extraire doit-être très soluble dans le solvant extracteur.
3. Illustration à faire
4. Cette dose létale de 10 g représente 100 sachets de thé.

Exercice 17 : l'arôme de jasmin

Partie A : l'extraction

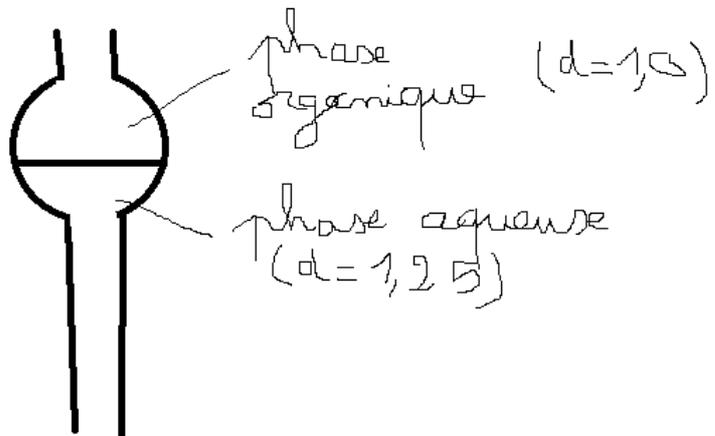
1. Comme la phase aqueuse ($d=1$) a un peu près la même densité que la phase organique ($d=1,06$), c'est difficile de faire une réelle séparation. Donc pour accentuer cette

séparation, on ajoute de l'eau salée ($d=1,25$) comme ça la phase aqueuse aura une densité un peu plus importante.

2. Schéma de l'ampoule à décanter :

Phase aqueuse : alcool benzylique et ac. acétique.

Phase organique : acétate de benzyle.



3. La phase organique.

Partie B :

1. Oui, car on voit une tâche sur l'échantillon C du chromatogramme correspondant au même niveau que l'échantillon B (acétate de benzyle commercial). Il n'est pas pur, car on a une deuxième tâche.
2. Oui, car on a une tâche dans l'échantillon D qui la même hauteur que l'acétate de benzyle.
3. Il n'est pas pur (4 taches). On trouve également de l'alcool benzylique, de l'acétate de benzyle et de deux autres espèces non identifiées.

Introduction du chapitre

Ce chapitre de chimie décrit dans un premier temps le caractère naturel et synthétique d'un matériau. Et dans un deuxième temps, ce chapitre montre que l'extraction précédemment étudiée n'est la seule technique d'obtention des espèces chimiques. Il définit et décrit les différentes étapes de la synthèse chimique, tout en montrant son intérêt si possible en relation avec la vie quotidienne de l'élève. On voit également dans ce chapitre, l'étude d'une méthode expérimentale : le chauffage à reflux.

La **première activité** montre, sur l'exemple du téléphone portable, que dans un objet donné on peut trouver plusieurs types de matériaux. La **deuxième activité** montre la nécessité de la synthèse chimique, tout en préservant l'environnement. La **troisième activité** est un TP où l'élève est invité à réaliser la synthèse d'une espèce chimique existant dans la nature par chauffage à reflux et ensuite de la récupérer grâce à l'extraction par solvant (méthode déjà étudiée dans le chapitre précédent). La **quatrième activité** est encore un TP où l'élève est amené à synthétiser une espèce chimique artificielle tout en utilisant du matériel simple du laboratoire.

Conduite et correction des activités

Activité1 : matériaux naturels et synthétiques

Cette activité a pour objectif de montrer qu'un objet donné peut contenir des matériaux d'origines variés. L'exemple du téléphone mobile « appelé aussi portable » illustre parfaitement ceci, d'autant plus que c'est un objet familier aux élèves. Dans cette activité, on montre également à l'élève la dangerosité de certaines substances composant un objet donné. L'enseignant peut s'appuyer sur cette activité pour aborder ce chapitre.

1. Or, argent, cuivre, fer, plomb, béryllium : métaux.
P.V.C : matière plastique.
2. Or, argent, fer et cuivre sont d'origines naturelles.
3. Le P.V.C est fabriqué par l'homme.
4. Le mercure est une substance toxique. Se munir des gants, une blouse et des lunettes de protections. Elle doit manipuler sous la hotte également.

Activité2 : la nécessité de la synthèse

Cette activité documentaire permet à l'élève de comprendre l'importance de la synthèse dans des secteurs d'activités variées telles que l'agriculture, la santé, le sport, le textile, l'hygiène...

A travers cette activité, l'élève voit les limites des produits auparavant utilisés et les performances de nouveaux produits. L'enseignant pourra s'appuyer sur d'autres exemples pour mettre l'accent sur cette nécessité ou pourra prolonger l'activité, en demandant des recherches sur le Web sur l'importance de la synthèse.

1. Nitrate d'ammonium et ammoniac : l'apport des engrais (éléments présents) est mieux contrôlé, la pollution est mieux contrôlée.

2. Aspirine et paracétamol. Les causes de production de substitution des produits naturels sont les manques de performance, coût de production élevé (aléas climatique),
3. La chimie de synthèse est indispensable pour plusieurs raisons :
 - La synthèse permet de produire en grande quantité des espèces naturelles et à faible coût ;
 - La synthèse n'a pas d'inconvénients (certaines espèces naturelles sont dangereux pour l'organisme) ;
 - Certaines espèces naturelles sont extrêmement rares.

Activité3 : synthèse de l'acétate de benzyle

Cette activité expérimentale permet à l'élève de réaliser une synthèse grâce à un dispositif de chauffage à reflux tel qu'on en trouve dans tous les lycées. Et comme les produits utilisés sont dangereux, l'élève doit prendre les précautions nécessaires avant de les utiliser. Dans ce TP, l'élève doit lire les pictogrammes affichés sur les flacons et grâce à une fiche méthode définir les précautions nécessaires à la manipulation. L'élève doit décrire le chauffage à reflux utilisé et expliquer son fonctionnement grâce aux questionnements. Une fois la synthèse réalisée, l'espèce chimique attendue est extraite. C'est une manière de montrer que synthèse et extraction sont des techniques complémentaires. En effet, il est généralement nécessaire de réaliser une extraction après une synthèse car l'espèce chimique attendue est dispersée dans le milieu réactionnel. On revoit en détail cette technique d'extraction par solvant grâce à une ampoule à décanter.

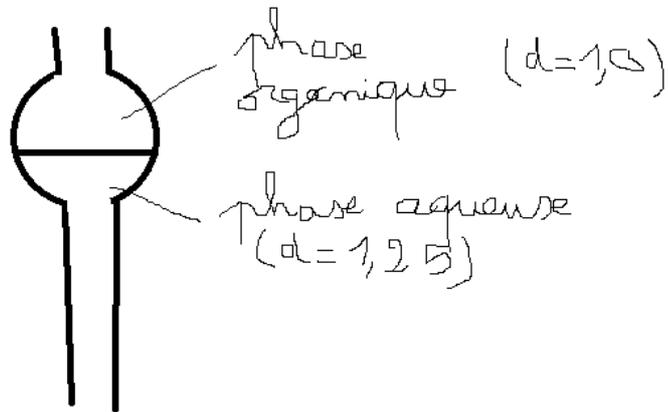
Expérience 1 :

1. Synthétiser et extraire un produit (un composant de l'huile essentiel de jasmin).
2. Les pictogrammes montrent que les produits utilisés sont corrosifs (ronge la peau et les yeux) et dangereux pour la santé (irrite les yeux, la peau, le nez, risque d'allergies, empoisonnement à forte dose).
3. Les réactifs : acide acétique et alcool benzylique.
Les produits formés : eau acétate de benzyle
4. ① : entrée d'eau ; ② : sortie d'eau ; ③ : mélange réactionnel ; ④ : chauffe ballon ; ⑤ : support élévateur ; ⑥ : réfrigérant ; ⑦ : ballon ; ⑧ : pierres ponce.

Expérience 2 :

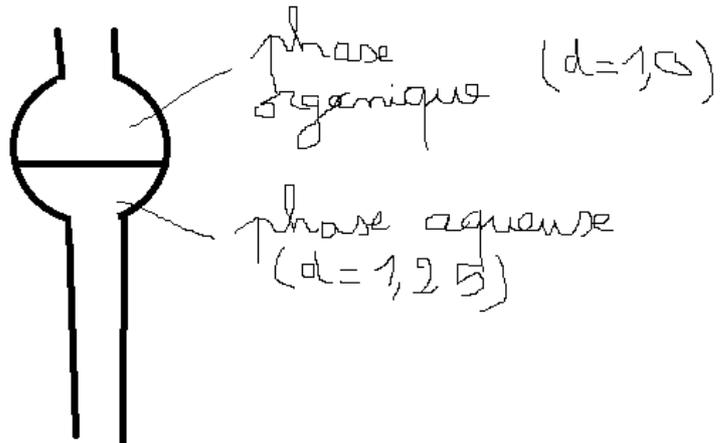
1. Comme la phase aqueuse ($d=1$) a un peu près la même densité que la phase organique ($d=1,06$), c'est difficile de faire une réelle séparation. Donc pour accentuer cette séparation, on ajoute de l'eau salée ($d=1,25$) comme ça la phase aqueuse aura une densité un peu plus importante.

2. Schéma de l'ampoule à décanter :



3. Phase aqueuse (en bas) contient de l'eau et acide acétique.

Phase organique (en haut) contient de l'alcool benzylique et acétate de benzyle.



4. Oui

Activité 4 : synthèse d'un matériau léger biodégradable (l'acide polylactique)

Cette activité expérimentale est réalisable par les élèves car elle nécessite de matériel simple donc on trouve à tous les établissements. Elle permet de réinvestir des acquis précédents et permet de synthétiser un matériau biodégradable utilisé par exemple pour fabriquer des boîtes d'emballage et des fils de suture utilisés en chirurgie. C'est une activité qui montre à l'élève la proximité de la chimie. Attention aux produits utilisés, notamment l'acide sulfurique qui est très concentré, l'utilisation de la plaque chauffante etc...

1. L'eau, grâce au sulfate de cuivre anhydride (poudre blanchâtre) qui devient bleu au contact de l'eau.
2. Corrosifs et dangers pour la santé. On doit travailler sous la hotte, en utilisant des gants, des lunettes de protection et une blouse.
3. L'acide lactique contient de l'eau (c'est une solution).
4. Faire l'expérience (pH inférieur à 7 : le mélange est acide. Pour manipuler ce produit, il faut mettre des gants).
5. Faire l'expérience

Correction des exercices

Exercice 1 :

Le matériau est une matière d'origine variée destinée à être mise en forme, entrant dans la composition d'un produit.

Un matériau est dit naturel s'il est issu de la nature et dit synthétique s'il est fabriqué par l'homme.

Exercice 2

1. On appelle synthèse la préparation d'une espèce à partir d'autres espèces chimiques.
2. L'espèce synthétisée est appelée produit. Les matières utilisées sont les réactifs.

Exercice 3

1. a. et c.
2. cinétique chimique hors programme
3. hors programme

Exercice 4

- a. Synthèse
- b. Economiques, environnement.
- c. Reflux, perte, matière
- d. Transformation, traitement et identification.

Exercice 5

| matériau | Naturel/ synthétique ou artificiel | Exemples d'utilité |
|-----------------------|------------------------------------|------------------------|
| cuir | naturel | Chaussure |
| Caoutchouc artificiel | artificiel | Pneu |
| P.V.C (plastique) | artificiel | Bouteille en plastique |
| bois | naturel | porte |
| or | naturel | Bijou |

Exercice 6

Etiquette 1 :

Produit naturel : coton ; produits de synthèses : nylon et polyester.

Etiquette 2 :

Produits naturels : cuir, coton ; produit de synthèse : polyester.

Exercice 7

1. **a. réfrigérant à eau :**
b. ballon à fond rond :
2. a. éprouvette graduée, entonnoir, capsule, fiole jaugée, erlenmeyer, bécher, filtre büchner, ballon à fond rond, pissette d'eau, tube à essais avec support, pipette graduée, pipette jaugée, pipette pasteur, propipette, mortier avec pilon.

- b. ballon à fond rond
- c. filtre büchner

Exercice 8

- a. 2300 g d'aspirine
- b. 2000 saules par heure
- c. Il faudrait abattre 2000 saules par heure pour répondre aux besoins mondiaux : beaucoup d'arbres pour satisfaire juste le besoin pour une heure, ce qui est très coûteux par rapport à la synthèse.

Exercice 9

Le montage 2 convient à réaliser un chauffage à reflux
Annotation voir le cours à la page 125 doc.22.

Exercice 10

Non

- 1. Préparation des réactifs et des solvants de la synthèse.
- 2. Réalisation de la transformation chimique par chauffage à reflux.
- 3. Séparation du produit synthétisé du milieu réactionnel.
- 4. Caractérisation du produit par une méthode physique appropriée.

Exercice 11

- 1. Les risques sont des dangers pour la santé et danger de corrosion.
- 2. Les mesures à prendre : manipulation avec précaution sous la hotte par exemple, en utilisant des gants, des lunettes de protections et une blouse.

Exercice 12

- 1. Coton et laine.
- 2. Les fibres chimiques sont des fibres de synthèses fabriquées par l'homme.
- 3. Le nylon par exemple ;
- 4. 24 millions de tonnes.

Exercice 13

- 1. La consommation mondiale de vanilline est d'environ : 10 000 tonnes dont 23% naturelles et 76% synthétiques.
- 2. Vanilline est une substance naturelle ; éthylvanilline est une substance synthétique.
- 3. 23% (question déjà répondu en 1.).
- 4. - Le coût de production est élevé (678 000 fdj pour seulement 100g de vanilline, alors que la vanilline synthétique est de 3390 fdj) ;
- Les aléas climatiques ...
- 5. 0,072 g.
- 6.
 - Pour diminuer le coût de la production ;
 - Pour satisfaire la demande mondiale croissante.
- 7. Pour avoir le même pouvoir oxydant on peut utiliser une faible quantité d'éthylvanilline que de vanille.

Exercice 14

- a. Les produits : l'urée et l'eau ; les réactifs : l'ammoniac et le dioxyde de carbone.
- b. Ammoniac + dioxyde de carbone = urée + eau

c. Non.

Exercice 15

1. L'aspirine est obtenue par synthèse chimique en chauffant à reflux de l'acide salicylique et de l'anhydride acétique.
2. L'extraction.
3. Pour caractériser (identifier) l'aspirine.
4. Réactifs : acide salicylique et anhydride acétique ; Produits formés : aspirine et acide acétique.
5. La mesure de la température de fusion.

Exercice 16

1. Lunettes de protection, gants, blouse, masque, ne pas inhalé, attention à l'environnement.
2. Protocole : voir le protocole du chauffage à reflux livre page 120, activité 3. Pour le schéma, voir doc 22, page 125.
3. Voir doc 25, page 125. Pour récupérer et ainsi purifier le produit formé.
4. En mesurant sa température de fusion.

Exercice 17

1. Blouse, gants et lunettes de protection.
2. Pour le prélèvement de l'aniline, on utilise une pipette jaugée de 10 mL, pour l'acide et l'anhydride éthanoïque, on utilise une éprouvette graduée de 20 mL.
3. Voir légende
4. Le chauffage permet d'accélérer la réaction.
5. Car à température faible (10 °C), l'acétanilide est très peu soluble dans l'eau.
6. Il faut mesurer sa température de fusion.

Introduction

Ce chapitre 9 de chimie a pour objectif principal d'introduire la chimie organique. Cette introduction s'appuie sur 4 activités, dont 2 documentaires et 2 expérimentales. Ce chapitre retrace dans un premier temps l'histoire de la chimie organique, depuis sa naissance jusqu'à nos jours, et dans la deuxième partie, il présente les alcanes (caractérisation du carbone, nom et représentation des alcanes).

L'activité 1 permet de retracer l'histoire de la chimie organique. **L'activité 2**, montre l'essor de la chimie organique aux élèves. **L'activité 3** montre la caractérisation du carbone par la pyrolyse et **l'activité 4**, présente les alcanes : formule brute, formule développée et nomenclature.

Conduite et correction des activités

Activité 1 (réponse)

Cette activité documentaire permet de retracer l'évolution de la chimie organique dès sa naissance jusqu'à nos jours. Cette activité permet d'introduire le chapitre en retraçant l'histoire de la chimie organique. L'enseignant peut donner cette activité aux élèves à la maison, mais elle peut se faire aussi en classe entière. Il est conseillé de s'appuyer sur cette activité pour introduire ce chapitre.

1. Au 18^{ième} Siècle en France et en Allemagne.
2. A cette époque, on pensait qu'une substance organique ne pas être synthétisée.
3. L'année 1828 marqua un tournant de la chimie organique. La synthèse de l'urée (molécule organique) à partir à partir du cyanate d'ammonium (réactif minéral).
4. Friedrich Wöhler, chimiste Allemand.
5. Une molécule organique ne pouvait être produite que l'intervention d'une force mystérieuse « force vitale ».
6. Les synthèses du méthanol, l'éthanol et d'un ester par Marcellin Berthelot.
7. La chimie de carbone

Activité 2 (réponse)

Cette activité documentaire montre aux élèves l'importance de la chimie organique et son omniprésence dans nos vies quotidiennes. Cette activité peut aussi bien se traiter à la maison quant en classe entière. L'enseignant peut donner 5 à 10 minutes de réflexion aux élèves.

1. Plus d'un million
2. La chimie lourde, la chimie fine, la parachimie et la pharmacie.
3. Fabrication des matières plastiques et des caoutchoucs.
4. Non, car la synthèse de certains composés organiques entraîne la production d'une importante quantité de déchets.
5. L'élimination et le recyclage.
6. C'est la substance destinée à guérir le patient, qui aura des effets thérapeutiques.

Activité 3 (réponse)

Cette activité est un TP où les élèves peuvent manipuler facilement en petit groupe car elle nécessite de matériel dont on trouve dans la plupart des établissements. Mais attention quant

même à la manipulation des produits chimiques. Il faut donner les consignes nécessaires aux élèves.

1. D
2. Le sucre blanchâtre devient noir après quelques minutes de chauffage. L'élément carbone.
3. De l'eau
4. Grâce au sulfate de cuivre anhydre gris qui devient bleu en contact de l'eau.
5. On trouve de l'hydrogène, de l'oxygène et du carbone.
6. Dans la formule brute du sucre, on trouve du carbone, d'hydrogène et de l'oxygène, ce qui est compatible aux éléments observés dans les expériences.
7. Sucre + dioxygène = gaz carbonique + eau

Activité 4 (réponse)

Cette activité expérimentale est un TP qui est réalisable dans la plupart des établissements car elle nécessite très peu de matériel (une boîte de modèle moléculaire). Elle se traite en petit groupe et permet de mettre en application d'autres compétences : formule brute, formule développée, manipulation d'une modèle moléculaire etc...

Expérience 1

1.2.3.

| | n = 1 | n = 2 | n = 3 |
|--------------------------|-----------------|-----------------------------------|---|
| Formule brute | CH ₄ | C ₂ H ₆ | C ₃ H ₈ |
| Formule semi- développée | CH ₄ | CH ₃ - CH ₃ | CH ₃ - CH ₂ - CH ₃ |
| Formule développée | | | |
| nom | méthane | éthane | propane |

4. formule générale : C_nH_{2n+2}

Expérience 2

1.2.3.4

| | n = 4 | n = 4 | n = 5 | n = 5 | n = 5 |
|-------------------------|--|---|--|--|---|
| Formule brute | C ₄ H ₁₀ | C ₄ H ₁₀ | C ₅ H ₁₂ | C ₅ H ₁₂ | C ₅ H ₁₂ |
| Formule développée | | | | | |
| Formule semi-développée | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃ | CH ₃ CH CH ₃ CH ₃ | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ | CH ₃ CH CH ₂ CH ₂ CH ₃ | CH ₃ CH ₃ C CH ₃ CH ₃ |
| Nom | butane | 2-méthylpropane | Pentane | 2-méthylbutane | 2,2-diméthylpropane |

5. des isomères

Correction des Exercices

Exercice1

1. La pyrolyse est une transformation chimique sous l'effet de la chaleur.
2. Dans une combustion complète la quantité de dioxygène nécessaire est suffisante et on obtient des produits inoffensifs (dioxyde de carbone et l'eau) pour l'Homme. Alors que dans la combustion incomplète la quantité de dioxygène est insuffisante et on obtient des produits dangereux (tels que le monoxyde de carbone et le carbone).
3. On appelle hydrocarbure des composés organiques formés seulement d'hydrogène et de carbone.
4. Un hydrocarbure est dit saturé lorsque les atomes de carbone ne sont liés que des liaisons simples.

Exercice2

1. L'élément carbone.
2. Hydrogène et oxygène.

Exercice3

- Une chaîne est dite linéaire, lorsque les enchainements carbone-carbone se font les uns après les autres.
- Elle est dite ramifiée, s'il y a au moins un atome de carbone liée avec trois atomes de carbone.
- Elle est dite cyclique, s'il y a un cycle fermé d'enchainement de carbone.

Exercice 4

1. La chimie qui étudie les molécules organiques.
2. Elle a permis de synthétiser une molécule organique à partir des réactifs minéraux.
3. Ils proviennent essentiellement de sources naturelles.

Exercice5

- a. Faux, C_nH_{2n+2} ,
- b. Vrai,
- c. Faux, C_3H_8 ,
- d. Faux, C_nH_{2n+1} ,
- e. Vrai,
- f. Vrai.

Exercice6

1. l'eau de chaux
2. eau de chaux se trouble, ce qui montre la présence du dioxyde de carbone.
3. Le sulfate de cuivre anhydre gris devient bleu, ce qui montre la présence de l'eau dans les produits formés.

Exercice 7

1. Le glucose est molécule organique car il contient l'élément carbone, oxygène et hydrogène constituant les éléments de base d'une molécule organique.
2. $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$

Exercice 8

1. Il faut faire une pyrolyse pour mettre en évidence la présence du carbone.
Et un test avec le sulfate de cuivre, pour mettre en évidence la présence de l'eau comportant l'élément hydrogène.
2. La combustion.

Exercice 9

Tétraédrique : le carbone forme 4 liaisons simples.

Trigonal : le carbone forme 3 liaisons (2 liaisons simples et une liaison double).

Digonal : le carbone forme 2 liaisons (2 doubles ou une simple et un triple).

Exercice 10

1. A : butane, B : éthane.
2. A : C_4H_{10} ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$), B : C_2H_6 (CH_3CH_3).

Exercice 11

C_5H_{12} , $\text{C}_{21}\text{H}_{44}$ et C_7H_{16} .

Exercice 12 : illustration en cours

Exercice 13 : illustration en cours

Exercice 14 : illustration en cours

- a. C_9H_{20}
- b. Hydrocarbure : Oui, alcane : oui
- c. Ramifiée
- d. 2,5-diméthylheptane

Exercice 15

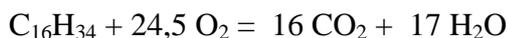
- a. 2-méthylbutane
- b. 2,3-diméthylbutane
- c. Propane
- d. 3-éthyl-4-méthylhexane
- e. 2,2,4-triméthylhexane

Exercice 16

1. C_6H_{14}
2. 2-méthylpentane :
2,4-diméthylbutane :
2,2-diméthylbutane :

Exercice 17 : illustration en cours

Exercice 18



Exercice 19

1. A : le butane, c'est un alcane.
- 2.
3. a/ $\text{C}_4\text{H}_{10} + 6,5 \text{O}_2 = 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$.
b/ dioxyde de carbone (l'eau de chaux se trouble en sa présence) et de l'eau (sulfate de cuivre anhydre gris devient bleu en sa présence).
4. a/ la combustion est incomplète donc dangereuse.
b/ le monoxyde de carbone formé est un gaz très toxique.

Exercice 20

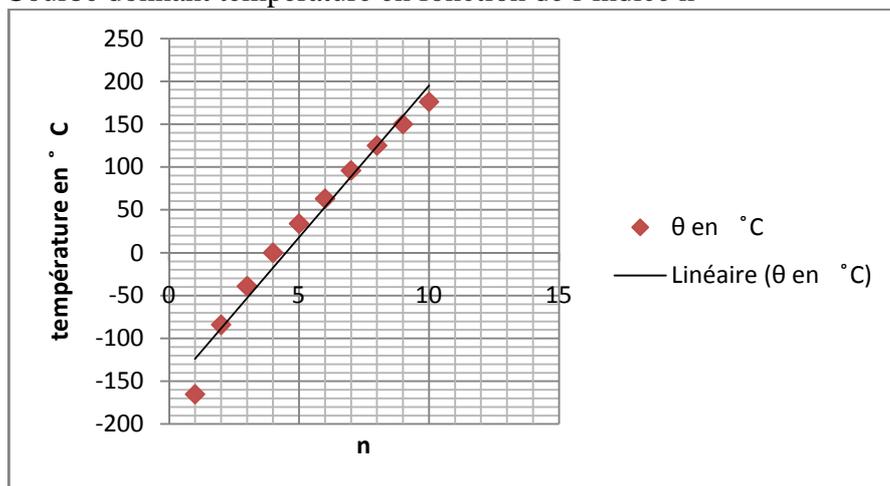
- a. Oui
- b. NH_3 et CO_2
- c. $2 \text{NH}_3 + \text{CO}_2 = \text{CO}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d. NH_3 et CO_2 ne sont pas des molécules organiques
- e. trigonal

Exercice 21

- a. La présence du carbone
- b. La présence de l'eau
- c. Grâce au sulfate de cuivre anhydre gris qui devient bleui en présence de l'eau
- d. C, H et O.

Exercice 22

1. Courbe donnant température en fonction de l'indice n



2. θ croît linéairement avec n : si n augmente θ augmente.
3. A partir de n égale 6 : l'hexane.

Exercice 23

1. C_3H_8 , propane, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.
2. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3 + 0,5 \text{O}_2 = 3 \text{C} + 4 \text{H}_2\text{O}$
3. Une combustion incomplète car il y a la formation du carbone et de la vapeur d'eau.

Chapitre 10 : Intensité et Tension électrique

Introduction

D'une manière générale, l'électricité a été abordée par les élèves au collège. En classe de seconde il s'agit d'aller plus loin et d'asseoir de manière plus ferme des concepts nouveaux et les applications associées.

Pour entamer cette partie, l'enseignant pourrait demander aux élèves de préparer un dossier sur les implications de l'électricité et de l'électronique dans la vie quotidienne.

Sur les trois premières activités, on travaillera uniquement sur le courant continu. La dernière expérience concerne les tensions alternatives.

Dans la première activité, on admettra que le courant électrique est dû à un déplacement d'ensemble de porteurs de charges électriques (électrons dans les conducteurs solides et ions dans ceux qui sont liquides). L'enseignant peut s'appuyer sur les notions conducteur et isolant vues au collège. On précisera que la charge électrique (ou quantité d'électricité) est une grandeur mesurable; son unité internationale est le coulomb (C). On indiquera que l'électron porte une charge négative dont la valeur absolue, appelée charge élémentaire, est notée e ($e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$).

L'enseignant doit présenter l'unité pratique de la quantité d'électricité appelée ampère-heure indiquée souvent les batteries d'accumulateurs.

À travers la deuxième activité, l'enseignant mettra en évidence le caractère algébrique de la tension grâce à l'utilisation d'un voltmètre. Il définira la tension électrique comme une différence de potentiel entre deux points d'un circuit. On précisera la notion de masse. On représentera la tension par une flèche. On donnera la convention récepteur et la convention générateur.

Durant l'activité 3, les élèves mettront en évidence expérimentalement la loi des nœuds et la loi des mailles. En fait, il s'agit d'une reformulation des lois de l'intensité du courant et de la tension vues au collège. L'enseignant pourra s'assurer que les élèves savent bien utiliser un multimètre en mode ampèremètre et en mode voltmètre.

En fin, l'utilisation d'un oscilloscope dans la quatrième permettra de visualiser une tension variable et d'en déterminer certaines de ses caractéristiques (période, fréquence, amplitude, valeurs maximale...).

L'enseignant distribuera aux élèves la fiche méthode sur l'utilisation de l'oscilloscope au cours du TP.

L'enseignant peut renforcer cette activité (si le temps lui permet) avec une activité documentaire sur l'électrocardiogramme. Ceci pourra montrer aux élèves une exploitation d'une tension variable dans la vie pratique. Ceci permettra également de faire un rapprochement entre cet appareil utilisé en médecine et l'oscilloscope du lycée.

Conduite et correction des activités

1. Courant électrique

Présentation

À l'issue de cette activité documentaire, l'élève doit savoir la relation entre la charge électrique Q transportée et l'intensité du courant I mesurée au cours d'un mouvement d'ensemble des porteurs des charges électriques pendant une durée Δt : $I = Q / \Delta t$.

Cette activité s'appuie sur un document portant sur l'évolution de la notion du courant électrique au cours des siècles passés. Il faut préciser qu'à l'époque on ne savait rien sur les porteurs charges comme par exemple sur les électrons.

L'enseignant peut également présenter aux élèves d'autres documents sur les décharges électriques liés au thème comme par exemple la soudure à l'arc électrique...etc.

Correction

1. Ampère était partisan de l'école de pensée de Du Fay car il présente dans sa convention l'existence de d'un fluide positif et d'un fluide négatif.
2. Le sens conventionnel de circulation du courant choisi par Ampère est celui du courant du fluide positif qui circule du pôle positif au pôle négatif du générateur.
3. Ce sont les électrons libres qui assurent dans les métaux la circulation du courant.
4. Elles circulent dans le sens contraire au conventionnel.
5. $Q = I \times \Delta t$.
6. $I = U/R$ donc $U = R \times I$: c'est la loi d'Ohm.

2. Tension électrique

Présentation

C'est une activité expérimentale qui doit être faite par les élèves. À la fin de cette séance l'élève doit savoir qu'une tension électrique est une différence de potentiels électriques entre deux points. La notion de potentiel électrique n'est pas connue par les élèves. Pour faciliter la compréhension de cette nouvelle tension, l'enseignant(e) peut utiliser une analogie entre le courant électrique dans un circuit et le courant d'eau dans une rivière par exemple. Dans cette situation, le potentiel électrique d'un point du circuit peut être associé à l'altitude d'un endroit donné de la rivière.

L'enseignant(e) doit donner des consignes de sécurité et veiller à leurs applications. Les élèves doivent brancher le générateur par exemple une fois que l'enseignant(e) a vérifié le montage. Le calibre utilisé du voltmètre doit avoir une valeur supérieure à celle qui est mesurée.

Correction

1. $U_{BC} = -U_{CB}$: les deux valeurs sont opposées.
2. $U_{AB} = V_A - V_B$; $U_{BC} = V_B - V_C$; $U_{AD} = V_A - V_D$; $U_{CD} = V_C - V_D$.
Une tension est une différence des potentiels électriques entre deux points.
Les bornes A et B ont le même potentiel électrique : $V_A = V_B$.

3. Mesures des intensités et des tensions électriques

Présentation

Au cours de cette activité, les élèves découvrent et vérifient deux lois de l'électricité : la **loi des nœuds** pour l'intensité du courant et la **loi des mailles** pour la tension électrique. Avant d'aborder cette activité, l'enseignant(e) peut poser des questions aux élèves sur les lois relatives à l'intensité du courant et à la tension électrique vues au collège.

L'enseignant(e) doit veiller au respect des consignes de sécurité par les élèves.

Le calibre utilisé de l'ampèremètre doit avoir une valeur plus grande aux valeurs des intensités mesurées.

Expérience 1

Correction

1. Il faut refaire le schéma (Doc.6) en plaçant les ampèremètres dans les trois branches en précisant les bornes A et COM.
2. On doit constater que l'intensité I_1 est la somme des intensités des courants I_2 et I_3 .
La somme des intensités du courant qui arrivent à un nœud est à la somme des intensités qui en partent : c'est la loi des nœuds.
3. La valeur de l'intensité du courant de la branche principale est égale à I_1 .

Expérience 2

Correction

1. Il y a ici une rectification. On doit s'en tenir uniquement à placer sur les schémas les voltmètres mesurant les tensions aux bornes de chaque dipôle.
2. Il y a 3 mailles.
3. On doit constater que dans la maille ABEFA : $U_{AB} + U_{BE} + U_{EF} + U_{FA} = 0 \text{ V}$.
4. $U_{AF} = U_{AB} + U_{BE}$.

4. Utilisation d'un oscilloscope

Présentation

Sur chaque paillasse, on doit disposer un oscilloscope et d'un générateur des signaux basse fréquence (GBF). Cette activité permet aux élèves de se familiariser avec ces appareils. Il s'agit de relever les caractéristiques d'une tension périodique à l'aide de l'oscilloscope.

Correction

1. Oui, elles sont périodiques car elle reprend la même valeur pendant une certaine durée appelée période.
2. Il faut relever le balayage **b** sur le bouton correspondant à la base de temps.
 n_H correspond le nombre de divisions entre deux points identiques consécutifs.

$$T = n_H \times b$$

3. $f = 1/T$.

4. Il faut relever la sensibilité s sur le bouton correspondant au nombre de volts par division. n_v correspond le nombre des divisions séparant l'axe centrale et la crête.

$$U_{\max} = n_v \times s.$$

5. On refait les mêmes calculs pour les autres tensions.

Correction des exercices

Connaître

1 : Sens de circulation des porteurs des charges

1. Un courant électrique est dû un mouvement d'ensemble des porteurs des charges.
2. Les porteurs des charges sont :
 - les électrons libres pour les conducteurs métalliques ;
 - les ions pour les électrolytes.
3. Le courant sort de la borne positive du générateur et rentre par sa borne négative.
4. Dans les conducteurs métalliques, les électrons se déplacent dans le sens opposé à celui du sens conventionnel du courant.

Dans les électrolytes, les anions circulent également dans le sens opposé à celui du courant. Par contre les cations se déplacent dans le sens conventionnel du courant.

2 : Répondre par vrai ou faux et corriger les propositions fausses

1. Vrai.
2. Faux : les cations se déplacent dans le sens conventionnel du courant et les anions dans le sens contraire à celui du courant.
3. Faux : $I_2 + I_3 = I_1$.
4. Vrai.
5. Faux : une tension mesure une différence d'état électrique entre deux points du circuit.
6. Vrai.
7. Faux : $U_{BA} = V_B - V_A$.
8. Faux : une tension est une grandeur algébrique ; elle peut être positive, négative ou nulle.

3 : Recopier et compléter

1. Intensité ; quantité ; traverse ; seconde.
2. Ampèremètre ; série.
3. Somme ; nœud ; égal ; repartent.
4. Tension ; différence ;
5. Potentiel ; nul.
6. Bornes ; positive ; A ; B.
7. Somme ; maille ; nulle.

4 : Caractéristiques d'une tension

1. La période s'exprimant en seconde et la fréquence en hertz.
2. L'amplitude de la tension est sa valeur maximale.
3. Il faut modifier la sensibilité verticale.

5 : Nature d'une tension

a : tension continue ; b : tension variable ; c : tension variable et périodique.

Appliquer

6 : Quantité d'électricité et intensité du courant

1. $Q = I \times \Delta t = 0,2 \times 8 = 1,6 \text{ C.}$

2 a. Elle représente la capacité de la pile.

2 b. $1400 \text{ mAh} = 1,400 \text{ Ah} = 5040 \text{ C.}$

2 c. $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{5040}{72 \times 3600} = 0,02 \text{ A.}$

7 : Loi des nœuds

Cas A : $I_3 = 2,0 \text{ A}$; Cas B : $I_4 = 2,67 \text{ A} \approx 2,7 \text{ A}$; Cas C : $I_3 = - 0,200 \text{ A} = -2,00 \cdot 10^{-1}$; Cas D : $I_5 = 40 \text{ mA.}$

8: Calcul des courants

L'ampèremètre A_2 affiche une intensité de $0,525 \text{ A.}$

9 : Différences des potentiels et tension électrique

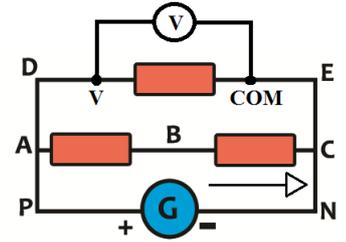
1. Le point B car son potentiel est égal à 0 V.
2. Les points A et E.
3. $U_{AB} = 9,0 \text{ V}$; $U_{AE} = 0,0 \text{ V}$; $U_{EC} = 7,3 \text{ V}$; $U_{CD} = - 0,8 \text{ V.}$
- 4a. $U_{FD} = 5,4 \text{ V.}$
- 4b. $V_F = 7,9 \text{ V.}$

10 : Représentation des tensions

1. La tension aux bornes du générateur : $U_{PN} = 6 \text{ V.}$
La tension aux bornes de la lampe : $U_{PC}.$
2. Circuit ouvert : $U_{PN} = 6 \text{ V}$; $U_{PC} = 0 \text{ V}$; $U_{CD} = 6 \text{ V}$; $U_{DN} = 0 \text{ V.}$
Circuit fermé : $U_{PN} = 6 \text{ V}$; $U_{PC} = 2,5 \text{ V}$; $U_{CD} = 0 \text{ V}$; $U_{DN} = 3,5 \text{ V.}$

11: Lois des mailles

- Pour la tension U_{DE} , voir le schéma ci-contre :
Pour la tension U_{AB} , il faut placer la borne COM du voltmètre au point B et la borne V au point A du circuit.
- $U_{PN} = U_{AC} = U_{DE} = 12,0 \text{ V}$ car les points A, P et D sont au même potentiel électrique (ils sont reliés par le même fil électrique) : $V_A = V_P = V_D$.
De la même façon, les points E, C et N ont le même potentiel électrique également : $V_C = V_N = V_E$.
- En utilisant la maille A, B, C, N, P et A, on peut écrire : $U_{PN} - U_{AB} - U_{BC} = 0 \text{ V}$.
Donc $U_{BC} = U_{PN} - U_{AB} = 12,0 - 4,00 = 8,00 \text{ V}$ or $U_{CB} = -U_{BC} = -8,00 \text{ V}$.
- La flèche représentant la tension U_{CB} est donnée sur la figure.



12 : Fréquence et Période

- $f = 1/T = 1 \text{ Hz}$.
- $T = 1 \text{ min } 25 \text{ s} = 85 \text{ s}$ donc $f = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ Hz}$.
- $T = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ s}$.
- $T = 1,0953 \cdot 10^{-4} \text{ s}$.

13 : Étude d'un oscillogramme

- C'est une tension sinusoïdale.
- $T = 4 \times 2 = 8 \text{ ms} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ s}$; $f = 1/T = 125 \text{ Hz}$.
- $U_{\text{max}} = 2,5 \times 5 = 12,5 \text{ V}$.

14 : Lecture d'un oscillogramme

- C'est une tension triangulaire.
- $V_A = 1 \text{ div} \times 0,5 \text{ V/div} = 0,5 \text{ V}$; $V_B = -2 \times 0,5 = -1 \text{ V}$; $V_C = 2 \times 0,5 = 1 \text{ V}$; $V_D = 0 \text{ V}$;
 $V_E = -1 \times 0,5 = -0,5 \text{ V}$.
- $U_{\text{max}} = 2 \times 0,5 = 1 \text{ V}$.
- La période $T = 4 \times 50 = 200 \mu\text{s} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ s}$; la fréquence $f = 1/T = 5000 \text{ Hz}$.
- Pour une sensibilité de 1 V/div , on doit avoir une tension triangulaire d'amplitude d'une division.

Analyser

15 : Batterie d'accumulateurs

- $I = Q/\Delta t$ avec capacité $Q = 90 \text{ A.h}$ et $\Delta t = 10 \text{ h}$ donc $I = 9 \text{ A}$.
- La quantité d'électricité $Q = N \times |e|$, Q quantité d'électricité en coulomb $= 90 \times 3600 = 324000 \text{ C}$; $|e| = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ donc $N = Q/|e| = 2,0 \cdot 10^{24}$ électrons.
- $Q_d = I_d \times \Delta t$; $I_d = 50 \text{ A}$ et $\Delta t = 6 \text{ mn } 30 \text{ s} = 390 \text{ s}$: $Q_d = 19500 \text{ C}$.
- $\Delta t = Q/I_d = 90/50 = 1,8 \text{ h} = 1 \text{ h } 48 \text{ s}$.

16: Montage des lampes identiques

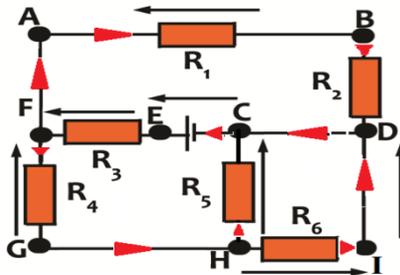
- Les lampes L_1 , L_2 et L_3 sont identiques et en parallèles: $I_1 = I_2 = I_3 = 0,32$ A.
Au nœud C, $I = I_1 + I_2 + I_3 = 0,32 + 0,32 + 0,32 = 0,96$ A. Dans la lampe L_6 et le générateur : $I = 0,96$ A.
 L_4 et L_5 sont traversés par la même intensité : $I_4 = I_5 = I/2 = 0,48$ A.
- Seule la lampe L_6 est à son éclat maximal : $I_6 = I = 0,96$ A ≈ 1 A
- Les lampes L_4 , L_5 et L_6 seront endommagées.

17 : Calcul des potentiels électriques

1.

| Flèche entre les points : | tension |
|---------------------------|----------|
| A et B | U_{AB} |
| B et D | U_{BD} |
| C et E | U_{EC} |
| F et E | U_{FE} |
| C et H | U_{CH} |
| D et I | U_{DI} |
| F et G | U_{FG} |

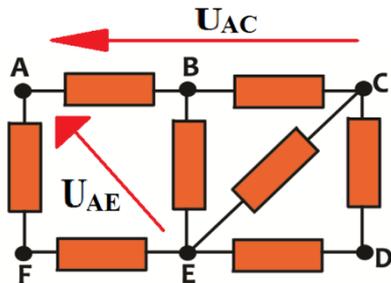
- $U_{DI} = 0$ V : cette tension est nulle car D et I représente le même point.
- Il y a 4 mailles.
- Pour la maille FABDFA, on a : $U_{EC} + U_{FE} - U_{BD} = 0$: $U_{BD} = U_{EC} + U_{FE} - U_{AB} = 24 - 5 - 12 = 7$ V.
Pour la maille CDIHC, on a : $U_{CH} - U_{DI} - U_{IH} = 0$ or $U_{DI} = 0$ V donc $U_{CH} = U_{IH} = -2$ V.
Pour la maille FECHGF, on a : $U_{FG} - U_{FE} - U_{EC} - U_{CH} = 0$: $U_{FG} = U_{FE} + U_{EC} + U_{CH} = 17$ V.
- Le sens du courant est indiqué par une flèche en rouge sur chaque branche :



- Le point C représente alors la masse du circuit.
- C et D représentent le même point, donc $V_C = V_D = 0$ V.
 $U_{EC} = V_E - V_C$ donc $V_E = U_{EC} + V_C = 24 + 0 = 24$ V.
 $U_{FE} = V_F - V_E$ donc $V_F = U_{FE} + V_E = -5 + 24 = 19$ V.
A et F représentent le même point, donc $V_A = V_F = 19$ V.
 $U_{AB} = V_A - V_B$ donc $V_B = V_A - U_{AB} = 19 - 12 = 7$ V ou bien on peut faire : $U_{BD} = V_B - V_D$ or $V_D = 0$ V donc $V_B = U_{BD} = 7$ V.
D et I représentent le même point donc $V_I = V_D = 0$ V.
 $U_{IH} = V_I - V_H$ donc $V_H = V_I - U_{IH} = 0 + 2 = 2$ V
G et H représentent le même point, donc $V_G = V_H = 2$ V.

18 : Calcul et représentation des tensions électriques

1. Comme la tension U_{AC} est positive, la borne V du voltmètre doit être sur le point A et la borne COM sur le point C du circuit.
2. Il faut choisir le calibre dont la valeur est juste supérieure aux valeurs des tensions mesurées donc c'est le calibre de 20 V.
3. Les flèches représentant les tensions U_{AC} et U_{AE} sont indiquées sur le schéma :



4. $U_{BC} = 4,0 \text{ V}$; $U_{BE} = 2,8 \text{ V}$; $U_{DE} = -3,2 \text{ V}$; $U_{CD} = 2,0 \text{ V}$; $U_{EC} = -1,2 \text{ V}$.

19 : Etude d'un oscillogramme

1. $T = 0,2 \text{ s}$.
2. 1 carreau vaut 0,1.

20 : Etude des tensions périodiques

I.

1. C'est une tension sinusoïdale.
2. Le balayage $b = 0,2 \text{ s/div}$.
Sensibilité verticale $s = 6 \text{ V/div}$.
3. $T = 1,2 \text{ V}$.
 $U_{\max} = 12 \text{ V}$.
4. $f = 0,83 \text{ Hz}$.

II.

1. C'est une tension en créneaux ou rectangulaire.
2. Oui elle a été modifiée : la nouvelle période $T = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ s}$ or la sensibilité $b = T/nv$; nv étant le nombre de divisions horizontales. Donc $b = 1,25 \cdot 10^{-3} / 4 = 3,125 \cdot 10^{-4} \text{ s/div}$.
3. Il diminue de moitié.
4. $U_{\max} = 6 \text{ V}$.

21 : Un cœur qui bat

1. Il permet de suivre l'activité électrique du cœur
2. C'est une évolution temporelle d'une tension électrique.
3. C'est une tension alternative périodique.
4. La période $T = 0,8 \text{ s}$; la fréquence $f = 1,25 \text{ Hz}$
5. Le nombre de battement de ce cœur par minute $N = 75 \text{ battements /min}$.
Le rythme cardiaque de ce patient est normal car N est compris entre 60 et 80 battements /min.

22 : circuit électrique d'une voiture

1. $I_e = 2 \times 4,60 + 2 \times 0,42 = 10,0 \text{ A}$.
2. $I = 70,2 \text{ A}$.
3. La capacité consommée de la batterie $C = 20,4 \text{ A.h}$.
La capacité restante de la batterie $C' = 25,4 \text{ A.h}$ or cette valeur est supérieure à $45 \times 1/5$ donc le conducteur peut encore démarrer sa voiture.
4. La capacité qui doit être consommée pour que la voiture redémarre : $45 - 9 = 36 \text{ A.h}$.
Il peut écouter de la musique sans risque pendant $\Delta t = 36/10,2 = 3,5 \text{ h} = 3\text{h } 30 \text{ min}$.

Chapitre 11 : Composants électroniques usuels

Introduction

La caractéristique et la loi d'Ohm d'un conducteur ohmique ont été étudiées au collège. Dans la première activité, on abordera d'abord l'étude expérimentale de l'association (série et parallèle) de conducteurs ohmiques et on pourra dégager les lois liées à chaque type d'association de conducteurs ohmiques. La loi d'Ohm appliquée au conducteur ohmique sera utilisée pour conduire à l'établissement des différentes règles liées à l'association des conducteurs ohmiques.

À travers une deuxième activité expérimentale, l'enseignant introduira l'utilisation pratique d'un diviseur des tensions et de potentiomètre. Il s'appuiera sur des exemples d'appareils électriques domestiques où un potentiomètre est présent (poste radio, ventilateur...).

Le fonctionnement et l'utilisation pratique de certains composants électroniques seront étudiés parmi laquelle la diode ordinaire, la diode Zener et la diode électroluminescente (D.E.L.) dans les deux dernières activités. L'enseignant doit préciser aux élèves que ces dipôles ne sont pas linéaires et symétriques contrairement à un conducteur ohmique. Il doit les montrer comment différencier l'anode de la cathode.

La prise en compte des limites de fonctionnement des dipôles et les mesures de sécurité dont il faut se prémunir pour leur emploi seront à souligner.

Conduite et correction des activités

1 : Association des conducteurs ohmiques

Présentation

C'est une activité expérimentale réalisable par petit groupe de 2 ou 3 élèves. L'enseignant(e) doit préparer sur chaque paillasse le matériel indiqué. Les valeurs nominales des conducteurs ohmiques sont données à titre indicatif. L'enseignant(e) peut utiliser les résistances disponibles dans le laboratoire de son lycée.

Durant cette activité, il s'agit de montrer aux élèves que la résistance globale des conducteurs ohmiques associés est différente selon qu'ils sont montés en série ou en parallèle.

Comme le conducteur ohmique a été déjà étudié au collège, l'enseignant peut poser aux élèves des questions sur la caractéristique et le rôle principal de ce dipôle dans un circuit électrique.

L'enseignant(e) doit donner des consignes de sécurité et veiller à leurs applications. Les élèves doivent brancher le générateur par exemple une fois que l'enseignant(e) a vérifié le montage.

Le calibre utilisé de l'ohmmètre doit avoir une valeur supérieure aux valeurs des résistances mesurées.

Correction

1. La valeur de l'intensité I' du montage (Doc.2) est plus élevée que celle de l'intensité I du montage (Doc.1). D'après la loi d'Ohm, la résistance est inversement proportionnelle à l'intensité du courant. On conclue donc que la résistance équivalente du montage (Doc.2) doit être plus faible que celle du montage (Doc.1).
2. Avec la loi d'Ohm, on a :
$$R = \frac{U_G}{I} \text{ et } R' = \frac{U_G}{I'}$$
3. On doit constater que $R = R_s$ d'une part et que $R' = R_p$ aux incertitudes des calculs et des mesures près.

4. Les élèves ne doivent pas recopier les valeurs sur le livre !!!

Les élèves doivent constater que les deux dernières colonnes de chaque tableau possèdent la même valeur.

5. On en déduit donc que $R_s = R_1 + R_2$ et que $\frac{1}{R_p} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}$. R_s et R_p sont appelées résistance

équivalente respectivement du montage (Doc.1) et du montage (Doc.2).

On en conclue que :

- lorsque deux conducteurs ohmiques sont en série, ils sont équivalents à un conducteur ohmique dont sa résistance est égale à la somme des résistances individuelles.
- lorsque deux conducteurs ohmiques sont en parallèle, ils sont équivalents à un conducteur ohmique dont l'inverse de sa résistance est égal à la somme des inverses des résistances individuelles.

Ce sont les deux lois d'associations des conducteurs ohmiques.

Remarque : Si le temps lui permet, l'enseignant(e) peut demander aux élèves de tracer la caractéristique intensité-tension de deux circuits (Doc.1 et Doc.2) et de déterminer les deux résistances équivalentes par le calcul des coefficients directeurs de deux droites.

Il peut également vérifier ces lois en utilisant par exemple trois conducteurs ohmiques.

2 : Diviseur de tension et potentiomètre

Présentation

Avant de commencer l'activité, l'enseignant(e) peut demander aux élèves de donner les noms des quelques appareils disposant des potentiomètres.

Il s'agit d'une activité expérimentale qui peut être réalisée par les élèves. L'intérêt principal de cette activité est de montrer aux élèves qu'à partir d'un générateur de tension, on peut obtenir une autre source de tension en associant convenablement des conducteurs ohmiques (expérience 1) ou en utilisant un rhéostat (expérience 2).

Remarque : Lorsque ses trois bornes sont utilisées, un rhéostat joue le rôle d'un potentiomètre. Mais on peut le remplacer par un potentiomètre rotatif si celui-ci est disponible dans le lycée.

Correction

Expérience 1 : Diviseur de tension

1. Loi des mailles donne : $E - R_1 \times I - R_2 \times I = 0 \leftrightarrow E = (R_1 + R_2) \times I$ d'où $I = \frac{E}{R_1 + R_2}$.

D'après la loi d'Ohm : $U = R_2 \times I$ et en remplaçant I par son expression, on obtient :

$$U = \frac{R_2}{R_1 + R_2} E.$$

2. Par calcul avec les valeurs des résistances et de E données dans l'activité : $U = 7,0 \text{ V}$.

Expérience 2 : Potentiomètre

1. La tension U_{BC} augmente de 0 jusqu' à une valeur maximale qui reste inférieure à la valeur E de 12 V du générateur lorsque le curseur passe de B à A.
2. Lorsque le curseur est sur le point B, la lampe est éteinte. Puis au fur et à mesure qu'on déplace le curseur, la lampe brille de plus en plus fortement. Son éclat est maximum lorsque le curseur est sur le point A.
3. Il permet de faire varier la tension U_{BC} . On a réalisé ainsi un potentiomètre.

3 : Utilisation d'une diode ordinaire

Présentation

L'objectif principal de cette activité expérimentale est de montrer aux élèves l'intérêt pratique de la diode ordinaire et de comparer son fonctionnement avec celui d'une diode Zener et d'une diode électroluminescent (D.E.L.).

Avant d'aborder cette activité, l'enseignant(e) présente d'abord les trois types des diodes à étudier aux élèves et leur précise que ces dipôles possèdent deux bornes différentes (anode et cathode) contrairement à un conducteur ohmique.

Il faut penser toujours à associer les diodes en série avec un conducteur ohmique adapté pou les protéger contre les surintensités du courant.

Correction

1. La cathode (cercle coloré) étant du coté de la borne négative du générateur, la diode est donc placée dans le circuit dans le sens direct.
Avant la tension de seuil, l'intensité I du courant est pratiquement égale à 0 A.
Après la tension, elle augmente fortement.
Remarque : pour bien repérer la tension de seuil, il faut faire varier la tension aux bornes du générateur très progressivement.
Une question que poser l'enseignant(e) : quel est le rôle du conducteur ohmique dans le circuit du Doc.11.
2. Lorsque la diode est inversée, l'intensité I du courant est nulle.
3. La diode ne laisse passer le courant que dans le sens direct.
Remarque : pour bien montrer aux élèves cette propriété de la diode ordinaire, l'enseignant(e) peut la mettre en série avec une lampe. En utilisant la diode dans les deux sens, il (elle) peut leur demander d'observer le comportement de la lampe.
4. Cette diode sert à protéger certains appareils qui risquent d'être endommager si on inverse le sens du courant comme le talkie-walkie (émetteur-récepteur) par exemple.
5. La diode est présente par exemple dans les adaptateurs (étudiés au collège) qui permettent de transformer la tension du secteur en une tension continue.
6.
 - La diode Zener laisse passer le courant dans le sens direct et dans le sens inverse : elle possède deux tensions de seuils. Dans le sens direct, la valeur cette tension a le même ordre de grandeur que celle de la diode ordinaire.
Dans la pratique, cette diode est utilisée en sens inverse. C'est l'objet de la dernière activité.

- La D.E.L. ne fonctionne que dans le sens direct mais elle possède une tension de seuil plus élevée que celle de la diode ordinaire de l'ordre de 2 V en général.
Cette diode est souvent utilisée comme témoin pour montrer si un appareil fonctionne correctement.

4 : Rôle d'une diode Zener

Présentation

La particularité de la diode Zener par rapport à la diode ordinaire est étudiée dans l'activité précédente. Ici, l'enseignant(e) doit attirer l'attention des élèves sur l'utilité pratique de ce dipôle. Il (elle) peut leur fournir des documents ou leur demander eux-mêmes de faire des recherches sur cette diode. Il faut savoir que certains circuits électroniques ne supportent pas des fluctuations des tensions électriques d'où la nécessité d'utiliser un régulateur ou stabilisateur de tension.

Au cours cette expérience, les élèves doivent mettre en place un régulateur de tension dans certaines limite à l'aide d'une diode Zener.

Remarque : La diode Zener doit être branchée dans le circuit en sens inverse.

Correction

1. Le montage n°1 est un diviseur de tension.
2. Dans le montage n°1 (sans diode Zener), la tension U_{BC} varie et dépend du conducteur ohmique placé entre B et C.
Par contre dans le montage n°2 (avec diode Zener), la tension U_{BC} reste constante quelque soit le conducteur placé entre B et C.
3. Cette diode Zener permet de stabiliser la tension entre ses bornes.

Correction des exercices

Connaître

1. Resistances équivalentes

1. R_1 et R_2 en série : $R_E = R_1 + R_2$
2. R_1 et R_2 en parallèle : $\frac{1}{R_E} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}$

2. Diviseur de tension et potentiomètre

- a. Un diviseur de tension permet de donner à partir de la tension d'un générateur de tension plus faible.
- b. Un potentiomètre permet de faire varier la tension délivrée par un générateur.

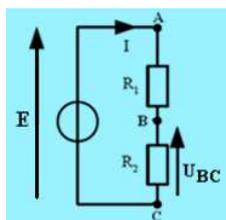


Schéma d'un montage diviseur de tension

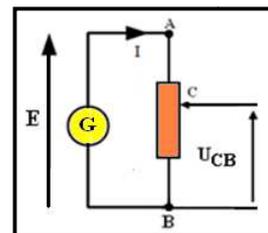


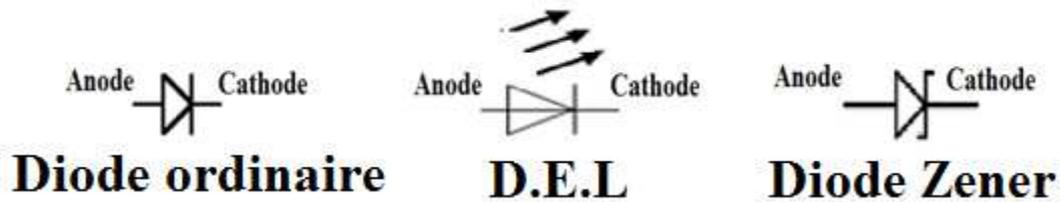
Schéma d'un montage potentiométrique

3. Caractéristique d'un dipôle récepteur

- Le graphe 2 correspond à la caractéristique intensité-tension d'un conducteur ohmique.
- Le graphe 3 correspond pour la diode électroluminescente.

4. Diodes

1.



- Une tension de seuil d'une diode est la tension à partir de laquelle elle laisse passer le courant électrique.
- C'est la diode Zener qui possède deux tensions de seuil.

Appliquer

5. Lois d'association des conducteurs ohmiques

- $R_E = R_1 + R_2 = 470 + 220 = 690 \Omega$.
- $1/R_E = 1/R_1 + 1/R_2 = 1/470 + 1/220 = 6.67 \cdot 10^{-3} \Omega^{-1}$.
 $R_E = 150 \Omega$.

6. Modes d'association

- Pour une association en série en série : $R_E = R + R = 2R$.
Pour une association des résistances en parallèle : $1/R_E = 1/R + 1/R = 2/R$. Donc $R_E = R/2$.
Comme $R/2 < 2R$, $R_E = 94 \Omega$ correspond à une association en série des résistances.
- $R_E = 2R = 94 \Omega$ donc $R = R_E/2 = 94/2 = 47 \Omega$.
Pour une association en parallèle, on vérifie $R_E = 47/2 = 23,5 \Omega$.

7. Calcul des résistances équivalentes

Cas A : $R_E = 30 + 60 + 180 = 270 \Omega$.

Cas B : $1/R_E = 1/30 + 1/60 + 1/180 = 0,055 \Omega^{-1}$ soit $R_E = 18 \Omega$.

Cas C : $R_E = 30 + 1/(1/60 + 1/180) = 75 \Omega$.

8. Association des résistances

$U_{AB} = R_1 I_1 = R_2 I_2$ or $I_2 = I_1/100$ donc $R_1 I_1 = R_2 I_1/100$. En simplifiant par I_1 , on a $R_1 = 0,99/100$

$R_1 = 9,9 \cdot 10^{-3} \Omega$.

9. Diviseur de tension

Circuit 1 : $U = 3,0 \text{ V}$.

Circuit 2 : $2,1 \text{ V}$.

10. Potentiomètre

$$U_S = 3,6 \text{ V.}$$

11. Potentiomètre et loi d'Ohm

1. $R_{BC} = 25 \Omega$.
2. $I = 0,12 \text{ A}$.

12. Résistance de protection d'une diode

On calcule la valeur I de l'intensité qui traverserait dans la diode : $I = 0,017 \text{ mA} = 17 \text{ mA}$.

Non, cette résistance ne permet pas de fonctionner dans les conditions nominales car l'intensité I est supérieure à 15 mA . La diode risque d'être grillée.

13. Résistance de protection d'une D.E.L.

$$R = 2230 \Omega.$$

14. Diode Zener

1. B constitue la borne positive du générateur.
2. $I = 3 \cdot 10^{-3} \text{ A} = 3 \text{ mA}$.

Analyser

15. Pont des résistances

1. $I_1 = 0,06 \text{ A} = 6,0 \cdot 10^{-2} \text{ A}$; $I_2 = 0,06 \text{ A}$; $I = I_1 + I_2 = 0,12 \text{ A}$.
2. $R_e = 50 \Omega$.
3. $I = 6,0/50 = 0,12 \text{ A}$.

16. Thermistance

| | | | |
|--------------------------------|-------------|------------|------------|
| Température (°C) | 0 | 25 | 50 |
| Résistance R_0 (k Ω) | 95,1 | 30,0 | 10,9 |
| Tension U (V) | 0,95 | 2,5 | 4,8 |

17. Diviseur de tension

$$R_2 = 5875 \Omega = 5,9 \cdot 10^3 \Omega.$$

18. Diviseur de tension avec rhéostat

$$1. U_{BM} = \frac{R_2}{R_1 + R_2} U_{AM} = 4,8 \text{ V.}$$

$$2. I = 0,06 \text{ A.}$$

3. Lorsque la résistance du rhéostat $R = 0 \Omega$, la résistance R_2 est court-circuitée donc $U_{BM} = 0 \text{ V}$.

L'intension du courant $I = 12/120 = 0,10 \text{ A}$.

Lorsque la résistance du rhéostat est maximale $R_{\max} = 40 \Omega$, la résistance équivalente R_e entre les points B et M est égale à $26,7 \Omega$, donc la tension $U_{BM} = 2,2 \text{ V}$.

L'intensité $I = 0,16 \Omega$.

19. Rôle d'une diode Zener

1.

| | | | |
|-------------------------------|----------|----------|------------|
| Tension de la pile (V) | 9 | 7 | 4,5 |
| Tension U (V) | 3,5 | 1,5 | 0 |
| Intensité I(mA) | 0,74 | 0,32 | 0 |

2. Elle permet de stabiliser la tension à ses bornes.

20. Modélisation de diodes

| Circuit | Lampes susceptibles de briller |
|----------------|---------------------------------------|
| a | L_2 et L_3 |
| b | L_1 et L_3 |
| c | Toutes les lampes |

21. Photorésistance

| Réponse | Tension U_1(V) | Tension U_2(V) | Tension U(V) |
|----------------|------------------------------------|------------------------------------|---------------------|
| n°1 | 0,06 | 5 | -4,94 |
| n°2 | 5 | -0,06 | 4,94 |
| n°3 | 0,06 | 0,06 | 0 |

22. Thermomètre à diode Zener

1. À la température de 0°C , $U_z(0^\circ\text{C}) = 2,73 \text{ V}$.

$R_0 = 3483 \Omega$.

C'est une résistance de protection.

2. $R_2 = 51818 \Omega$; $R_3 = 30909 \Omega$.

3. Pour une température de 0°C , $U_2 = U_z(0^\circ\text{C}) = 2,73 \text{ V}$.

Or $U = U_2 - U_3 = 0$ donc $U_3 = U_2 = 2,73 \text{ V}$.

4. Pour une température de 20°C , $U_2 = U_z(20^\circ\text{C}) = 2,93 \text{ V}$.

La valeur affichée par le voltmètre est donc $U = 2,93 - 2,73 = 0,2 \text{ V}$.

5. La température de cette eau est 45°C .

Chapitre 12 : Générateurs de tension continue

Introduction

La notion de générateur a été étudiée au collège

Les connaissances et techniques à installer, dans une démarche expérimentale, porteront sur :

- La représentation de la tension aux bornes d'un générateur par une flèche.
- Le tracé de la caractéristique intensité tension d'un générateur idéale (alimentation stabilisée) ou possédant une résistance interne (une pile). La caractéristique de ce dipôle pourrait être tracée point par point après le relevé des mesures ou en utilisant des logiciels de calcul (Regressi ou Excel).

L'enseignant s'efforcera dans la mesure du possible à introduire l'utilisation des outils informatiques aux cours des différentes activités expérimentales.

- L'exploitation de la caractéristique pour la détermination de la force électromotrice E et la résistance interne r du générateur.

Pour cela, en TP, les élèves réaliseront le montage potentiométrique afin de dresser un tableau de mesures de U_{PN} et I .

Ils pourront utiliser aussi simplement un circuit série comportant une pile et un rhéostat.

À travers l'activité documentaire, l'enseignant doit essayer d'attirer l'attention sur l'utilisation de plus en plus grandissante de l'électricité solaire dans notre pays.

Conduite et correction des activités

1 : Caractéristique d'un générateur de tension

Présentation

Cette activité comporte trois expériences au cours desquelles les élèves étudient successivement la caractéristique intensité-tension :

- d'une alimentation stabilisée du lycée ;
- de l'association de l'alimentation stabilisée et d'un conducteur ohmique ;
- d'une pile électrochimique.

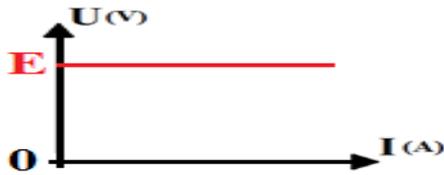
Cette activité permet aux élèves de faire la distinction entre un générateur idéale de tension et un générateur réel de tension. En exploitant la caractéristique intensité-tension, les élèves peuvent déterminer la force électromotrice et la résistance interne d'un générateur réel de tension.

Correction

Expérience 1 : Étude de l'alimentation stabilisée

Remarque : on doit mettre un conducteur ohmique dans le montage à fin d'éviter un court-circuit à l'alimentation stabilisée lorsqu'on déplace le curseur du rhéostat d'une extrémité à l'autre.

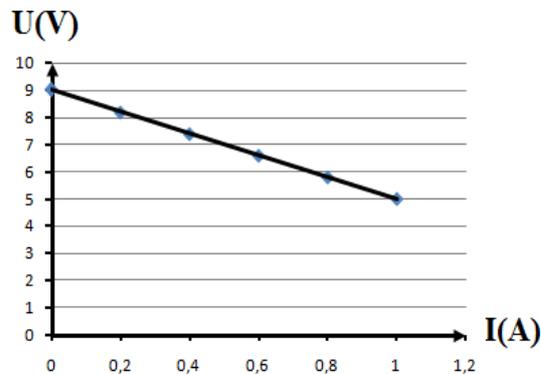
1. La f.é.m. E est à la valeur U_0 (lorsque l'interrupteur K est ouvert).
2. La tension U reste constante.
- 3.



Quelque soit la valeur de l'intensité I du courant, la tension U aux bornes de l'alimentation stabilisée reste constante et égale à sa force électromotrice E .

Expérience 2 : Étude de l'association de l'alimentation stabilisée et d'un conducteur ohmique

1. Il faut faire le même schéma que celui du Doc.3 page 174 en plaçant un conducteur ohmique en série avec l'alimentation stabilisée dans la branche PN.
2. U_0 représente la f.é.m. de l'alimentation stabilisée.
3. La tension U diminue lorsque l'intensité I augmente.
- 4.



L'allure est une droite décroissante.

5. C'est une droite affine de forme mathématique : $y = ax + b$.
En remplaçant la variable y par la tension U et la variable x par l'intensité I , on obtient :
 $U = aI + b$.
6. a est le coefficient directeur de la droite et b est l'ordonnée à l'origine.
On déterminant a et b , on constate que $a = -R$ et $b = U_0$.

Expérience 3 : Étude d'une pile électrochimique

1. La tension U diminue lorsque l'intensité I augmente.
2. On obtient une droite décroissante comme dans l'expérience 2.
3. On peut donc dire qu'une pile électrochimique est équivalente à une association en série d'une alimentation stabilisée et d'un conducteur ohmique.
4. L'ordonnée à l'origine de la droite est donc la f.é.m. E et la pente est la valeur de la résistance interne de la pile.
L'expression de la tension U aux bornes de la pile : $U = -rI + E$.

Activité 2 : Photopile

Présentation

Dans cette activité, on attire l'attention des élèves sur l'électricité solaire qui est de plus en plus utilisée dans notre pays surtout dans certains lieux publics. La photopile qui est l'unité de base des panneaux solaires est montrée comme un générateur de tension continue réelle. Il s'agit également de montrer aux élèves que lorsqu'on associe deux générateurs de tension en série, leurs f.é.m. s'additionnent ainsi que leurs résistances internes.

Correction

1. Un matériau semi-conducteur a des propriétés intermédiaires entre les isolants et les conducteurs.
2. L'effet photovoltaïque est la conversion de la lumière en électricité par les matériaux semi-conducteurs.
3. On peut citer les réverbères solaires qui illuminent certains quartiers ou rues pendant la nuit. Il existe également dans le marché un certain nombre d'appareils solaires : ventilateur, torche, radio....
4. On doit associer les cellules photovoltaïques en série pour augmenter la tension délivrée par la panneau solaire.
5. Sur sa paillasse, l'enseignant(e) doit associer en série deux piles électrochimiques.
6. Il faut faire le même montage du Doc.6. page 175.
7. Non, une photopile est un générateur réel de tension car sa caractéristique est ne droite décroissante.
8. La force électromotrice E est égale à l'ordonnée à l'origine de la droite : $E = 0,5 \text{ V}$.
On calcule le coefficient directeur de la droite $a = -3 \Omega$.
Donc la résistance interne de la photopile $r = -a = 3 \Omega$.

Correction des exercices

Connaître

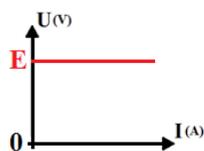
1. Recopier et compléter

2. Tension ; intensité ; courant ; tension ; f.é.m. ; E ; volt.
3. Varie ; intensité ; caractéristique ; décroissante ; f.é.m. ; résistance.
4. $U_{PN} = E - rI$
5. Réel ; idéal ; conducteur ohmique.
6. Réels ; ajoutent.

2. Générateur idéal de tension

1. Un générateur dont la tension à ses bornes reste constante lorsqu'il débite du courant est un générateur idéal de tension.

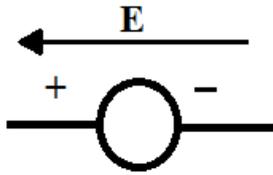
2.



L'équation de cette caractéristique :

$$U = E$$

3.



L'alimentation stabilisée du lycée est par exemple un générateur idéal de tension.

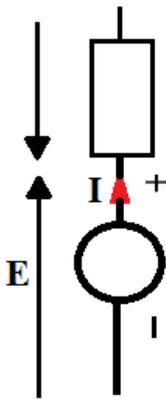
3. Générateur réel et linéaire de tension

1. Les deux grandeurs qui caractérisent un générateur réel et linéaire est sa f.é.m. et sa résistance interne.

2. $U = E - r \times I$.

3a. Ces dipôles sont un générateur idéal de tension et un conducteur ohmique.

3b.



4. Choix d'une caractéristique

1. Générateur idéal de tension : graphe C.

2. Générateur réel et linéaire : graphe A.

Appliquer

5. Générateur de tension

1. Sa f.é.m. $E = 6,0 \text{ V}$ et sa résistance $r = 2,0 \Omega$.

2. C'est un générateur réel et linéaire de tension. Il faut refaire le même schéma donné dans la réponse n°3b de l'exercice 3.

6. Équation de la caractéristique d'une pile

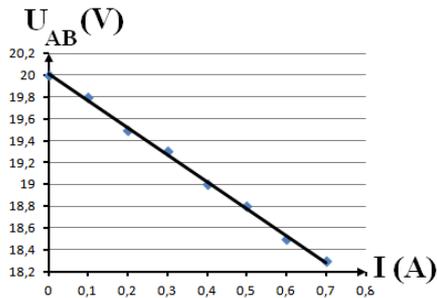
1. $U_{PN} = E - r \times I$.
2. $U_{PN} = 4,56 \text{ V} \approx 4,6 \text{ V}$.

7. Association d'un générateur idéal et d'un conducteur ohmique

1. Pour le schéma, voir la réponse 3b de l'exercice 3.
2. $U_{PN} = 6 - 9 \times I$.

8. Etude d'un générateur

1. Voir le schéma du Doc.6. page 175.
- 2.



3. L'équation de la caractéristique : $U_{AB} = E - r \times I$.
 La valeur de la f.é.m. est l'ordonnée à l'origine $E = 20 \text{ V}$.
 La valeur de la résistance interne est la valeur absolue du coefficient directeur de la droite : $r = 2,5 \Omega$.

9. Caractéristique d'une pile

1. Non, c'est un générateur réel de tension car sa caractéristique est une droite décroissante.
2. La force électromotrice $E = 6 \text{ V}$; $r = 12,5 \Omega$.
3. Il peut-être modélisé par l'association d'un générateur idéal et d'un conducteur ohmique.

10. Caractéristique d'une photopile

1. $E = U (I=0) = 0,5 \text{ V}$; résistance interne $r = 0,33 \Omega$.
- 2a. Graphiquement, on lit pour $i = 0,5 \text{ A}$, la tension $U = 0,34 \text{ V}$.
- 2b. Vérification : $U = E - rI = 0,5 - 0,33 \times 0,5 = 0,335 \text{ V} \approx 0,34 \text{ V}$.
3. Le nombre des photopiles $n = 18/0,5 = 36$.

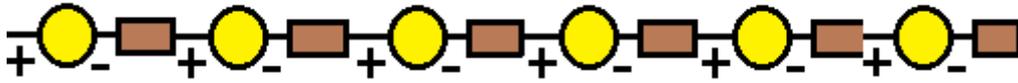
11. Association série de deux piles

1. Pour le schéma voir Doc.19. page 179.
2. $E' = E_1 + E_2 = 6,0 \text{ V}$; $r' = r_1 + r_2 = 2,0 \Omega$.

12. Batterie d'accumulateur

- 1.
- 2.





- La force électromotrice d'un chaque élément : $E_1 = 2,0 \text{ V}$.
La résistance interne : $r_1 = 0,005 \Omega$.

13. Alimentation d'un appareil

- $E = nE_0 > 8,4 \text{ V}$ donc $n = 6$ piles en série.
- $r = 0,33 \Omega$.

Analyser

14. Étude d'une pile

- Schéma équivalent d'une pile :
- La valeur de la tension du générateur idéal $E = 6,0 \text{ V}$.
La résistance interne $r = 2\Omega$.



15. Étude d'une batterie d'accumulateur

- La batterie n'est pas un générateur idéal car sa tension varie en fonction du courant.
- La f.é.m. est la tension à vide : $E = 25,2 \text{ V}$.
- La résistance interne $r = 7,2 \cdot 10^{-2} \Omega$.
- L'intensité du court-circuit $I = 300 \text{ A}$.
- $E_0 = E/6 = 4,2 \text{ V}$.

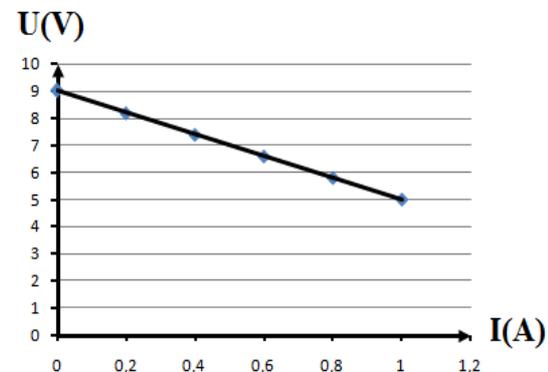
16. Démarrage d'une voiture

-
- $I = E/(r + R) = 150 \text{ A}$.
- Tension aux bornes de la batterie : $U = E - r \times I = 7,5 \text{ V}$.
Tension aux bornes de la résistance : $U_R = R \times I = 7,5 \text{ V}$.

17. Circuit avec pile et résistance réglable

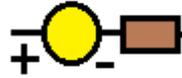
- Il faut placer un ampèremètre en série dans le circuit et un voltmètre aux bornes du rhéostat.
-

La caractéristique obtenue étant une droite décroissante, le générateur est donc un générateur réel.



- Comme la pile est un générateur réel, on peut donc la remplacer par l'association d'un générateur idéal et d'une résistance.
- La f.é.m. $E = 9,0 \text{ V}$; la résistance interne $r = 4\Omega$.
- C'est la résistance interne r .

6. $U = E - r \times I$.
7. Schéma électrique équivalent de la pile :
8. $U = 6,4 \text{ V}$; $I = 0,64 \text{ A}$.

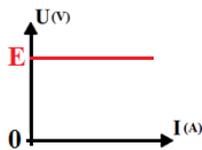


18. Résistance interne d'une pile

1. On relie les deux pôles de la pile aux bornes V et COM d'un voltmètre.
2. Voir le montage du Doc.12 page 177.
3. $r = 0,6 \Omega$; $U = 1,32 \text{ V}$.

Exercice 19 : Alimentation stabilisée

1. La tension aux bornes de l'alimentation reste constante.
2. Voir le schéma Doc.3. page 174.
- 3.

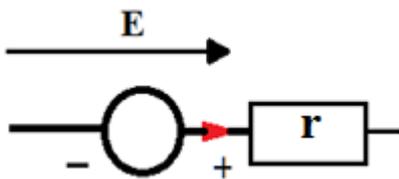


4. $I_{\min} = 0,07 \text{ A}$; $I_{\max} = 0,3 \text{ A}$.
5. $R_x = 15 \Omega$.

20 : Schéma équivalent

1. voir le schéma du Doc.6. page 175.

2.a



2.b $U = E - r \times I$.

2.c $E = 4,38 \text{ V}$; $r = 0,15 \Omega$.

2.d. Pour la lampe L_2 , $I = 1,62 \text{ A}$.

Pour la lampe L_3 , $U = 4,27 \text{ V}$.

21 : Etude expérimentale d'une batterie

1. voir le schéma du Doc.6. page 175.
2. Un des multimètres est un voltmètre et l'autre est un ampèremètre. Le rhéostat permet de modifier l'intensité du courant.

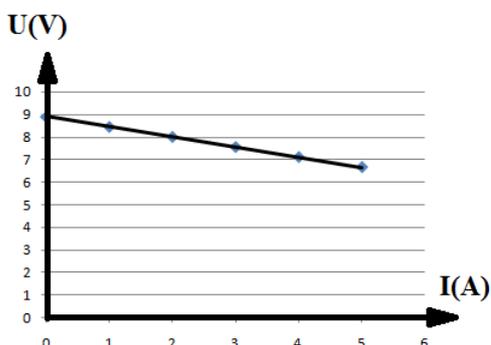
3. Non, elle n'est pas un générateur de tension idéale car sa caractéristique intensité-tension est une droite décroissante.
4. $E = 12,8 \text{ V}$; $r_1 = 0,075 \Omega$.
5. $U = 12,6 - 0,02 \times 130 = 10 \text{ V}$.
6. $Q = 260 \text{ C}$.
7. **Il faut enlever cette question.**
8. Elle représente la force électromotrice E .
9. Oui, cette tension est supérieure à la tension minimale de 10 V requise pour le démarrage.

22 : Piles électrochimiques

1.a. La tension aux bornes de la pile $U = 8,8 \text{ V}$.

1.b. $E_1 = U_0 = 8,9 \text{ V}$; $r = 0,45 \Omega$.

1.c.

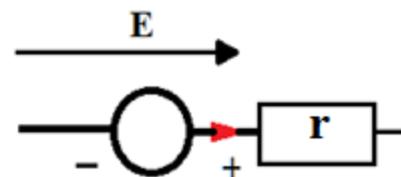


2.a. Le fait de mettre en court-circuit un générateur risque de le détériorer : il s'échauffe car il débite une intensité du courant très élevée.

2.b. $r_2 = 0,8 \Omega$; $E_2 = 7,3 \text{ V}$.

3.a. Schéma électrique équivalent :

3.b. $E = E_1 + E_2 = 16,2 \text{ V}$; $r = r_1 + r_2 = 1,25 \Omega$.



23 : Capteur de vitesse

Etude du circuit électrique

1. $U_G = E = 12 \text{ V}$;
- 2.

| Flèche entre les bornes | Différence des potentiels |
|-------------------------|---------------------------|
| A et B | $V_A - V_B$ |
| A et F | $V_A - V_F$ |
| F et E | $V_F - V_E$ |
| E et D | $V_E - V_D$ |
| B et C | $V_D - V_C$ |
| C et D | $V_C - V_B$ |

3. Le point du circuit relié à la masse est le point C. La valeur de son potentiel V_C est nulle.
4. D'après la loi des mailles :

$$U_{AB} - U_{AF} - U_{FE} - U_{ED} - U_{DC} - U_{CB} = 0.$$
Or $U_{AB} = U_G$; $U_{AF} = U_{R1}$; $U_{FE} = U_D$; $U_{ED} = U_m$; $U_{DC} = U$; $U_{CB} = U_{R2}$.
Donc $U = U_G - U_D - U_m - U_{R1} - U_{R2}$.
5. Lorsque R_p est éclairée $I = 0,011 \text{ A} = 11 \text{ mA}$.
Lorsque R_p est dans l'obscurité $I = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ A} = 3,3 \text{ mA}$.

Exploitation de l'oscillogramme

1. C'est une tension en crénaux.
2. U_{max} correspond la tension aux bornes de R_p lorsque celle-ci est dans l'obscurité et U_{min} lorsqu'elle est éclairée.
3. Δt_0 est environ 80 ms et $\Delta t_e = 20 \text{ ms}$. La phase où R_p est dans l'obscurité car l'ouverture représente une petite surface sur le disque.
4. $T = 100 \text{ ms} = 1 \cdot 10^{-1} \text{ s}$; $f = 10 \text{ Hz}$.
5. $N = 10 \text{ tr/s} = 60 \text{ tr/min}$.

Chapitre 13 : Ondes en médecine

Activité 1

Cette activité permet d'extraire et exploiter des informations concernant la nature des ondes et leurs fréquences en fonctions de l'application médicale.

Correction de la partie exploitation

1. a) ondes électromagnétiques.
b) ondes électromagnétiques
c) ondes mécaniques.
2. Oui utilisée dans la radiographie et la fibroscopie.
3. La fréquence en Hz et la célérité en m.s^{-1} .
4. $V = \lambda \times f$.
5. $V_{\text{air}} = 340 \text{ m.s}^{-1}$ $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$

Activité 2

Il s'agit :

- d'introduire la notion de réfraction et réflexion totale de la lumière.
- de vérifier la pertinence de la relation de Descartes
- de pratiquer une démarche scientifique de type hypothético-déductive, ce qui signifie ici que l'on construit des expériences en vue de mettre à l'épreuve des hypothèses.

Activité 3

Cette activité permet d'extraire et exploiter des informations concernant la fibre optique et introduire la notion de la réflexion totale.

Correction de la partie exploitation

1. C'est une technique d'exploration médicale utilisant des fibres optiques.
2. C'est un fin tuyau constitué d'un cœur entouré d'une gaine.
3. L'indice du cœur est plus grand que l'indice du gaine.
4. $n_2 < n_1$ et $i_{\text{max}} < i_1$.
5. Elle permet d'éclairer la zone à explorer et d'en transmettre une image.

Correction des exos

1 Période et fréquence.

1. C'est un phénomène qui se répète à un intervalle de temps régulier. fréquence c'est le nombre de répétition par unité de temps.
2. a) Faux ; b) faux ; c) faux ; d) faux .
3. a) pour la période on a seulement 2,5min et la fréquence on a 100fois par seconde et 50 Hz b) $f = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ Hz}$; $T = 0,01 \text{ s}$; $T = 0,02 \text{ s}$

2 Ondes sonores et électromagnétique

1. Ondes sonores
2. OEM.
3. Ondes sonores et OEM

3 Ondes en compétitions

1. une onde lumineuse va donc plus vite qu'une onde sonore.
2. des rayons X vont donc plus vite qu'une onde ultrasonore.
3. une onde infrarouge va donc aussi vite qu'une onde ultraviolette.

4 Changements de milieu

Le plexiglas, transparente, milieux, droite, l'air, verre, dévié, séparation, change.

5 Savoir les définitions.

Rayon incident ($n^\circ 2$) : c'est le rayon qui traverse le 1^{er} milieu

Rayon réfracté ($n^\circ 5$) : c'est le rayon qui traverse le 2^{ème} milieu

Surface de séparation ($n^\circ 3$) : c'est la surface qui sépare les 2 milieux

Point d'incidence I ($n^\circ 4$) : c'est l'intersection entre la surface de séparation et le rayon incident

Normale ($n^\circ 1$) : c'est la perpendiculaire à la surface de séparation

6. QCM.

1. b.
2. a.
3. c.

7. audiogramme

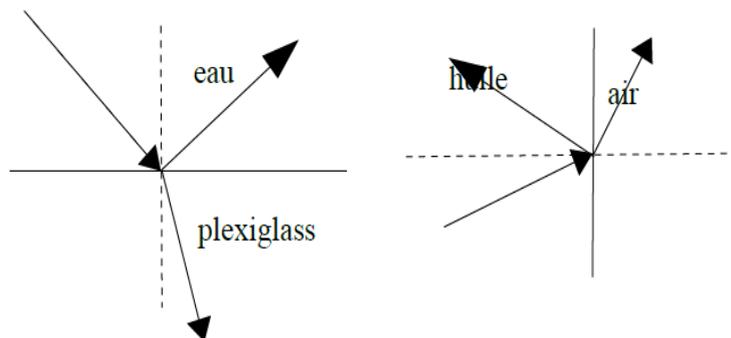
1. $T_A = 4 \text{ ms}$; $T_B = 250 \mu\text{s}$
2. $f_A = 250 \text{ Hz}$; $f_B = 4000 \text{ Hz}$
3. Il a des problèmes avec les basses fréquences.

8. La période d'un son

1. $T = 14 \text{ ms}$.
2. $f = 71 \text{ Hz}$.
3. Oui il est audible

9 Refraction et réflexion.

1.



2. Il pourrait y avoir réflexion totale dans le cas du milieu Huile et Air car la célérité de lumière dans l'huile est inférieure à la célérité de lumière dans l'air $v_{\text{huile}} < v_{\text{air}}$
3. $n = 1.47$

10. Lumière laser

1. Voir livre page 197.
2. $i_1 = 50^\circ$ et $i_{\text{lim}} = 42^\circ$ $i_{\text{lim}} < i_1$
3. $C = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ $v_{\text{eau}} < v_{\text{air}}$
4. Voir livre page 199.
5. Oui on a réflexion totale
6. Voir livre page 197

11. Application de second loi de Descartes

1. L'angle réfracté $i_2 = 44^\circ$
2. L'angle incident $i_1 = 49^\circ$
3. L'angle réfracté $i_2 = 7,5^\circ$

12. Soins dentaires

1. Dans l'énoncé on a 10^{14} Hz et non pas 1014Hz dans ce cas cette onde appartient aux ondes électromagnétiques
2. Micro-ondes, rayons X, ondes radio
3. $T = 10^{-14}$ s

13. Rythme cardiaque

1. $T = 0,68$ s
2. Ce phénomène a une fréquence de 1,5 Hz.
3. Une fréquence correspond à un nombre d'événements par seconde. Chaque minute comptant 60 secondes, on obtient : $f = 1,5$ battements / s = $1,5 \times 60$ bat / min, soit $f = 90$ bat/min.

14. Sonar d'un navire

1. $T = 20$ μ s.
2. Les ondes sonores sont des ondes mécaniques, elles ne peuvent pas se propager dans le vide.
3. La distance à parcourir par le signal ultrasonore est $d = 2 \times 750 = 1500$ m (un aller-retour), la vitesse de propagation vaut $v = 1500$ m.s⁻¹, donc le délai entre l'émission et la réception du signal est $\Delta t = 1$ s.
4. Il n'est pas possible que le sonar reçoive l'écho de son signal 2 s après l'avoir émis, puisqu'une seconde correspond à la portée maximale de ce sonar.

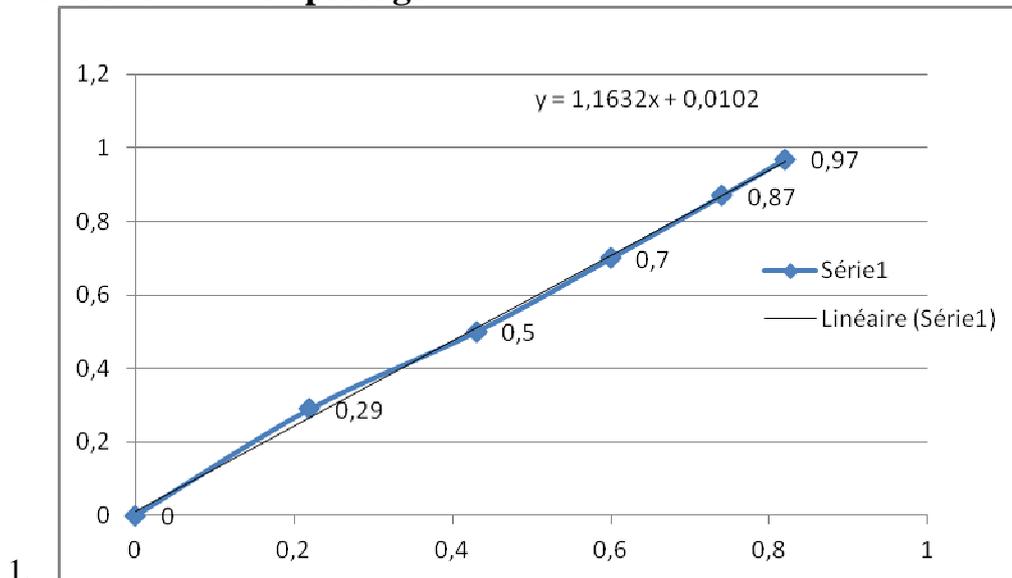
15. L'orage

1. L'instant $t_1 = d/c$
2. L'instant $t_2 = d/V$
3. L'instant $t_1 < t_2$ donc $\tau = t_1 - t_2 = d/c - d/V$ on en déduit donc $d = (v \tau) / (1 - v/c)$.
4. La distance $d = 1$ km

16. La vitesse du son

1. $X_A = 1,1$ m et $X_B = 2,6$ m.
2. $t_A = 3,3$ ms et $t_B = 8,6$ ms.
3. $\tau = 5,3$ ms
4. $V = 283$ m / s.

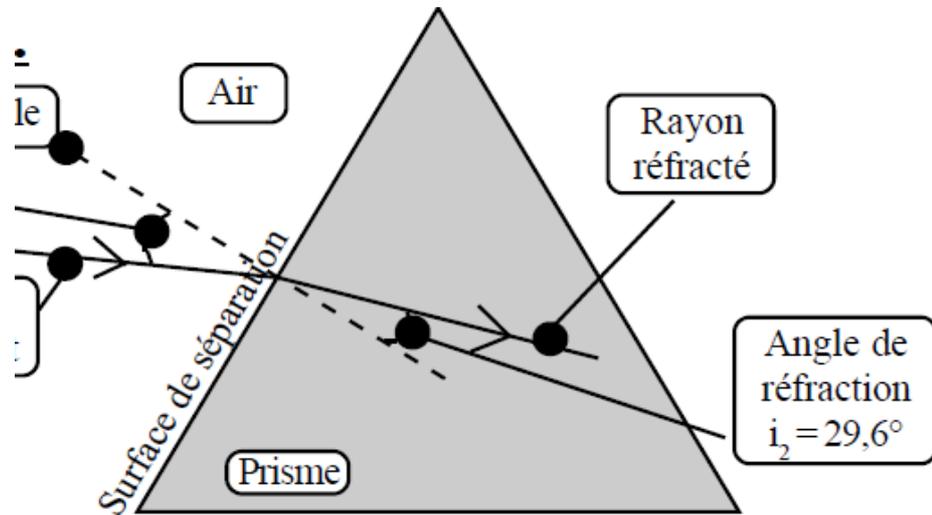
17. Réfraction lors de passage



2. La pente $a= 1,1632$
3. $n_2= 1,1632 \times 1,33=1,55$

18. Etude d'un prisme

1.



2. Le phénomène physique qui permet d'expliquer le changement de direction du rayon de lumière au passage de la surface de séparation air - verre est la réfraction.
3. Ce phénomène est modélisé par la relation de Descartes:

$$n_{\text{Air}} \sin i_1 = n_{\text{Verre}} \sin i_2$$
 On peut en déduire la valeur de l'indice de réfraction du verre: $n_{\text{Verre}}=1,746$.
4. Le prisme utilisé est celui en cristal, encore appelé prisme de flint car son indice vaut $n = 1,7$ environ.
5. En utilisant la relation de l'énoncé $A = i_2 + i'_1$, on peut déterminer l'angle $i'_1 = A - i_2 = 60,0 - 29,6 = 30,4^\circ$
6. $i'_2 = 62,1^\circ$
7. $D = 59,6 + 62,1 - 60 = 61,7^\circ$
8. $n = c/v$; Les deux célérités s'expriment en m.s^{-1} , de sorte que le rapport de ces deux grandeurs physiques de même unité, et lui-même sans unité. Ainsi l'indice de réfraction est une grandeur physique sans unité.
9. La vitesse de propagation de la lumière dans le vide est de $300\,000 \text{ km.s}^{-1}$.
10. $V = 187\,500 \text{ km.s}^{-1}$.
11. $r_R = 16,3^\circ$ et $r_V = 16,7^\circ$
12. Le rayon violet a un angle de réfraction plus grand que le rayon rouge. De sorte qu'à la suite du passage Air - Verre, le rayon qui se trouve le plus loin de la normale est celui qui a l'angle de réfraction le plus grand. On peut donc dire que ce rayon violet, qui s'éloigne le plus de la normale, est celui qui a été le plus dévié, car l'angle entre la prolongation du rayon incident et le rayon réfracté est le plus grand. L'angle entre le rayon violet réfracté et le rayon rouge réfracté a donc pour valeur la différence entre les deux angles réfractés, soit $r_V - r_R = 16,7 - 16,3 = 0,4^\circ$

19. Echographie et précision

1. Ondes mécaniques.
2. L'onde pénètre dans la crâne du fœtus et s'y réfléchit chaque fois qu'elle change de milieu.
3. Les signaux n génèrent des échos qui, au retour de la sonde, engendrent une tension électrique très brève.
4. $L=0,024\text{m}=24\text{cm}$.
5. La précision de la taille est 10^{-2}m .

20.L'échographie

1. Voir livre page 195 Doc 7.
2. La réflexion des ondes ultrasonores.
3. A partir des durées des allers et retours des ondes.
4. Echo veut retour on a un phénomène d'aller et retour des ondes.
5. Elle permet d'observer l'intérieur du corps humain.

21.Echographie sur cerveau

1. La durée du parcours de l'onde ultrasonore dans l'hémisphère gauche $t_1 = 75$ μs .
2. La durée du parcours de l'onde ultrasonore dans l'hémisphère droite $t_2 = 75$ μs .
3. • $l_D = l_G = 11,3$ cm
4. Les rayons X sont des ondes électromagnétiques.

Chapitre 14 : Mouvement et forces

Activité 1

Cette activité permet de :

- Caractériser un mouvement : pour l'élève, le mouvement et le repos sont deux concepts absolus et fondamentalement différents.
- Savoir que la nature du mouvement observé dépend du référentiel choisi.

Correction de la partie exploitation

| Par rapport | Fathi | Bilane | Dimbio | Arbre | Trottoir |
|-------------|-------|--------|--------|-------|----------|
| Fathi | | M | M | I | I |
| Bilane | M | | I | M | M |
| Dimbio | M | I | | M | M |
| Arbre | I | M | M | | I |
| Trottoir | I | M | M | I | |

2. Car il ne se trouve pas dans le même référentiel.
3. S'il ne se trouve pas dans le même référentiel.

Activité 2

Il s'agit :

- d'analyser un mouvement d'un corps en utilisant Avistep.
- de repérer et décrire le différent mouvement en définissant le référentiel choisi

Activité 3

Cette activité poursuit deux objectifs :

- amener les élèves à conditionner l'existence d'une force à celle d'une interaction (il n'y a pas à considérer de force associée au lancement après que l'objet a quitté la main du lanceur : la force cesse dès que l'interaction disparaît) ;
- apprendre à faire un inventaire complet et à effectuer une représentation des forces

Correction de la partie exploitation

1. Situation n°1 : le ballon reçoit et le pied du joueur est l'acteur
Situation n°2 : la balle de tennis reçoit et la raquette est l'actrice
Situation n°3 : la perche reçoit et l'athlète est l'acteur

- b) pour les trois situations il s'agit d'une action de contact.
- c) ces actions sont toutes localisées.
- d) l'effet d'une action mécanique sur le receveur permet de déformer des objets, empêcher des mouvements.

2. Le bilan de force est cas a ; Poids et Réaction R cas b : Poids ; Réaction R, et force de l'aimant.
b) mouvement rectiligne
c) une force permet de mettre un objet en mouvement ou modifier son mouvement.

Activité 4

Cette activité permet d'énoncer et interpréter le mouvement d'un objet en utilisant le principe d'inertie. L'idée principale consiste à remplacer l'opposition entre **repos et mouvement** par l'opposition **entre le mouvement rectiligne uniforme et les autres**, le repos étant un cas particulier de mouvement à vitesse constante.

Correction de la partie exploitation

1. En absence de soufflerie le mouvement est rectiligne décéléré et en présence de soufflerie le mouvement est rectiligne uniforme.
2. Sur la table à coussin les effets du poids du mobile et la réaction de la table s'annulent. On observe les points des enregistrements sont alignés et la distance qui sépare deux points consécutifs est constante.
3. Oui car le mouvement est rectiligne uniforme.
4. un point n'est pas en mouvement rectiligne uniforme ou immobile alors la somme vectorielle des forces extérieur qui s'exercent en ce point de l'objet en mouvement n'est pas nulle.

Correction des exos

1 Vitesse et mouvement.

1. C'est un repère dont on étudie tout objet en mouvement ou immobile sur Terre.
2. $V=d/\Delta t$.
3. Car elle permet le type de mouvement.
4. $\Omega=\theta/\Delta t$.
5. $V=R.\omega$.

2 Vrai ou Faux

1. Les caractéristique d'une force voir livre élève page 211.
2. C'est le Newton.
3. Statique et dynamique
4. La différence voir livre élève page 211.
5. Rectiligne

3 Livre sur une table inclinée

1. voir livre élève page 212
2. Le poids et la réaction.
3. Ces deux forces se compensent.

4 Poids et masse

1. $P=1,2.10^{-3}$ N.
2. $P=450$ N.

5 Sport en action.

1. Statique et dynamique.
- 2.

| Situation | A | B | C |
|---------------------|---------|----------|----------|
| Receveur | Javelot | Balle | Ballon |
| Donneur | Athlète | Raquette | Terre |
| Contact ou distance | contact | contact | Distance |

6. QCM.

1. b.
2. b et c.
3. b.
4. c.
5. c.

7. Chute libre.

1. curviligne dans le 3 cas.
2. Elle est soumise uniquement qu'au poids.
3. La distance augmente.
4. De la vitesse initiale.

8. De la Terre à la lune.

1. $F = 7,0 \cdot 10^2$ N c'est le poids.
2. $F = 1,1 \cdot 10^2$ N très faible par rapport à celle de la Terre.
3. $g = 1,6$ N/kg

9. Ski nautique

1. Dans le référentiel Terrestre.
2. Par rapport au bateau la vitesse est nulle. Par rapport à la rive $v = 8,33 \text{ m.s}^{-1}$
 $v = 30 \text{ km.h}^{-1}$.
3. a. Rectiligne retardé
b. Rectiligne accéléré

10. Manège en mouvement

1. Le mouvement des 2 enfants est un mouvement de rotation (uniforme).
2. $\omega = \frac{\alpha}{\Delta t}$ $\omega = \frac{3 \times 2\pi}{60} = 0,31 \text{ rad.s}^{-1}$. Etant sur le même manège, Amina a la même vitesse angulaire.
3. Bahja a une vitesse $v_B = \omega \times OB$: $v_B = 0,31 \times 4,8 = 1,5 \text{ m.s}^{-1}$
Elle a donc raison.

11. Mobile sur une trajectoire ABCD

1. C'est un mouvement curviligne.
2. a) En utilisant l'échelle donnée on obtient $BC = CD = 2$ m.
b) $v = 5 \text{ m.s}^{-1} = 18 \text{ km.h}^{-1}$.
c) mouvement est rectiligne uniforme.

12. Mouvement sur un axe

1. $I_0 = -2\text{m}$; $I_1 = 1\text{m}$; $I_2 = 4\text{m}$; $I_3 = 4\text{m}$.
2. La distance entre O et I_4 égale à 5m sur la droite .
3. La distance entre O et I_2 vaut 4m .
4. $V = 1\text{m.s}^{-1} = 3,6 \text{ km.h}^{-1}$

13. Mobile autoporteur

1. Le poids et la réaction qui se compensent.
2. Le poids et la réaction qui se compensent.
3. C'est le principe d'inertie

14. L'aquarium

1. $P = 1250$ N.
2. $m = 125$ kg
3. Le poids et la réaction qui se compensent même direction, même valeur mais de sens opposés.
4. Le poids et la réaction doivent avoir la même taille.
5. La masse ne doit pas dépasser 150 kg

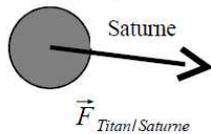
15 Saturne et Titan.

1. $F = 3,45 \cdot 10^{21}$ N.

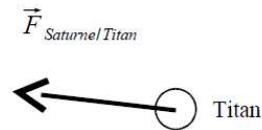
22 Les autres caractéristiques de ces forces sont résumées dans le tableau ci-dessous :

| | Direction | Sens | Point d'application |
|------------------------------|--|--------------|-----------------------------|
| $F_{\text{Saturne / Titan}}$ | Droite reliant les centres d'inertie des deux astres | Vers Saturne | Centre d'inertie de Titan |
| $F_{\text{Titan / Saturne}}$ | Idem | Vers Titan | Centre d'inertie de Saturne |

3)



Echelle :
1 cm \iff 1,4.10²¹ N



4. . $g_{\text{Titan}} = 1,31 \text{ N.kg}^{-1}$ et $g_{\text{Saturne}} = 10,4 \text{ N.kg}^{-1}$

5. . $P_{\text{Titan}} = 6,55 \text{ N.}$ $P_{\text{Saturne}} = 52,0 \text{ N.}$

6. $P_{\text{Terre}} = 49,5 \text{ N.}$

16 Solide sur un plan incliné

1. Voir livre page 211
2. Voir livre page 211
3. La taille du poids vaut 2cm
4. **$g = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$**

17 Joueur de hockey

1. Le mouvement rectiligne uniforme.
2. **oui**
3. Le poids ; la réaction et la force f qui se compensent

18 Les trajectoires des planètes autour du Soleil.

1. **Référentiel héliocentrique.**
2. **$F_1 = 6,7 \cdot 10^{20} \text{ N}$; $F_2 = 1,55 \cdot 10^{17} \text{ N}$; $F_3 = 3,82 \cdot 10^{17} \text{ N.}$**
3. $\frac{F_2}{F_1} < \frac{F_3}{F_1}$ plus on est proche du soleil plus on aura une force d'attraction importante.

19 Disques vinyles

1. La fréquence $f = 1,3 \text{ Hz.}$
2. On a en 21s on 27,3 tours.
3. $v = 0,98 \text{ m/s}$

20 Eolienne

1. La trajectoire d'un point d'une pale dans le référentiel terrestre est un cercle centre sur l'axe du rotor.
2. La vitesse de rotation étant au maximum de 20 tours par minute, la vitesse angulaire d'une pale en rad.s^{-1} est obtenue par :

$$\omega = \frac{\alpha}{\Delta t} \quad \omega = \frac{20 \times 2\pi}{60} = 2,1 \text{ rad.s}^{-1}$$

3. Avec $D = 70 \text{ m}$, la vitesse v d'un point situe en bout de pale est $v_B = \omega \times R$: $v_B = 2,1 \times 35 = 74 \text{ m.s}^{-1} = 270 \text{ km.h}^{-1}$

21 Navette lunaire

1. $F_{\text{Terre/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Terre}} m_{\text{Vaisseau}}}{d_{\text{TV}}^2}$
2. $F_{\text{Lune/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Lune}} m_{\text{Vaisseau}}}{d_{\text{LV}}^2}$
3. $F_{\text{Lune/Vaisseau}} = G \frac{m_{\text{Lune}} m_{\text{Vaisseau}}}{(D_{\text{TL}} - d_{\text{TV}})^2}$
4. $d_0 = 3,42 \cdot 10^5 \text{ km}$. non cette distance ne dépend pas de la masse du vaisseau.

22 Le GPS

1. La force d'attraction gravitationnelle.
2. Elle possède une vitesse suffisante pour pouvoir rester en orbite.
3. $D = 2,8 \cdot 10^7 \text{ m}$.
4. $F = 1,271 \cdot 10^2 \text{ N}$.

23 Le saut à l'élastique

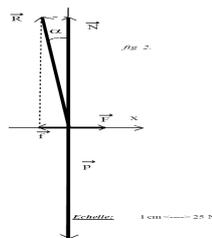
1. Yacine est en chute libre il est soumis qu'à son poids
2. Durant cette phase la vitesse est indépendant de la masse mais dépend seulement que de g , l'effet de cette force est l'augmentation de la vitesse
3. La seule action de contact est celle exercée par l'élastique .
les caractéristiques de $F_{E \rightarrow L/J}$: direction verticale, sens vers le haut Norme : $F_{el/j} = P = 7,0 \cdot 10^1 \text{ N}$
4. l'effet de cette force est la diminution de la vitesse.

24 Curling

1. $v_{\text{moy}} = \frac{A_0 A_{10}}{\Delta t} = \frac{2,40}{3,0} = 0,80 \text{ m.s}^{-1} = 2,7 \text{ km/h}$
2. Pendant la première phase, le système est soumis à son poids, la force de poussée du joueur et la réaction du sol.
3. Voir livre page 212.
4. Le principe d'inertie est ici applicable, car on nous dit que le système a un *mouvement à vitesse constante, donc uniforme*. La relation vérifiée par les forces appliquées au système est. :

$$\vec{p} + \vec{R} + \vec{F} = \vec{0}$$

5.



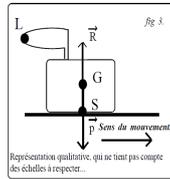
6.

La force frottement
 \vec{f}

| | |
|----------------------|----------------------|
| Point d'application: | S |
| Direction: | horizontale |
| Sens: | opposée au mouvement |
| Valeur: | $f = 25 \text{ N}$ |

7. Le principe d'inertie n'est plus applicable au cours de cette seconde phase, car l'objet n'a plus une trajectoire rectiligne, mais curviligne. La somme des forces qui s'exerce sur la pierre n'est donc plus nulle vectoriellement.

8.



25 Appousiak

- On étudie le système (Appousiak + traîneau) dans un référentiel terrestre lié à un arbre placé au bord du lac où se déplace le système ;
- Le système a un **mouvement de translation rectiligne uniforme**, car si on se réfère à la fig 2, on observe que:

- la trajectoires du point P est une droite, donc mouvement rectiligne;
- les points sont régulièrement espacés à intervalle de temps régulier, donc

mouvement uniforme. de plus dans l'énoncé, on nous indique que le traîneau se déplace en translation

$$3. \quad \mathbf{v}_{\text{moy}} = \frac{\mathbf{P}_0 \mathbf{P}_{10}}{\Delta t} = \frac{300}{100} = 3,0 \text{ m.s}^{-1}$$

$$4. \quad V = 9,72 \text{ km.h}^{-1}$$

5. Voir livre page 212.

- Le principe d'inertie est ici applicable, car on a démontré que le système a un **mouvement de translation rectiligne uniforme**.
- Les forces appliquées au système sont : le poids, la tension du fil et la réaction du sol.

$$8. \quad \vec{p} + \vec{R} + \vec{T} = \vec{0}$$

9.

| | | |
|---------------------------------|----------------------|----------------------|
| La réaction du sol \vec{f} | Point d'application: | B |
| | Direction: | horizontale |
| | Sens: | opposée au mouvement |
| | Valeur: | $f = 400 \text{ N}$ |

- Dans le cas où la tension T exercée par le fil a pour valeur $T = 500 \text{ N}$, alors la relation vectorielle $\vec{p} + \vec{R} + \vec{T} = \vec{0}$ n'est plus vérifiée, par conséquent le système n'a plus un mouvement de translation rectiligne uniforme.
- On étudie le système (Appousiak + traîneau) dans un référentiel terrestre lié à un arbre placé au bord du lac où se déplace le système
- $d_{\text{parcourue}} = v_{\text{moy}} \times t = 2,7 \times 1,20 \times 10 = 3,24 \times 10^2 \text{ m}$.
- Le principe d'inertie est ici à nouveau applicable, car on indique dans l'énoncé «Il (le palet) poursuit son mouvement de translation rectiligne à vitesse constante». Le palet a donc un **mouvement de translation rectiligne uniforme**. La relation vectorielle est :

$$\vec{p} + \vec{R} = \vec{0}$$

14.

Le poids
 \vec{p}

| | |
|----------------------|--|
| Point d'application: | G |
| Direction: | Verticale |
| Sens: | vers le centre de la Terre |
| Valeur: | $p = m \times g = 120,0 \times 10,0 = 12,0 \times 10^2 \text{N}$ |

La réaction du sol
 \vec{R}

| | |
|----------------------|---------------------------------|
| Point d'application: | B |
| Direction: | verticale |
| Sens: | vers le haut |
| Valeur: | $R = 12,0 \times 10^2 \text{N}$ |

Chapitre : Pression

Correction des exercices et des activités

Activité 1 : TP à faire en classe

Plongée sous-marine (activité documentaire)

1. 1 graduation 0.5 bar.
2. 1 bar ; elle est de 4.5 bars.
3. Elle est augmentée avec la profondeur.
4. la pression additionnelle représente la pression exercée par l'eau sur le plongeur. C'est le poids de l'eau sur le nageur.
5. Il ne se passe rien, car les os sont solides et peu affectés.
6. Les tympans contiennent des cavités en contact avec l'air inspiré. Ils sont soumis à de fortes variations de volumes car la pression varie beaucoup.
7. Ces sont les accidents dus aux variations anormales de pressions dans les organes creux du corps humain.

Solubilité des gaz dans les liquides (activité documentaire)

1. Des bulles pathogènes sont dangereuses (grosses) car elles risquent de faire éclater les tissus humains ou de bloquer la circulation. Les bulles asymptomatiques sont trop petites pour créer des problèmes.
2. Il y a un « pschitt » qui veut dire surpression. Comme la pression baisse à l'ouverture, le gaz carbonique dissout se dégage
3. Si la pression diminue, la quantité de gaz dissout diminue et il se forme des petites bulles de gaz dans le sang.
4. La remontée trop rapide peut entraîner des accidents circulatoires, des paralysies, des douleurs.
5. Les paliers de décompression permettent d'éviter la formation de grosses bulles pathogènes.

Correction des exercices

Exercice 1 : Représentation d'une force pressante

1. Une force pressante est l'action mécanique de contact qu'exerce un solide ou fluide sur la surface d'un corps.
2. Les caractéristiques d'une force pressante sont :
 - son point d'application : au centre de la surface de contact,
 - sa direction, perpendiculaire à la surface pressée,
 - son sens, de la source de l'action vers la surface pressée,
 - sa valeur qui s'exprime en newton (N)
3. voir cours

Exercice 2 : Notion de pression

1. La pression, notée P , est égale à la valeur de la force pressante F exercée sur une surface donnée divisée par l'aire S de cette surface.
- 2.

$$P = F/S$$

$$P \text{ en Pa}$$

$$F \text{ en N}$$

$$S \text{ en m}^2$$

Exercice 3 : les unités de pression

1. Le pascal Pa.
2. $p = 4 \cdot 10^5$ Pa

Exercice 4 : QCM

1. en tout point d'un même plan horizontal
2. $P = F/S$
3. Le pascal
4. augmente

Exercice 5 : vrai ou faux

1. Faux
2. faux
3. Faux
4. Vrai
5. Faux
6. Faux
7. Faux
8. Vrai

Exercice 6.

1. En mouvement

Exercice 7 : Mesurer une pression

1. Un baromètre
2. a. un manomètre absolu.
b. un manomètre relatif.

Exercice 8 : mesure de pression

1. la pression atmosphérique
2. $p_{\text{gaz}} = 1$ bar
3. 12 bars
4. $P_{\text{gaz}} = 12 - 1 = 11$ bar

Exercice 9 : Pression d'un gaz

1. $P = F/S = 0.6 / (10 \cdot 10^{-2}) = 600$ Pa
2. Si l'air est doublé, la pression est divisée par 2, car elles sont inversement proportionnelles.

Exercice 10 : bouteille en acier

1. $F = p \cdot S$; $S = \pi \cdot r^2 = \pi \cdot (20 \cdot 10^{-2})^2 = 0.125 \text{ m}^2$; $p = 5 \cdot 10^5$ Pa
 $F = 0.125 \times 5 \cdot 10^5 = 6.25 \cdot 10^4$ N.
2. Non car la surface n'a pas change mais la hauteur a augmenté.

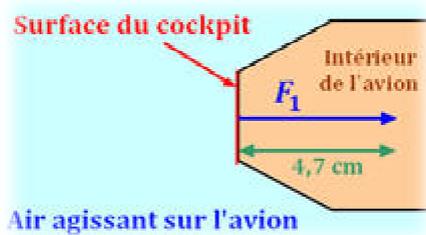
Exercice 11 : Gonflage des bouteilles

- 1) Les molécules sont animées d'un mouvement désordonné.
- 2) L'agitation des molécules diminue avec la température.
- 3) Comme la température diminue, l'agitation moléculaire diminue et les molécules se déplacent moins vite. Il résulte de ceci qu'il y a moins de chocs des molécules sur la paroi du récipient, donc, la force pressante diminue.
- 4) Comme la surface de la bouteille ne change pas, si la pression diminue, alors la force pressante fait de même car : $F = P \cdot S$.

Exercice 12 : Haute voltage

1) a. Valeur F_1 de la force pressante exercée par l'air à l'altitude z_1 sur un morceau de cockpit :
 $F = P \cdot S$; $F = 1000 \times 100 \times 20 \times 10^{-2} \times 35 \times 10^{-2}$; $F \approx 7,0 \times 10^3 \text{ N}$

b. Représentation :



2)- Pression atmosphérique à l'altitude z_2 :
 $P = F/S = 9,0 \times 10^4 \text{ Pa}$.

Exercice 13 : Plongée en mer

1) C'est la valeur de la pression atmosphérique :

- Dans ce cas, $z = 0$; $P = P_{\text{atm}} + \rho g z$; $P = P_{\text{atm}} \approx 1013 \text{ hPa}$

2)- Valeur de la pression à 10 m de profondeur :

- $P = P_{\text{atm}} + \rho g z$; $P \approx 1013 \times 10^2 + 9,8 \times 1030 \times 10 \approx 2,0 \times 10^5 \text{ Pa}$

3)- Profondeur z :

$$P = P_{\text{atm}} + \rho g z \quad \Leftrightarrow \quad z = \frac{P - P_{\text{atm}}}{\rho g} = 29,6 \text{ m} \sim 30 \text{ m}$$

Exercice 14 : Pression dans la bouteille

1) Un gaz est expansible, il occupe tout le volume offert. Le gaz occupe toujours de volume de 15 L ceci quelle que soit la pression.

2)- Loi de Boyle-Mariotte :

À température constante, pour une quantité de matière donnée de gaz, le produit de la pression P par le volume V de ce gaz ne varie pas. $P \cdot V = \text{constante}$.

3) On suppose que dans les deux cas, l'air est à la même température T .

- Premier cas : $P_1 \cdot V_1 = 180 \times 15 \approx 2,7 \times 10^3 = C_1$

- Second cas : $P_2 \cdot V_2 = 85 \times 15 \approx 1,3 \times 10^3 = C_2$

La loi de Boyle-Mariotte n'est pas respectée car au cours de la plongée, la quantité de matière d'air contenu dans la bouteille a diminué. Cette loi est valable si la température et la quantité de matière de gaz ne varient pas. De plus, la loi de Boyle-Mariotte décrit correctement le comportement des gaz sous faibles pressions. Ici, la pression est élevée, l'air ne se comporte plus comme un gaz parfait..

Exercice 15 : L'hypoxémie

1) Comme la pression diminue avec l'altitude, la quantité de dioxygène dans le sang diminue elle aussi.

2) La solubilité d'un gaz dans un liquide dépend de la pression du gaz au-dessus de ce liquide. Lorsque la pression augmente, la solubilité augmente et lorsque la pression diminue, la solubilité diminue.

Exercice 17 : Une bouteille du dioxygène

1. $S = \pi \cdot r^2 = \pi \cdot (67 \cdot 10^{-3})^2 = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ m}^2$.

2. $F = p \cdot S = 195 \cdot 10^5 \times 1,4 \cdot 10^{-2} = 2,73 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Exercice 18 : La chaise

1. a. la valeur de la force pressante :
 $F=48/4=12 \text{ N}$.
b. $p=F/S=12/(38 \cdot 10^{-3})^2=8,310 \cdot 10^3 \text{ Pa}$.
2. a. $F=290/4=72,5 \text{ N}$.
b. $p=F/S=72,5/(38 \cdot 10^{-3})^2=5,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Exercice 19 : La plongée sans risque

- 1) Valeur de la pression à 5,0 m de profondeur :
 $P = P_{\text{atm}} + \rho g z$; $P \approx 0,997 \times 10^5 + 9,8 \times 1000 \times 5,0 \approx 1,49 \times 10^5 \text{ Pa}$
- 2) Pression de l'air inspirée par le plongeur :
C'est la même que la pression à 5,0 m de profondeur : $P \approx 1,5 \times 10^5 \text{ Pa}$
- 3) Si le plongeur bloque sa respiration en supposant que la température de l'air est la même.
Comme les quantités de matière n'ont pas varié, on peut appliquer la loi de Boyle-Mariotte : $P \cdot V = \text{constante}$.
Comme le volume pulmonaire est le même, la pression garde la même valeur à l'intérieur des poumons : $P \approx 1,5 \times 10^5 \text{ Pa}$. Or l'air ambiant est à la pression atmosphérique : $P_{\text{atm}} = 0,997 \times 10^5 \text{ Pa}$.
La différence de pression entre l'intérieur des poumons et l'extérieur :
 $\Delta P = P - P_{\text{atm}} = 4,9 \times 10^4 \text{ Pa} > 3 \times 10^4 \text{ Pa}$. Il risque des problèmes de déchirement des alvéoles pulmonaires.

Exercice 20 : Tension artérielle

- 1) Pressions artérielles en pascal :
 - La pression systolique : 13 cm de mercure : $P_{\text{sys}} = 13 \times 1333 \approx 1,7 \times 10^4 \text{ Pa}$
 - La pression diastolique : 8 cm de mercure : $P_{\text{dias}} = 8 \times 1333 \approx 1,1 \times 10^4 \text{ Pa}$
- 2) Pression du sang pour ces deux valeurs :
 - Pression du sang lors de contraction du cœur :
 - $T = P_{\text{sang}} - P_{\text{atm}}$; $P_{\text{sang}} = P_{\text{atm}} + T$; $P_{\text{sang}} \approx 1,013 \times 10^5 + 1,7 \times 10^4 \approx 1,2 \times 10^5 \text{ Pa}$
 - Pression du sang lors de contraction du cœur :
 - $P_{\text{sang}} = P_{\text{atm}} + T$; $P_{\text{sang}} \approx 1,013 \times 10^5 + 1,1 \times 10^4 \approx 1,1 \times 10^5 \text{ Pa}$.

CHAPITRE 16 / QUANTITÉ DE MATIÈRE : LA MOLE

1. Introduction du chapitre

Commentaires

Prérequis : savoir utiliser une balance et une calculatrice, savoir convertir des unités (tonnes ou kg en g).

On utilise aussi les acquis de plusieurs chapitres : 1 et 2 pour la structure des atomes et des molécules, 3 pour les calculs sur les grands nombres et les puissances de dix, 7 pour les masses volumiques de solides et liquides, 9 pour les alcanes.

Prélever un grand nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ions), c'est effectuer le passage de l'échelle microscopique à l'échelle macroscopique.

La constante d'AVOGADRO permet de faire ce changement d'échelle : passage du niveau microscopique (atome, molécule ou ion : $m \approx 10^{-26}$ kg) à un niveau macroscopique (la mole d'atomes, de molécules ou d'ions dont la masse peut atteindre quelques g ou dizaines de g).

Une évaluation de la constante d'AVOGADRO permet de mieux s'approprier la définition de la mole.

À ce stade du manuel, il est précisé que le volume molaire (V_m) est fonction des conditions de température T (en K) et de pression p (en Pa), alors que la loi des gaz parfait est encore inconnue. C'est le chapitre suivant.

À la fin de ce chapitre, l'élève doit avoir acquis la maîtrise des trois relations fondamentales de proportionnalité :

$$N = n \times N_A ; \quad m = n \times M ; \quad V = n \times V_m$$

Pour ces trois relations, les unités doivent être parfaitement en place. Attention, la dernière ne s'applique que pour les gaz.

2. Conduite et correction des Activités

La première Activité veut faire sentir aux élèves qu'il est fastidieux de compter un par un des petits objets que l'on a en grande quantité (lentilles) et qu'il est possible d'arriver à un décompte plus rapide soit en comptant par paquet, soit par pesée.

Une fois le comptage en « groupes » accepté, l'objectif de la deuxième Activité est de montrer que l'on peut appliquer ce principe à l'échelle microscopique, sur des entités qu'on ne voit pas (cas particulier du Fer puis généralisation). On introduit ensuite la masse molaire pour faire un lien entre l'échelle microscopique et celle macroscopique, passer de « l'invisible » à une grandeur mesurable (rejoignant ainsi le comptage par pesée).

La troisième et la quatrième Activité utilisent cette masse molaire dans différents cas pour manipuler les grandeurs, visualiser concrètement les quantités de matières, guider une réflexion sur la nécessité du travail effectué pour manipuler les espèces solides, liquides et gazeuses.

Activité 1 : Comptage des petits objets

Réponse aux questions

1. Peser un petit « paquet » des lentilles, puis effectuer un produit en croix.
2. Peser **20 grains** de lentilles et noter cette masse **m**. En utilisant le produit en croix, on peut écrire : **$N = (20 \text{ grains} \times 500 \text{ grammes}) / m$** .
Avec **N** le nombre de grains de lentilles dans un sachet de 500 g du commerce.
3. Réaliser le protocole.
4. Calculer le nombre **N** en utilisant la formule : **$N = (20 \text{ grains} \times 500 \text{ grammes}) / m$** .

Activité 2 : Quantité de matière

Réponse aux questions

1. Pour un clou qui pèse 5,4 g, on obtient :

$$1 \text{ atome} \longleftrightarrow 9,27 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$N \text{ atomes} \longleftrightarrow 5,4 \text{ g}$$

D'où

$$N = 5,4 / 9,27 \times 10^{-23} = 5,8 \times 10^{22} \text{ atomes.}$$

Ce clou est constitué d'environ $5,8 \times 10^{22}$ atomes de fer.

- 2.

$$1 \text{ atome} \longleftrightarrow 1 \text{ seconde.}$$

$$5,8 \times 10^{22} \text{ atomes} \longleftrightarrow 5,8 \times 10^{22} \text{ secondes}$$

$$1 \text{ année} = 365,25 \times 24 \times 3600 = 31557600 \text{ s}$$

$$T = (5,8 \times 10^{22}) / 31557600 = 1,8 \times 10^{15} \text{ années}$$

En supposant que l'on puisse en compter 1 atome par seconde, il faudrait environ $1,8 \times 10^{15}$ années (un million de milliard huit cent mille milliard d'années) pour compter un si grand nombre d'entité chimique.

3. Il est impossible de finir à compter un si grand nombre d'entité chimique un par un.
4. a) $n = N / 6,02 \times 10^{23}$
 $n = (5,8 \times 10^{22}) / (6,02 \times 10^{23}) = 9,6 \times 10^{-2} \text{ mol.}$

- b)

$$1 \text{ atome} \longleftrightarrow 9,27 \times 10^{-23} \text{ g.}$$

$$6,02 \times 10^{23} \text{ atomes} \longleftrightarrow M_{\text{Fe}}$$

$$M_{\text{Fe}} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 9,27 \cdot 10^{-23} = 55,8 \text{ g}$$

La masse d'une mole d'atome de fer est de 55,8 grammes.

- c)

Ce résultat est égal au nombre A (masse molaire) de l'élément fer donné dans le tableau de classification périodique.

- d) $m = n \times M$ avec m (en g), n (en mol) et M (en g / mol)

Activité 3 : Prélèvement d'une quantité de matière d'une espèce solide

Réponse aux questions

1.

| Espèce chimique | Formule chimique | Quantité de matière n (mol) | Masse Molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) | Masse m (g) |
|------------------------------|---|-------------------------------|--|---------------|
| Sel de cuisine | NaCl | 0,50 | 58,5 | 29 |
| Sucre en poudre (saccharose) | $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 0,50 | 342 | 171 |
| Permanganate de potassium | KMnO_4 | 0,50 | 158 | 79 |

2. Non, des quantités de matière identiques de corps solides différents n'ont pas la même masse.

Activité 4 : Prélèvement d'une quantité de matière d'une espèce liquide

Réponse aux questions

1.

| Espèce chimique | Quantité de Matière à prélever (mol) | Masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$) | Masse de l'échantillon m (g) | Masse Volumique ρ ($\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$) | Volume de l'échantillon V (mL) |
|---|--------------------------------------|--|--------------------------------|--|----------------------------------|
| Ethanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | 0,10 | 46 | 4,6 | 0,86 | 5,3 |
| Eau H_2O | 0,10 | 18 | 1,8 | 1,0 | 1,8 |
| Huile d'olive (Oléine) $\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$ | 0,10 | 884 | 88,4 | 0,92 | 96 |

2. Non, des quantités de matière identiques de corps liquides différents n'ont pas la même masse, n'ont pas le même volume aussi.

3. Pour prélever une quantité de matière d'une espèce chimique à l'état gazeux, on calcule le rapport du volume du gaz prélevé sur le volume molaire dans le condition de température et de pression donnée.

3. Correction des exercices

Connaître

1 : Teste des connaissances

$6,02 \times 10^{23}$; mole d'atomes ; 24,0 L/mol.

2 : Constante d'Avogadro

1. C'est le nombre d'atomes contenus dans une mole de carbone $^{12}_6\text{C}$
2. Sa valeur est $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
Sa masse est **12,0 g/mol**.

3 : Masse molaire moléculaire

1. Sur le tableau de classification périodique.
2. g / mol
3. La masse molaire moléculaire se calcule en effectuant la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

4 : Différentes méthodes pour déterminer une quantité de matière

1. On calcule la masse molaire M de l'espèce chimique puis on détermine sa quantité de matière à l'aide de la formule : $n = \frac{m}{M}$
2. On calcule la masse molaire M de l'espèce chimique puis on détermine sa quantité de matière à l'aide de la formule : $n = \frac{\rho \times V}{M}$
3. On détermine la quantité de matière d'un gaz à l'aide de la formule : $n = \frac{V}{V_m}$

5 : Définition officielle de la mole

1. 6 protons et 6 neutrons
 $m = 2,00 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
2. $N_A = 6,0 \times 10^{23}$ atomes.

Appliquer

6 : Calcul de masse molaire moléculaire à partir de la masse molaire atomique.

| Nom | Formule | Masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ |
|--------------------|---|---|
| Ethanol | $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ | 46,0 |
| Saccharose | $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ | 342,0 |
| Dioxyde de carbone | CO_2 | 44,0 |
| Ammoniac | NH_3 | 17,0 |

7 : Calcul de masse molaire à partir de la masse et la quantité de matière.

| Nom | Masse molaire en (g.mol ⁻¹) | Masse | Quantité de matière en (mol) |
|--------------------|--|----------|-------------------------------|
| Chlorure de sodium | 58,5 | 1,00 kg | 17,1 |
| Méthane | 16,0 | 48,0 g | 3,00 |
| Propane | 44,0 | 0,255 kg | 5,80 |
| Glucose | 180 | 54,0 g | 0,300 |

8 : Calcul d'une masse molaire atomique

1. $M = 35,5 \text{ g / mol}$.
2. Même valeur que celle qui est donnée au tableau de classification périodique.

9 : Le clou en fer

1. $m_{\text{at}} = 9,35 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
2. $N = 2,14 \times 10^{22}$ atomes.
3. $T = 6,78 \times 10^{14}$ ans
4. $n = 0,0355 \text{ mol}$
5. 0,0355 secondes.

10 : Le saccharose.

1. $N = 1,76 \times 10^{24}$ molécules.
2. $5,69 \times 10^{-22} \text{ g}$.

11 : Quantité de matière des solides.

1. $n = 7,65 \text{ mol}$.
2. $n = 0,0411 \text{ mol}$.
3. $n = 0,0602 \text{ mol}$.

12 : Quantité de matière des liquides.

1. $n = 0,187 \text{ mol}$.
2. $n = 0,0260 \text{ mol}$.
3. $n = 2,78 \text{ mol}$.

13 : Quantité de matière des gaz.

1. $n = 0,0417 \text{ mol}$.
2. $n = 833 \text{ mol}$.
3. $n = 0,0208 \text{ mol}$.

14 : Masse et quantité de matière

- 1.

| Nom | Formule | M (g / mol) | m (g) | n (mol) |
|-----------------------------|----------------------------|-------------|-------------|--------------|
| Diazote | N_2 | 28,0 | 8,60 | 0,307 |
| Dichlorométhane | $\text{C H}_2 \text{Cl}_2$ | 85,0 | 28,1 | 0,330 |
| Chlorure d'hydrogène | H Cl | 36,5 | 8,60 | 0,236 |
| Dioxyde d'azote | NO_2 | 46,0 | 15,2 | 0,330 |
| Chlorure de sodium | NaCl . | 58,5 | 8,60 | 0,147 |

2.
 - a. NON
 - b. NON

15 : Le sulfate de cuivre.

1. $M = 177,6 \text{ g / mol.}$
2. $n = 0,169 \text{ mol.}$
3. $m = 17,8 \text{ g}$

16 : Constante d'Avogadro

1. $N = 3,33 \times 10^{23} \text{ atomes.}$
2. $n = 0,554 \text{ mol}$
3. $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

17 : Les propriétés du volume molaire d'un gaz

1. $V = 24,0 \text{ L}$
2. $V = 48,0 \text{ L}$

18 : Calcul de quantités de matière

- a) $n = 0,00219 \text{ mol.}$
- b) $n = 0,00570 \text{ mol}$
- c) $n = 2924 \text{ mol.}$

19 : Microscopique et macroscopique

1. $N = 3,34 \times 10^{24} \text{ molécules.}$
2. $m_{\text{mol}} = 2,99 \times 10^{-22} \text{ g.}$
3. $M = m / n = 999 / 5,55 = 180 \text{ g / mol.}$
 $M = 2,99 \cdot 10^{-22} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 180 \text{ g / mol.}$

Analyser

20 : Quantité de matière et masse.

1. On prélève 1 litre de cyclohexane puis on le place sur une balance. La masse obtenue, 780 g, est bien la masse volumique du cyclohexane. C'est-à-dire 780 g / L ou 0,78 g / mL.
2. $M = 84,0 \text{ g / mol.}$
 $n = 0,464 \text{ mol.}$
3.
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g / mol}$
 $n = 2,78 \text{ mol.}$
4. NON
5.
 $V = 32,3 \text{ mL.}$

21 : Grains de riz.

1. $m = 1,20 \times 10^{16}$ tonnes
2. Douze million de milliard et quarante mille de milliard de tonnes.
3. La masse obtenue est très importante.
(Si 1,0 tonne de riz équivaut à 20 sacs de 50,0 kg alors cette masse équivaut à $2,408 \times 10^{17}$ sacs).

22 : Le magnésium.

1. $n = 0,412$ mol.
2. $N = 2,48 \times 10^{23}$ atomes.
3. $m_{\text{at}} = 4,03 \times 10^{-23}$ g
4. $m(\text{Mn}26) = 4,34 \times 10^{-23}$ g
5. Les deux résultats sont différents.
6. A la question 3, le calcul est fait à partir de $M = 24,3$ g / mol. Cette masse molaire est la moyenne (en tenant compte de pourcentage de présence) des masses molaires de tous les isotopes de Mn qui existent dans la nature.
A la question 4, le calcul est fait pour un isotope de Mn, le magnésium 26, donc sa masse molaire est $M = 26$ g / mol.
Ce qui explique la différence de deux résultats.

23 : Masse molaire du cobalt

1. ${}_{27}^{59}\text{Co}$
2. Supposant que la masse d'un atome est égale à la masse de son noyau.
 $m = 9,85 \cdot 10^{-23}$ g
3. $N = 4,26 \times 10^{22}$ atomes.
4. $n = 7,08 \times 10^{-2}$ mol.
5. $M = 59,3$ g / mol.
6. La masse molaire atomique du cobalt donnée dans le tableau de classification périodique est :
 $M = 58,9$ g / mol. Cette masse molaire est la moyenne (en tenant compte de pourcentage de présence) des masses molaires de tous les isotopes de Co qui existent dans la nature.
Dans cet exercice, on s'intéresse au ${}_{27}^{59}\text{Co}$, un des isotopes de Cobalt. Ce qui explique la différence de deux résultats.

24 : La caféine

1. $M = 194$ g / mol.
2. $n = 5,15 \times 10^{-4}$ mol.
3. N (sachets) = 99,0 sachets.

25 : Le butane

1. $M = 58,0$ g / mol.
2. $n = 293$ mol.
3. $N = 1,76 \times 10^{26}$ molécules.
4. $V = 7032$ L
5. Le butane n'est pas à l'état gazeux dans la bouteille.

26 : Prélèvement d'un échantillon

1. $M = 86,0 \text{ g/mol}$.
2. $m = 327 \text{ g}$
3. $V = m / \rho = 326,8 / 0,66 = 495 \text{ mL}$.
4. Epruvette graduée de 500 mL.

27 : Le caoutchouc naturel

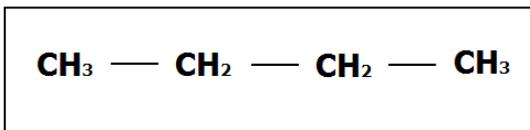
1. $M = 68,0 \text{ g/mol}$.
2. $n = 150 \text{ mol}$.
3. $y = 3000$ donc la formule devient $(C_5H_8)_{3000}$

28 : Formule d'un gaz inconnu

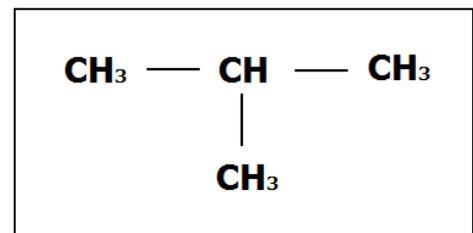
1. $M = 44,0 \text{ g/mol}$.
 $n = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
2. $V_m = 24,0 \text{ L/mol}$.
3. $n_B = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol}$.
 $M = 58,0 \text{ g/mol}$.
4.
 $x = 4$.

Donc la formule brute de ce gaz est : $C_4H_{2 \times 4 + 2} = C_4H_{10}$ Il s'agit du butane.

5.



et



29 : L'acide lactique

1. $M = 90,0 \text{ g/mol}$.
2. $m = 3,60 \cdot 10^{-1} \text{ g}$
Teneur = $3,00 \text{ g/L} < 5,00 \text{ g/L}$ le lait ne caille pas.

30 : L'huile d'olive.

1. $M = 884 \text{ g/mol}$.
2. $M = 884 \text{ g/mol}$.
3. $m_{\text{molécule}} = 884 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,47 \cdot 10^{-21} \text{ g}$
4. On prélève 1 litre d'huile d'olive puis on le place sur une balance. La masse obtenue est bien sa masse volumique.
5. La masse d'un litre d'huile est : 920 g.
6. $n = m / M = 920 / 884 = 1,04 \text{ mol}$.

31 : Le méthane.

1. $M = 16,0 \text{ g/mol}$.
2. $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$. (Conditions normales).
Donc $\rho = 0,714 \text{ g/L}$.
3. $\rho(O_2) = 1,43 \text{ g/L}$.

$$\rho(\text{N}_2) = 1,25 \text{ g / L.}$$

$$\rho(\text{air}) = 1,29 \text{ g / L.}$$

ou

$$M(\text{air}) = 28,8 \text{ g / mol.}$$

$$\rho(\text{air}) = 1,29 \text{ g / L.}$$

Chapitre du gaz parfait :

Correction des activités et des exercices

Activité 1 : description de l'état d'un gaz

1. La quantité, le volume et la pression augmentent.
2. Non
3. La pression
4. Si la température augmente la pression augmente.
5. Les paramètres qui décrit sont la pression, la quantité de matière , le volume et la température

Activité 2 : TP classique.

Sauf la question 4.

Tracer sur du papier millimétré la courbe représentant $p = f(1/V)$.

Activité 3 : diffusion d'un gaz coloré

1. On constate que les deux gaz se mélangent.
2. Le solide est indéformable et ordonné ; le liquide est déformable mais ordonné ; le gaz est désordonné et n'a pas de forme fixe.
3. Les molécules des gaz sont animées de mouvements incessants, désordonnés et extrêmement rapides.

Correction des Exercices

Exercice 1 : Etat macroscopique d'un gaz

- a. Par la température
- b. La pression p ; la quantité n ; la température T ; le volume V ;

Exercice 2 : Loi de Boyle-Mariotte

1. A température constante pour une quantité donnée de gaz, la pression P que subit un gaz varie de façon inversement proportionnelle avec par le volume V qu'il occupe.
2. $p \times V = a$
3. a. inversement proportionnel
b. divisée par 2.

Exercice 3. Loi de Boyle-Mariotte

1. A température constante pour une quantité donnée de gaz, la pression P que subit un gaz varie de façon inversement proportionnelle avec par le volume V qu'il occupe.
2. Divisé par 2.

Exercice 4 : Equation des gaz parfaits

$$PV=nRT$$

p : Pression du gaz en Pa.

T : Température du gaz en K.

n : Quantité de matière en mol.

V : Volume du gaz m^3 .

Exercice 5 : Répondre par vrai ou faux ces affirmations et corrigés celles qui sont fausses

1. Vrai
2. Faux, car les molécules des gaz sont toujours en mouvement à une température supérieure à zéro absolu.
3. Vrai
4. Vrai
5. Faux ; les molécules de gaz des nobles sont toujours en mouvement.
6. Faux ; $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$.
7. Vrai

Exercice 6 : Compléter le texte par les mots suivants

1. Petite
2. Désordonnée ;
3. Molécules ;
4. dispersée.
5. Brownien
6. Pression
7. Agitation
8. Volume
9. Thermomètre
10. 273.15
11. Physique
12. Liquide

Exercice 7.

1. Vrai
2. Faux
3. Vrai

Exercice 8.

1. Le kelvin, K
2. $T(K) = \theta (^{\circ}C) + 273.15$
3. $T = 77,35 \text{ K}$

Exercice 9 : Température absolue

1. La température absolue est égale à 0 alors le mouvement des molécules est immobile.
2. Elle l'immobilité totale des molécules.
3. -273,15 K.
4. 373 K.
5. 327,4 K.

Exercice 10 : Détente d'un gaz

1. À température constante, pour une quantité donnée de gaz, la pression P que subit un gaz varie de façon inversement proportionnelle avec par le volume V qu'il occupe :
 1. À température constante, pour une quantité donnée de gaz, la pression P que subit un gaz varie de façon inversement proportionnelle avec par le volume V qu'il occupe $P \cdot V = a$;
 2. $p_i \times V_i = p_f \times V_f$
- $$V_f = (p_i \times V_i) / p_f = 300 \text{ cm}^3.$$

Exercice 11 : Pression et température

1. $n = 0.20 \text{ mol}$
2. le gaz est se déplace trop rapidement lorsque la température augmente.
3. Le ballon gonfle car lorsque la température augmente donc la pression augmente.

Exercice 12 : Air dans une seringue

1. $P = 161 \text{ hPa}$
2. $V = 48.33 \text{ mL}$

Exercice 13 : Diminution de volume

1. $P_2 = 1.5 \times 10^5 \text{ Pa}$

Exercice 14 : flacon de dioxygène

1. $T = 541.25 \text{ K}$ $\theta = 268.1^\circ\text{C}$
2. $p = 9.2 \times 10^5 \text{ Pa}$
3. la pression augmente avec la température.

Exercice 15. Pression et quantité

1. masse de gaz et volume du gaz sont constants, donc $P/T = \text{constante}$

$$\frac{p_{\text{départ}}}{T_{\text{départ}}} = \frac{p_{\text{fin}}}{T_{\text{fin}}} ; \quad \text{A.N : } p_{\text{fin}} = p_{\text{départ}} \times \frac{T_{\text{fin}}}{T_{\text{départ}}} = 1,1 \times 10^5 \times \frac{283}{323} = \mathbf{9,64 \times 10^4 \text{ Pa.}}$$

2. $n = pV/(RT)$ avec $V = 10^{-3} \text{ m}^3$. A.N : $n = 1,1 \times 10^5 \times 10^{-3} / (8,31 \times 323) = \mathbf{0,041 \text{ mol.}}$

Si $V = 2\text{L}$ alors $\mathbf{0,082 \text{ mol}}$; si $V = \frac{1}{2} \text{ L}$ alors $\mathbf{0,0205 \text{ mol.}}$

Exercice 16 : Grandeurs macroscopiques

1. $p ; V ; n ; R ; T$
2. celles qui sont constantes : $T ; n$
Celles qui varient : $V ; p$ ils sont inversement proportionnels.

Exercice 17 : autonomie du plongeur

1. Calculer le produit PV au départ, ce produit doit demeurer constant quelque soit le mode d'évolution entre l'état initial et l'état final.

$$PV = 200 \cdot 10^5 \cdot 15 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^5 \text{ J.}$$

- volume disponible à 2 bars (profondeur 10 m)

$V_1 = 3 \cdot 10^5 / 2 \cdot 10^5 = 1,5 \text{ m}^3 = 1500 \text{ L}$; 17 L d'air sont consommés par minute ; il restera dans la bouteille 15 L d'air : l'autonomie est de : $(1500 - 15) / 17 = 87,3 \text{ min.}$

- volume disponible à 4 bars (profondeur 30 m)

$V_2 = 3 \cdot 10^5 / 4 \cdot 10^5 = 0,75 \text{ m}^3 = 750 \text{ L}$; 17 L d'air sont consommés par minute ; il restera dans la bouteille 15 L d'air : l'autonomie est de : $(750 - 15) / 17 = 42,2 \text{ min.}$

Exercice 18 : pneu de voiture

1. $n = PV / (RT) = 2,1 \cdot 10^5 \cdot 0,03 / (8,31 \cdot 293) = 2,59 \text{ mol}$
2. $T = PV / (nR) = 2,3 \cdot 10^5 \cdot 0,03 / (2,59 \cdot 8,31) = 320,6 \text{ K}$ soit $320,6 - 273 = 47,6 \text{ °C.}$
3. Les valeurs de pression conseillées par les constructeurs pour un gonflage avec de l'air sont peu différentes pour un gonflage à l'azote car la masse molaire de l'azote (28 g/mol) est assez proche de celle de l'air (29 g/mol).

Exercice 19 : Bombe aérosol

1. $n = 1 \cdot 10^7 \cdot 5 \cdot 10^{-5} / (8,31 \cdot 293) = 0,205 \text{ mol.}$
2. $V = RT/P = 8,31 \cdot 293 / 10^7 = 2,43 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 / \text{mol} = 0,243 \text{ L/mol}$
3. Loi de Mariotte $PV = P'V'$
 - $P = 10^7 \text{ Pa}$; $V = 5 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$; $P' = 10^5 \text{ Pa}$ d'où $V' = PV/P' = 10^7 \cdot 5 \cdot 10^{-5} / 10^5 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 5 \text{ L.}$
 - autre méthode : à température constante pour une quantité de gaz constante , pression et volume sont inversement proportionnels ; si la pression est divisée par 100, alors le volume du gaz est multiplié par 100.

Exercice 20 : pression et volume

1. $n_1 = 2 \cdot 10^5 \cdot 2 \cdot 10^{-3} / (8,31 \cdot 300) = 0,16 \text{ mol.}$
 $n_2 = 1 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^{-3} / (8,31 \cdot 300) = 0,2 \text{ mol.}$
2. Volume total V_t occupé par le gaz. = $V_1 + V_2 = 7 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3.$
3. La quantité de matière présente est $n = n_1 + n_2 = 0,16 + 0,2 = 0,36 \text{ mol.}$
La pression finale est $P_f = nRT/V_t = 0,36 \cdot 8,31 \cdot 300 / 7 \cdot 10^{-3} = 1,28 \cdot 10^5 \text{ Pa.}$

Exercice 21. Quantité de matière et volume molaire

1. $n = 1,013 \cdot 10^5 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} / (8,31 \cdot 293) = 6,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$
2. a.
 - le diazote $n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 6,24 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$;
 - pour le dioxygène $n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 6,24 \cdot 10^{-2} = 1,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$;b.
 - $m(\text{N}_2) = 28 \cdot 0,05 = 1,4 \text{ g}$
 - $m(\text{O}_2) = 32 \cdot 1,24 \cdot 10^{-2} = 0,4 \text{ g.}$
3. $P = nRT/V = 6,24 \cdot 10^{-2} \cdot 8,31 \cdot (273 + 100) / 1,5 \cdot 10^{-3} = 1,29 \cdot 10^5 \text{ Pa.}$
4. $n' = PV/(RT) = 1,013 \cdot 10^5 \cdot 1,5 \cdot 10^{-3} / (8,31 \cdot 373) = 4,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$

5. $V_m = 1,5 / 0,049 = 30,6 \text{ L/mol}$.

6.

• $m(\text{N}_2) = 28 \times 3,92 \cdot 10^{-2} = 1,1 \text{ g}$

• $m(\text{O}_2) = 32 \times 9,8 \cdot 10^{-3} = 0,31 \text{ g}$.

Exercice 22 :

1. De l'air ; il est à la pression atmosphérique

2. Quand l'eau chauffe, il se forme de la vapeur d'eau (gaz).

Donc le nombre de moles de gaz augmente. T augmente.

Le volume reste constant mais la pression augmente.

3. Elle permet d'évacuer un trop plein de gaz et ainsi, de limiter la pression (d'éviter une explosion)

4. Les aliments cuisent plus vite à 120°C qu'à 100°C .

Exercice 23 : variation de la pression avec l'altitude

1. $p = p_0 - \rho gh = p_0$ donc : $h = 0$

2. $p = p_0 - \rho gh = 1,013 \cdot 10^5 - 1,29 \times 9,81 \times 300 = 975 \text{ hPa}$

Exercice 23 : Pourquoi est-il si difficile d'ouvrir un pot de confiture?

1 .a . $P_1 = 100 \text{ kPa} = 1,00 \times 10^5 \text{ Pa}$

b .D'après la courbe : $P_2 = 75 \text{ kPa}$

2)

a) Par l'air extérieur;

Surface d'un cercle :

$$S = \pi \times R^2 = \pi \times 4^2 = 5,0 \times 10^1 \text{ cm}^2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ m}^2.$$

$$P_0 = \frac{F_{\text{ext}}}{S} \text{ donc : } F_{\text{ext}} = P_0 * S = 1,00 \times 10^5 \times 5,0 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^2 \text{ N}$$

b) Par l'air restant dans le pot.

$$P_2 = \frac{F_{\text{int}}}{S} \text{ donc : } F_{\text{int}} = P_2 * S = 75 \times 10^3 \times 5,0 \times 10^{-3} = 3,75 \times 10^2 \text{ N}$$

3) Conclusion

$F_{\text{int}} \ll F_{\text{ext}}$: il est difficile d'ouvrir le pot !

CHAPITRE 18 / SOLUTIONS AQUEUSES

1. Introduction du chapitre

Commentaires

Prérequis : Savoir le nom et l'utilisation de la verrerie, savoir que les pictogrammes et la lecture de l'étiquette d'un produit chimique renseignent sur les risques encourus et sur les moyens de s'en prévenir, sous forme de phrases de risques et de phrases de sécurité. Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions. Connaître le prérequis du chapitre 16 (La mole).

L'étude des solutions va permettre à l'élève d'approfondir ses connaissances de la matière. L'élève va aussi réaliser l'importance de la concentration dans sa vie quotidienne. De plus, l'enseignant va lui présenter plusieurs techniques pour préparer différentes solutions.

Seules les espèces moléculaires sont utilisées pour illustrer l'opération de dissolution en vue de l'obtention d'une solution de concentration donnée (L'élève introduit des cristaux de sucre ou un morceau de sucre dans de l'eau chaude et agite puis observe ce qui arrive au sucre. L'enseignant encourage l'élève à expliquer ce qui, d'après lui, est en train de se produire au niveau de l'eau, puis utilise des modèles pour aider l'élève à mieux comprendre les caractéristiques des solutions).

Afin de s'assurer que les élèves utilisent le vocabulaire approprié pour décrire ce qu'ils voient, l'enseignant peut introduire les termes dissolution, soluté et solvant.

Après avoir rapidement mis en évidence le phénomène de dissolution, l'enseignant consacre la majeure partie du chapitre à la concentration molaire et la concentration massique d'une espèce en solution (l'enseignant détermine la concentration molaire ou massique d'une espèce chimique présente dans une solution en utilisant les relations : $n = m / M$, $C_m = m / V$ ou $C = n / V$).

L'enseignant termine le chapitre en exposant la technique de la dilution et en démontrant les relations :
 $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$

En classe de Seconde, on peut présenter des expériences dans lesquelles les solutions résultent de la dissolution de solides ioniques. On donne alors les concentrations (sucre, permanganate de potassium ou sulfate de cuivre, par exemple) et ces solutions ne peuvent donner lieu qu'à des opérations de dilution.

2. Conduite et correction des Activités

Les activités permettent de rendre l'élève acteur de son apprentissage. En effet, s'instaurent au sein de la classe des discussions qui amènent les groupes d'élèves à découvrir petit à petit son apprentissage.

L'observation de résultats d'analyses médicales, dans la première activité, permet d'introduire les notions de concentration molaire et massique d'espèces chimiques présentes dans le sang.

L'objectif des trois autres Activités est la réalisation pratique des solutions soit par dissolution, soit par dilution.

Activité 1 : Analyse de sang

Réponse aux questions

1. En mmol.L^{-1}
2. $C = C_m / M$
- 3.

| | Espèce analysée | Concentration molaire (mmol.L^{-1}) | Normes des concentrations molaires (mmol.L^{-1}) |
|------------------------|-------------------|--|---|
| Chimie du sang | Urée | 6,2 | 3 à 8 |
| | Glycémie à jeun | 6,94 | 4,45 à 6,40 |
| Bilan lipidique | Cholestérol total | 6,45 | 4,00 à 6,50 |
| | Triglycérides | 1,51 | 0,34 à 1,70 |

4. Diabétique.
5. Chercher sur internet.

Activité 2 : Préparation d'une solution de glucose par dissolution

Réponse aux questions

1. La première agitation pour la dissolution du solide. La deuxième agitation c'est pour homogénéiser la solution.
2. Pour mieux agiter le mélange et dissoudre rapidement le solide.
3. Recommencer la préparation.
4. $M = 180 \text{ g / mol}$.
5. $n = (5,40 / 180) = 3,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$. $C = (3,00 \cdot 10^{-2} / 100,0 \cdot 10^{-3}) = 3,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol / L}$.
6. $C_m = 54 \text{ g / L}$. soit 5,4 % ce qui est \neq de la valeur indiquée sur l'étiquette (5,0 %).

Activité 3 : Préparation d'une solution de permanganate de potassium par dilution

Réponse aux questions

1. $n_0 = C_0 \times V_0 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.
2. $n_1 = C_1 \times V_1 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. On obtient le même résultat.
3. $C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$
4. $F = 10$. $V_1 / V_0 = 10$ donc $C_0 / C_1 = V_1 / V_0$.
5. $C_0 \times V'_0 = C_2 \times V_2$ d'où $V'_0 = (C_2 \times V_2) / C_0$
 $V'_0 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$ soit 5,0 mL.

Activité 4 : Préparation d'une échelle de teinte

Réponse aux questions

1.

| Tube n° | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
|---|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|----------------------|
| Volume de solution de permanganate de potassium (mL) | 1 | 3 | 5 | 7 | 10 |
| Volume d'eau (mL) | 9 | 7 | 5 | 3 | 0 |
| Volume total (mL) | 10 | 10 | 10 | 10 | 10 |
| Concentration molaire C (mol. L ⁻¹) | $1,0 \cdot 10^{-5}$ | $3,0 \cdot 10^{-5}$ | $5,0 \cdot 10^{-5}$ | $7,0 \cdot 10^{-5}$ | $1,0 \cdot 10^{-4}$ |
| Concentration massique C _m (g. L ⁻¹) | $1,6 \cdot 10^{-3}$ | $4,7 \cdot 10^{-3}$ | $7,9 \cdot 10^{-3}$ | $1,1 \cdot 10^{-2}$ | $1,58 \cdot 10^{-2}$ |

2. Entre le tube n°3 et le tube n°4. C'est-à-dire : $5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol / L} < C' < 7,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol / L}$.

3. $7,9 \cdot 10^{-3} \text{ g / L} < C'_m < 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ g / L}$.

Valeur indiquée sur la notice est $C'_m = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ g / L}$.

Valeur incluse dans l'intervalle.

3. Correction des exercices

Connaître

1 : Connaissances du cours.

1. espèces ; solvant ; homogène ; solution.
2. aqueuse.
3. masse; un litre ; g / L.
4. quantité de matière ; un litre ; mol / L.
5. diluer
6. pèse ; fiole jaugée ; entonnoir.
7. pipette jaugée ; fiole jaugée.
8. saturée.

2: Composition des solutions.

| Solution | Soluté | Solvant | Aqueuse ou non aqueuse |
|--|--|-----------------|------------------------|
| Une solution d'eau salée obtenue par dissolution du chlorure de sodium NaCl dans l'eau | Chlorure de sodium NaCl | eau | aqueuse |
| Une solution d'eau sucrée obtenue par dissolution du saccharose C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ dans l'eau | Saccharose C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ | eau | aqueuse |
| La dissolution de cristaux de diiode I ₂ dans le cyclohexane donne une solution violette. | Diiodé I ₂ | cyclohexane | non aqueuse |
| La dissolution de la poudre d'éosine, molécule de formule C ₂₀ H ₆ O ₅ Br ₄ Na ₂ , dans un verre d'eau fournit une solution avec un dépôt au fond du verre. | Éosine C ₂₀ H ₆ O ₅ Br ₄ Na ₂ | eau | aqueuse |
| Lors d'une extraction liquide-liquide, on extrait l'huile essentielle du clou de girofle, à savoir la molécule d'eugénol, à l'aide du dichlorométhane. | Eugénol | dichlorométhane | non aqueuse |

3 : Notion de concentration et de dilution.

mole ; mol.L⁻¹ ; mole ; mole ; mol.L⁻¹ ; dilution.

Appliquer

4 : Calcul de concentration massique

1.
 - a) C_m = 20 g / L. et C = 0,0585 mol / L.
 - b) C_m = 40 g / L. et C = 0,117 mol / L.
 - c) C_m = 30 g / L. et C = 0,0877 mol / L.
 - d) C_m = 40 g / L. et C = 0,117 mol / L.

2. $M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342,0 \text{ g / mol.}$

$$\text{Et } C = \frac{C_m}{M} = \frac{C_m}{342,0}.$$

5 : Calcul de concentration molaire.

1.

- a) $C = 0,2 \text{ mol / L}$.
- b) $C = 4,0 \text{ mol / L}$.
- c) $C = 0,500 \text{ mol / L}$.
- d) $C = 0,0250 \text{ mol / L}$.

2.

- a) $C_m = 68,4 \text{ g / L}$; b) $C_m = 1368 \text{ g / L}$; c) $C_m = 171 \text{ g / L}$; d) $C_m = 8,55 \text{ g / L}$.

6 : Calcul de masse.

$$M(\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g / mol.}$$

- 1. $m = 24,96 \text{ g} \approx 25 \text{ g}$. Résultat avec 2 chiffres significatifs
- 2. $m = 12,48 \text{ g} \approx 12 \text{ g}$. Résultat avec 2 chiffres significatifs
- 3. $m = 2,496 \text{ g} \approx 2,5 \text{ g}$. Résultat avec 2 chiffres significatifs

7 : Concentrations massique et molaire.

- 1. $C_m = 0,500 \text{ g / L}$.
- 2. $C = 1,97 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$.

8 : Le Chlorure ferrique

- 1. $M(\text{FeCl}_3, 6\text{H}_2\text{O}) = 270,3 \text{ g / mol}$. $n = 0,037 \text{ mol}$.
- 2. $C = 0,148 \text{ mol / L} \approx 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol / L}$.

9 : Quantité de matière et concentration.

| | | |
|--|---------------------------------------|---------------------------------------|
| Volume prélevé (en mL) | 50 | 10 |
| Concentration molaire du prélèvement (en mol / L) | 0,50 | 0,50 |
| Nombre de moles contenues dans ce prélèvement (en mol) | $2,5 \cdot 10^{-2}$ | $5,0 \cdot 10^{-3}$ |

10 : Solution de soude.

- 1. $C_m = 4,0 \text{ g / L}$.
- 2. $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g / mol}$. $n = 0,010 \text{ mol}$.
- 3. $C = 0,10 \text{ mol / L}$.

11 : Solution de saccharose

- 1. $m = 34,2 \text{ g} \approx 34 \text{ g}$. Résultat avec 2 chiffres significatifs
- 2. $n = C \times V = 0,20 \times 20 \cdot 10^{-3} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

12 : Dilution du sirop de sucre

- 1. $V_1 = 0,010 \text{ L}$ soit 10 mL.
- 2. *Fiole jaugée de 100 mL – bécher de 50 mL – pipette jaugée de 10 mL.*

13 : Solution d'acide chlorhydrique.

1. $V_1 = 0,0125 \text{ L}$ soit $12,5 \text{ mL} \approx 13 \text{ mL}$.
2. *Fliale jaugée de 250 mL et burette graduée de 25,0 mL.*

14 : Solution antiseptique.

1. $M(\text{C}_{20}\text{H}_6\text{O}_5\text{Br}_4\text{Na}_2) = 691,6 \text{ g/mol}$.
2. $n(\text{C}_{20}\text{H}_6\text{O}_5\text{Br}_4\text{Na}_2) = 0,0145 \text{ mol}$.
3. $[\text{C}_{20}\text{H}_6\text{O}_5\text{Br}_4\text{Na}_2] = 0,0289 \text{ mol/L}$.
4. $C_m = 20,0 \text{ g/L}$.
5. Voir protocole dissolution.

Analyser

15: Préparation des solutions.

1. $M(\text{KMnO}_4) = 158,0 \text{ g/mol}$. $m(\text{KMnO}_4) = 197,5 \text{ g}$.
2. Voir protocole dissolution.
3. Une dissolution.
4. $C_0 = 2,50 \text{ mol.L}^{-1}$.
5. $n_0 = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.
6. Une dilution.
7. Lors d'une dilution, la quantité de matière reste constante. Donc $n_0 = n_1$.
8. $C_1 = 2,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.
9. $C_m = 39,5 \text{ g/L}$.

16 : Évaporation partielle de l'eau d'une solution.

1. Avant et après évaporation, le nombre de mole de NaCl dans la solution restera constant. $n = 1,0 \text{ mol}$.
2. $C = 2,5 \text{ mol/L}$.

17 : Solubilité du chlorure de sodium.

1. C'est une solution qui ne peut plus dissoudre un supplément du soluté.
2. $M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$.
3. $n(\text{NaCl}) = 1,725 \approx 1,73 \text{ mol}$.
4. $m = 100,9125 \approx 101 \text{ g}$.
5. $C_m = 404 \text{ g.L}^{-1}$
6. Oui car 404 g.L^{-1} est supérieure à 360 g.L^{-1} .

18 : Chimie et biologie du corps humain.

1. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
2. $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.
3. $n = 8,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.
4. $C = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
5. $M(\text{OC}(\text{NH}_2)_2) = 60,0 \text{ g.mol}^{-1}$. $n = 4,50 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.
6. $n_{\min} = C_{\min} \times V = 3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$. $n_{\max} = C_{\max} \times V = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.
7. Non, car la concentration molaire du glucose dans le sang du patient est supérieure à la Normes des concentrations molaires d'un sujet sain.

19 : Mélange des solutions.

1. $n_1 = 1,0 \cdot 10^{-3}$ mol.
2. $n_2 = 2,1 \cdot 10^{-4}$ mol.
3. $V_{\text{TOTAL}} = 100$ mL.
4. $C'_1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
5. $C'_2 = 2,1 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹.

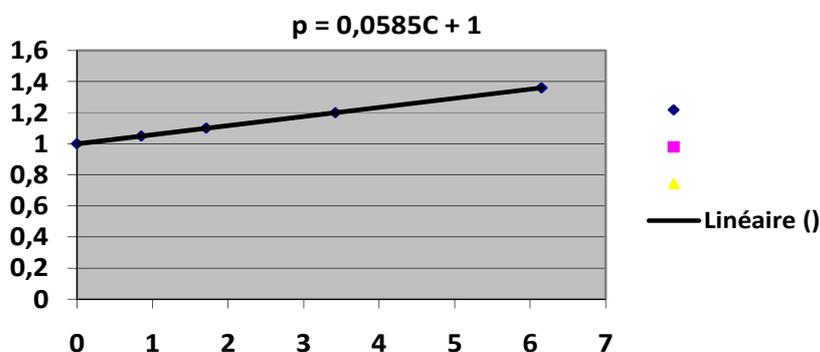
20 : Le lac Assal

Partie I

1. $M = 58,5$ g.mol⁻¹.
2. $n = C \times V = 3,40 \times 250 \cdot 10^{-3} = 8,50 \cdot 10^{-1}$ mol.
3. $m = n \times M = 8,50 \cdot 10^{-1} \times 58,5 \approx 49,7$ g.
4. Voir fiche méthode.

Partie II : utilisation de la courbe.

- 1.



2. $\rho = 1,33$ kg.L⁻¹.
3. Méthode n°1 :
Donc pour $\rho = 1,33$ kg.L⁻¹ $C = (1,33 - 1) / 0,0585 = 5,64$ mol.L⁻¹.

Méthode n°2 :

Placer 1,33 kg.L⁻¹ sur l'axe des ordonnées de la courbe puis projeter horizontalement jusqu'à la droite. Projeter maintenant, à partir de la droite, verticalement jusqu'à l'axe des abscisses. Enfin lire la concentration molaire sur l'axe des abscisses.

4. Il y a eu évaporation de l'eau et la concentration molaire, en chlorure de sodium, augmente quand le volume diminue. Ici, la concentration molaire augmente jusqu'à la saturation de la solution. D'où l'apparition d'un dépôt de cristaux blancs au fond de la bouteille.

21 : L'acide ascorbique.

1. Verser le contenu du sachet dosé à 500 mg dans un verre de volume égal à 200 mL ;
2. Ajouter de l'eau jusqu'au moitié du verre puis tourner le mélange à l'aide d'une cuillère jusqu'à la dissociation totale de la vitamine C ;
3. Ajouter encore de l'eau dans le verre pour le remplir (on a maintenant 200 mL de solution contenant 500 mg d'acide ascorbique) ;
4. Diviser le contenu de ce verre en deux volumes égaux (on obtient deux solutions de 100 mL contenant chacune 250 mg d'acide ascorbique).

22 : Solution physiologique.

1. Elle calcule d'abord la masse molaire moléculaire du chlorure de sodium : $M = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

Elle calcule ensuite la masse de chlorure de sodium nécessaire pour la préparation de la solution : $m = 0,45 \text{ g}$

Elle suit le protocole de la préparation d'une solution par dissolution.

2. $C_m = 9,0 \text{ g.L}^{-1}$ donc 0,9%. On retrouve la valeur indiquée sur le paquet.

3. Dr Roua a réussi la préparation de la solution.

23 : L'ibuprofène.

1. $C_{m,\max} = 4,3.10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$

$$C_{\max} = 2,1.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. $C_m = 3,00.10^{-2} \text{ g.L}^{-1} < 4,3.10^{-2} \text{ g.L}^{-1}$ donc la solution n'est pas saturée.

3. $C = 1,46.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

24 : Solution de vinaigre blanc.

1. $m = 1,0 \text{ kg}$.

2. Dans 100 g de vinaigre, il ya 8 g d'acide éthanóique.

Dans 1000 g de vinaigre, il ya 80 g d'acide éthanóique. (produit en croit)

3. $M(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$

4. $n = 1,33 \text{ mol}$.

5. Dans 1,0 L = 1000 mL de vinaigre, il ya 1,33 mol d'acide éthanóique.

Dans 30,0 cL = 300 mL de vinaigre, il ya n' mol d'acide éthanóique. (Produit en croit)

On obtient : $n' = 4,00.10^{-1} \text{ mol}$.

6. $[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2] = 0,667 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

25 : Une boisson énergétique.

1. $m = 220 \text{ g}$.

2. Dans 100 g de jus de citron, il ya 0,055 g de vitamine C.

Dans 220 g de jus de citron, il ya m de vitamine C. (Produit en croit)

$$m = 1,2.10^{-1} \text{ g}$$

3. $C_m = 1,6.10^{-1} \text{ g.L}^{-1}$

4. $[\text{NaCl}] = 3,0.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = 2,7.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

5.

- NaCl

87 g de chlorure de sodium.

- Vitamine C

8,1 g de Vitamine C.

- Sirop de glucose

1,3 L de sirop de glucose.

Chapitre : Transformation chimiques et bilan de matière

Correction des activités et des exercices

Activité 1 : Description de l'évolution d'un système chimique

1. A l'état initial les espèces chimiques sont :
 - Les ions cuivres de formule Cu^{2+} .
 $n(\text{Cu}^{2+}) = 0.1 * 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 - Les ions sulfates de formule SO_4^{2-} :
 $n(\text{SO}_4^{2-}) = 0.1 * 50 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 - Le fer de formule Fe :
 $n(\text{Fe}) = 1/56 = 1.8 \times 10^{-2} \text{ mol}$
2. L'ion Cu^{2+}
3. Oui
4. L'ion Cu^{2+} et le fer Fe
5. Le cuivre Cu et l'ion Fe^{2+}
6. L'ion SO_4^{2-} ; nom : ion sulfate
7. Rouge ; l'espèce formé est le cuivre
8. Etat initial
 Cu^{2+} ; SO_4^{2-} ; Fe
Etat final
 Fe^{2+} ; Cu ; SO_4^{2-}
9. $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$

ACTIVITE 2: Influence des quantités de matières des réactifs sur l'état final

1. $n(\text{Cu}^{2+}) = 0.5 * 10 \times 10^{-3} = 5 * 10^{-3} \text{ mol}$
2. $n(\text{HO}^-) = 2.0 * 7 \times 10^{-3} = 1.4 * 10^{-2} \text{ mol}$
3. on observe un précipité bleu
4. on observe une coloration bleu pâle.
5. Le réactif qui n'a pas disparu est l'ion Cu^{2+} .
6. $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{HO})_2$
7. La couleur du filtrat est incolore car l'ion Cu^{2+} constitue le réactif limitant.
8. Les 2 réactifs disparaissent :

$$n(\text{Cu}^{2+}) = n(\text{HO}^-)/2$$

$$n(\text{HO}^-) = 2 * n(\text{Cu}^{2+}) = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

9. $n(\text{HO}^-) = c * v$
 $V = 1 \times 10^{-2} / 2 = 5 \times 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}$

10. On filtre et on sèche

Correction des exercices.

Exercice 1 :

1.
 - Un **réactif** est une espèce chimique dont la quantité de matière diminue lors de la transformation.
 - Un **produit** est une espèce chimique dont la quantité de matière augmente lors de la transformation.
 - On appelle système chimique un ensemble d'espèces chimiques auxquels on s'intéresse.
2. Lors d'une transformation chimique les réactifs disparaissent et des produits apparaissent.
3. Les nombres stœchiométriques permettent d'ajuster les équations chimiques.
4. En mol
5. L'avancement maximal est la plus petite valeur de l'avancement x qui permet de cesser l'évolution du système.

Exercice 2 :

1. Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz.
2. $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 3.

1. D'espèces
2. L'évolution
3. Chimique, initial, final
4. Disparaissent, apparaissent
5. Réactifs, produits

Exercice 4.

1. change.
2. augmente
3. diminue
4. reste constante.

Exercice 5.

1. b 2.a 3.c 4.a 5.a

Exercice 6 :

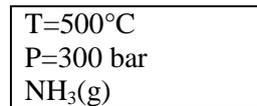
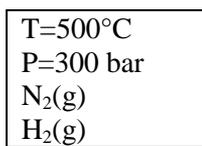
1. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$.
2. $\text{CuO}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
3. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{s}) + 4 \text{HCl}(\text{g})$.
4. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{CO}_2(\text{g})$.
5. $\text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$.
6. $\text{CaCO}_3(\text{s}) + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$.

Exercice 7

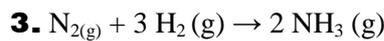
- $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2$
- $2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{Zn} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{Zn}^{2+}$
- $2 \text{Na} + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{H}_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{Pb}_3\text{O}_4 + 4 \text{Mg} \rightarrow 4 \text{MgO} + 3 \text{Pb}$
- $2 \text{PbO} + \text{C} \rightarrow 2 \text{Pb} + \text{CO}_2$

Exercice 8.

1.



2. les réactifs sont : $\text{N}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2(\text{g})$ et le produit $\text{NH}_3(\text{g})$.



Exercice 9.

- $2 \text{Mg}_{(\text{s})} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}_{(\text{s})}$
- $n_i = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
- Tableau d'avancement

| Equation chimique | | $2 \text{Mg}_{(\text{s})} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}_{(\text{s})}$ | | |
|--------------------|-------------------------|---|------------------------------------|-----------------------|
| | Avancement x (en mol) | $n(\text{Mg})$ (mol) | $n(\text{O}_2)$ (mol) | $n(\text{MgO})$ (mol) |
| Etat initial | 0 | $n_i(\text{Mg})$ | $n_i(\text{O}_2)$ | 0 |
| Etat intermédiaire | x | $n_i(\text{Mg}) - 2x$ | $n_i(\text{O}_2) - x$ | $2x$ |
| Etat final | x_{max} | $n_i(\text{Mg}) - 2x_{\text{max}}$ | $n_i(\text{O}_2) - x_{\text{max}}$ | $2x_{\text{max}}$ |

- $x_{\text{max}} = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
- $n_i(\text{Mg}) = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$ $m(\text{Mg}) = 0,486 \text{ g}$ soit 486 mg .
- $m(\text{MgO}) = 0,806 \text{ g}$ soit 806 mg .

Exercice 10.

- Recopier et compléter le tableau suivant

| Equation chimique | | $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ | | |
|--------------------|-------------------------|--|--|-----------------------------------|
| | Avancement x (en mol) | $n(\text{Fe}^{2+})$ (mol) | $n(\text{HO}^{-})$ (mol) | $n(\text{Fe}(\text{OH})_2)$ (mol) |
| Etat initial | 0 | $4,0 \times 10^{-3}$ | $6,0 \times 10^{-3}$ | 0 |
| Etat intermédiaire | x | $4,0 \times 10^{-3} - x$ | $6,0 \times 10^{-3} - 2x$ | x |
| Etat final | x_{max} | $4,0 \times 10^{-3} - x_{\text{max}}$ | $6,0 \times 10^{-3} - 2x_{\text{max}}$ | x_{max} |

- $x_{\text{max}} = 0.003 \text{ mol.L}^{-1}$
- le réactif limitant est HO^{-}

Exercice I.

1.

| Equation chimique | | $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ | | |
|--------------------|-------------------------|---|-----------------------|------------------------|
| | Avancement x (en mol) | $n(\text{N}_2)$ (mol) | $n(\text{H}_2)$ (mol) | $n(\text{NH}_3)$ (mol) |
| Etat initial | 0 | 3 | 6 | 0 |
| Etat intermédiaire | x | $3-x$ | $6-3x$ | $2x$ |
| Etat final | x_{max} | $3-x_{\text{max}}$ | $6-3x_{\text{max}}$ | $2x_{\text{max}}$ |

- Le réactif limitant est le réactif qui est totalement consommée lors d'une transformation.
- Le réactif limitant est le dihydrogène H_2 .

Exercice I2.

- Parce qu'ils ne participent à la réaction.
- L'état initial du système : Cu^{2+} ; HO^{-} ; SO_4^{2-} ; Na^{+}
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^{-} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- La courbe noire : $n(\text{HO}^{-})$
La courbe rouge : $n(\text{Cu}^{2+})$
La courbe bleu : $n(\text{Cu}(\text{OH})_2)$
- $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,015 \text{ mol}$
 - $n(\text{HO}^{-}) = 0,03 \text{ mol}$
 - $n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,005 \text{ mol}$
- $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,01 \text{ mol}$
 - $n(\text{HO}^{-}) = 0,02 \text{ mol}$
- $n_f(\text{Cu}^{2+}) = 0 \text{ mol}$;
 $n_f(\text{HO}^{-}) = 0 \text{ mol}$

$$n_i(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0.02 \text{ mol}$$

8. les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques car tous les deux sont totalement consommés.

Exercice 13.

- $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ (Dans l'énoncé il manque **dioxyde**)
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- $\text{Cu}^{2+} + \text{HO}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{HO})_2$

Exercice 14

- $\text{FeO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{F}_2(\text{g}) + \text{Ca}(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq})$
- $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{AlCl}_3(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$
- $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + \text{Cu}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}),$

Exercice 15 :

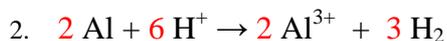
- $\text{Ca}^{2+}; \text{PO}_4^{3-}; \text{Cl}^-; \text{Na}^+$
 - $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2; \text{Cl}^-; \text{Na}^+$
- $3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- $n_1 = n(\text{Ca}^{2+}) = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$; $n_2 = n(\text{PO}_4^{3-}) = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
-

| Equation chimique | | $3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | | |
|--------------------|-----------------------|--|-----------------------------|---------------------------------------|
| | Avancement x (en mol) | $n(\text{Ca}^{2+})$ (mol) | $n(\text{PO}_4^{3-})$ (mol) | $n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)$ (mol) |
| Etat initial | 0 | n_1 | n_2 | 0 |
| Etat intermédiaire | x | $n_1 - 3x$ | $n_2 - 2x$ | x |
| Etat final | x_{max} | $n_1 - 3x_{\text{max}}$ | $n_2 - 2x_{\text{max}}$ | x_{max} |

- $x_{\text{max}} = 1.7 \times 10^{-4} \text{ mol}$. Le réactif limitant est Ca^{2+} .
- $n(\text{Ca}^{2+}) = 0 \text{ mol}$. $n(\text{PO}_4^{3-}) = 6.6 \times 10^{-4} \text{ mol}$; $n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1.7 \times 10^{-4} \text{ mol}$

Exercice 16:

- état initial : $\text{Al}; \text{H}^+; \text{Cl}^-$;
 état final : $\text{Al}(\text{OH})_3; \text{H}_2$
 les réactifs : Al et H^+ les produits : $\text{H}_2(\text{g}); \text{Al}^{3+}$



L'ion spectateur est le Cl^- .

3.

| Equation chimique | | $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$ | | | |
|--------------------|-----------------------|--|-------------------------|-----------------------------|--------------------|
| | Avancement x (en mol) | n (Al) (mol) | n(H^+)(mol) | n(Al^{3+}) (mol) | n (H_2) |
| Etat initial | 0 | 1.85×10^{-2} | 0.1 | 0 | |
| Etat intermédiaire | x | $1.85 \times 10^{-2} - 2x$ | $0.1 - 6x$ | $2x$ | $3x$ |
| Etat final | x_{max} | $1.85 \times 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$ | $0.1 - 6x_{\text{max}}$ | $2x_{\text{max}}$ | $3x_{\text{max}}$ |

4. $x_{\text{max}} = 9,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$

5. $V(\text{H}_2) = 1.15 \text{ mL}$

Exercice 17 :

1. a . Non

b . Dans l'état initial

2. l'état initial du A : n (Mg) = 0.2 mol ; n (H^+) = 0.5 mol

l'état initial du B : n (Mg) = 0.2 mol ; n (H^+) = 0.4 mol

l'état initial du C : n (Mg) = 0.5 mol ; n (H^+) = 0.4 mol

3. Non ; car le courbe ne coupe pas l'axe des abscisses a 0.1 mol.

4. Pour x = 0,1 mol par projection :

l'état initial du A : n (Mg) = 0.1 mol ; n (H^+) = 0.3 mol

l'état initial du B : n (Mg) = 0.1 mol ; n (H^+) = 0.2 mol

l'état initial du C : n (Mg) = 0.45 mol ; n (H^+) = 0.2 mol

5. a . Lorsque x = 0.2 mol

b . l'avancement de la réaction est $x_{\text{max}} = 0.2 \text{ mol}$.

6. a . Dans le graphe A. le Mg est épuisé en premier

B. le deux

C. le H^+ .

b. le réactif limitant.

7. l'acide est consommée avant le métal donc on remarque que la réaction n'est pas fini a l'œil nu car il y a un solide qui reste.