

Les Cours du



Physique-Chimie
Terminale S
Corrigés des exercices

Rédaction :

Jean Bousquet
Philippe Briand
Xavier Defrance
Guy Le Parc

Coordination :

Pierre Rageul

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

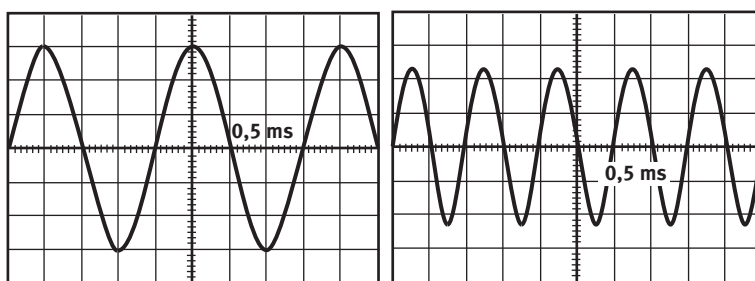
©Cned-2012

Corrigé séquence 1

Chapitre 1 – Prérequis

Corrigés des tests

Test 1



❶ Le signal de gauche a la période la plus courte ($T_g = 4 \times 0,5 = 2$ ms).

❷ Le signal de droite a donc la fréquence la plus grande $f_d = \frac{1}{T_d}$.

La période du signal de droite a pour valeur : $T_d = 2 \times 0,5 = 1$ ms, ce qui donne :
 $f_d = 1,0 \cdot 10^3$ Hz.

Test 2

Utilisez la relation : $\lambda = \frac{c}{\nu}$

Ondes	A	B	C	D
Fréquence ν	105,5 MHz	$0,0852 \cdot 10^{15}$ Hz	50 GHz	$6 \cdot 10^{15}$ Hz
Longueur d'onde λ	2,8 m	$3,5 \mu\text{m}$	6,0 mm	50 nm
Domaine	Ondes radio	IR	Micro-ondes	UV

Test 3

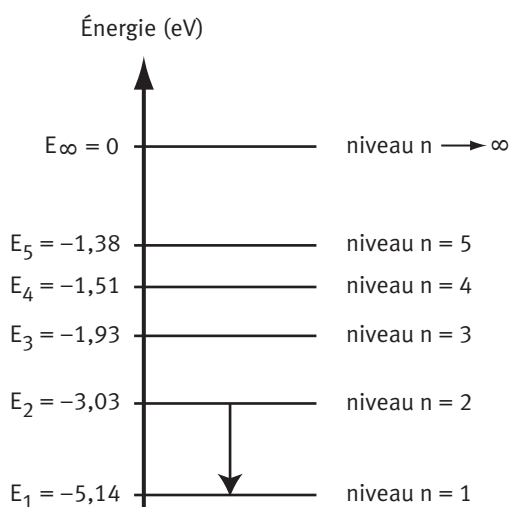
La longueur d'onde correspondant au maximum de rayonnement solaire s'exprime à partir de la loi de Wien.

D'après la loi de Wien : $\lambda_{\text{max}} T = 2,9 \cdot 10^{-3}$ K.m ; cela donne : $\lambda_{\text{max}} = \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{T}$.

Application numérique : $\lambda_{\max} = 4,83 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 483 \text{ nm}$.

Cette radiation se trouve dans le spectre visible entre 400 nm et 800 nm.

Test 4



L'atome se désexcite en cédant de l'énergie par émission d'un photon.

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = h \frac{c}{\lambda}, \text{ ce qui donne : } \lambda = \frac{hc}{E_2 - E_1}.$$

Il faut convertir les énergies en joules : $1 \text{ eV} = 1,60 \times 10^{-19} \text{ J}$.

$$\text{Application numérique : } \lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{(-3,03 + 5,14) \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 5,89 \cdot 10^{-7} \text{ m, soit } 589 \text{ nm}.$$

Chapitre 2 – Ondes et particules

Corrigés des activités

- Activité 1** ❶ D'après le texte, c'est le rayonnement émis par des objets froids dont la température est inférieure à quelques centaines de K. Si on applique la loi de Wien pour un corps très froid de température 3 K, on obtient

$$\lambda_{\max} = \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{T} = \frac{2,9 \cdot 10^{-3}}{3} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ m} = 1 \text{ mm}$$

$$\text{et } \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{10^{-3}} =$$

$$3 \cdot 10^{11} \text{ Hz} = 300 \text{ GHz}.$$

Pour une température de 300 K, on obtient une longueur d'onde égale au centième de millimètre et une fréquence égale à 30 THz.

Le domaine submillimétrique correspond donc en fréquence au domaine des térahertz. La bande de fréquence des térahertz désigne les ondes électromagnétiques s'étendant environ entre 100 GHz et 30 THz. Elle est intermédiaire entre les fréquences radioélectriques des micro-ondes et les fréquences optiques de l'infrarouge.

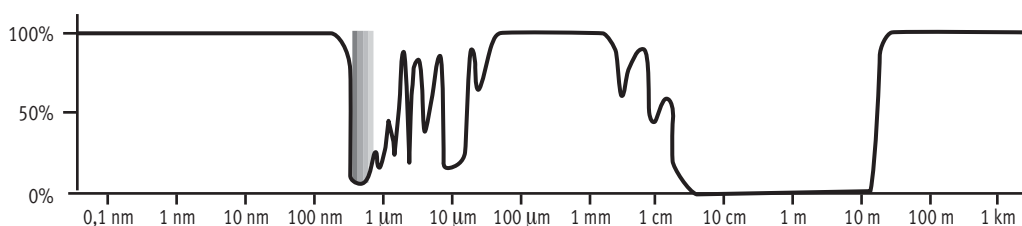
- 2 Le rayonnement cosmique vient du cosmos : c'est le flux de noyaux atomiques et de particules de haute énergie qui circulent dans le vide interstellaire. Ces particules sont surtout des protons, des noyaux d'hélium, des électrons et d'autres noyaux atomiques.
- 3 Certains phénomènes restreignent les possibilités d'observation depuis le sol : turbulences, absorption par l'atmosphère... (En particulier, l'astronomie submillimétrique est un sujet particulièrement difficile car la vapeur d'eau de notre atmosphère absorbe fortement les ondes submillimétriques : cela est hors document.)
- 4 Pulsars : objets qui ont été découverts par la radioastronomie. Il s'agit d'étoiles à neutrons, c'est-à-dire d'étoiles très denses, formées d'un gaz de neutrons dégénéré, qui proviennent de la mort d'une étoile massive, et d'une supernova. Les pulsars ont une particularité : ils tournent sur eux-mêmes en émettant un rayonnement radio.

5

Nom du rayonnement	Gamma	X	UV	Visible	IR	Radios
Intervalle de longueur d'onde	< 0,001 nm	[0,001 ; 10] (nm)	[10 ; 400](nm)	[400 ; 800](nm)	[800 nm ; 1 mm]	> 1mm
Fréquence (Hz)	> 3,0.10 ²⁰	Entre 3,0.10 ¹⁶ et 3,0.10 ²⁰	Entre 7,5.10 ¹⁴ et 3,0.10 ¹⁶	Entre 3,7.10 ¹⁴ et 7,5.10 ¹⁴	Entre 3,0.10 ¹¹ et 3,7.10 ¹⁴	< 3,0.10 ¹¹
Énergie des photons (en J)	> 2.10 ⁻¹³	Entre 2.10 ⁻¹⁷ et 2.10 ⁻¹³	Entre 5,0.10 ⁻¹⁹ et 2.10 ⁻¹⁷	Entre 2,5.10 ⁻¹⁹ et 5.10 ⁻¹⁹	Entre 2,0.10 ⁻²² et 2,5.10 ⁻¹⁹	< 2,0.10 ⁻²²
Énergie des photons (en eV)	> 1,2.10 ⁶	Entre 1,2.10 ² et 1,2.10 ⁶	Entre 3,1 et 1,2.10 ²	Entre 1,5 et 3,1	Entre 1,2.10 ⁻³ et 3,1	< 1,2.10 ⁻³
Origines dans l'Univers	novae, supernovae, galaxies actives...	radiogalaxies, pulsars, étoiles, novae, quasars...	étoiles chaudes, nuages interstellaires	étoiles chaudes, nuages interstellaires	«objets froids» : planètes, étoiles en formation	«objets froids», planètes, étoiles en formation

Activité 2 ①

Intervalle de longueur d'onde	< 0,001 nm	[0,001 ; 10] (nm)	[10 ; 400](nm)	[400 ; 800](nm)	[800 nm ; 1 mm]	> 1mm
Nom du rayonnement	Gamma	X	UV	Visible	IR	Radios
Submillimétriques						



- ② Sur cette figure, on constate que l'atmosphère est totalement opaque pour les rayonnements gamma et X.
- ③ Le rayonnement dans le visible est moins absorbé ; les ondes radio de longueurs d'onde comprises entre 10 cm et 10 m ne sont pas absorbées.
- ④ Les radiotélescopes sont construits dans les déserts pour s'isoler du mieux possible de toute la pollution dans ce domaine de longueur d'onde : les émissions pour la télévision, la radio, les téléphones portables, l'électronique des avions, des satellites...

De plus, à la limite supérieure du domaine submillimétrique, les observations par les radiotélescopes sont moins difficiles dans un air sec exempt de vapeur d'eau qui absorbe fortement ces radiations.

Activité 3

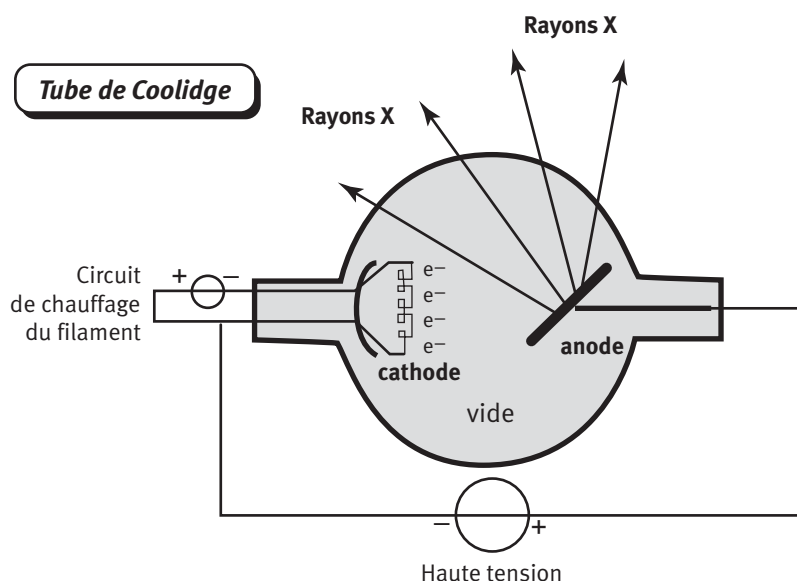
Rayonnement	Ultraviolet	Visible	Infrarouge	Micro-ondes
Effet sur les molécules	les molécules sont dissociées	les molécules changent de configuration électronique	les molécules vibrent	les molécules tournent

Activité 4

Historiquement, le premier tube à rayons X fut inventé par William Crookes. Le tube de Crookes fut ensuite amélioré par William Coolidge en 1913.

Principe : lorsqu'un faisceau d'électrons heurte une plaque métallique, les électrons sont absorbés par la matière qui les reçoit et celle-ci rayonne des ondes électromagnétiques dans le domaine des rayons X.

Le tube de Coolidge est un tube sous vide poussé ; les électrons sont émis par un filament de tungstène chauffé par un courant électrique et viennent frapper une plaque métallique, l'anode.



Si la différence de potentiel entre la cathode (le filament d'où proviennent les électrons) et l'anode (la plaque qui attire les électrons) est suffisante (plusieurs milliers de volts), les électrons, en heurtant le métal de l'anode, produisent des rayonnements X.

Activité 5

- ❶ Au large $h_1 = 4\,000\text{ m}$ et λ de l'ordre de 100 m , on a donc $\lambda < 0,5\text{ h}$. La houle est classée en ondes courtes.

La célérité v_1 s'exprime par :
$$v_1 = \sqrt{\frac{g\lambda_1}{2\pi}} = \sqrt{\frac{9,8 \times 80}{2\pi}} = 11\text{ m.s}^{-1}$$

Par définition : $\lambda_1 = v_1 T \Rightarrow T = \frac{\lambda_1}{v_1} = \frac{\lambda_1}{\sqrt{\frac{g\lambda_1}{2\pi}}} = \sqrt{\frac{2\pi\lambda_1}{g}}$.

A.N. : $T = 7,2\text{ s}$.

- ❷ T ne varie pas. Il s'agit d'ondes « longues », on a :

$$v_2 = \sqrt{gh_2} = \sqrt{9,8 \times 3} = 5,4\text{ m.s}^{-1}$$

$$\lambda_2 = v_2 T \Rightarrow \lambda_2 = \sqrt{gh_2} \sqrt{\frac{2\pi\lambda_1}{g}} \Rightarrow \lambda_2 = \sqrt{2\pi\lambda_1 h_2}$$

Application numérique : $\lambda_2 = 39\text{ m}$

Activité 6

Magnitude	Effets
2,0 à 2,9	déTECTÉ mais non ressenti
3,0 à 3,9	ressenti sans dommages
4,0 à 4,9	ressenti à l'intérieur des maisons ; pas de dommages importants
5,0 à 5,9	légers dommages aux édifices bien construits ; dommages importants pour les autres.
6,0 à 6,9	destructeur sur 180 kilomètres à la ronde
7,0 à 7,9	dommages sévères
8,0 à 8,9	dommages sérieux sur des centaines de kilomètres à la ronde.

Le séisme du 11 mars 2011 de la côte Pacifique au Japon était un tremblement de terre d'une magnitude 9,0. Son épicentre se situait à 130 km à l'est de Sendai.

Activité 7

La relation entre niveau sonore et intensité acoustique est : $L_{dB} = 10 \cdot \log \frac{I}{I_0}$

$$\Rightarrow \Delta L_{dB} = 10 \cdot \log \frac{I_2}{I_0} - 10 \cdot \log \frac{I_1}{I_0} = 10 \cdot \log \frac{I_2}{I_1}.$$

Une augmentation de $\square L_{dB} = 3 \text{ dB}_A$ se traduit par : $10 \cdot \log \frac{I_2}{I_1} = 3$ soit : $I_2 = 2I_1$; l'intensité sonore est doublée.

Si vous n'avez pas étudié les propriétés de la fonction logarithme en mathématiques, effectuez les calculs d'intensité avec 47 dB_A et 50 dB_A :

$$I_1 = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{50}{10}} = 10^{-7} \text{ W.m}^{-2}$$

$$I_2 = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{47}{10}} = 5 \times 10^{-8} \text{ W.m}^{-2}$$

$$\frac{I_1}{I_2} = 2$$

Ce rapport se retrouve pour toute augmentation de niveau sonore de 3 dB_A. Ce que vous n'avez prouvé que sur un cas particulier ici.

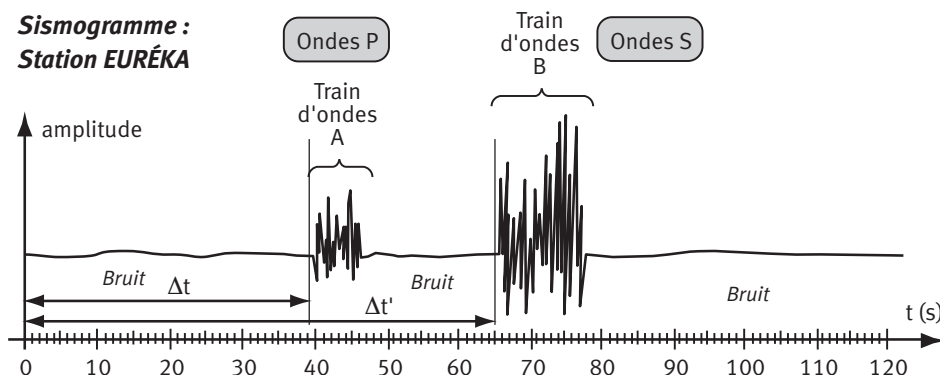
Activité 8

❶ D'après le texte, les ondes P sont plus rapides que les ondes S.

L'origine du repère ($t = 0 \text{ s}$) a été choisie à la date du début du séisme à San Francisco.

Le train d'ondes A est détecté en premier (dès $t = 40 \text{ ms}$), puis le train d'ondes B arrive ensuite à la station Eurêka.

**Sismogramme :
Station EURÉKA**



- ❷ Le séisme est détecté à la station Euréka à la date $t_E = 8 \text{ h } 15 \text{ min } 20 \text{ s}$.
Pour que les ondes P parcourent la distance d épicentre-station Euréka, il a fallu environ $\Delta t = t_E - t_0 = 40 \text{ s}$.
Le séisme s'est donc produit à l'épicentre à la date : $t_E = 8 \text{ h } 14 \text{ min } 40 \text{ s}$.

- ❸ Par définition : $v = \frac{d}{\Delta t}$ soit : $d = v \Delta t$.

Application numérique : $d = 10 \times 40 = 4,0 \cdot 10^2 \text{ km}$

- ❹ La célérité moyenne des ondes S est donnée par : $v = \frac{d}{\Delta t'}$

Les ondes S ont mis une durée $\Delta t' = 66 \text{ s}$ pour parcourir la distance d .

Application numérique : $v = \frac{400}{66} = 6,1 \text{ s}$

Activité 9

CoRoT est un télescope spatial destiné à l'étude de la structure interne des étoiles et à la recherche d'exoplanètes.

Le satellite est doté d'un télescope afocal de 27 cm de pupille et d'une caméra champ large à quatre détecteurs CCD sensibles à de très faibles variations de la lumière des étoiles.

Planck est consacré à l'étude de l'origine de l'Univers dans le domaine des longueurs d'ondes submillimétriques.

Le satellite est doté d'un télescope de 1,5 m de diamètre.

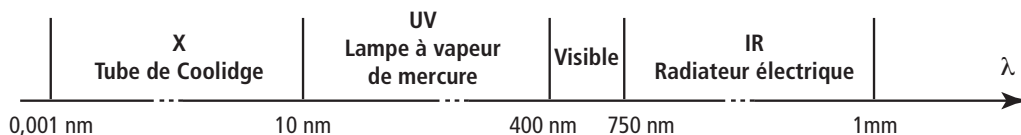
Activité 10

- ❶ Les deux sources astrophysiques connues de neutrinos sont le Soleil et l'explosion de supernovae.
- ❷ Ces deux sources produisent des neutrinos de basse énergie qui ne peuvent être observés par Antares ; il existe de nombreux processus dans l'Univers qui pourraient conduire à la production de neutrinos de haute énergie, susceptibles d'être détectés par Antares. Il s'agit de toutes les sources potentielles de rayons cosmiques primaires (protons et noyaux d'atomes plus lourds). En effet, ces rayons cosmiques, en interagissant avec la matière environnante, produisent des photons, déjà observés par des détecteurs au sol ou embarqués sur des satellites. Cette production de photons s'accompagne de la production de neutrinos.

Corrigés des exercices d'apprentissage

Exercice 1 Ondes électromagnétiques

❶ ❷ Domaines et sources des rayons X, des infrarouges et des ultraviolets :



❸ Célérité de la lumière dans le vide : $c = 3.10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

❹ a) La fréquence ν_1 d'une radiation de longueur d'onde λ_1 est donnée par :

$$\nu_1 = \frac{c}{\lambda_1}$$

Application numérique : $\nu_1 = \frac{3.10^8}{750.10^{-9}} = 4,0.10^{14} \text{ Hz}$.

b) Application numérique : $\nu_2 = \frac{3.10^8}{10.10^{-9}} = 3,0.10^{16} \text{ Hz}$.

c) Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus sa longueur d'onde est petite.

❺ a) L'énergie E_f d'un photon est reliée à la fréquence ν_1 par : $E_f = h\nu_1$.

Application numérique : $E_1 = 6,63.10^{-34} \times 4,0.10^{14} = 2,7.10^{-19} \text{ J}$.

b) Application numérique : $E_2 = 6,63.10^{-34} \times 3,0.10^{16} = 2,0.10^{-17} \text{ J}$.

c) Plus la fréquence d'une onde est élevée, plus son énergie est forte.

Exercice 2 Intensité sonore

La relation entre niveau sonore et intensité acoustique est : $L_{dB} = 10 \cdot \log \frac{I}{I_0}$

$$\Rightarrow I = I_0 10^{\frac{L}{10}} = 10^{-12} \times 10^{\frac{92}{10}} = 1,6.10^{-3} \text{ W.m}^{-2}$$

Chapitre 3 – Caractéristiques des ondes

Corrigés des activités

- Activité 11**
- ❶ La perturbation avance vers la droite suivant l'horizontale (suivant un axe : onde à une dimension).
 - ❷ La corde reprend sa position initiale après passage de la perturbation.
 - ❸ On remarque qu'un point de la corde ne se déplace que perpendiculairement par rapport au déplacement de la perturbation (il n'y a pas transport de matière). La direction du mouvement du point M est suivant la verticale.
 - ❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est la matière constituant la corde.

- Activité 12**
- ❶ La direction de propagation de l'onde est suivant l'horizontale.
 - ❷ Le ressort reprend sa position initiale après passage de la perturbation.
 - ❸ Une spire du ressort se déplace dans la même direction que le déplacement de la perturbation.
 - ❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est la matière constituant le ressort.

- Activité 13**
- ❶ L'onde se propage dans un plan, c'est-à-dire dans deux directions.
 - ❷ L'eau reprend sa position initiale après passage de la perturbation.
 - ❸ La direction du déplacement d'un point de l'eau est verticale.
 - ❹ Le milieu permettant la progression de la perturbation est l'eau.

- Activité 14**
- ❶ L'onde se propage dans toutes les directions de l'espace.
 - ❷ La propagation du son nécessite un milieu matériel : gaz, liquide, solide.
- Dans ce cas, le milieu permettant la progression de la perturbation est l'air.

- Activité 15**
- À toute onde électromagnétique on peut associer un corpuscule énergétique se propageant à la vitesse de la lumière, le photon. On admettra qu'une onde électromagnétique peut s'interpréter comme un « flux » de photons. Les photons ne sont pas considérés comme des particules matérielles car leur masse est nulle (hors programme).

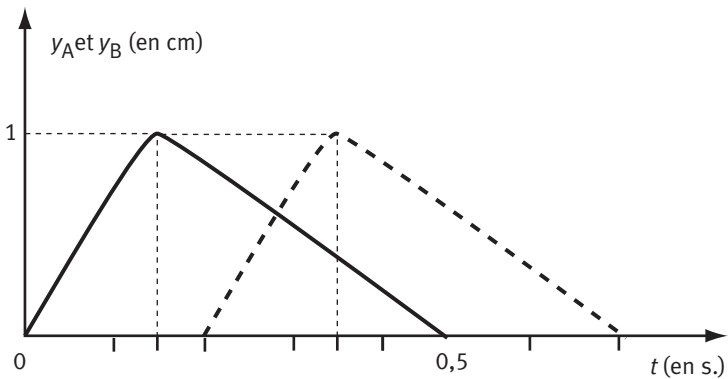
Activité 16

Ondes	à la surface de l'eau	le long d'une corde	Son dans l'air	Son dans l'eau	Onde sismique
$v \text{ (m.s}^{-1}\text{)}$	$\approx 0,3$	≈ 10	≈ 340	$\approx 1\,500$	$\approx 8\,000$



Activité 17

Comme l'onde se propage avec une célérité $V = 50 \text{ cm.s}^{-1}$, le mouvement du point B, situé à une distance $d = 0,10 \text{ m}$ de A, reproduira le mouvement du point A avec un retard $\tau_M = \frac{d}{V}$ soit : $0,20 \text{ s}$.



La courbe représentant les variations y_B de l'ordonnée du point B est représentée en pointillés sur la figure ci-dessus. Elle s'obtient en décalant de $0,20 \text{ s}$ la courbe qui représente l'ordonnée y_A du point A.

Activité 18

Le mouvement du point M, situé à une distance de $0,15 \text{ m}$ de A, reproduira le mouvement du point A avec un retard $\tau_M = \frac{0,15}{0,50} = 0,30 \text{ s}$.

Ainsi, l'ordonnée y_M du point M à l'instant t est égale à l'ordonnée y_A du point A à la date $t - \tau_M$. Par exemple, pour connaître l'ordonnée y_M du point M à l'instant $t = 0,60 \text{ s}$, il suffit de reprendre dans le tableau l'ordonnée du point A à la date $0,60 - 0,30 = 0,30 \text{ s}$. On trouve donc une valeur de 6 mm . On procède de la même façon pour le point N, en tenant compte pour ce point d'un retard égal

$$\text{à } \tau_N = \frac{0,20}{0,50} = 0,40 \text{ s}.$$

On obtient finalement le tableau de valeurs ci-dessous :

t (s)	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
y_A (mm)	0	2	4	6	3	0	0	0	0	0	0
y_M (mm)	0	0	0	0	2	4	6	3	0	0	0
y_N (mm)	0	0	0	0	0	2	4	6	3	0	0

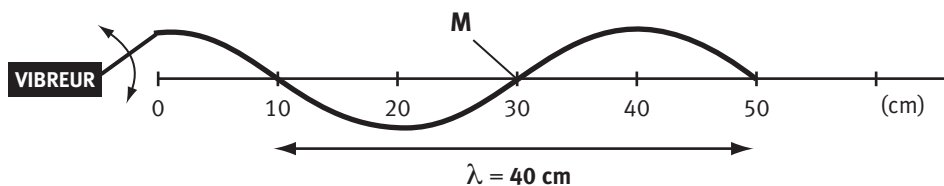
Activité 19

Un gigahertz	Une milliseconde	Un mégahertz	Une micro-seconde	Un kilohertz
1 GHz	1 ms	1 MHz	1 μs	1 kHz
10^9 Hz	10^{-3} s	10^6 Hz	10^{-6} s	10^3 Hz

Activité 20

La longueur d'onde s'exprime par : $\lambda = \frac{v}{f}$.
Application numérique: $\lambda = 0,40$ m.

Photo de la corde à l'instant de date t



Activité 21

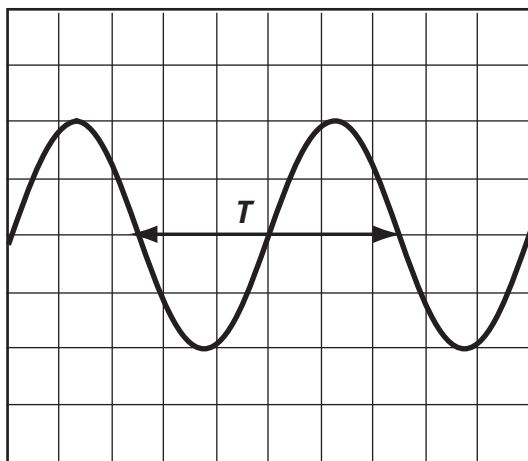
La période de la tension visualisée sur l'écran vaut :

$$T = 5 \times 0,5 = 2,5 \text{ ms.}$$

C'est aussi la période de l'onde sonore captée par le microphone.

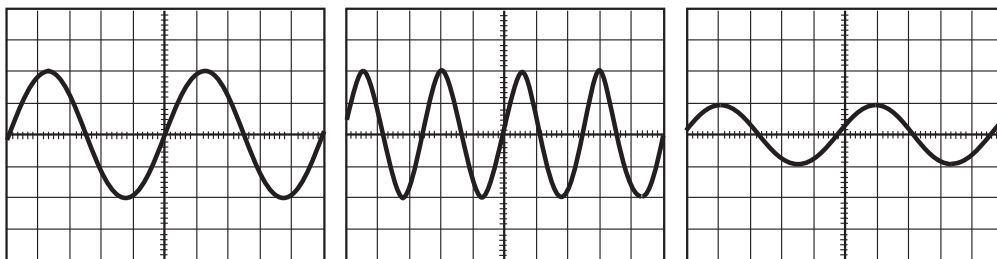
La fréquence de l'onde sonore s'exprime par : $f = \frac{1}{T}$.

Application numérique : $f = \frac{1}{2,5 \cdot 10^{-3}} = 400 \text{ Hz.}$



Activité 22

Base de temps : 0,1 ms/div.



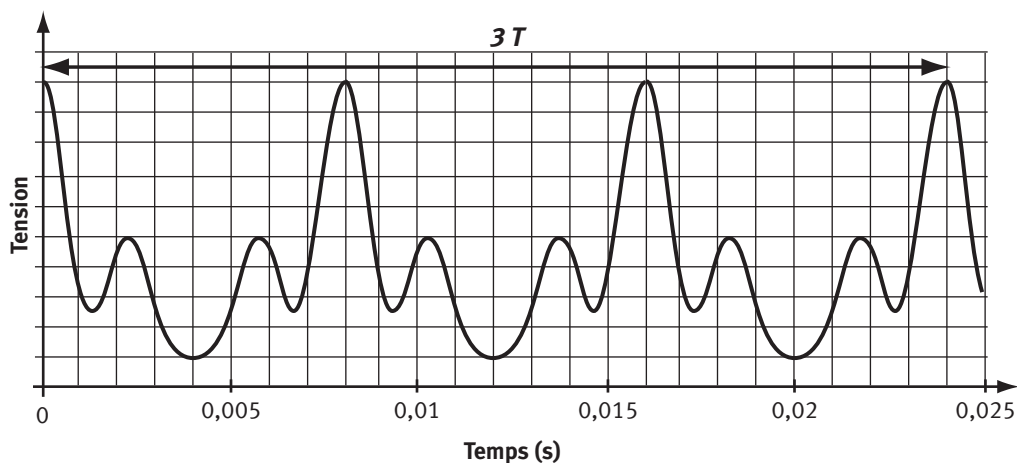
Le son émis par le haut-parleur est le plus aigu pour l'oscillogramme du milieu ; la fréquence est la plus élevée (4 000 Hz).

Activité 23 Le La_3 correspond à la 3^e note à partir du fondamental noté La_0 .

Fréquences des différents La_A :

La_0	La_1	La_2	La_3	La_4	La_5	La_6	La_7	La_8
55	110	220	440	880	1 760	3 520	7 040	14 080

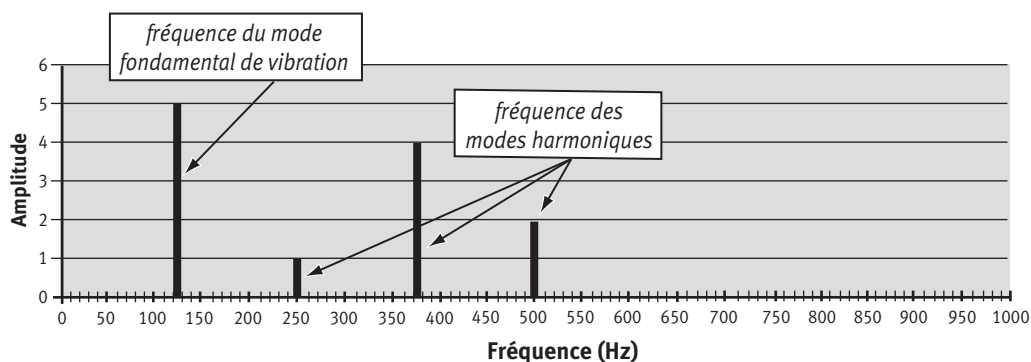
Activité 24 ❶ La hauteur du son est égale à la fréquence de la tension aux bornes du microphone.



$$3 T = 0,024 \text{ s} \Rightarrow T = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ s} \Rightarrow f = \frac{1}{T} = 125 \text{ Hz.}$$

La hauteur du son est égale à 125 Hz.

❷



❸ Le second son proposé possède la même fréquence pour le mode fondamental de vibration.

Les deux sons possèdent donc la même hauteur.

D'autre part, on retrouve des harmoniques de mêmes fréquences mais d'amplitudes différentes et il possède deux harmoniques supplémentaires.

Les deux sons auront donc des timbres différents.

Corrigés des exercices d'apprentissage

Exercice 3 Ondes transversales ou longitudinales ?

Ondes	à la surface de l'eau	le long d'une corde	Son dans l'air	le long d'un ressort	Échelle de perroquet
Type d'ondes	transversale	longitudinale	longitudinale	longitudinale	transversale

Exercice 4 Il suffit d'observer un morceau de liège posé sur l'eau ; si l'on jette un caillou, la ride circulaire se déplace à la surface de l'eau, le morceau de liège s'élève et s'abaisse quand la ride arrive mais ne se déplace pas horizontalement. L'onde se propage mais il n'y a pas transfert de matière.
Le transfert d'énergie est essentiellement un transfert d'énergie cinétique et d'énergie potentielle de pesanteur.

Exercice 5 Un son audible a une fréquence comprise entre 20 Hz et 20 kHz.

Exercice 6 Pêcheur à la ligne

Non, une perturbation à la surface de l'eau correspond à une onde transversale. La perturbation va donc affecter le flotteur verticalement, il ne va donc pas se déplacer à la célérité v de l'onde qui, elle, se propage dans une direction horizontale. Le flotteur oscille verticalement, puis après passage de l'onde il retrouve sa position initiale. La propagation d'une onde s'effectue sans transport de matière.

Exercice 7 Croisement de deux ondes

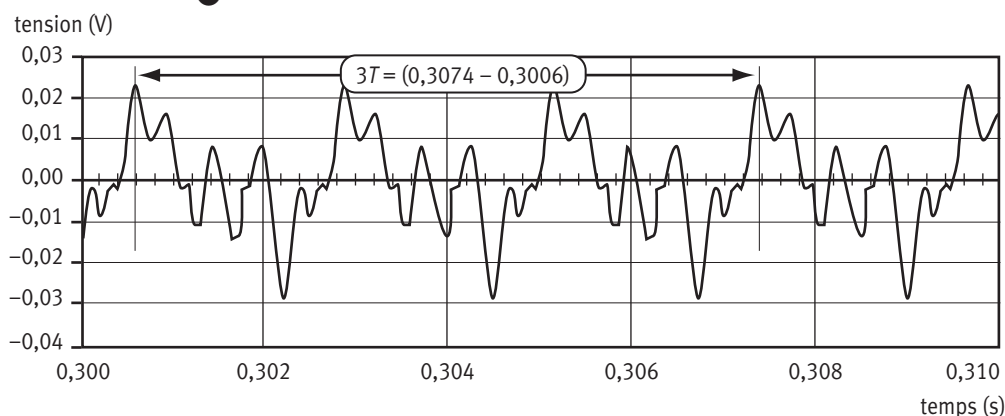
Quand deux ondes se croisent en un point, la perturbation qui en résulte est la somme géométrique des deux perturbations. Ensuite, les ondes continuent à se propager sans avoir été affectées par leur rencontre.

Le cas C est la somme géométrique des deux perturbations, mais pas au point de rencontre.

Le cas A est incohérent par rapport au sens de propagation initial. C'est donc le cas B qui convient.

Exercice 8 Analyse d'une note

①



$$T_1 = \frac{0,3074 - 0,3006}{3} \quad \text{soit} \quad f_1 = \frac{3}{0,3074 - 0,3006} = 441 \text{ Hz}$$

② $f_n = n \cdot f_1$ où f_n est la fréquence de l'harmonique de rang n , avec n entier

$$f_2 = 2 \times f_1$$

$$f_2 = 2 \times 441 = 882 \text{ Hz} \quad 2^{\text{e}} \text{ pic sur la figure 4}$$

$$f_{13} = 8 \times f_1$$

$$f_{13} = 8 \times 441 = 3\,530 \text{ Hz} \quad 8^{\text{e}} \text{ pic sur la figure 4}$$

Chapitre 4 – La diffraction

Corrigés des activités

Activité 25

Avant de frapper la digue, les sommets des vagues sont rectilignes puis deviennent circulaires après être rentrés dans la baie.

La longueur d'onde est inchangée avant et après la digue.

Activité 26

Sur le schéma 3, les sommets des vagues sont circulaires après être rentrés dans la baie, ce qui n'est pas le cas du schéma 2.

La largeur de l'ouverture est du même ordre de grandeur que la longueur d'onde.

Activité 27

L'onde sonore est diffractée ; le son émis par le haut-parleur est diffracté par la porte.

Par définition : $\lambda = \frac{v}{f}$, en considérant que la célérité du son dans l'air vaut 340 m.s^{-1} .

Sons graves : $\lambda_1 = 3,40 \text{ m}$

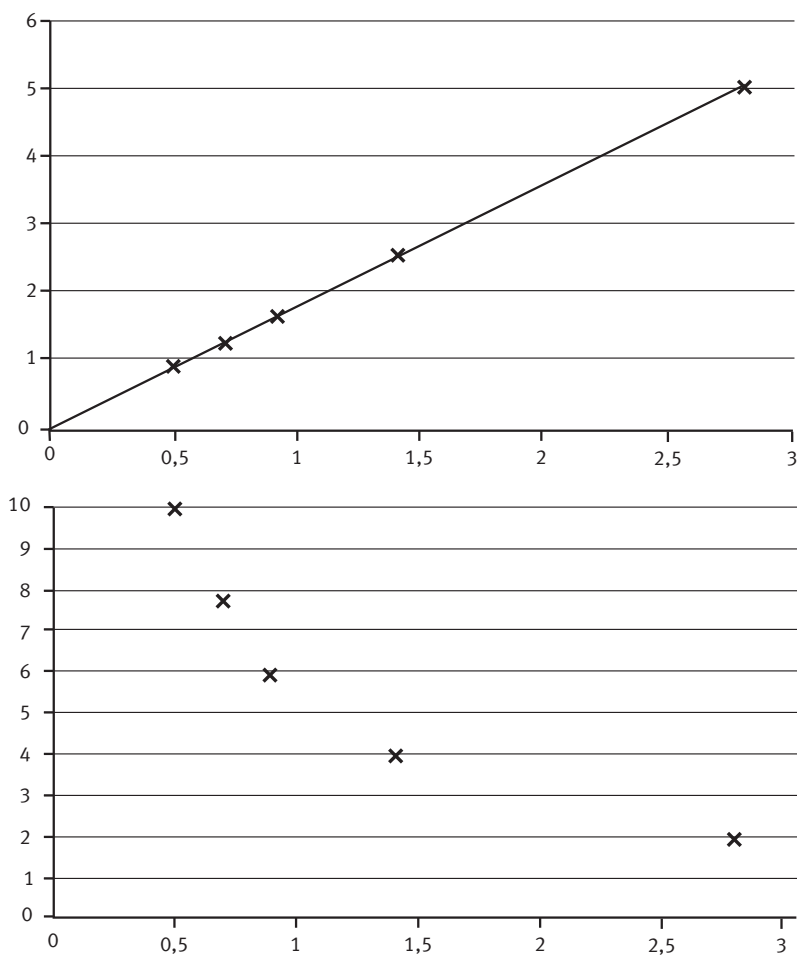
Sons aigus : $\lambda_2 = 3,40 \text{ cm}$

Le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la longueur d'onde λ est grande face à la taille de l'ouverture. La porte de largeur $1,00 \text{ m}$ diffracte mieux les sons graves, qui sont ainsi mieux perçus.

Activité 28

① D'après la figure : $\tan \theta = \frac{L}{2D}$ comme θ est petit, on a $\tan \theta \approx \theta$ soit $\theta \approx \frac{L}{2D}$.

② La courbe $\theta = f\left(\frac{1}{a}\right)$ est une droite passant par l'origine (1^{re} courbe), ce qui n'est pas le cas de $\theta = f(a)$.



La courbe $\theta = f(1/a)$ est une droite passant par l'origine ; θ et $1/a$ sont donc proportionnels : $\theta = k \frac{1}{a}$.

- ③ À l'aide de la figure 2, on peut calculer le coefficient directeur de la droite à partir du point ($\frac{1}{a} = 3,5 \cdot 10^4 \text{ m}^{-1}$; $\theta = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ rad}$).

$$\text{On obtient } k = \frac{\theta}{\frac{1}{a}} = \frac{2 \cdot 10^{-2}}{3,5 \times 10^4} = 5,7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- ④ On a donc : $\theta = \frac{\lambda}{a}$ avec θ en radians ; λ et a en mètres.

$$\boxed{\lambda = \theta a} \Rightarrow \lambda = 5,7 \cdot 10^{-7} \text{ m soit : } \lambda = 570 \text{ nm.}$$

Activité 29

	D	l	Dq (rad)
Lunette	14 cm	550 nm	$4,8 \cdot 10^{-6}$ rad (ou $2,7 \cdot 10^{-4}^\circ$)
Télescope	5 m	550 nm	$1,3 \cdot 10^{-7}$ rad (ou $7,7 \cdot 10^{-6}^\circ$)
Radiotélescope	75 m	21 cm	$3,4 \cdot 10^{-3}$ rad (ou $0,2^\circ$)

La limite de résolution est meilleure pour le télescope que pour la lunette astronomique, qui possède une ouverture plus petite.

Pour le radiotélescope, l'ouverture doit être beaucoup plus importante que la longueur d'onde, ce qui nécessite un diamètre important. La résolution reste moins bonne que celle des instruments d'optique.

Corrigés des exercices d'apprentissage

Exercice 9 Diffraction

La fente est horizontale, les taches de diffraction seront donc disposées verticalement, la figure observée correspond au schéma C.

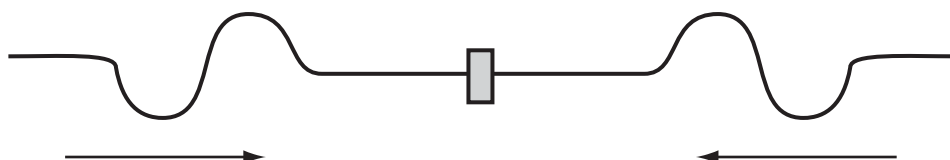
Exercice 10 Onde lumineuse

- Vrai. Le phénomène de diffraction est d'autant plus marqué que la largeur de la fente est petite.
- Faux. $\theta = \frac{\lambda}{a}$; l'écart angulaire θ du faisceau diffracté par une fente est inversement proportionnel à la largeur a de la fente.
- Faux. $\lambda_{\text{bleu}} < \lambda_{\text{rouge}}$ et a est constante donc $\theta_{\text{bleu}} < \theta_{\text{rouge}}$.

Chapitre 5 – Les interférences

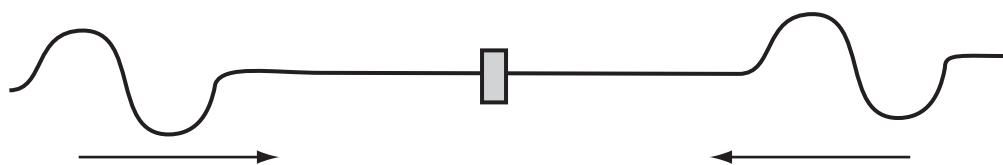
Corrigés des activités

Activité 30 Cas n° 1

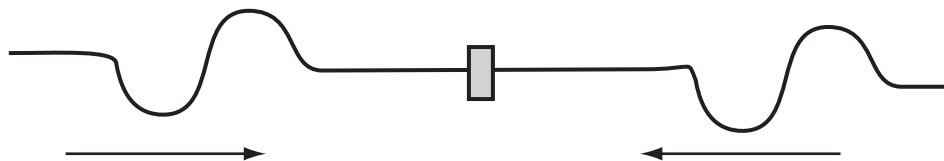


Le bouchon monte d'une amplitude deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément puis descend avec une amplitude minimale deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément.

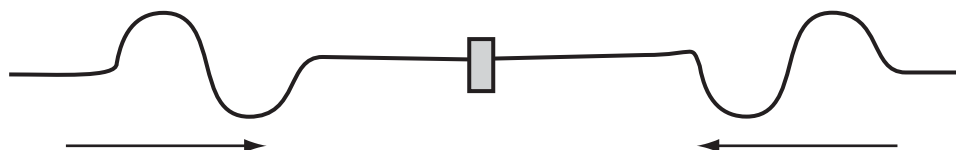
Cas n° 2



Cas n° 3



Le bouchon ne bouge pas.



Cas n° 4

Le bouchon descend d'une amplitude deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément puis monte avec une amplitude minimale deux fois supérieure à celle de chacune des ondes prises séparément.

Corrigés des exercices d'apprentissage

Exercice 11 Deux franges brillantes successives sont espacées de $\frac{\lambda D}{a}$ de même que deux franges sombres successives ; cette distance est appelée l'interfrange et est notée i : $i = \frac{\lambda D}{a}$

Application numérique : $i = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ m}$.

Exercice 12 Deux franges brillantes successives sont espacées de l'interfrange : $i = \frac{\lambda D}{a}$
Application numérique : $i = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}$.

Au point situé à 6,0 mm de la frange centrale, la frange sera brillante si $x = k \frac{\lambda D}{a}$ avec k entier ; on trouve k = 5 ; la frange est une frange brillante.

Chapitre 6 – L'effet Doppler

Corrigés des activités

Activité 31

- 1 En 1842, le physicien autrichien Doppler explique la modification de hauteur d'un son associée au mouvement relatif entre source et observateur.
En 1848, le physicien Fizeau découvre le décalage de fréquence d'une onde lorsque la source et le récepteur sont en mouvement l'un par rapport à l'autre ; il prévoit alors la détection de décalages de longueur d'onde dans les spectres stellaires.
- 2 Exemples de situations où la fréquence du signal reçu est affectée par le mouvement de la source et/ou du récepteur par rapport au milieu de propagation :
 - le contrôle des vitesses des automobiles
 - la compréhension de l'expansion de l'Univers
 - le bruit modulé que fait une voiture de course au passage devant une tribune
 - les mesures de mobilité des spermatozoïdes
 - les échographies médicales détectrices des battements du cœur du fœtus.

Activité 32

Prenons un récepteur placé en un point R quelconque, avec les signaux lui parvenant séparés du même intervalle de temps : $T_R = T_E$ soit $\frac{1}{f_R} = \frac{1}{f_E}$.

La fréquence détectée est la même que la fréquence émise : $f_R = f_E$.

Activité 33

On voit que la répartition des signaux dans l'espace a été modifiée par le mouvement de la source.

Les signaux sont plus rapprochés dans le demi-espace vers lequel se fait le mouvement de l'émetteur.

La période T_R du phénomène, détectée par le récepteur, est inférieure à celle émise par l'émetteur.

La fréquence détectée est supérieure à la fréquence émise : $f_R > f_E$.

C'est l'effet Doppler-Fizeau.

En M', la période T_R du phénomène, détectée par le récepteur, est supérieure à celle émise par l'émetteur.

La fréquence détectée est inférieure à la fréquence émise : $f_R < f_E$.

Activité 34

- 1 La fréquence f_E d'émission des taches s'exprime par : $f_E = \frac{1}{T_E}$ soit $f_E = 1,0$ Hz.
- 2 La distance d existant entre les taches s'écrit : $d = d_2 - d_1 = vT_E - V_E T_E \Rightarrow d = (v - V_E)T_E$ soit : $d = 4$ cm.
- 3 Durée, détectée à l'arrivée, entre deux taches : $t = \frac{d}{v}$.
Période détectée T_R : $t = T_R = \frac{d}{v}$ soit : $T_R = 0,67$ s et $f_R = 1,5$ Hz.

Nous avons donc : $d = vT_R = (v - V_E)T_E \Rightarrow T_R = \left(1 - \frac{V_E}{v}\right)T_E$ soit en fréquence :

$$f_R = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E.$$

④ $T_R = 0,67 \text{ s}$ et $f_R = 1,5 \text{ Hz}$.

Activité 35

Source en mouvement rectiligne et récepteur au repos ($V_E \neq 0$, $\theta_E = 0$, $V_R = 0$, $\theta_R = 0$)

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E.$$

Source au repos et récepteur en mouvement rectiligne ($V_E = 0$, $\theta_E = 0$, $V_R \neq 0$, $\theta_R = 0$)

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \left(1 - \frac{V_R}{v}\right) f_E.$$

Source et récepteur en mouvement colinéaire ($V_E \neq 0$, $\theta_E = 0$, $V_R \neq 0$, $\theta_R = 0$)

$$f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E.$$

Activité 36

① $f_m = \frac{\left(1 - \frac{V \cos \theta}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E$ avec $V_E = 0$ (émetteur au repos), ce qui donne :

$$f_m = \left(1 - \frac{V \cos \theta}{v}\right) f_E.$$

② $f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V \cos \theta_E}{v}\right)} f_m$ avec $V_R = 0$ (récepteur au repos) et $\theta_E = \pi - \theta$, ce

$$\text{qui donne : } f_R = \frac{1}{1 - \frac{V \cos(\pi - \theta)}{v}} f_m \text{ soit : } f_R = \frac{1}{1 + \frac{V \cos \theta}{v}} f_m.$$

$$\textcircled{3} \quad f_R = \frac{1}{1 + \frac{V \cos \theta}{v}} f_m \text{ et } f_m = \left(1 - \frac{V \cos \theta}{v}\right) f_E \Rightarrow f_R = \frac{1 - \frac{V \cos \theta}{v}}{1 + \frac{V \cos \theta}{v}} f_E.$$

Activité 37

Les raies du spectre de l'étoile se décalent vers la droite pendant 3,5 jours (vers le rouge : donc l'étoile s'éloigne) puis vers la gauche pendant 3,5 jours (vers le bleu : l'étoile se rapproche) puis vers la droite pendant 3,5 jours, puis vers la gauche (vers le bleu) puis vers la droite (l'étoile s'éloigne à nouveau). Cela montre un mouvement périodique de 7 jours (révolution autour d'un astre). L'étoile est la plus proche de la Terre le 7^e jour.

Activité 38

L'analyse spectrographique de la lumière reçue des galaxies lointaines montre systématiquement un déplacement Doppler-Fizeau vers le rouge ; les galaxies lointaines s'éloignent donc de la Terre. On dit alors que l'Univers est en expansion.

Corrigés des exercices d'apprentissage

Exercice 13

Au bord d'une route, la fréquence perçue est $f_R = 480 \text{ Hz}$.

La voiture a une vitesse $V_E = 90 \text{ km.h}^{-1} = 25 \text{ ms}^{-1}$.



La source est en mouvement rectiligne et s'éloigne ($V_E \neq 0$, $\theta_E = \pi$) ; le récepteur est au repos ($V_R = 0$).

$$\text{Utilisons la formule générale : } f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E ;$$

$$f_R = \frac{1}{\left(1 + \frac{V_E}{v}\right)} f_E \Rightarrow f_E = \left(1 + \frac{V_E}{v}\right) f_R \cdot \text{A.N. : } f_E = 515 \text{ Hz.}$$

Exercice 14

$$\text{Utilisons la formule générale : } f_R = \frac{\left(1 - \frac{V_R \cos \theta_R}{v}\right)}{\left(1 - \frac{V_E \cos \theta_E}{v}\right)} f_E.$$

$$\text{Lorsque la voiture s'approche : } V_E \neq 0, \theta_E = 0 \Rightarrow f_{R1} = \frac{1}{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)} f_E.$$

Lorsque la voiture s'éloigne : $V_E \neq 0$, $\theta_E = \pi \Rightarrow f_{R2} = \frac{1}{\left(1 + \frac{V_E}{v}\right)} f_E$.

$$\text{Ce qui donne : } \frac{f_{R2}}{f_{R1}} = \frac{\left(1 - \frac{V_E}{v}\right)}{\left(1 + \frac{V_E}{v}\right)} \quad V_E = \frac{\left(1 - \frac{f_{R2}}{f_{R1}}\right)}{\left(1 + \frac{f_{R2}}{f_{R1}}\right)} v \quad \text{soit : } \boxed{V_E = \frac{f_{R1} - f_{R2}}{f_{R1} + f_{R2}} v}.$$

Application numérique : $V_E = 23,6 \text{ m.s}^{-1}$ soit 85 km.h^{-1} .

$$f_E = \left(1 - \frac{V_E}{v}\right) f_{R1} \quad \text{soit : } f_E = 502 \text{ Hz}.$$

Chapitre 7 – Pour conclure la séquence

Corrigés des exercices de synthèse

Exercice 1 Ondes le long d'une corde

- ❶ Par mesure graphique on obtient : $\lambda = 30 \text{ cm}$.
- ❷ Entre $t_1 = 30 \text{ ms}$ et $t_2 = 90 \text{ ms}$, l'onde s'est déplacée d'une longueur d'onde correspondant à une période $T = t_2 - t_1$. A.N. : $T = 60 \text{ ms}$
- ❸ La célérité de l'onde dans la corde s'exprime par : $\boxed{v = \frac{\lambda}{T}}$. A.N. : $v = 5,0 \text{ m.s}^{-1}$.
- ❹ Le graphe représentant l'aspect de la corde à l'instant de date $t = 180 \text{ ms}$ est le graphe 5.

L'onde aurait parcouru une distance $d = v \times t = 5,0 \times 0,18 = 0,9 \text{ m} = 90 \text{ cm}$

Exercice 2 Onde mécanique et lumière

- a) Si on fait passer un faisceau de lumière par une très petite ouverture (fente), on observe un phénomène de diffraction : le faisceau de lumière donne sur un écran une tache centrale plus large que la largeur de l'ouverture et on observe aussi des petites taches de lumière réparties symétriquement de part et d'autre de la bande centrale sur une direction perpendiculaire à celle de la fente.
- b) La lumière se propage dans le vide, contrairement à une onde mécanique. Sur Terre, on peut recevoir la lumière émise par le Soleil après propagation dans le vide de l'espace.

Exercice 3 Mesure de la vitesse du son émis par le haut-parleur

- ❶ Une onde sonore est une onde mécanique périodique progressive.
- ❷ L'onde est longitudinale lorsque la direction de la perturbation est la même que la direction de propagation de l'onde.
- ❸ a) La longueur d'onde λ est la distance parcourue par l'onde pendant une durée égale à la période T . Elle s'exprime en mètres.
b) d est la distance entre deux points consécutifs du milieu, dans le même état vibratoire ; ces deux points sont donc situés à une distance égale à la longueur d'onde, soit $d = \lambda$.

c) La longueur d'onde s'exprime par : $\lambda = \frac{v}{f}$ $v = \lambda f$.

Application numérique : célérité du son dans l'air : $v = 338 \text{ m.s}^{-1}$.

Exercice 4 Céramique et ultrasons

- ❶ Entre les points A et B, on a deux périodes sur cinq divisions avec un balayage de $10 \mu\text{s/div}$, donc :

$$T = 2,5 \times 10 \cdot 10^{-6} \Rightarrow T = 2,5 \times 10^{-5} \text{ s.}$$

La fréquence de la tension observée à l'oscilloscope est : $f = \frac{1}{T}$. A.N. : $f = 40 \text{ kHz}$.

- ❷ La fréquence de la tension visualisée à l'oscilloscope est identique à la fréquence f_u des ultrasons, donc :

$$f_u = 4,0 \cdot 10^4 \text{ Hz}$$

- ❸ La longueur d'onde λ des ultrasons s'exprime par : $\lambda = \frac{v_{\text{air}}}{f_u}$. A.N. : $\lambda = 8,5 \text{ mm}$.

Exercice 5 Corde

❶ Étude chronophotographique

Considérons l'axe horizontal (Sx) d'origine S.

La célérité v de l'onde est le rapport de la distance MM' parcourue par l'onde entre les points M et M' sur la durée de propagation de l'onde : $v = \frac{d(M, M')}{t' - t}$.

Entre les photos n° 6 et n° 8, le front de l'onde parcourt la distance $1,00 \text{ m}$ pendant la durée $2\Delta t = 0,50 \text{ s}$.

Application numérique : $v = 2,0 \text{ m.s}^{-1}$.

Soit $\Delta t'$ la durée pendant laquelle un point de la corde est en mouvement et ℓ la longueur de la perturbation.

$t' = \frac{\ell}{v}$

 . Application numérique : $\ell = 0,50 \text{ m}$ et $v = 2,0 \text{ m.s}^{-1} \Rightarrow \Delta t' = 0,25 \text{ s}$.

- ❷ a) Graphiquement, on constate que l'altitude z_A du point A est non nulle entre les instants de date $1,50 \text{ s}$ et $1,75 \text{ s}$ alors que l'altitude z_B du point B est non nulle pour des instants de date plus grands $2,00 \text{ s}$ et $2,25 \text{ s}$.
Donc, le premier point atteint par la perturbation est le point A.

- b) Le front de l'onde atteint le point A à la date $t_A = 1,50$ s et atteint le point B à la date $t_B = 2,00$ s.

L'instant de date $t_0 = 0$ s correspond au début du mouvement de S.

$$v = \frac{d(A,S)}{t_A - 0} \Rightarrow d(A,S) = 3,0 \text{ m.}$$

$$v = \frac{d(B,S)}{t_B - 0} \Rightarrow d(B,S) = 4,0 \text{ m.}$$

Le point le plus près du point source S est donc le point A.

- c) Le retard τ du point B par rapport au point A est : $\tau = t_B - t_A$.

$$\text{A.N. : } \tau = 2,00 - 1,50 = 0,50 \text{ s.}$$

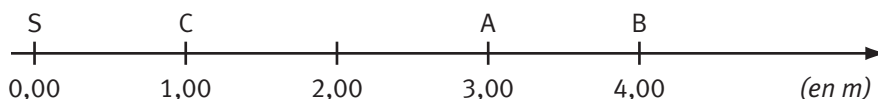
- d) Pendant la durée τ , le front de l'onde parcourt une distance égale à la distance AB à la célérité constante v .

$$\boxed{d(A,B) = v\tau}. \quad \text{A.N. : } d(A,B) = 2,0 \times 0,50 = 1,0 \text{ m.}$$

- e) Le point C est situé 2,0 m avant le point A.

$$\text{La célérité de l'onde est constante entre les point A et C : } v = \frac{d(C,A)}{t_A - t_C}.$$

$$\text{A.N. : } d(C,A) = 2,0 \text{ m.}$$



Exercice 6 Cuve à ondes

- a) La longueur d'onde est la distance parcourue par l'onde pendant une durée égale à la période de l'onde :

$$\lambda = vT = \frac{v}{N}.$$

- b) AB correspond à $3\lambda_1$, ce qui donne : $\lambda_1 = 2,3$ cm.

$$v_1 = \lambda_1 N_1 \Rightarrow \text{Application numérique : } v_1 = 0,18 \text{ m.s}^{-1}.$$

- c) AB correspond à $4,5\lambda_2$, ce qui donne : $\lambda_2 = 1,5$ cm.

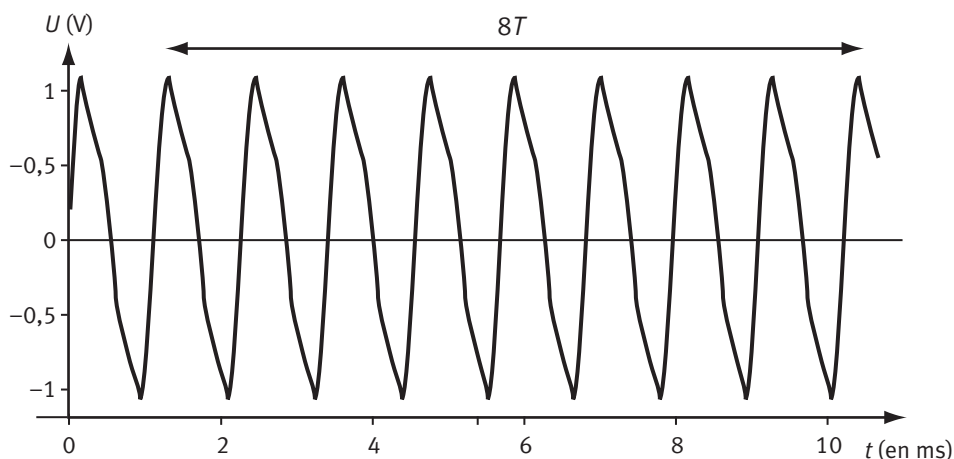
$$v_2 = \lambda_2 N_2 \Rightarrow \text{Application numérique : } v_2 = 0,25 \text{ m.s}^{-1}.$$

La célérité des ondes dépend de leur fréquence.

Exercice 7 ❶ On détermine la durée Δt de n périodes (avec n le plus grand possible), ainsi

on peut exprimer la période $T = \frac{t}{n}$ puis la fréquence $f = \frac{1}{T} = \frac{n}{t}$.

$$\text{Exemple : } f = \frac{8}{(10,5 - 1,4) \times 10^{-3}} = 8,8 \times 10^2 \text{ Hz}$$



② Harmonique de rang 2 : $f_2 = 2.f$

soit $f_2 = 17,6 \times 10^2$ Hz, on ne conserve que deux chiffres significatifs, alors $f_2 = 1,8 \times 10^3$ Hz.

Harmonique de rang 3 : $f_3 = 3.f$

soit $f_3 = 26,4 \times 10^2$ Hz, finalement $f_3 = 2,6 \times 10^3$ Hz.

3.1. Seul le bouchon moulé respecte le critère de l'atténuation inférieure à 25 dBA.

3.2. Pour le bouchon en mousse, l'atténuation est plus grande pour les sons de fréquence supérieure à 2 000 Hz, celui-ci atténue davantage les sons aigus. Ce bouchon laisse mieux passer les sons graves donnant la sensation d'un son sourd.

4.1. Le bouchon en mousse ne modifie pas la fréquence du fondamental, donc la hauteur n'est pas modifiée.

Le bouchon en mousse modifie le timbre car le spectre en fréquence (figure 4) est différent de celui de la flûte seule (figure 3).

Le bouchon en silicone ne modifie pas le timbre, ni la hauteur du son. En effet, les spectres en fréquence des figures 3 et 5 sont identiques.

4.2. La qualité du son est caractérisée par la hauteur et le timbre. Ces deux caractéristiques n'étant pas altérées, la qualité du son est conservée.

$$5.1. L = 10 \log \frac{I}{I_0}$$

$$L = 10 \log \frac{1,0 \times 10^{-2}}{1,0 \times 10^{-12}} = 1,0 \times 10^2 \text{ dBA}$$

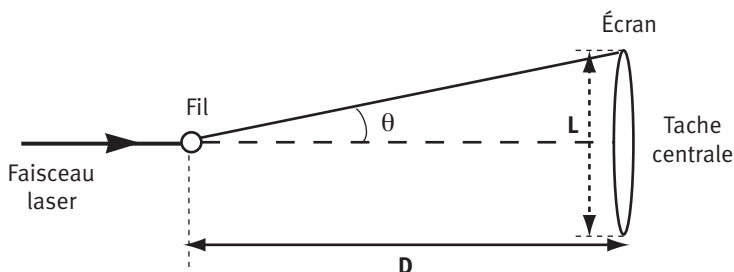
5.2. D'après la figure 2, l'atténuation du bouchon en silicone varie entre 20 dBA et 25 dBA.

Le batteur est alors soumis à un niveau sonore compris entre 75 et 80 dBA, soit en dessous du seuil de nocivité de 85 dBA. Ses facultés auditives ne sont pas altérées au cours du concert.

Exercice 8 Étude de la lumière utilisée dans le spectrophotomètre

- ❶ λ est la longueur d'onde de la radiation monochromatique considérée. a est la largeur de la fente.
 λ et a s'expriment en m. θ s'exprime en rad (le radian est une unité d'angle qui n'a pas de dimension physique, contrairement à λ et a qui sont des longueurs).
- ❷ Le phénomène de diffraction est d'autant plus observable que la largeur a de la fente est faible par rapport à la longueur d'onde λ .

Exercice 9 ❶



On observe sur l'écran un étalement du faisceau laser, perpendiculaire à la direction du fil, constitué d'une tache centrale bordée de taches latérales.

La lumière ne se propage plus de façon rectiligne, le phénomène observé est la diffraction de la lumière. Or ce phénomène est caractéristique des ondes, donc la lumière est de nature ondulatoire.

- ❷ L'angle θ est l'angle entre le centre de la tache centrale et le centre de la zone de première extinction. Voir figure ci-dessus.
- ❸ Le schéma montre que : $\tan \theta = \frac{L}{2D}$. θ étant petit et exprimé en radians, on a $\tan \theta = \theta$, donc $\theta = \frac{L}{2D}$.
- ❹ Le lien entre les grandeurs θ , λ et a est : $\theta = \frac{\lambda}{a}$ avec : θ en rad, λ et a en m.
- ❺ En égalant les deux expressions de θ , il vient : $\frac{L}{2D} = \frac{\lambda}{a} \Rightarrow L = 2 \frac{\lambda D}{a}$.
- ❻ Pour λ et D fixés, la largeur L « de la tache centrale » est inversement proportionnelle au diamètre a du fil diffractant.
 Donc la tache centrale la plus grande correspond au fil de diamètre le plus petit. La figure A correspond à $a_1 = 60 \mu\text{m}$; la figure B correspond à $a_2 = 80 \mu\text{m}$.
- ❼ La lumière émise par la source laser est monochromatique : cela signifie que la lumière laser est constituée d'une seule radiation de fréquence fixée (ou de longueur d'onde dans le vide fixée).
- ❽ Le graphe $L = f\left(\frac{1}{a}\right)$ montre une droite qui passe par l'origine ; la largeur L de la tache centrale est donc proportionnelle à l'inverse du diamètre du fil, soit $\frac{1}{a}$.

L'équation de la droite est : $L = \frac{C}{a}$ avec C le coefficient directeur de cette droite.
Cela est en accord avec l'expression $L = 2 \frac{\lambda D}{a}$ car D et λ sont constantes.

$$\textcircled{9} \quad L = \frac{C}{a} = 2 \frac{\lambda D}{a} \quad C = 2\lambda D.$$

La longueur d'onde λ_0 dans le vide de la lumière monochromatique s'écrit :
$$\lambda_0 = \frac{C}{2D}$$

Le coefficient directeur de la droite vaut : $C = \frac{y}{x} = \frac{0,067}{25000} = 2,7 \cdot 10^{-6} \text{ m}^2$, ce qui

donne pour la longueur d'onde : $\lambda_0 = \frac{C}{2D} = \frac{2,7 \cdot 10^{-6}}{2 \times 2,5} = 5,4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

$\textcircled{10}$ La fréquence ν de la lumière monochromatique émise par la source laser est :

$$\boxed{\nu = \frac{c}{\lambda}}$$

Application numérique : $\nu = 5,5 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$.

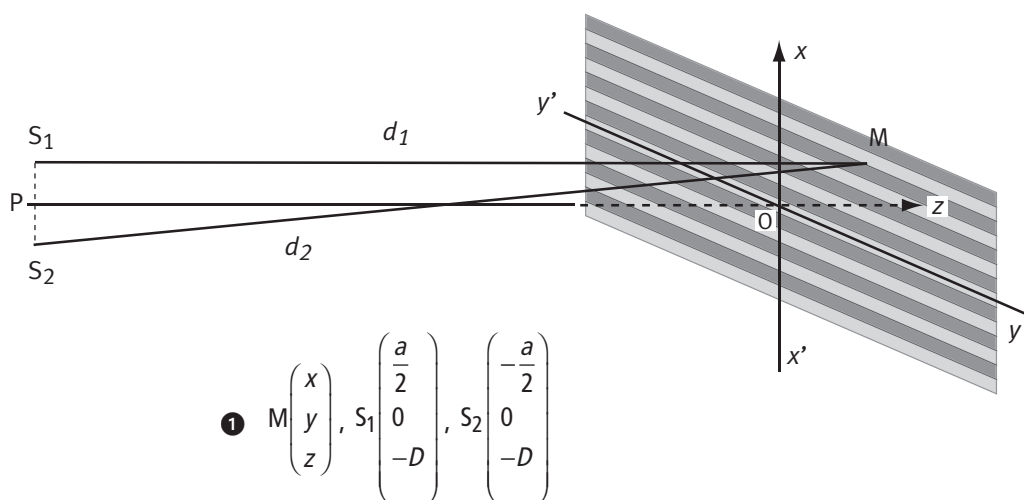
$\textcircled{11}$ La fréquence d'une radiation monochromatique est indépendante du milieu de propagation traversé, donc la fréquence de la lumière laser ne change pas à la traversée du verre flint.

Pour la longueur d'onde λ : $n = \frac{c}{V}$ où c représente la célérité de la lumière dans le vide et V la célérité de la lumière dans le milieu d'indice n ; $V = \frac{c}{n}$ avec $\lambda = \frac{V}{\nu}$ et $\lambda_0 = \frac{c}{\nu}$; on en déduit : $\boxed{\lambda = \frac{\lambda_0}{n}}$.

La longueur d'onde λ varie avec le milieu de propagation.

Ce qui caractérise la couleur de la radiation est la fréquence et non la longueur d'onde, donc la couleur de la radiation ne change pas à la traversée du verre flint.

Exercice 10 Différence de marche entre deux rayons



$$\textcircled{2} \quad \overrightarrow{S_1M} \begin{pmatrix} x - \frac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix} \text{ et } \overrightarrow{S_2M} \begin{pmatrix} x + \frac{a}{2} \\ y \\ -D \end{pmatrix}$$

$$\textcircled{3} \quad \begin{cases} \|\overrightarrow{S_1M}\| = d_1 = \sqrt{\left(x - \frac{a}{2}\right)^2 + y^2 + (-D)^2} \\ \|\overrightarrow{S_2M}\| = d_2 = \sqrt{\left(x + \frac{a}{2}\right)^2 + y^2 + (-D)^2} \end{cases}$$

$$\textcircled{4} \quad d_2^2 - d_1^2 = \left(x + \frac{a}{2}\right)^2 - \left(x - \frac{a}{2}\right)^2 = 2ax.$$

$$d_2^2 - d_1^2 = (d_2 + d_1)(d_2 - d_1) = (d_2 + d_1)\delta = 2ax ; d_2 + d_1 \approx 2D \Rightarrow \delta = \frac{2ax}{2D}.$$

En M, la différence de marche est égale à : $\delta = \frac{ax}{D}$. ■



Corrigé séquence 2

Chapitre 1 – Prérequis

Corrigé des tests

Test 1

❶ QCM 1

La molécule de formule : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$

- a) est un acide carboxylique
- b) est un alcool primaire**
- c) est un alcool secondaire
- d) s'appelle le pentan-1-ol**
- e) s'appelle le pentan-5-ol

❷ QCM 2

La molécule de formule : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--COOH}$

- a) est un acide carboxylique**
- b) est un alcool primaire
- c) est un alcool secondaire
- d) s'appelle le butan-1-ol
- e) s'appelle l'acide butanoïque**

❸ QCM 3

La molécule de formule : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CO--CH}_2\text{--CH}_3$

- a) est un acide carboxylique
- b) est un aldéhyde
- c) est un alcool secondaire
- d) s'appelle le pentan-3-ol
- e) s'appelle le pentan-3-one**
- f) est une cétone**



4 QCM 4

La molécule de formule : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$

- a) est un acide carboxylique
- b) est un aldéhyde
- c) s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque
- d) s'appelle le 3-méthylpentanal

Test 2 Donner la formule semi-développée du (de la) :

- a) 3-méthylbutanal : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
- b) pentan-3-one : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- c) 3-méthylbutanone : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$
- d) acide formique : HCOOH

Test 3 La molécule de glycérol possède trois groupes alcool.

Test 4 a) Il s'agit du 3-méthylbutan-1-ol.

b) La formule du 3-méthylpentan-2-ol est : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$

Test 5

Nom	butanal	butanone	hexanal
Formule	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_3$	$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_4 - \text{CHO}$
	Aldéhyde	Cétone	Aldéhyde

Nom	3-méthylpentanal	3-méthylpentan-2-one
Formule	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CO} - \text{CH}_3$
	Aldéhyde	Cétone

Test 6 a) Acide propanoïque : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$;

Acide 2-méthylpentanoïque : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$.

Il s'agit de l'acide 3-méthylbutanoïque.

Chapitre 2 – Spectroscopies

Corrigés des activités

Activité 1 Thomas Young (1773-1829), en réalisant des expériences sur les interférences et la diffraction des ondes lumineuses, mit en évidence l'existence d'une longueur caractéristique de radiation : la longueur d'onde.

Ainsi, il permit le développement de la théorie ondulatoire de la lumière qui s'imposa face à la théorie corpusculaire de la lumière établie par Newton jusqu'au début du xx^e siècle où tout fut remis en cause...

Corrigés des exercices d'apprentissage

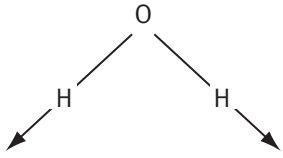
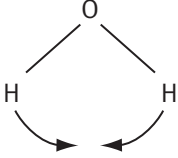
Exercice 1 La gamme de longueurs d'onde des radiations (en nm) :

- Visible : $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$
- Infrarouge : $\lambda > 800 \text{ nm}$
- Ultraviolette : $\lambda < 400 \text{ nm}$

Exercice 2 La valeur de transmittance correspondant à une espèce :

- N'absorbant pas la radiation : $T = 1$
- Absorbant en totalité la radiation $T = 0$

Exercice 3

Déformation	Élongation symétrique	Cisaillement
		
Nombre d'onde (cm^{-1})	3700	1600
Longueur d'onde (m)	$2,7 \cdot 10^{-6}$	$6,2 \cdot 10^{-6}$
Fréquence (Hz)	$1,1 \cdot 10^{14}$	$4,8 \cdot 10^{13}$
Énergie (J)	$7,4 \cdot 10^{-20}$	$3,2 \cdot 10^{-20}$

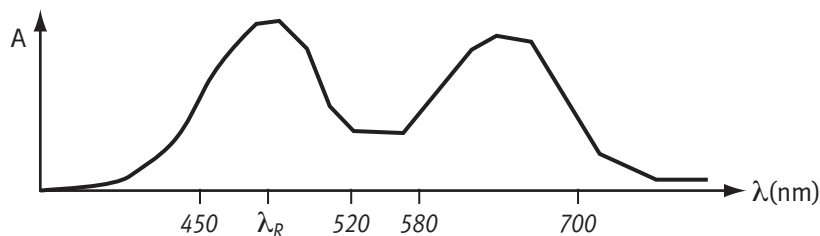
- Les longueurs d'onde des rayonnements absorbés étant de l'ordre de grandeur du micromètre, l'absorption s'effectue dans l'infrarouge. En conséquence, la vapeur d'eau contribue à l'effet de serre en absorbant les rayons IR qui sont émis par la Terre.
- L'élongation symétrique nécessite davantage d'énergie que le cisaillement.

Chapitre 3 – Spectre UV-visible

Corrigés des activités

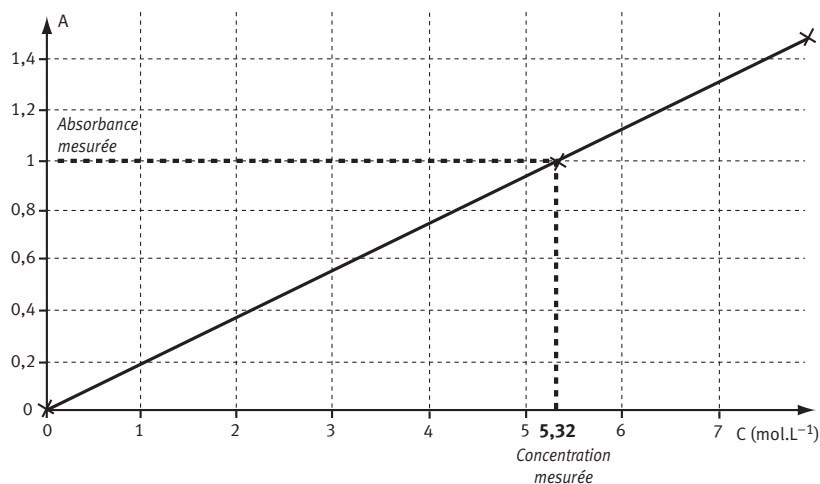
Activité 2

- 1 Un sirop de menthe éclairée par de la lumière blanche constituée de toutes les radiations colorées (arc-en-ciel) ne diffuse que certaines radiations correspondant globalement à une couleur verte ; il absorbe donc les couleurs complémentaires (rouge et bleu).
- 2 Ce sirop absorbe les couleurs rouge, orange, jaune (580-700 nm) et bleue (450-520 nm).
- 3 Le spectre d'absorption d'un sirop de menthe contenant les colorants E102 et E133 possèdera deux maximums correspondant aux domaines de longueurs d'onde indiqués précédemment.



- 4 La valeur de λ_B correspond aux maximums du domaine d'absorption du colorant bleu entre 450 et 520 nm.
- 5 La courbe d'étalonnage $A = f(C)$ sera une droite passant par l'origine correspondant à la loi de Beer-Lambert.
- 6 Pour obtenir la concentration en colorant bleu d'un sirop de menthe, il suffira de mesurer l'absorbance de la solution et d'utiliser ensuite la courbe d'étalonnage : l'absorbance mesurée est placée sur l'axe des ordonnées et l'abscisse obtenue en se reportant sur la droite donne la concentration de la solution.

Ce type d'étude a été réalisé en première S (séquence 2 du cours du CNED).



- Activité 3** ⑦ Les molécules des colorants E102 et E133 précédentes sont colorées car elles présentent des groupements chromophores (doubles liaisons C-C alternées) et des groupes auxochromes (–OH ou –SO₃[–]).

Exercice d'apprentissage

- Exercice 4**
- ① Cette molécule possède bien une bande IR.
 - ② L'aniline absorbe entre 200 et 240 nm.
 - ③ Cette molécule n'est pas colorée car elle absorbe dans les UV et pas dans le domaine visible ($800 \text{ nm} > \lambda > 400 \text{ nm}$).

Chapitre 4 – Spectre IR

Corrigés des activités

- Activité 4** Il s'agit de la bande large vers $3\,300\text{--}3\,400 \text{ cm}^{-1}$ caractéristique de la liaison O–H.

- Activité 5** Le spectre 1 est celui de l'alcool dilué dans un solvant comme CCl₄ car on note l'absence de bande large entre $3\,200 \text{ cm}^{-1}$ et $3\,400 \text{ cm}^{-1}$.
Le spectre 2 est bien celui de l'alcool pur (présence de la bande large).

Exercices d'apprentissage

- Exercice 5** La présence du pic vers $3\,400 \text{ cm}^{-1}$ dans le spectre de la N-méthylaniline est due à la liaison N–H.
- Exercice 6**
- ① La formule semi-développée de l'hexan-1-ol : CH₃–(CH₂)₄–CH₂OH. C'est un alcool.
 - ② On retrouve dans son spectre IR la bande large de la liaison O–H à $3\,300 \text{ cm}^{-1}$, ainsi que le pic vers $2\,800\text{--}3\,000 \text{ cm}^{-1}$ des liaisons C–H.

Chapitre 5 – Spectre RMN du proton

Corrigés des activités

- Activité 6** Une résonance se manifeste lorsqu'un appareil ou un système physique a un comportement particulier pour une certaine fréquence de fonctionnement.



On peut l'observer lors du mouvement d'une balançoire, lorsqu'on joue de la guitare acoustique, lorsqu'on règle une station sur un récepteur radio...

Exercices d'apprentissage

- Exercice 7**
- Doublet à 0,9 ppm : deux groupes CH_3 équivalents couplés avec CH.
 - Singulet à 1,25 ppm : protons de NH_2 : protons mobiles, donc pas de couplage.
 - Multiplet vers 1,6 ppm : H de CH couplé avec les deux CH_3 et le groupe CH_2 .
 - Doublet à 2,5 ppm : CH_2 couplé uniquement avec CH (déblindés à cause de N).
- Exercice 8**
- Triplet à 1,3 ppm et dont la courbe d'intégration est égale à environ 0,4 fois la hauteur cumulée soit 3H : CH_3 couplé avec CH_2 .
 - Singulet vers 2 ppm correspondant à 3 H, donc CH_3 non couplé.
 - Quadruplet vers 4,1 ppm : CH_2 couplé avec CH_3 . H déblindés à cause de l'atome d'oxygène électroattracteur.
- Exercice 9**
- 1 La formule semi-développée de l'éthanal : $\text{CH}_3\text{--CHO}$.
 - 2
 - Doublet d'intégration 3 : CH_3 couplé avec H de CHO.
 - Quadruplet d'intégration 1 : CH couplé avec CH_3 .

Chapitre 6 – Détermination de structures

Corrigés des activités

- Activité 7**
- Le spectre IR nous indique la présence d'un pic large à $3\,300\text{ cm}^{-1}$ caractéristique d'une liaison O–H caractéristique des alcools. Le pic vers $3\,000\text{ cm}^{-1}$ indique la présence de liaison(s) C–H. Le spectre RMN montre un triplet 1H déblindé, donc correspondant à l'H lié à l'atome d'O couplé avec 2H d'un groupe CH_2 , un triplet à 3H, donc un groupe CH_3 couplé avec 2H d'un groupe CH_2 , et enfin un multiplet à 2H, donc un groupe CH_2 couplé à 3H d'un groupe CH_3 et 1H du groupe OH.

Ce qui nous permet de déduire la formule : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--O--H}$.

- Activité 8**
- Le spectre IR nous indique la présence d'un pic à $1\,750\text{ cm}^{-1}$ caractéristique d'une liaison C=O caractéristique des composés carbonyles. Le pic vers $3\,000\text{ cm}^{-1}$ indique la présence de liaison(s) C–H.

Le spectre RMN montre un quadruplet à 2H relativement déblindé, donc correspondant à un groupe CH_2 couplé à 3H d'un groupe CH_3 , un singulet à 3H, donc

un groupe CH_3 lié au groupe carbonyle, et enfin un triplet à 3H, donc un groupe CH_3 couplé à 2H d'un groupe CH_2 .

Ce qui nous permet de déduire la formule : $\text{H}_3\text{C} - \underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Exercice d'apprentissage

Exercice 10

❶ HCOOH

❷ Spectre IR : bande large vers 3100 cm^{-1} due à la liaison O–H et pic vers 1700 cm^{-1} de la liaison C=O.

Spectre RMN : pic vers 8 ppm : H lié à C et pic vers 11 ppm : H de la liaison O–H (très déblindé).

Chapitre 7 – De nouvelles familles de composés organiques

Exercices d'apprentissage

Exercice 11

La molécule de formule : $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_2\text{--NH}_2$

- a) est un acide carboxylique
- b) est un alcool
- d) est une amine primaire
- e) s'appelle le butan-1-ol
- f) s'appelle la propanamine
- g) s'appelle l'acide butanoïque

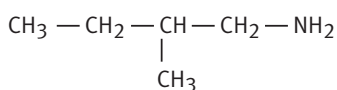
Exercice 12

Les esters :

- a) HCOOC_2H_5 : méthanoate d'éthyle.
- b) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$: éthanoate d'éthyle.
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOCH}_3$: propanoate de méthyle.
- d) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOC}_2\text{H}_5$: propanoate d'éthyle.

Exercice 13

- a) L'amine primaire se nomme : butan-2-amine.
- b) La formule semi-développée de la 2-méthylbutan-1-amine :



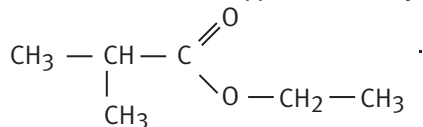
Exercice 14

a) Il s'agit de la 2-méthylbutanamide

b) La formule de la 3-méthylbutanamide est : $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{NH}_2$

Exercice 15

❶ La formule semi-développée du 2-méthylpropanoate d'éthyle :



C'est un ester.

❷ Dans son spectre IR, les pics correspondant aux principales liaisons chimiques présentes sont : C=O ester vers $1700 - 1740 \text{ cm}^{-1}$ et C-H vers 3000 cm^{-1} .

Exercice 16

❶ La N-méthyl-N-phénylméthanamide appartient à la famille des amides.

❷ Le pic correspondant à la fonction carbonyle apparaît vers 1700 cm^{-1} .

❸ On voit le pic de la liaison C-N vibrant vers 1450 cm^{-1} (intensité moyenne).

Chapitre 8 – Pour clore la séquence

Exercices de synthèse

Exercice 1

Le spectre RMN du diméthylpropane présente un seul signal : un singulet, car tous les protons sont équivalents.

Exercice 2

Le spectre RMN du 2-méthylbut-1-ène présente quatre signaux : un singulet pour les 2 H de gauche équivalents, un singulet pour le groupe CH_3 lié à la double liaison, un quadruplet pour le groupe CH_2 couplé avec le groupe CH_3 de droite et un triplet pour le groupe CH_3 de droite couplé avec le groupe CH_2 .

Exercice 3

On remarque la présence de la bande large O-H dans le spectre IR, donc il s'agit d'un alcool.

On peut aussi noter la présence de pics vers 2900 cm^{-1} dus aux liaisons C-H.

Les autres signaux ne sont pas dans la zone facilement exploitables ($\sigma > 1500 \text{ cm}^{-1}$). On retrouve néanmoins des signaux vers 1400 cm^{-1} attribuables aux liaisons C-O.

Exercice 4 L'acide adipique est un diacide carboxylique qui a pour formule brute $C_6H_{10}O_4$.

- ❶ Les bandes IR vers $17\,000\text{ cm}^{-1}$ (C=O acide carboxylique) et $3\,000\text{ cm}^{-1}$ (C-H).
- ❷ Une structure possible est : $HOOC-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-COOH$.
 - Les 2 H acides très déblindés et non couplés correspondent au singulet à 12 ppm.
 - Les CH_2 de gauche et de droite sont équivalents : pic triplet à 2,2 ppm.
 - Les CH_2 au milieu sont équivalents : pic multiplet à 1,7 ppm (un peu moins déblindés que les précédents car plus éloignés des atomes d'oxygène).

Exercice 5 ❶ Il faut utiliser la relation permettant de déterminer la stœchiométrie du composé :
$$n_X = \frac{\%_X \cdot M}{100M_X}$$

Ce qui donne, en prenant les valeurs moyennes des pourcentages indiquées dans le tableau :

$$n_C = 9,16 ; n_H = 9,45 \text{ et } n_O = 1,92.$$

En prenant les valeurs extrêmes des pourcentages, cela donne :

- Pour le carbone : de 8,73 à 9,21 soit $n_C = 9$.
- Pour l'hydrogène : de 8,85 à 10,05 soit $n_H = 10$.
- Pour l'oxygène : de 1,82 à 2,01 soit $n_O = 2$.

On en déduit que les incertitudes de mesure en analyse élémentaire n'autorisent pas une autre formule brute car la masse molaire est égale à $150\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- ❷ Le groupe fonctionnel présent dans X est un groupe carbonyle CO caractérisé par un pic vers $1\,750\text{ cm}^{-1}$ ainsi qu'un pic à $1\,250\text{ cm}^{-1}$ de la liaison C-O d'un ester ou d'un acide.
- ❸ En observant le spectre RMN, on constate la présence :
 - d'un multiplet 5 H à 7,5 ppm : cycle benzénique : $-C_6H_5$;
 - d'un singulet 2 H équivalents à 5 ppm, donc $-CH_2$ non couplé ;
 - d'un singulet 3 H équivalents à 2 ppm, donc $-CH_3$ non couplé.

La formule semi-développée de X est alors : $C_6H_5-CH_2-CO_2-CH_3$. Il s'agit donc d'un ester et non d'un acide. ■

Corrigé séquence 3

Chapitre 1 – Prérequis

Corrigé des tests

Test 1 On calcule la masse molaire du carbonate de calcium qui a pour formule CaCO_3 :

$$M = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g.mol}^{-1}$$

On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{10}{100} = 0,10 \text{ mol}$.

Test 2 On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{\text{mol}}} = \frac{10}{24} = 0,42 \text{ mol}$

On en déduit la masse correspondante en utilisant : $m = n.M$.

La masse molaire du méthane qui a pour formule CH_4 est égale :

$$M = 12 + 4 = 16 \text{ g.mol}^{-1}$$

Et on trouve finalement : $m = 0,42 \times 16 = 6,7 \text{ g}$

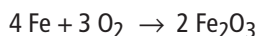
Test 3 On applique la formule : $n = C.V_{\text{sol}} = 0,25 \times 0,2 = 0,05 \text{ mol}$

On calcule la masse molaire du chlorure de sodium qui a pour formule NaCl :

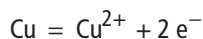
$$M = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

Puis on trouve la masse correspondante en utilisant : $m = n.M = 0,05 \times 58,5 = 2,9 \text{ g}$.

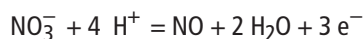
Test 4 Pour ajuster l'équation de la réaction, on commence par l'élément oxygène :



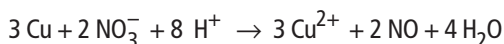
Test 5 On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$:



On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{NO}_3^- / \text{NO}$:



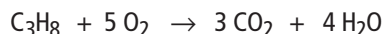
On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :



Test 6 On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{10}{44} = 0,23 \text{ mol}$ pour connaître la quantité de propane.

On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{\text{mol}}} = \frac{96}{24} = 4,0 \text{ mol}$ pour connaître la quantité de dioxygène.

L'équation de la réaction de combustion complète du propane s'écrit :

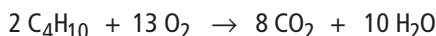


On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

Avancement	C_3H_8	5O_2	3CO_2	$4 \text{H}_2\text{O}$
$X = 0$	0,23 mol	4,0 mol	0	0
X quelconque	$0,23 - X$	$4,0 - 5X$	$3X$	$4X$
X final	0	2,85 mol	0,69 mol	0,92 mol

Étant donné la grande différence des quantités de réactifs, il était facile de prévoir, même s'il faut cinq fois plus de dioxygène que de propane, que ce serait l'hydrocarbure qui serait le réactif limitant.

Test 7 ① L'équation de la réaction de combustion complète du butane s'écrit :



② On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

Avancement	$2 \text{C}_4\text{H}_{10}$	13O_2	8CO_2	$10 \text{H}_2\text{O}$
$X = 0$	$n_1 \text{ mol}$	$n_2 \text{ mol}$	0	0
X quelconque	$n_1 - 2X$	$n_2 - 13X$	$8X$	$10X$
X final	0 mol	0 mol	$4 n_1 \text{ mol}$	$5 n_1 \text{ mol}$

③ On applique la formule : $n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{58} = 17,25 \text{ mol}$ pour connaître la quantité de butane.

On en déduit la quantité minimale de dioxygène nécessaire à la combustion complète du butane :

$$\text{Comme } X = \frac{n_1}{2}, \text{ on voit que : } n_2 = \frac{13 \cdot n_1}{2} = \frac{13 \times 17,25}{2} = 112 \text{ mol.}$$

Comme le volume d'une mole de dioxygène est égal à 24 L, il faut donc :

$$112 \times 24 = 2,7 \cdot 10^3 \text{ L} = 2,7 \text{ m}^3$$

④ Le dioxyde de carbone est un gaz, on peut donc appliquer la formule : $V = n \cdot V_{\text{mol}}$

$$\text{On trouve alors : } V = 8 \times \frac{17,25}{2} \times 24 = 1,65 \cdot 10^3 \text{ L} = 1,65 \text{ m}^3$$

Par contre, on nous précise qu'il s'agit d'eau liquide, il ne faut surtout pas appliquer la formule précédente ! On doit donc calculer la masse d'eau :

$$m = n.M = 10 \times \frac{17,25}{2} \times 18 = 1,55.10^3 \text{ g} = 1,55 \text{ kg}$$

Et se rappeler qu'un litre d'eau a une masse de 1 kg, pour conclure que la combustion de 1 kg de butane produit 1,55 L d'eau liquide.

Test 8

L'atome d'azote possède 7 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K et 5 sur la couche L ; on note cette structure : $(K)^2(L)^5$. L'atome d'azote se trouve donc dans la cinquième colonne de la deuxième ligne de la classification périodique.

L'atome d'oxygène possède 8 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K et 6 sur la couche L ; on note cette structure : $(K)^2(L)^6$. L'atome d'oxygène se trouve donc dans la sixième colonne de la deuxième ligne de la classification périodique.

L'atome de sodium Na possède 11 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K, 8 sur la couche L et 1 sur la couche M ; on note cette structure : $(K)^2(L)^8(M)^1$. L'atome de sodium se trouve donc dans la première colonne de la troisième ligne de la classification périodique.

L'atome de soufre possède 16 électrons (autant que de protons) qui sont répartis : 2 sur la couche K, 8 sur la couche L et 6 sur la couche M ; on note cette structure : $(K)^2(L)^8(M)^6$. L'atome de soufre se trouve donc dans la sixième colonne de la troisième ligne de la classification périodique, juste au-dessous de l'atome d'oxygène.

Les ions monoatomiques stables de ces quatre éléments ont la même structure électronique que l'atome de l'élément de la famille des gaz rares le plus proche soit le néon ($Z=10$) de structure $(K)^2(L)^8$. Leurs formules sont N^{3-} , Na^+ , O^{2-} .

Test 9

Structure électronique : $(K)^2(L)^4$. Il manque 4 électrons à l'atome de carbone pour obéir à la règle de l'octet.

Test 10

Pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existera donc qu'un seul alcane : $CH_3 - CH_2 - CH_3$, le propane.

De même, il n'existera qu'un seul alcène, puisqu'il revient au même de placer la double liaison entre les carbones 1 et 2 ou 2 et 3 : $CH_2 = CH - CH_3$, le propène. Par contre, il existerait un isomère cyclique : le cyclopropane.

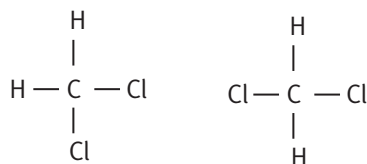
De même, il n'existera qu'un seul alcyne, puisqu'il revient au même de placer la triple liaison entre les carbones 1 et 2 ou 2 et 3 : $CH \equiv C - CH_3$.

Test 11

La formule de Cram du dichlorométhane s'obtient en substituant deux hydrogènes par deux atomes de chlore. On peut s'apercevoir (c'est plus facile lorsqu'on fabrique le modèle moléculaire) que, quels que soient les atomes d'hydrogène que l'on substitue, on retrouve toujours la même molécule.



Ce ne serait pas le cas si le méthane était une molécule plane puisqu'il y aurait deux dichlorométhanés :



Ces deux molécules ne sont pas superposables et sont donc bien des isomères.

L'existence d'un seul isomère du dichlorométhane a été une des raisons invoquées par les chimistes Le Bel et Van t'Hoff pour justifier la structure tétraédrique du carbone quand il ne s'unit que par des simples liaisons.

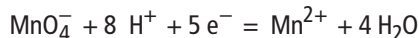
Chapitre 2 – Cinétique chimique

Corrigés des activités

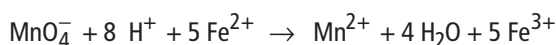
Activité 1 ❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$:



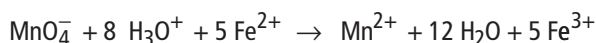
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



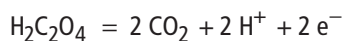
On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 1 :



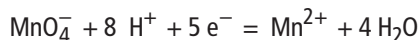
Cette réaction se déroule en solution aqueuse acide, donc :



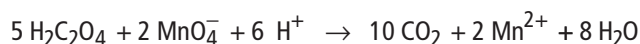
❷ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$:



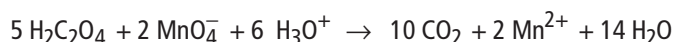
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



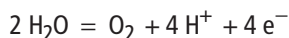
On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 2 :



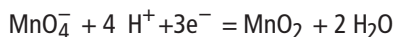
Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



③ On écrit la demi-équation qui correspond au couple O_2 / H_2O :



On écrit la demi-équation qui correspond au couple MnO_4^- / MnO_2 :



On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :



Cette réaction se déroule en milieu basique, donc :

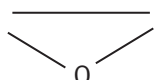


④ Ces trois réactions sont des réactions d'oxydoréduction qui mettent toutes en jeu des ions permanganate.

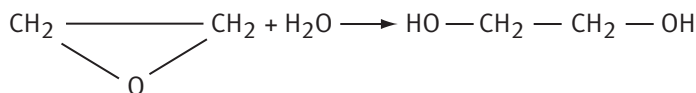
Dans le premier exemple, la réaction est instantanée ; dans le deuxième, elle met un certain temps pour se faire et dans le dernier, on ne constate la formation du produit qu'au bout d'un temps très long. **Nous dirons que ce qui les différencie est leur durée.**

Les trois réactions se produisent à la température ambiante ; il serait intéressant de voir, quand on chauffe le milieu réactionnel, si, par exemple, la réaction du permanganate sur l'acide oxalique ne devient pas une réaction instantanée ou si le dépôt de dioxyde de manganèse n'apparaît pas beaucoup plus rapidement.

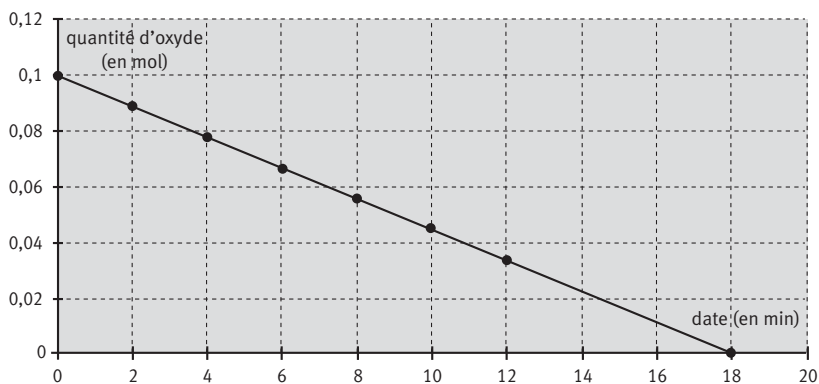
Activité 2

L'oxyde d'éthylène a pour formule : CH_2  CH_2

Il réagit sur l'eau pour donner l'éthylène glycol qui se nomme aussi éthane-1,2-diol : $HO - CH_2 - CH_2 - OH$.

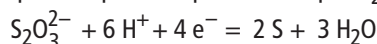


Pour savoir au bout de combien de temps cette réaction sera terminée, il faut tracer la courbe qui donne la quantité de dioxyde d'éthylène en fonction de la date.



On lit sur la courbe que la réaction sera terminée au bout de 18 minutes et 10 secondes.

Activité 3 ❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $S_2O_3^{2-} / S$:



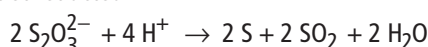
Dans cette demi-équation, l'ion thiosulfate (qui est du côté des électrons) est l'oxydant et le soufre, le réducteur.

On écrit la demi-équation qui correspond au couple $SO_2 / S_2O_3^{2-}$:

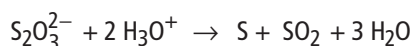


Dans cette demi-équation, l'ion thiosulfate (qui n'est pas du côté des électrons) est le réducteur et le dioxyde de soufre, l'oxydant.

❷ En milieu très acide, l'ion thiosulfate peut réagir sur lui-même puisqu'il est à la fois oxydant et réducteur :



On peut alors tout diviser par 2 et tenir compte que la réaction se déroule en milieu acide :



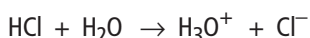
Activité 4 ❶ Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions thiosulfate, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[S_2O_3^{2-}]_0 = \frac{0,100 \times v_{sol}}{65} \text{ avec } v_{sol} \text{ en mL}$$

Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions oxonium, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[H_3O^+]_0 = \frac{1,00 \times v_{sol}}{65} \text{ avec } v_{sol} = 5 \text{ mL}$$

En effet, l'acide chlorhydrique est un acide fort qui se dissocie totalement en ions oxonium suivant :



Volume de thiosulfate (en mL)	60	50	40	35	30
Volume d'eau (en mL)	0	10	20	25	30
Volume d'acide chlorhydrique (en mL)	5	5	5	5	5
$[S_2O_3^{2-}]_0$ (en mol.L ⁻¹)	$9,23 \cdot 10^{-2}$	$7,69 \cdot 10^{-2}$	$6,15 \cdot 10^{-2}$	$5,38 \cdot 10^{-2}$	$4,61 \cdot 10^{-2}$
$[H_3O^+]_0$ (en mol.L ⁻¹)	$7,69 \cdot 10^{-2}$	$7,69 \cdot 10^{-2}$	$7,69 \cdot 10^{-2}$	$7,69 \cdot 10^{-2}$	$7,69 \cdot 10^{-2}$
t (en s)	50	60	75	90	100

Si l'on travaillait dans les conditions stœchiométriques, il faudrait deux fois moins d'ions thiosulfate que d'ions oxonium, c'est-à-dire :

$$\frac{1}{2} \times 1,00 \times 5.10^{-3} = 2,5.10^{-3} \text{ mol}$$

Comme la concentration des ions thiosulfate est de $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$, cela représente un volume de solution égal à :

$$V_{\min} = \frac{2,5.10^{-3}}{0,100} = 25.10^{-3} \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

② Dans toutes les expériences, le volume de la solution de thiosulfate est supérieur à 25 mL ; c'est donc l'ion oxonium qui est toujours le réactif limitant et comme il se forme deux fois moins de soufre qu'il y a d'ions oxonium au départ, on en déduit qu'il se forme : $n_S = \frac{1}{2} \times 1,00 \times 5.10^{-3} = 2,5.10^{-3} \text{ mol}$ soit environ 80 mg, à la fin de chaque expérience.

③ Pour une même concentration initiale en ions oxonium, plus on diminue la concentration des ions thiosulfate et plus l'intervalle de temps t augmente.

On peut donc en conclure que si l'on diminue la concentration initiale en ions thiosulfate, en maintenant celle des ions oxonium constante, la durée de la réaction sera plus longue.

Activité 5

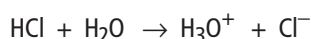
① Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions thiosulfate, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[S_2O_3^{2-}]_0 = \frac{0,100 \times v_{\text{sol}}}{65} \text{ avec } v_{\text{sol}} = 25 \text{ mL}$$

Pour remplir la ligne du tableau qui correspond à la concentration initiale en ions oxonium, il faut tenir compte de la dilution et faire le calcul :

$$[H_3O^+]_0 = \frac{1,00 \times v_{\text{sol}}}{65} \text{ avec } v_{\text{sol}} \text{ en mL}$$

En effet, l'acide chlorhydrique est un acide qui se dissocie totalement en ions oxonium suivant :



Volume de thiosulfate (en mL)	25	25	25	25	25
Volume d'eau (en mL)	30	25	20	10	0
Volume d'acide chlorhydrique (en mL)	10	15	20	30	40
$[S_2O_3^{2-}]_0$ (en mol.L^{-1})	$3,85.10^{-2}$	$3,85.10^{-2}$	$3,85.10^{-2}$	$3,85.10^{-2}$	$3,85.10^{-2}$
$[H_3O^+]_0$ (en mol.L^{-1})	$1,54.10^{-1}$	$2,31.10^{-1}$	$3,08.10^{-1}$	$4,62.10^{-1}$	$6,15.10^{-1}$
t (en s)	120	105	90	80	70

Si l'on travaillait dans les conditions stœchiométriques, il faudrait deux fois plus d'ions oxonium que d'ions thiosulfate, c'est-à-dire :

$$2 \times 0,100 \times 25.10^{-3} = 5.10^{-3} \text{ mol}$$

Comme la concentration des ions oxonium est de $1,00 \text{ mol.L}^{-1}$, cela représente

$$\text{un volume de solution égal à : } V_{\min} = \frac{5.10^{-3}}{1,00} = 5.10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}$$

② Dans toutes les expériences, le volume de la solution d'acide chlorhydrique est supérieur à 5 mL ; c'est donc l'ion thiosulfate qui est toujours le réactif limitant et comme il se forme autant de soufre qu'il y a d'ions thiosulfate au départ, on en déduit qu'il se forme : $n_S = 1 \times 0,100 \times 25.10^{-3} = 2,5.10^{-3} \text{ mol}$ soit environ 80 mg, à la fin de chaque expérience.

③ Pour une même concentration initiale en ions thiosulfate, plus on augmente la concentration des ions oxonium et plus l'intervalle de temps t diminue.

On peut donc en conclure que si l'on augmente la concentration initiale en ions oxonium, en maintenant celle des ions thiosulfate constante, la durée de la réaction sera plus courte.

Dans ces deux dernières activités ainsi que pour les suivantes, nous adoptons une démarche scientifique qui consiste à modifier un paramètre de l'expérience en maintenant les autres constants.

Activité 6

L'équation de la réaction de l'eau sur le 2-chloro-2-méthylpropane s'écrit :



Activité 7

On sait que pour une concentration $C = 0,010 \text{ mol.L}^{-1}$, la conductance de la solution $G = 61,2 \text{ mS}$.

$$\text{On en déduit que : } K = \frac{C}{G} = \frac{0,010}{61,2} = 1,63.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{mS}^{-1}$$

Activité 8

Dans 100 mL de la solution ainsi préparée, il y a n_0 moles de 2-chloro-2-méthylpropane :

$$n_0 = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{0,85 \times 5}{92,5} = 4,6.10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{On en déduit que dans 5 mL, il y en a 20 fois moins : } n = \frac{4,6.10^{-2}}{20} = 2,3.10^{-3} \text{ mol}$$

Activité 9

① Pour connaître la concentration en acide chlorhydrique, il suffit d'appliquer la formule $C = K.G$ en prenant la valeur de K trouvée à l'activité 7 : $K = 1,63.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}.\text{mS}^{-1}$

Temps (en s)	0	30	60	90	120	150	180	240	300	360	420	480
Conductance (en mS)	0	15,7	30,7	45,4	55,2	61,2	65,0	66,9	67,8	68,1	68,1	68,1
C ($10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ ou mmol.L^{-1})	0	2,56	5,00	7,40	9,00	9,98	10,6	10,9	11,1	11,1	11,1	11,1

	2-chloro-2-méthylpropane	Eau	2-méthylpropan-2-ol	Acide chlorhydrique
État initial	$2,3 \cdot 10^{-3}$ mol	excès	0	0
t quelconque	$2,3 \cdot 10^{-3} - x$	excès	x	x
État final pour une réaction totale	0	excès	$X_{\max} = 2,3 \cdot 10^{-3}$ mol	$X_{\max} = 2,3 \cdot 10^{-3}$ mol

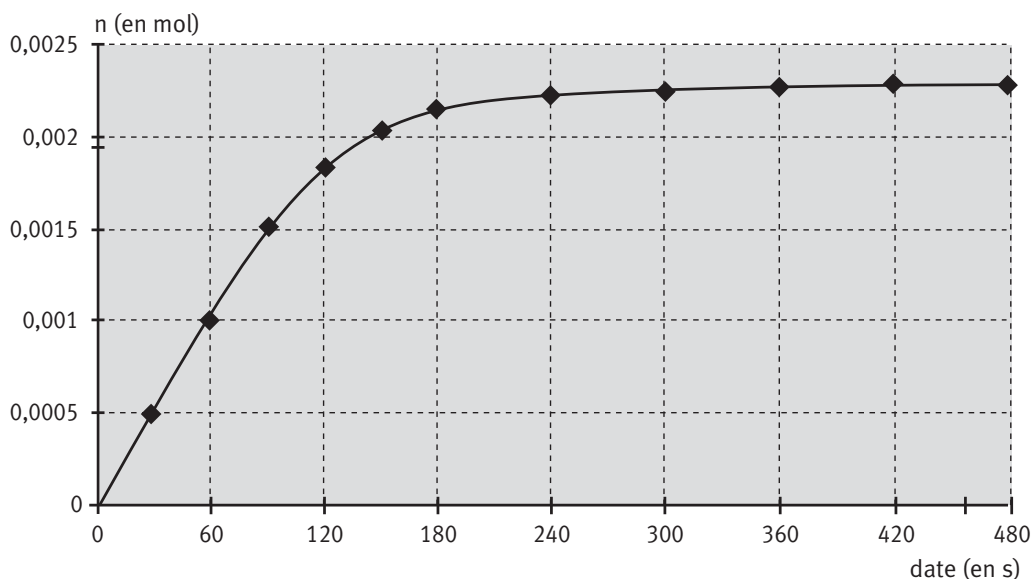
- ② Quand il se forme une mole d'acide chlorhydrique, il se forme aussi une mole d'alcool tertiaire. On peut donc écrire que :

$$n_{[\text{R-OH}]} = n_{[\text{acide}]} = C \cdot V_{\text{sol}} \text{ avec } V_{\text{sol}} = (200 + 5) = 205 \text{ mL} = 0,205 \text{ L}.$$

- ③ On peut alors dresser le tableau de résultats puis tracer la courbe

$$n_{[\text{R-OH}]} = f(t) :$$

Temps (en s)	0	30	60	90	120	150	180	240	300	360	420	480
$n_{[\text{R-OH}]}$ (10^{-3} mol ou mmol)	0	0,525	1,02	1,52	1,84	2,04	2,17	2,23	2,26	2,28	2,28	2,28



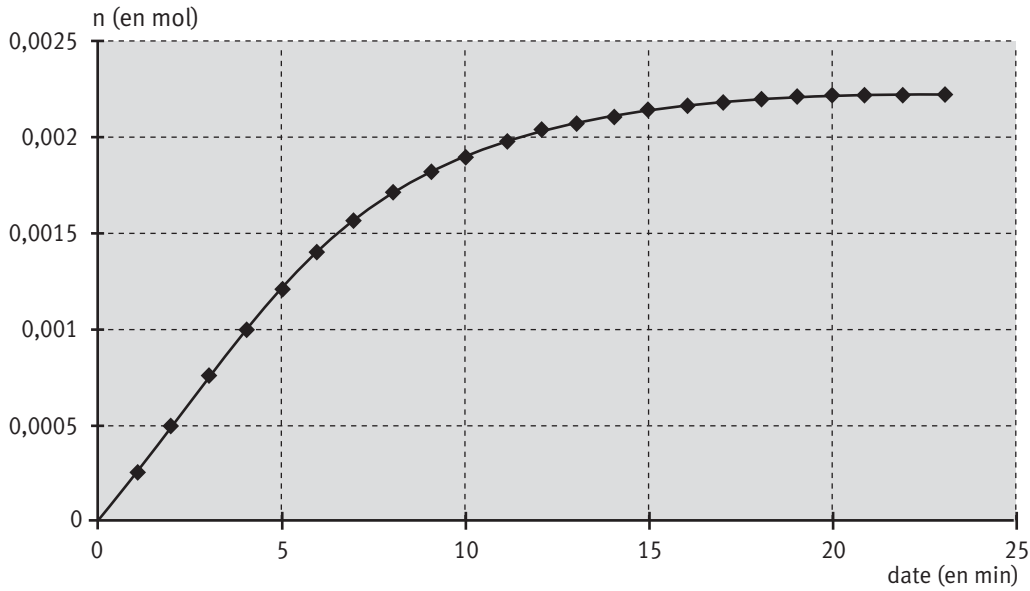
- ④ Théoriquement, on devrait obtenir autant de moles d'alcool tertiaire qu'on en avait introduits de 2-chloro-2-méthylpropane, au départ soit : $n = x_{\max} = 2,30 \cdot 10^{-3}$ mol. En fait, on s'aperçoit que le résultat obtenu est légèrement inférieur puisque les dernières valeurs sont toutes égales à $n' = 2,28 \cdot 10^{-3}$ mol. Il est toutefois légitime de considérer que les résultats expérimentaux sont parfaitement corrects puisque l'écart entre les deux valeurs de n est inférieur à 1 %. Dans ces conditions, on peut estimer que la durée de la réaction se situe entre 300 et 360 s soit 330 s, car il n'est pas possible d'avoir une plus grande précision.

Activité 10 ❶ On refait le même raisonnement que précédemment et on utilise la même valeur de K pour compléter le tableau :

Temps (en min)	0	1	2	3	4	5	6	7
Conduc- tance (en mS)	0	8,3	15,3	22,7	29,4	35,9	41,7	46,9
$\eta_{[R-OH]}$ (en mol)	0	$2,77 \cdot 10^{-4}$	$5,11 \cdot 10^{-4}$	$7,58 \cdot 10^{-4}$	$9,82 \cdot 10^{-4}$	$1,20 \cdot 10^{-3}$	$1,39 \cdot 10^{-3}$	$1,57 \cdot 10^{-3}$
Temps (en min)	8	9	10	11	12	13	14	15
Conduc- tance (en mS)	51,8	55,2	58,0	60,1	61,3	62,3	63,2	64,1
$\eta_{[R-OH]}$ (en mol)	$1,73 \cdot 10^{-3}$	$1,84 \cdot 10^{-3}$	$1,94 \cdot 10^{-3}$	$2,01 \cdot 10^{-3}$	$2,05 \cdot 10^{-3}$	$2,08 \cdot 10^{-3}$	$2,11 \cdot 10^{-3}$	$2,14 \cdot 10^{-3}$
Temps (en min)	16	17	18	19	20	21	22	23
Conduc- tance (en mS)	64,7	65,3	66,0	66,3	66,6	66,9	66,9	66,9
$\eta_{[R-OH]}$ (en mol)	$2,16 \cdot 10^{-3}$	$2,18 \cdot 10^{-3}$	$2,20 \cdot 10^{-3}$	$2,22 \cdot 10^{-3}$	$2,23 \cdot 10^{-3}$	$2,24 \cdot 10^{-3}$	$2,24 \cdot 10^{-3}$	$2,24 \cdot 10^{-3}$

On peut de nouveau tracer la courbe $\eta_{[R-OH]} = f(t)$.

❷



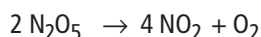
- ③ La principale critique que l'on doit faire sur le mode expérimental est que l'on ne réalise pas la réaction à température constante. Si la température exerce une influence sur la durée de la réaction, elle n'aura pas le même impact tout au long de la manipulation, puisque le milieu réactionnel va se réchauffer.

La deuxième critique porte sur la valeur de la constante K : il aurait fallu déterminer sa valeur à la température où l'on recommençait l'expérience.

- ④ On peut estimer à environ 21 minutes la durée de cette deuxième réaction. Ce résultat est évidemment bien supérieur à celui de la durée de la première (c'est-à-dire entre 5 et 6 minutes). Nous avons signalé que la température du milieu réactionnel avait augmenté au cours de la manipulation (équilibre thermique exige !) ; on peut donc logiquement penser que si la température était restée constante, la durée de l'expérience en aurait été augmentée. On peut donc en conclure que lorsqu'on diminue la température du milieu réactionnel, la durée de la réaction augmente.

Activité 11

L'équation de la réaction qui transforme le pentaoxyde de diazote en dioxyde d'azote et dioxygène s'écrit :

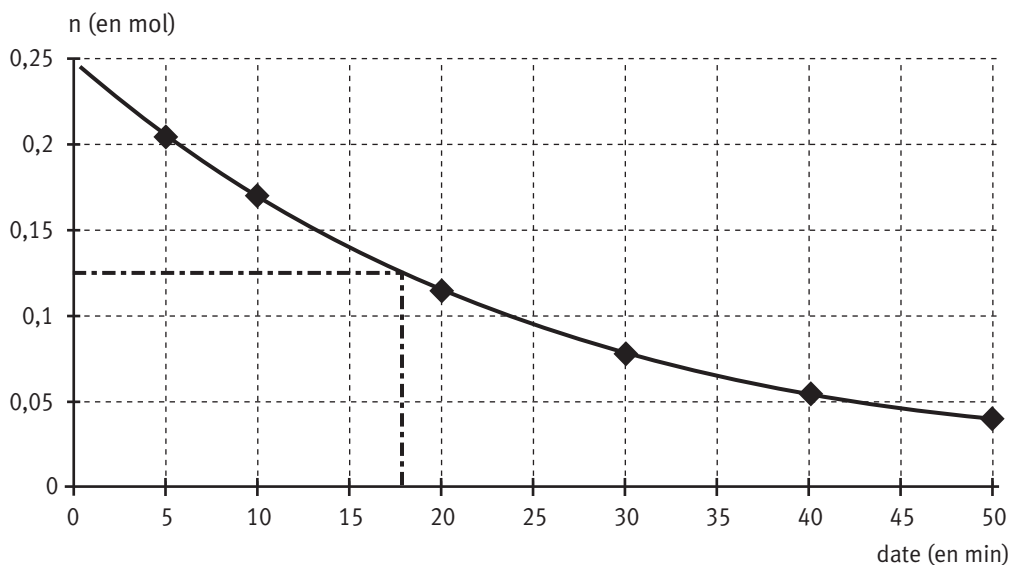


Comme, au départ, il y a 0,25 mol de pentaoxyde d'azote, il n'en restera que 0,125 mol au temps de demi-réaction. En effet, $0,25 - 2.X_{\text{max}} = 0$ donc

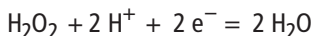
$$X_{\text{max}} = \frac{0,25}{2} \text{ et } X_{1/2} = \frac{X_{\text{max}}}{2} = \frac{0,25}{4}.$$

On en déduit qu'à la date $t_{1/2}$, $n_{1/2} = 0,25 - 2 \cdot \frac{0,25}{4} = 0,125 \text{ mol}$.

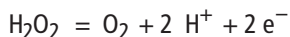
On lit sur la courbe que : $t_{1/2} = 18 \text{ min}$



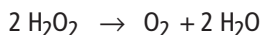
Activité 12 On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$:



On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 1 :

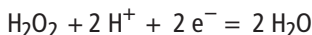


Activité 13 La couleur du milieu réactionnel passe très rapidement de la couleur vert pâle au jaune orangé, ce qui montre que les ions fer (II) se sont transformés en ions fer (III).

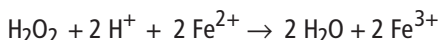
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$:



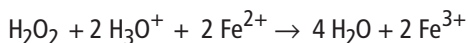
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$:



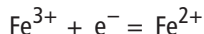
On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :



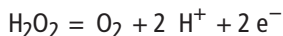
Cette réaction se déroule en milieu aqueux acide, donc :



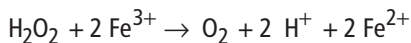
Activité 14 On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$:



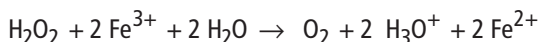
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$:



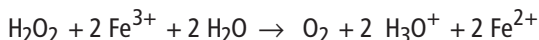
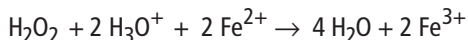
On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :



Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



On additionne les équations correspondant à cette activité et à la précédente :



Et l'on retrouve : $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, c'est-à-dire l'équation qui se produit lorsqu'on n'utilise pas de catalyseur.

Activité 15

- ① Un litre d'eau oxygénée à 110 volumes peut libérer 110 L de dioxygène dans des conditions où le volume molaire vaut 22,4 L, soit un nombre de moles :

$$n_0 = \frac{V}{V_{\text{mol}}} = \frac{110}{22,4} = 4,91 \text{ mol}$$

Dans ces conditions, 2 mL d'eau oxygénée peuvent libérer :

$$n = 2.10^{-3} \cdot n_0 = 2.10^{-3} \times 4,91 = 9,82.10^{-3} \text{ mol}$$

- ② Si le volume d'une mole est égal à 24 L, on en déduit qu'on peut recueillir :

$$V_{\text{max}} = n \cdot V_{\text{mol}} = 9,82.10^{-3} \times 24 = 0,236 \text{ L} = 236 \text{ mL}$$

En fait, l'eau oxygénée, lorsqu'elle est très concentrée, a tendance à se dismuter toujours un peu ; on peut donc penser que celle utilisée n'était plus tout à fait à 110 volumes puisque le volume de dioxygène obtenu finalement (220 mL) est un peu inférieur à 236 mL.

Activité 16

	2 H ₂ O ₂	2 H ₂ O	O ₂
X=0	n	-	0
X quelconque	n - 2X	-	X
X maximal	0	-	$\frac{n}{2}$

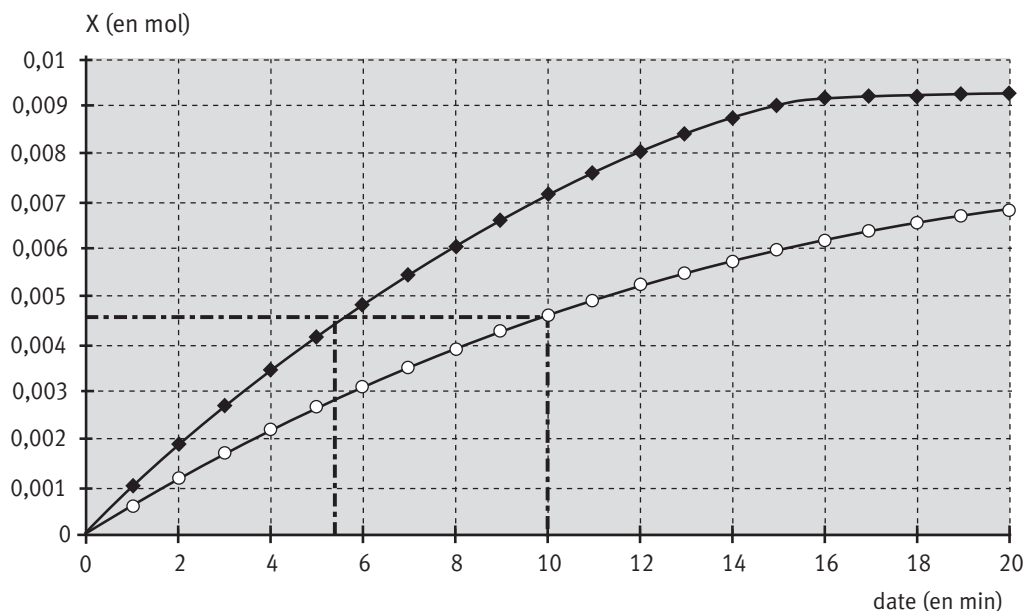
On en déduit que l'avancement de la réaction est égal au nombre de moles de dioxygène libéré. On calcule ce nombre de moles en appliquant la formule :

$$n = \frac{V}{24\,000} \text{ en conservant } v \text{ en mL.}$$

Date (en min)	Volume de dioxygène (en mL) Expérience 1	Nombre de moles de dioxygène Expérience 1	Volume de dioxygène (en mL) Expérience 2	Nombre de moles de dioxygène Expérience 2
0	0	0	0	0
1	15	$6,25.10^{-4}$	24	$1,00.10^{-3}$
2	29	$1,21.10^{-3}$	46	$1,92.10^{-3}$
3	42	$1,75.10^{-3}$	66	$2,75.10^{-3}$
4	54	$2,25.10^{-3}$	84	$3,50.10^{-3}$
5	65	$2,71.10^{-3}$	101	$4,21.10^{-3}$
6	75	$3,13.10^{-3}$	117	$4,88.10^{-3}$
7	84,5	$3,52.10^{-3}$	132	$5,50.10^{-3}$
8	93,5	$3,90.10^{-3}$	146	$6,08.10^{-3}$
9	102	$4,25.10^{-3}$	159	$6,63.10^{-3}$

Date (en min)	Volume de dioxygène (en mL) Expérience 1	Nombre de moles de dioxygène Expérience 1	Volume de dioxygène (en mL) Expérience 2	Nombre de moles de dioxygène Expérience 2
10	110	$4,58 \cdot 10^{-3}$	171	$7,13 \cdot 10^{-3}$
11	117,5	$4,90 \cdot 10^{-3}$	182	$7,58 \cdot 10^{-3}$
12	124,5	$5,19 \cdot 10^{-3}$	192	$8,00 \cdot 10^{-3}$
13	131	$5,46 \cdot 10^{-3}$	201	$8,38 \cdot 10^{-3}$
14	137	$5,71 \cdot 10^{-3}$	209	$8,71 \cdot 10^{-3}$
15	142,5	$5,94 \cdot 10^{-3}$	216	$9,00 \cdot 10^{-3}$
16	147,5	$6,15 \cdot 10^{-3}$	220	$9,17 \cdot 10^{-3}$
17	152	$6,33 \cdot 10^{-3}$	220	$9,17 \cdot 10^{-3}$
18	156	$6,50 \cdot 10^{-3}$	220	$9,17 \cdot 10^{-3}$
19	159,5	$6,65 \cdot 10^{-3}$	220	$9,17 \cdot 10^{-3}$
20	162,5	$6,77 \cdot 10^{-3}$	220	$9,17 \cdot 10^{-3}$

On peut alors tracer les deux courbes $X = f(t)$ sur un même graphique :



Pour le temps de demi-réaction, X vaut la moitié de sa valeur maximale soit environ $4,6 \cdot 10^{-3}$ mol ; on reporte cette valeur sur le graphique et l'on connaît ainsi

le temps de demi-réaction pour les deux expériences :

- pour l'expérience 1 : $t_{1/2} = 10$ minutes,
- pour l'expérience 2 : $t_{1/2} = 5$ minutes 30 secondes.

Activité 17

Pour produire de l'éthanol pur à partir de céréales, il faut dans un premier temps réaliser l'hydrolyse de l'amidon, qui est un sucre complexe, pour former du glucose (sucre simple). Cette hydrolyse peut s'effectuer à l'aide d'acides (catalyse homogène) ou d'enzymes (catalyse enzymatique).

La solution de glucose obtenue est ensuite transformée en solution alcoolique par des levures comme pour la production des boissons alcooliques (réaction biochimique). Les solutions obtenues sont diluées car les levures ne peuvent survivre dans un milieu trop concentré en alcool.

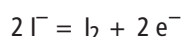
Pour obtenir de l'éthanol pur, il est nécessaire de procéder à la distillation de la solution alcoolique. Cette opération est compliquée car l'affinité de l'eau et de l'éthanol ne permet pas d'obtenir de l'éthanol d'une pureté supérieure à 95 % par distillation simple ou fractionnée. L'utilisation de desséchant ou l'ajout d'une troisième espèce chimique lors de la distillation permet d'obtenir de l'éthanol pur. Cet éthanol, appelé bioéthanol, est utilisé comme carburant ou comme additif dans l'essence.

L'inconvénient de cette filière de production est de partir de matière première agricole destinée à l'alimentation. Une voie de recherche prometteuse réside dans l'utilisation des déchets agricoles contenant de la cellulose pour fabriquer du glucose puis du bioéthanol en remplaçant la première étape du procédé précédent par une hydrolyse enzymatique de la cellulose (catalyse enzymatique).

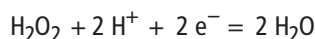
Corrigé des exercices d'apprentissage

Exercice 1 Durée d'une réaction

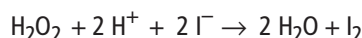
- ① On écrit la demi-équation qui correspond au couple I_2 / I^- :



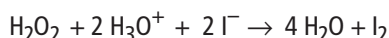
On écrit la demi-équation qui correspond au couple H_2O_2 / H_2O :



On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 1 :



Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



- ② Avant de dresser le tableau d'avancement, il faut calculer les nombres de moles initiaux d'eau oxygénée et d'ions iodure. On ne s'intéresse ni aux ions hydronium (car ils ne sont là que pour acidifier le milieu réactionnel), ni à l'eau (car la réaction se déroule en solution aqueuse).

Pour l'eau oxygénée : $n_0 = 4.10^{-3} \times 0,100 = 4,00.10^{-4}$ mol

Pour les ions iodure : $n_0 = 20.10^{-3} \times 0,100 = 2,00.10^{-3}$ mol

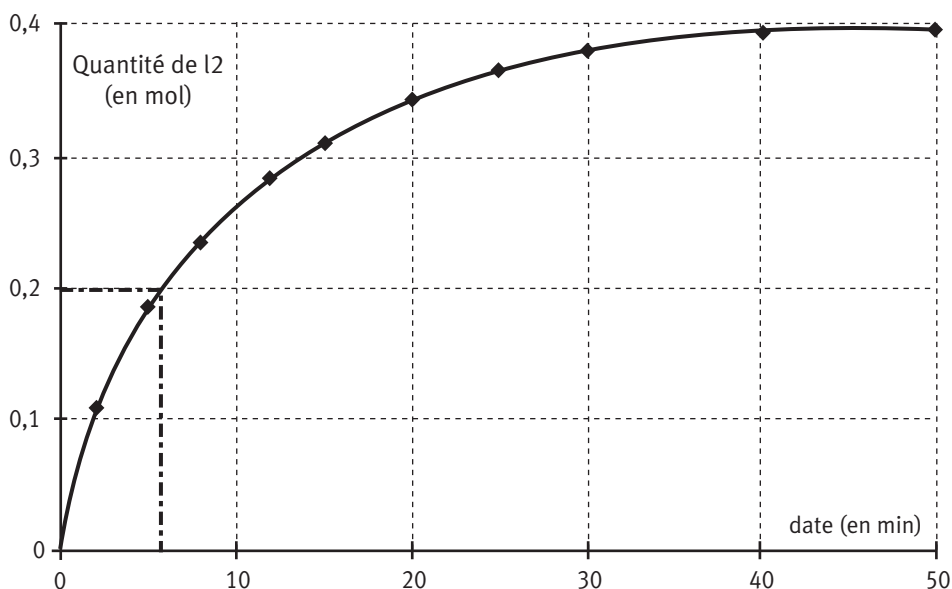
On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

Avancement	H_2O_2	$2 I^-$	I_2
$X = 0$	4.10^{-4} mol	2.10^{-3} mol	0
X quelconque	$4.10^{-4} - X$	$2.10^{-3} - 2X$	X
X maximal	0	$1,2.10^{-3}$ mol	4.10^{-4} mol

③ À la date $t = 0$, le volume du mélange initial est égal à :

$V = (16 + 20 + 20 + 4) = 60$ mL. On obtient le nombre de moles de diiode en appliquant la formule : $n = C.V$ (avec V en L).

Date (en min)	0	2	5	8	12	15	20	25
Concentration en diiode (en mmol.L ⁻¹)	0	1,8	3,1	3,9	4,7	5,1	5,7	6,1
n de I_2 (en mol)	0	$1,08.10^{-4}$	$1,86.10^{-4}$	$2,34.10^{-4}$	$2,82.10^{-4}$	$3,06.10^{-4}$	$3,42.10^{-4}$	$3,66.10^{-4}$
Date (en min)		30	40	50				
Concentration en diiode (en mmol.L ⁻¹)		6,4	6,6	6,6				
n de I_2 (en mol)		$3,84.10^{-4}$	$3,96.10^{-4}$	$3,96.10^{-4}$				



- ④ Au bout de 40 minutes, la quantité de diiode ne varie plus et, à 1% près, la valeur de cette quantité est égale à X maximal puisqu'on obtient $3,96 \cdot 10^{-4}$ mol expérimentalement et $4,00 \cdot 10^{-4}$ mol par le calcul. On peut donc bien conclure que la durée de la réaction est de 40 min.
- ⑤ À la date $t_{1/2}$, l'avancement sera égal à la moitié de X maximal c'est-à-dire $2,00 \cdot 10^{-4}$ mol. On peut lire sur la courbe ci-dessus que le temps de demi-réaction est d'environ 6 minutes.

Exercice 2 Cuisine et haute montagne

- ① On peut calculer la pression $p(0)$, en appliquant la relation :

$$\log p = 10,957 - \frac{2220}{T_e} \text{ et l'on trouve :}$$

$$\log p(0) = 10,957 - \frac{2220}{373} = 5,005, \text{ ce qui nous permet de calculer :}$$

$$p(0) = 10^{5,005} = 1,012 \cdot 10^5 \text{ Pa.}$$

On peut maintenant calculer la pression au sommet du mont Blanc :

$$\log \left[\frac{p(h)}{p(0)} \right] = 5,26 \cdot \log (1 - 2,26 \cdot 10^{-2} \cdot h)$$

$$\log \left[\frac{p(h)}{p(0)} \right] = 5,26 \cdot \log (1 - 2,26 \cdot 10^{-2} \times 4,810) = -0,263$$

$$\text{On en déduit que : } p(h) = p(0) \cdot 10^{-0,263} = 1,012 \cdot 10^5 \times 0,546 = 5,524 \cdot 10^4 \text{ Pa.}$$

On peut alors calculer la température de l'eau pour cette pression :

$$\frac{2220}{T_e} = 10,957 - \log p(h) = 10,957 - \log(5,524 \cdot 10^4) = 6,215 \text{ soit}$$

$$T_e(h) = \frac{2220}{6,215} = 357 \text{ K} = 84^\circ \text{C}$$

Le temps de cuisson est doublé lorsque la température d'ébullition de l'eau diminue de 10 °C. Au sommet du mont Blanc, l'eau bout à 84 °C, soit 16 °C en dessous de 100 °C.

Il faut comprendre que lorsque l'eau bout à 90 °C, le temps de cuisson est doublé et qu'à 80 °C le temps de cuisson est quadruplé. Il faut donc multiplier le temps de cuisson par 2^n , avec $n = \frac{16}{10}$ dans ce cas, puisque l'eau bout 16 °C, en dessous de 100 °C.

On trouve alors pour le temps de cuisson d'un œuf dur au sommet du mont Blanc :

$$t = 10 \times 2^{1,6} \approx 30 \text{ minutes}$$

- ② On recommence les mêmes calculs pour trouver la température d'ébullition de l'eau au sommet de l'Everest :

On peut maintenant calculer la pression au sommet de l'Everest :

$$\log\left[\frac{p(h)}{p(0)}\right] = 5,26 \cdot \log(1 - 2,26 \cdot 10^{-2} \cdot h) = 5,26 \cdot \log(1 - 2,26 \cdot 10^{-2} \times 8,848) = -0,510$$

$$\text{On en déduit que : } p(h) = p(0) \cdot 10^{-0,510} = 1,012 \cdot 10^5 \times 0,309 = 3,130 \cdot 10^4 \text{ Pa.}$$

On peut alors calculer la température de l'eau pour cette pression :

$$\frac{2220}{T_e} = 10,957 - \log p(h) = 10,957 - \log(3,130 \cdot 10^4) = 6,462 \text{ soit}$$

$$T_e(h) = \frac{2220}{6,462} = 344 \text{ K} = 71 \text{ °C}$$

Au sommet de l'Everest, la température d'ébullition de l'eau diminue de 29 °C. On en déduit le temps de cuisson des pâtes : $t = 15 \times 2^{2,9} \approx 112 \text{ minutes.}$

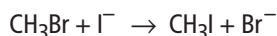
- ③ Plus la température de l'eau que l'on fait passer sur la poudre de café est élevée, plus le café se charge d'arômes ; c'est pourquoi, dans les cafetières modernes, on fait de l'eau sous pression pour que la température de l'eau soit supérieure à 100 °C. On comprend donc que si l'on fait passer de l'eau à la température de 71 °C sur la poudre de café, elle ne se chargera pas de beaucoup d'arômes ; autrement dit, on préparera un café qui n'aura aucun goût !

Exercice 3 Catalyse homogène

- ① L'équation de la réaction s'écrit :



- ② Lors de la première étape, l'ion iodure réagit sur le bromométhane suivant :



Lors de l'étape suivante, l'eau réagit sur l'iodométhane qui vient de se former :



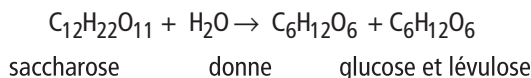
Quand on additionne les équations des deux étapes, on obtient, après avoir fait toutes les simplifications :



L'ion iodure a permis à la réaction de se faire plus rapidement, mais il n'apparaît pas dans l'équation finale : c'est donc bien le catalyseur de cette réaction.

Exercice 4 Hydrolyse du saccharose

- 1 L'équation de la réaction s'écrit :



- 2 Il s'agit d'une catalyse homogène de l'hydrolyse du saccharose par les ions oxonium ; or, dans ce type de catalyse, la quantité de catalyseur utilisée est le paramètre important. Plus on utilise de catalyseur, plus on diminue la durée de la réaction. Comme on nous dit qu'en utilisant deux fois plus de catalyseur, on diminue par deux la durée de la réaction, on peut en déduire qu'on n'utilise pas les ions oxonium que pour acidifier le milieu réactionnel, mais qu'on s'en sert surtout pour catalyser la réaction d'hydrolyse.

Exercice 5 Rôle d'un pot catalytique

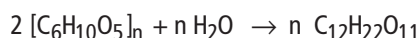
- 1 À la sortie d'un moteur à explosion, on cherche à éliminer, en utilisant un pot catalytique, le monoxyde de carbone CO et les différents oxydes d'azote qui ont pu se former lors de la combustion du carburant. En effet, on injecte de l'air pour réaliser cette combustion et, à haute température et sous forte pression, le diazote de l'air peut réagir avec le dioxygène pour donner différents oxydes (NO_x).
- 2 Pour éliminer le monoxyde de carbone, on l'oxyde en dioxyde de carbone. C'est le palladium (Pd) qui catalyse cette oxydation dans le pot.

Pour éliminer les différents oxydes d'azote, on les réduit pour obtenir du diazote. C'est le rhodium (Rh) qui catalyse ces réductions. On utilise aussi des oxydes de césium.

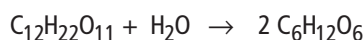
- 3 Le plomb constitue un poison pour les catalyseurs contenus dans le pot. Si on avait continué à utiliser des carburants contenant du plomb tétraéthyle ($\text{Pb}[\text{C}_2\text{H}_5]_4$), les pots catalytiques auraient donc eu une « durée de vie » très courte et c'est pour cela qu'on n'ajoute plus ce type d'additif dans les essences en vente aujourd'hui.

Exercice 6 Catalyses homogène et enzymatique

- 1 La liqueur de Fehling donne un test positif avec la fonction aldéhyde puisqu'elle est capable de l'oxyder pour donner la fonction acide carboxylique.
- 2 L'équation d'hydrolyse qui transforme l'amidon en maltose s'écrit :



L'équation d'hydrolyse qui transforme le maltose en glucose s'écrit :



③ Les ions oxonium ou l'amylase joue le rôle de catalyseur. Dans le cas des ions oxonium, il s'agit d'une catalyse homogène, alors que dans le cas de l'amylase, il s'agit d'une catalyse enzymatique.

④ a) On compare les tubes T_2 et T_4 , dans lesquels les catalyseurs « travaillent » seuls pour voir qu'au bout de 40 minutes, les ions oxonium n'ont transformé qu'une faible partie de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité jaunâtre (donc très faiblement positif), alors que l'amylase a transformé une partie beaucoup plus importante de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité rouge brique. On peut en conclure que l'action catalytique de l'amylase est plus efficace que celle des ions oxonium.

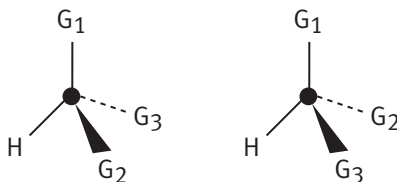
b) On compare les tubes T_2 et T_3 , dans lesquels l'amylase « travaille » dans des conditions différentes. Au bout de 40 minutes, l'amylase qui « travaille » dans des conditions normales a transformé une partie importante de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité rouge brique, alors que l'amylase, qui a été chauffée à 100°C , donne un test négatif, ce qui montre qu'elle n'a plus d'effet catalytique sur l'amidon.

c) On compare les tubes T_2 , T_4 et T_5 : l'amylase qui « travaille » en milieu très acide n'a transformé, au bout de 40 minutes, qu'une faible partie de l'amidon en maltose et glucose puisque le test à la liqueur de Fehling donne un précipité jaunâtre (donc très faiblement positif). En fait, le résultat est le même que si l'on n'avait pas ajouté d'amylase. On peut en conclure que l'action catalytique de l'amylase s'annule lorsqu'on l'oblige à travailler dans un milieu très acide.

Chapitre 4 – Stéréochimie

Activité 18

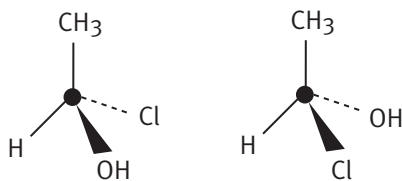
Après avoir retourné les modèles moléculaires, on s'aperçoit qu'il est impossible de superposer les quatre groupements : on peut superposer les deux « H » et les deux « G₁ » mais, alors, les « G₂ » et les « G₃ » ne se superposent pas.



Si les modèles moléculaires de deux molécules ne sont pas superposables, il s'agit de deux molécules différentes. On ne parle plus alors d'isomères mais de stéréoisomères.

Activité 19

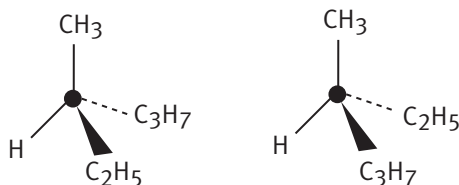
Il suffit d'inverser la position de l'atome de chlore et du groupement hydroxyle (OH) pour avoir les deux formules de Cram de la formule semi-développée : $\text{CH}_3\text{—CH(OH)Cl}$.



Activité 20

Pour trouver cet alcane, il faut raisonner de la façon suivante : le premier groupement qui entoure le carbone asymétrique est un « H », le deuxième groupement est un « CH₃ », le troisième groupement est un « C₂H₅ » et le quatrième groupement est un « C₃H₇ ».

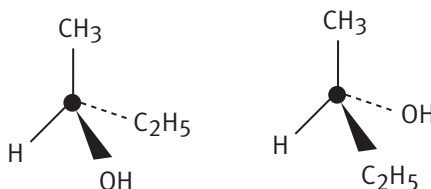
On en déduit que sa formule semi-développée s'écrit : C₂H₅ – CH(CH₃) – C₃H₇ et qu'il s'agit donc du 3-méthylhexane.



Activité 21

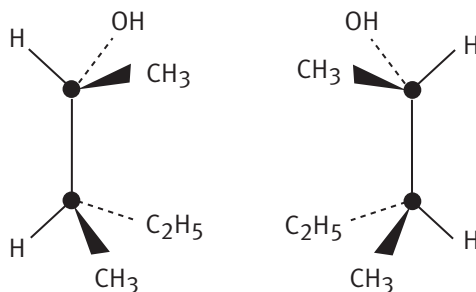
Pour trouver cet alcool, il faut raisonner de la façon suivante : le premier groupement qui entoure le carbone asymétrique est un « H », le deuxième groupement est un « CH₃ », le troisième groupement est un « C₂H₅ » et le quatrième groupement est un « OH ».

On en déduit que sa formule semi-développée s'écrit : C₂H₅ – CH(OH) – CH₃ et qu'il s'agit donc du butan-2-ol.

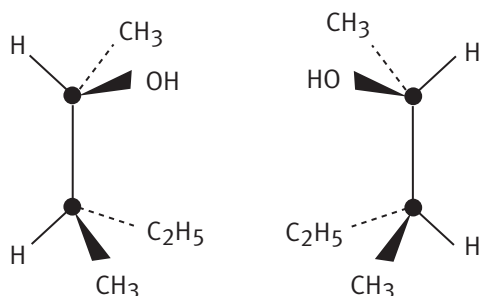


Activité 22

Le 3-méthylpentan-2-ol a pour formule semi-développée : CH₃–*CH(OH)–*CH(CH₃)–C₂H₅. On a marqué d'un astérisque les deux carbones asymétriques. On a représenté ci-dessous une première paire d'énantiomères qui correspond à une molécule et à son image donnée par un miroir plan.



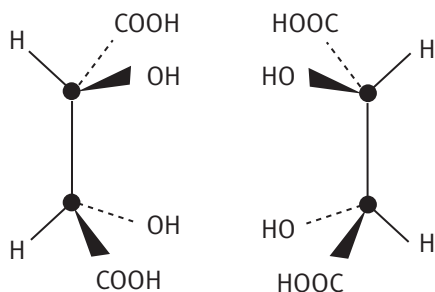
Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :



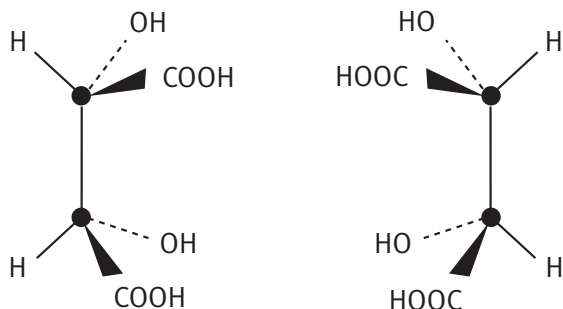
Si l'on prend une molécule de la première paire et une molécule de la deuxième paire, il est impossible de les superposer mais ils ne sont pas l'image l'un de l'autre dans un miroir : ce sont des diastéréoisomères.

Activité 23

Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :



Puis considérons maintenant la seconde paire d'énantiomères ; pour l'obtenir, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :



Dans ce cas, si l'on retourne l'image (comme on retourne un sablier), on peut s'apercevoir que, lorsqu'on superpose les « H », les groupements « OH » et « COOH » se superposent aussi. Il n'y a en fait qu'une seule molécule ! L'image est identique à la molécule originale ; bien que la molécule possède deux carbones asymétriques, elle ne possède donc pas la propriété de chiralité. Pour distinguer ce diastéréoisomère de l'acide tartrique des deux énantiomères qui possèdent la propriété de chiralité, on le nomme acide mésotartrique.

Activité 24

- Beaucoup de médicaments sont vendus sous forme de racémique, ce qui signifie qu'ils contiennent 50 % des deux énantiomères de la molécule qui constitue le principe actif du médicament, et qui possède un carbone asymétrique.
- Pour passer du racémique à un énantiomère (cette opération porte le nom de dédoublement ou résolution, qui est un anglicisme), il faut par une suite de réactions chimiques compliquées (voir cours) séparer les deux énantiomères qui constituaient le racémique.
- La lévofloxacine est plus efficace que l'ofloxacine qui est le racémique, car seul cet énantiomère possède des propriétés antibactériennes alors que l'autre énantiomère n'en possède pas.
- Cela ne semble pas vrai pour tous les médicaments puisque les essais cliniques ne montrent pas toujours qu'il y ait un réel avantage à utiliser l'énantiomère plutôt que le mélange racémique.
- La période du brevet d'un médicament est limitée dans le temps ; quand cette période est terminée, n'importe qui peut le fabriquer et il est vendu sous le terme de « générique ». Un laboratoire peut donc protéger ses brevets en vendant d'abord le médicament sous forme racémique puis sous forme d'énantiomère. Il multiplie ainsi par deux la durée de vie de ses brevets.

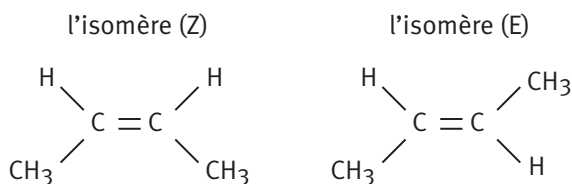
Activité 25

Le premier isomère est le but-1-ène : $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$.

Il faut toujours garder à l'esprit que si l'un des carbones de la double liaison porte deux fois le même groupement, la molécule ne peut plus y avoir de diastéréoisomères Z et E. Dans ce cas, le premier carbone porte 2 « H », la molécule ne peut donc pas avoir de diastéréoisomères Z et E.

Le deuxième isomère est le but-2-ène : $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$.

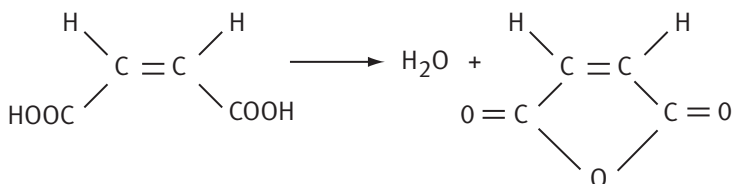
Dans ce cas, aucun des deux carbones de la double liaison ne porte deux fois le même groupement ; la molécule peut donc posséder des diastéréoisomères Z et E.



Le troisième isomère est le méthylpropène : $\text{CH}_2 = \text{C}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$.

Dans ce cas aussi, le premier carbone porte 2 « H » ; la molécule ne peut donc pas avoir de diastéréoisomères Z et E.

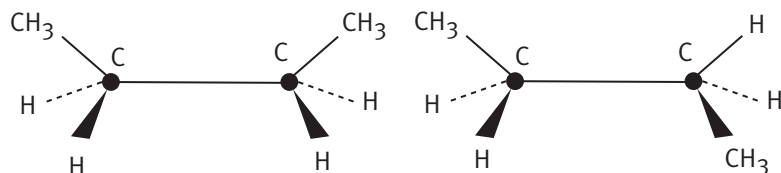
Activité 26



Cette réaction est impossible avec l'isomère E car les deux groupements hydroxyle sont alors trop éloignés l'un de l'autre pour réagir ensemble.

Activité 27

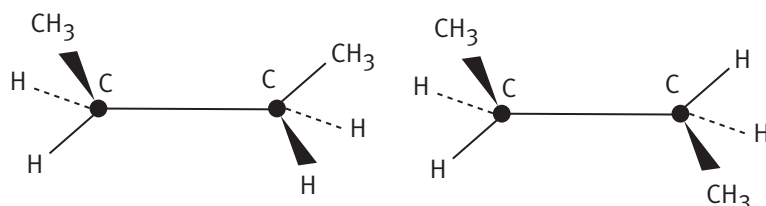
Il existe deux positions éclipsées de la molécule de butane :



Remarque

Il faut bien voir que, dans la seconde conformation, que le groupement méthyle soit à droite ou à gauche, c'est la même chose.

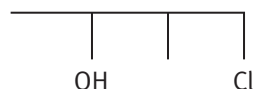
Il existe deux positions décalées de la molécule de butane pour lesquelles on peut faire la même remarque que précédemment :



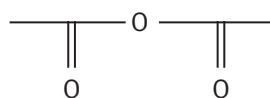
Activité 28

Pour la molécule qui a pour formule semi-développée

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{Cl}$, la formule topologique s'écrit :



Pour la molécule qui a pour formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{O} - \text{CO} - \text{CH}_3$ la formule topologique s'écrit :

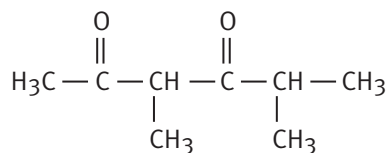
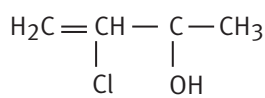
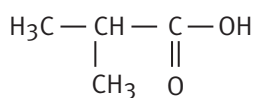


Pour la molécule qui a pour formule semi-développée

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CO} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$, la formule topologique s'écrit :



Activité 29



Corrigé des exercices d'apprentissage

Exercice 7 Étude de quelques composés azotés

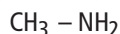
- ❶ L'hydrogène possède un seul électron qui se placera sur la couche K, donc : $(K)^1$.

Le carbone possède 6 électrons ; 2 se placeront sur la couche K et les 4 autres sur la couche L, donc : $(K)^2(L)^4$.

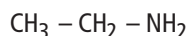
L'azote possède 7 électrons ; 2 se placeront sur la couche K et les 5 autres sur la couche L, donc : $(K)^2(L)^5$.

- ❷ L'hydrogène ne peut donner qu'une liaison, le carbone peut en donner 4 et l'azote 3. On en déduit la formule développée de la molécule HCN : $H - C \equiv N$.

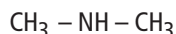
- ❸ On ne peut que placer l'atome de carbone et l'atome d'azote à la suite l'un de l'autre :



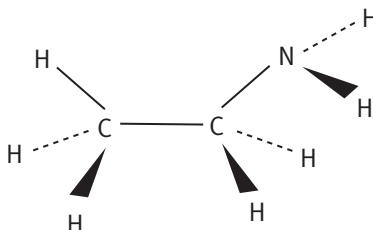
- ❹ Pour la première formule semi-développée, on va placer les deux carbones à la suite l'un de l'autre :



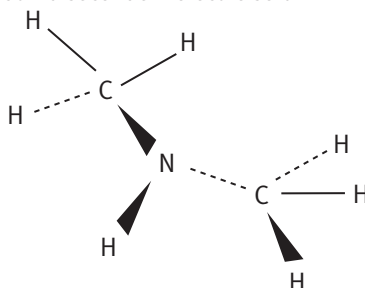
Pour la seconde formule semi-développée, on va intercaler l'atome d'azote entre les deux carbones :



- ❺ La formule de Cram pour la première molécule sera :



La formule de Cram pour la seconde molécule sera :



Exercice 8 Couples d'énantiomères

Quand, sur un carbone asymétrique, on inverse les groupements un nombre impair de fois, on passe d'un énantiomère à l'autre. Par contre, si on inverse les groupements un nombre pair de fois, on retombe sur la même molécule.

Le premier couple met bien en jeu un carbone asymétrique, mais, pour passer d'une représentation à l'autre, il faut inverser le « H » et le « COOH », puis le « COOH » et le « CH₃ », soit deux inversions (donc, un nombre pair). Il s'agit donc de la même molécule, ce qu'il est facile de vérifier quand on manipule des modèles moléculaires.

Pour le deuxième couple, il ne peut s'agir d'énantiomères puisque le carbone n'est pas asymétrique ; il n'est pas lié à quatre groupements différents puisqu'on peut remarquer qu'il y a deux fois le groupement « CH₃ ».

Le troisième couple met bien en jeu un carbone asymétrique. Pour passer d'une représentation à l'autre, il suffit d'inverser le « H » et le « CH₂OH », soit une seule inversion (donc, un nombre impair). Il s'agit donc des deux énantiomères, ce qu'il est facile de vérifier quand on manipule des modèles moléculaires.

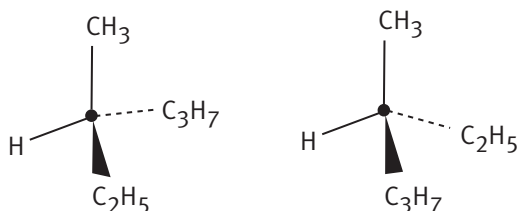
Pour le quatrième couple, il s'agit de deux molécules différentes qui n'ont même pas la même formule brute ; il ne peut donc pas s'agir de deux énantiomères.

Exercice 9 Molécules chirales

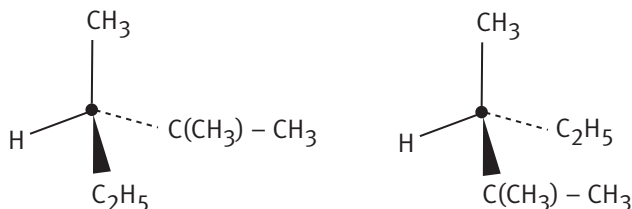
- On commence par un carbone qui serait lié à un « H », un « CH₃ », un « C₂H₅ » et il resterait « C₃H₇ ». Sa formule serait : C₂H₅ – *CH(CH₃) – C₃H₇ et il s'agirait du 3-méthylhexane.

On ne peut alors modifier qu'une chose : le groupement « C₃H₇ », qu'il est possible de ramifier. On obtient ainsi une nouvelle formule : C₂H₅ – *CH(CH₃) – CH(CH₃) – CH₃ et il s'agit du 2,3-diméthylpentane.

- Pour la première paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :



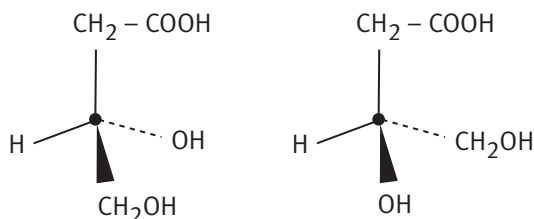
Pour la seconde paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :



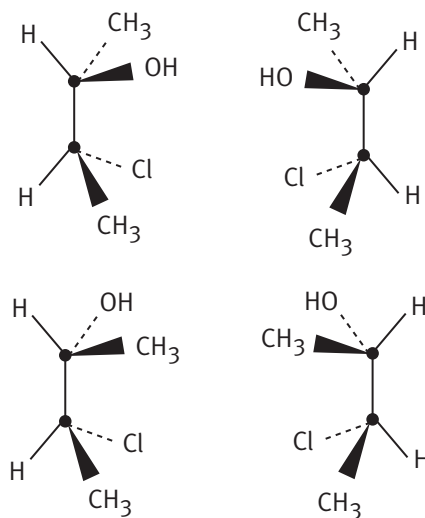
- La molécule qui a pour formule : HOOC – CH₂ – CHOH – CH₂OH ne possède qu'un seul carbone asymétrique : le troisième qui est lié à quatre groupements différents : HOOC – CH₂ – *CHOH – CH₂OH.

La molécule qui a pour formule : $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CHCl} - \text{CH}_3$ possède deux carbones asymétriques puisque les deux centraux sont liés à quatre groupements différents : $\text{CH}_3 - ^*\text{CHOH} - ^*\text{CHCl} - \text{CH}_3$

- ④ Pour la première molécule qui ne possède qu'une paire d'énantiomères, la représentation de Cram serait la suivante :

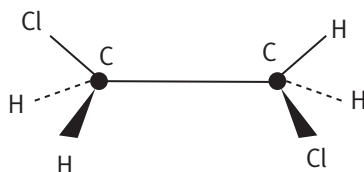


Pour la seconde molécule qui possède deux paires d'énantiomères, les représentations de Cram seraient les suivantes :

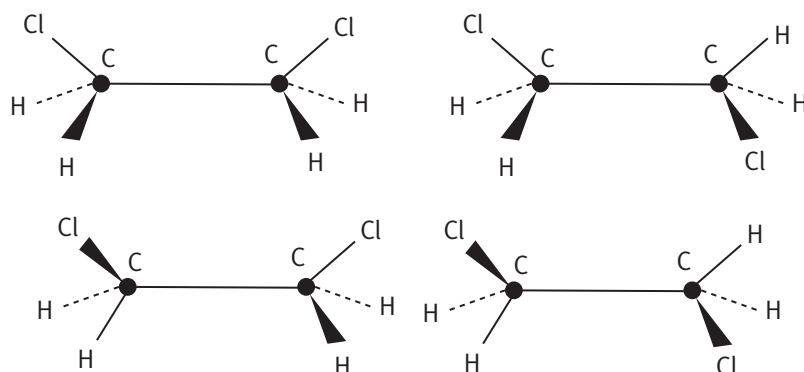


Exercice 10 La molécule de 1,2-dichloroéthane

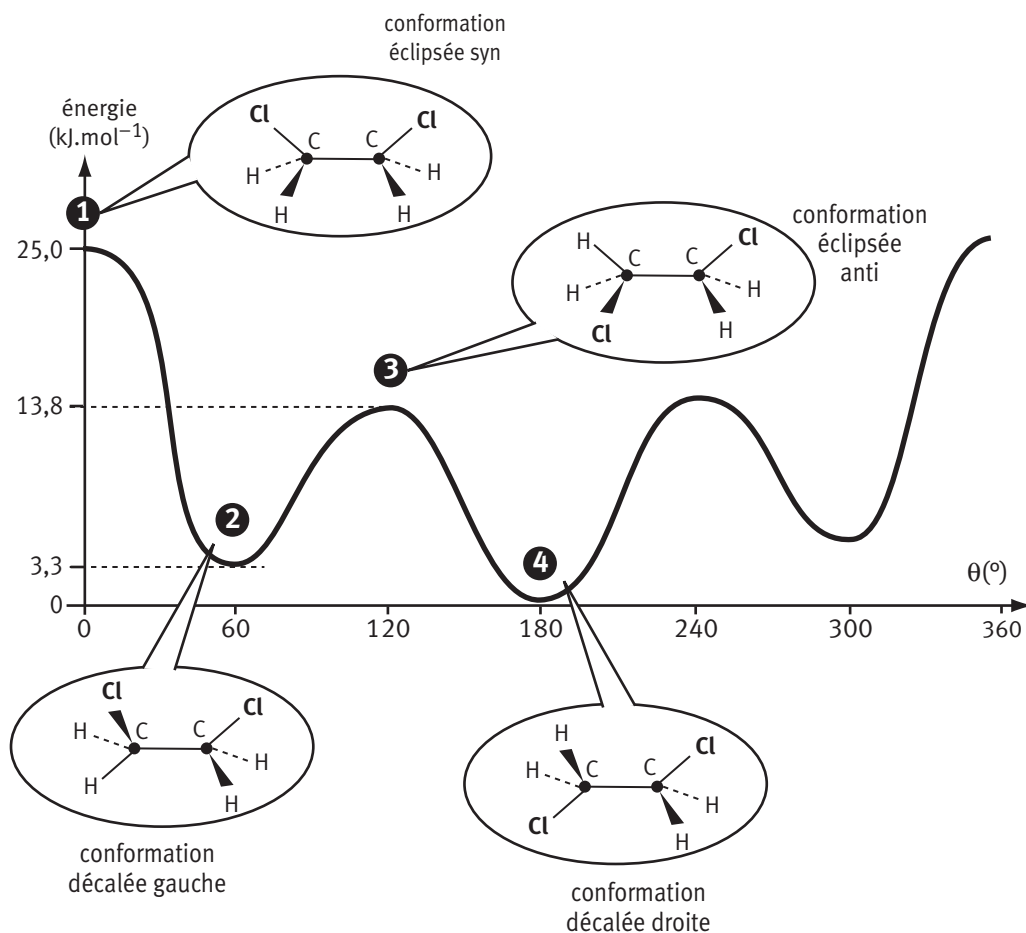
- ① La molécule de 1,2-dichloroéthane a pour formule semi-développée : $\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ et pour représentation de Cram :



- 2 Comme pour le butane, il existera deux positions éclipsées et deux positions décalées :

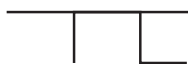


La courbe qui donne l'énergie de la molécule, en fonction de ses différentes conformations, ressemblera beaucoup à celle du butane, mais elle présentera cependant une différence : comme les atomes de chlore ont beaucoup plus tendance à se repousser que des groupements méthyl, la hauteur de la barrière d'énergie de rotation sera nettement plus élevée.

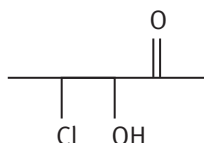


Exercice 11 Traduire en formules topologiques

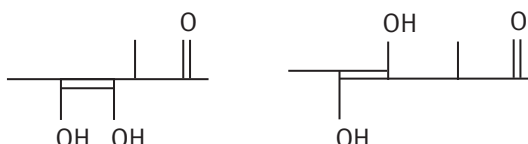
La formule topologique qui correspond à la formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5) - \text{CH}_3$ s'écrit :



La formule topologique qui correspond à la formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{CHCl} - \text{CHOH} - \text{CO} - \text{CH}_3$ s'écrit :



En fait, on peut écrire deux formules topologiques qui correspondent à la formule semi-développée $\text{CH}_3 - \text{COH} = \text{COH} - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CO} - \text{CH}_3$: une pour le diastéréoisomère Z et une pour le diastéréoisomère E.



Exercice 12 Retranscrire en formules semi-développées

La formule (1) correspond à $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ et il s'agit du 2-méthylbutane.

La formule (2) correspond à $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$ et il s'agit du but-1ène.

La formule (3) correspond à $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ et il s'agit du butan-2-ol.

La formule (4) correspond à $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ et il s'agit de la propanamine.

La formule (5) correspond à $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ et il s'agit de la propanone ou acétone.

La formule (6) correspond à $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH}$ et il s'agit de l'acide benzoïque.

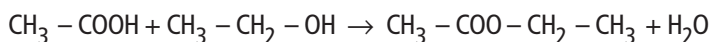
Chapitre 4 Pour clore la séquence

Corrigé des exercices de synthèse

Exercice 1 Influence de la température

- ❶ La formule semi-développée de l'acide éthanoïque (ou acétique) peut s'écrire : $\text{CH}_3 - \text{COOH}$ et celle de l'éthanol : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

On peut alors écrire l'équation de la réaction d'estérification, en remplaçant le « H » du groupement carboxyle de l'acide par le groupement éthyl.



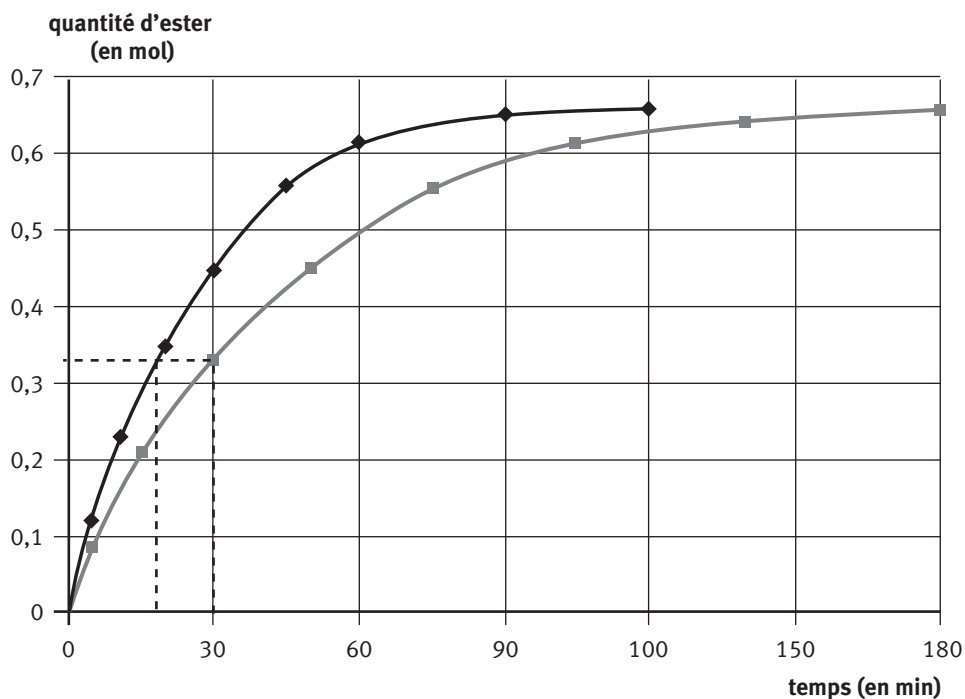
② On dresse le tableau d'avancement de cette réaction :

Avancement	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	ESTER	H_2O
$X = 0$	1 mol	1 mol	0	0
X quelconque	$1 - X$	$1 - X$	X	X
X maximal	0,34 mol	0,34 mol	0,66 mol	0,66 mol

③ Pour connaître la quantité d'ester formé, on utilise le tableau d'avancement :

$$n_{\text{acide}} = 1 - X = 1 - n_{\text{ester}}$$

On en déduit que : $n_{\text{ester}} = 1 - n_{\text{acide}}$; on peut alors calculer la quantité d'ester formé (en mol) en fonction du temps, correspondant à chaque expérience, et tracer les courbes demandées.

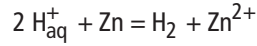
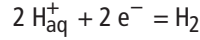
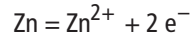


Le temps de demi-réaction correspond à la date où l'avancement prendra la moitié de sa valeur finale, c'est-à-dire : 0,33 mol. On lit les temps correspondants sur les courbes ; pour la première expérience (température 60 °C), on lit environ 30 minutes, et pour la seconde expérience (température 80 °C), on lit environ 19 minutes.

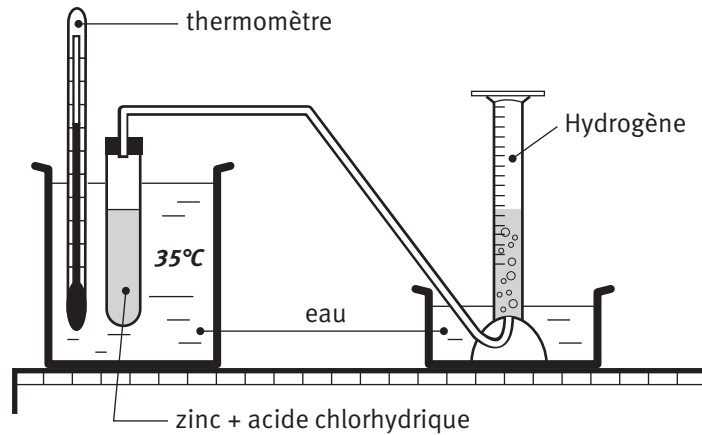
Ces résultats recoupent ce qui a été vu dans le cours : le temps de demi-réaction, donc la durée de l'expérience, est plus court lorsque la température du milieu réactionnel est plus élevée.

Exercice 2 Influence de la concentration d'un réactif

- ❶ Pour trouver l'équation de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique, il faut d'abord écrire les demi-équations correspondant aux deux couples :



- ❷ On trouvera ci-dessous un dispositif simplifié qui permet de réaliser la manipulation du zinc sur l'acide chlorhydrique :



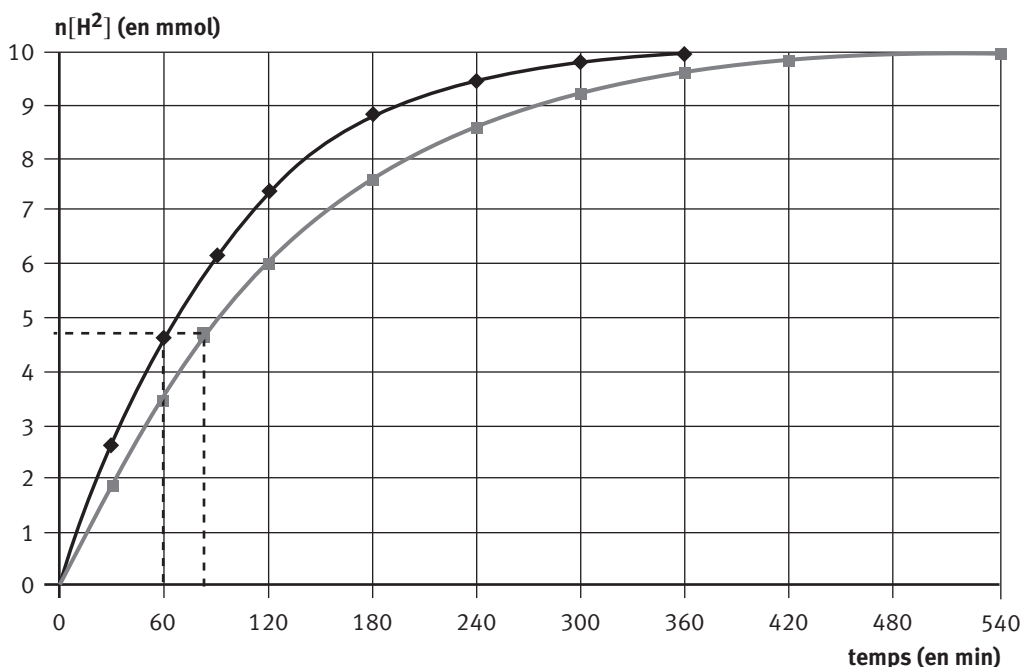
- ❸ Pour compléter les deux tableaux, il suffit d'appliquer la formule :

$$n = \frac{v \text{ (en mL)}}{24\,000}$$

Date (en sec)	0	30	60	90	120	180	240	300	360
Volume de H ₂ (en mL)	0	63	111	149	179	212	227	236	240
Quantité de H ₂ (en mmol)	0	2,625	4,625	6,21	7,46	8,83	9,46	9,83	10,00

Date (en min)	0	30	60	120	180	240	300	420	540
Volume de H ₂ (en mL)	0	46	83	142	183	208	221	235	240
Quantité de H ₂ (en mmol)	0	1,92	3,46	5,92	7,625	8,67	9,21	9,79	10,00

On peut alors tracer les deux courbes donnant la quantité de matière de dihydrogène en fonction de la date.



④ Dans les deux expériences, on a introduit le même nombre d'ions oxonium :

$$n = 100 \cdot 10^{-3} \times 0,20 = 200 \times 0,10 = 20 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 20 \text{ mmol}$$

Comme il faut deux moles d'ions oxonium pour produire une mole de dihydrogène, on en conclut que, dans les deux expériences, on obtiendra, à la fin de la réaction, 10 mmol de dihydrogène, comme le montrent les résultats expérimentaux.

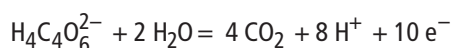
Le temps de demi-réaction correspond à la date où l'avancement prendra la moitié de sa valeur finale, c'est-à-dire : lorsque 5 mmol de dihydrogène se seront libérées. On lit les temps correspondants sur les courbes : pour la première expérience, on lit environ 62 minutes, et pour la seconde expérience, on lit environ 95 minutes.

Ces résultats recoupent ce qui a été vu dans le cours : le temps de demi-réaction, donc la durée de l'expérience, est plus court lorsque la concentration initiale d'un réactif est plus élevée.

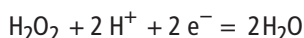
Exercice 3 Réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate

① En présence d'un catalyseur, les ions cobalt, la réaction de l'eau oxygénée sur les ions tartrate devient possible. Il faut donc conclure que la bonne affirmation est : « L'eau oxygénée peut réagir sur les ions tartrate mais, en l'absence de catalyseur, la durée de cette réaction est très grande. »

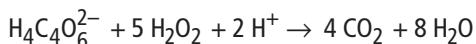
② On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{CO}_2 / \text{H}_4\text{C}_4\text{O}_6^{2-}$:



On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$:

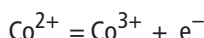


On additionne en multipliant la première demi-équation par 1 et la seconde par 5 :

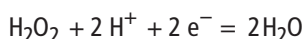


- ③ Les ions cobalt (II) (Co^{2+}) sont roses et les ions cobalt (III) (Co^{3+}) sont verts.
On doit donc en conclure que les ions cobalt (II) (Co^{2+}) sont oxydés en ions cobalt (III) (Co^{3+}) par l'eau oxygénée.

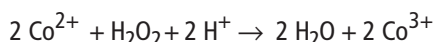
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$:



On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$:

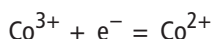


On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 1 :

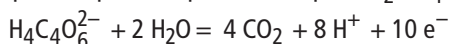


- ④ Les ions cobalt (II) (Co^{2+}) sont roses et les ions cobalt (III) (Co^{3+}) sont verts.
On doit donc en conclure que les ions cobalt (III) (Co^{3+}) sont réduits en ions cobalt (II) (Co^{2+}) par les ions tartrate.

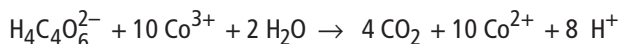
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$:



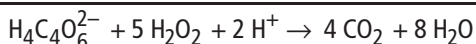
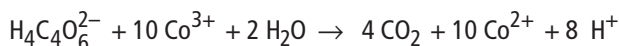
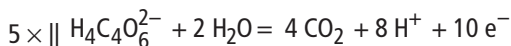
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{CO}_2 / \text{H}_4\text{C}_4\text{O}_6^{2-}$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 10 et la seconde par 1 :



- ⑤ Si l'on multiplie par 5 la réaction qui correspond à l'oxydation des ions cobalt (II) et qu'on l'additionne à celle de la réduction des ions cobalt (III), on obtient :



On retrouve l'équation qui devrait se produire entre les ions tartrate et l'eau oxygénée sans addition des ions cobalt ; cela prouve que les ions cobalt catalysent cette réaction, puisqu'ils y participent lors de deux étapes, mais ils n'apparaissent pas dans l'équation finale.

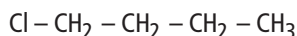
Remarque

L'étape 1 (l'oxydation des ions cobalt (II) par l'eau oxygénée) est presque instantanée alors que l'étape 2 (la réduction des ions cobalt (III) par les ions tartrate)

est beaucoup plus lente. C'est ce qui explique que tant qu'il reste de l'eau oxygénée dans le milieu réactionnel, la couleur du mélange réactionnel reste verte puisqu'il ne peut exister que des ions cobalt (III).

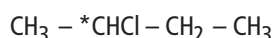
Exercice 4 Des dérivés chlorés du butane

- ❶ La formule semi-développée du 1-chlorobutane s'écrit :

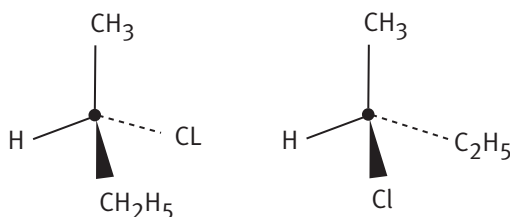


Aucun carbone n'est lié à quatre groupements différents ; cette molécule ne possède donc pas de carbone asymétrique.

- ❷ La formule semi-développée du 2-chlorobutane s'écrit :

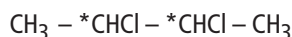


Le carbone (2) est lié à quatre groupements différents ; cette molécule possède un carbone asymétrique, celui qui est marqué d'un astérisque. La représentation de Cram des deux énantiomères est la suivante :



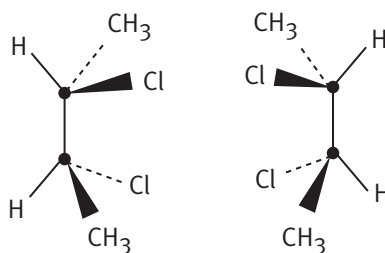
- ❸ Il n'existe pas d'autre chlorobutane puisqu'il revient au même de placer l'atome de chlore sur les carbones 2 et 3 ou 1 et 4.

- ❹ La formule semi-développée du 2,3-dichlorobutane s'écrit :

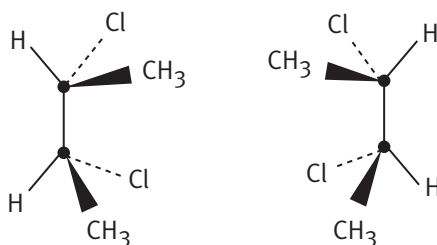


Les carbones (2) et (3) sont liés à quatre groupements différents ; cette molécule possède deux carbones asymétriques, ceux qui sont marqués d'un astérisque.

Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :



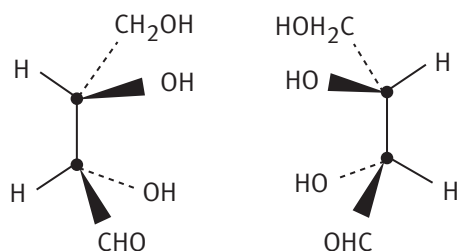
Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image (voir page suivante).



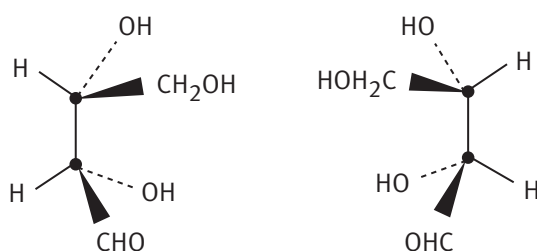
Dans ce cas, si l'on retourne l'image (comme on retourne un sablier), on peut s'apercevoir que, lorsqu'on superpose les « H », les groupements « Cl » et « CH₃ » se superposent aussi. L'image est donc identique à la molécule originale ; bien que la molécule possède deux carbones asymétriques, elle ne possède donc pas la propriété de chiralité.

Exercice 5 L'érythrose

- 1 L'érythrose qui a pour formule : $\text{HOCH}_2 - ^*\text{CHOH} - ^*\text{CHOH} - \text{CHO}$ possède deux carbones asymétriques, ceux qui sont marqués d'un astérisque. En effet, les carbones (2) et (3) sont liés à quatre groupements différents.
- 2 Considérons d'abord la première paire d'énantiomères :



Pour avoir la seconde paire d'énantiomères, il suffit d'inverser deux groupements sur un des carbones de la molécule initiale et de construire son image :



Exercice 6 Les hydrocarbures de formule brute C₅H₁₀

- 1 Les deux isomères qui ont pour formule brute C₅H₁₀, et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée droite à cinq atomes, ont pour formule semi-développée :

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, il s'agit du pent-1-ène.

$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, il s'agit du pent-2-ène.

Le pent-1-ène ne peut pas avoir de diastéréoisomères puisque le carbone (1) est lié à deux « H ».

Par contre, le pent-2-ène possède des diastéréoisomères :



- ② Les trois isomères qui ont pour formule brute C_5H_{10} , et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à quatre atomes, ont pour formule semi-développée :

$CH_2 = C(CH_3) - CH_2 - CH_3$, il s'agit du 2-méthylbut-1-ène.

$CH_2 = CH - CH(CH_3) - CH_3$, il s'agit du 3-méthylbut-1-ène.

$CH_3 - C(CH_3) = CH - CH_3$, il s'agit du 2-méthylbut-2-ène.

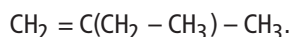
Les deux méthylbut-1-ène ne peuvent pas avoir de diastéréoisomères puisque le carbone (1) est lié à deux « H ».

Le 2-méthylbut-2-ène ne peut pas en avoir non plus, puisque le carbone (1) est lié à deux groupements méthyle « CH_3 ».

- ③ Quand une chaîne ne possède que trois carbones, on ne peut ramifier que sur le carbone (2), celui du centre. Dans ce cas, il faudrait donc fixer sur ce carbone deux groupements méthyl « CH_3 ». Il devient donc impossible de placer la double liaison puisque le carbone (2) devrait alors posséder cinq liaisons.

Remarque

On pourrait vouloir placer sur ce carbone (2) un groupement éthyl « C_2H_5 ». C'est possible, mais il est alors facile de voir qu'il ne s'agira plus d'un propène mais du 2-méthylbut-1-ène puisque sa formule semi-développée sera :



Il n'existe donc pas d'isomères qui ont pour formule brute C_5H_{10} , et dont la double liaison appartient à une chaîne carbonée à trois atomes.

Corrigé séquence 4

Chapitre 1 – Prérequis

Corrigés des tests

Test 1 Manège

- ❶ Il s'agit du référentiel terrestre.
- ❷ La trajectoire est un cercle.
- ❸ La période est la durée mise pour faire un tour. Puisque le mouvement est circulaire, la longueur d'un tour est $L = 2\pi d$. La vitesse est constante, donc la durée d'un tour est $T = \frac{L}{v} = \frac{2\pi d}{v} = \frac{2 \times 3,14 \times 3}{\frac{8,5}{3,6}} = 8,0 \text{ s}$.

C'est la période du mouvement.

Remarque La vitesse doit être exprimée en m.s^{-1} ($1 \text{ m.s}^{-1} = 3,6 \text{ km.h}^{-1}$).

- ❹ Dans ce référentiel, la personne est immobile.

Test 2 Force de gravitation

- ❶ L'expression de la valeur de la force de gravitation est $F = G \frac{M_T \times M_L}{d^2}$.

Pour faire l'application numérique, il faut que les masses soient en kg (ce qui est le cas dans l'énoncé) et la distance en m (ce qui n'est pas le cas dans l'énoncé).

L'application numérique donne :

$$F = 6,67 \times 10^{-11} \frac{5,97 \cdot 10^{24} \times 7,35 \cdot 10^{22}}{(3,83 \times 10^8)^2} = 2,00 \times 10^{20} \text{ N}$$

- ❷ Cette force est dirigée vers la Terre. Elle incurve la trajectoire de la Lune vers la Terre. La Lune « tombe » sans jamais toucher la Terre car la courbure de sa trajectoire épouse la courbure de la surface de la Terre.
- ❸ En l'absence de toute force extérieure, la Lune suivrait un mouvement rectiligne uniforme d'après le principe d'inertie. En fait, elle serait soumise au champ de gravitation du Soleil.

Test 3 Pesanteur terrestre

- ❶ La force de gravitation a pour expression : $\vec{F} = G \frac{mM_T}{R_T^2} \vec{u}$ avec $\vec{u}$ un vecteur unitaire dirigé de l'objet vers le centre de la Terre.
- ❷ Le poids a pour expression : $\vec{P} = m\vec{g}$, avec $\vec{g}$: champ de pesanteur.
- ❸ Si $\vec{F} = G \frac{mM_T}{R_T^2} \vec{u} = m\vec{g} = \vec{P}$ alors $\vec{g} = G \frac{M_T}{R_T^2} \vec{u}$
- ❹ Les caractéristiques de $\vec{g}$ sont :
 - direction : verticale
 - sens : vers le bas
 - valeur : $g = G \frac{M_T}{R_T^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{5,97 \cdot 10^{24}}{(6380 \cdot 10^3)^2} = 9,8 \text{ N.kg}^{-1}$.

Test 4 Champ électrostatique

- ❶ La force électrique a pour caractéristiques :
 - direction : celle de $\vec{E}$
 - sens : inverse de $\vec{E}$ (la charge q de l'électron est négative, $q = -e$)
 - valeur $F = e \times E = 4,8 \cdot 10^{-17} \text{ N}$
- ❷ Le poids a pour caractéristiques :
 - direction : verticale
 - sens : vers le bas
 - valeur $P = m \times g = 9,1 \cdot 10^{-31} \times 9,8 = 8,9 \cdot 10^{-30} \text{ N}$
- ❸ On remarque que $F \gg P$, on peut donc négliger le poids par rapport à la force électrique : seule la force électrique aura une influence sur le mouvement de l'électron.

Test 5 Champ électrostatique créé par un condensateur plan

- ❶ À l'intérieur d'un condensateur plan, le champ électrique $\vec{E}$ est uniforme.
- ❷ $\vec{E}$ a une direction perpendiculaire aux plaques.
- ❸ $\vec{E}$ est dirigé de la plaque de plus haut potentiel (P2) vers celle de plus petit potentiel (P1).
La valeur de $\vec{E}$ est $E = \frac{V_2 - V_1}{d} = \frac{300 - (-200)}{0,25} = 2,0 \cdot 10^3 \text{ V.m}^{-1}$

Test 6 Compléments mathématiques

- ❶ $f'(x) = 6x + 2$
 $g'(t) = -3\sin(3t + 2) - 10\cos(2t)$
 $h(x) = -(6x + 4) \sin(3x^2 + 4x + 5)$
 $k(t) = 6t \cos(2t - 4) - 6t^2 \sin(2t - 4)$

$$\textcircled{2} \quad G(t) = 3 \times \frac{t^2}{2} + 2t + \text{constante}$$

$$G(0) = 3 \times \frac{0}{2} + 2 \times 0 + \text{constante} = 4 \quad \text{donc} \quad G(t) = 3 \times \frac{t^2}{2} + 2t + 4$$

Chapitre 2 – Temps et cinématique

Activités d'apprentissage

Activité 1

① Ce sont des phénomènes périodiques : révolution de la Terre autour du Soleil ($T = 365,25$ jours) ; révolution de la Lune autour de la Terre ($T = 27,4$ jours) ; rotation de la Terre autour de l'axe des pôles ($T = 24$ h) ; oscillations du balancier d'une horloge battant la seconde ($T = 2$ s) ; oscillation d'un cristal de quartz entrant en résonance sous l'action d'une tension alternative ($T = 3,05 \times 10^{-5}$ s)...

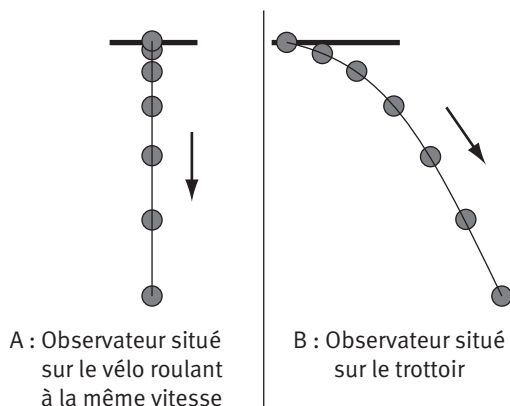
② Les périodes des mouvements de la Terre et du mouvement de la Lune dans le référentiel terrestre ne sont pas des multiples les unes des autres. Le découpage de l'année « solaire » basée sur la révolution de la Terre autour du Soleil en mois « lunaires » basés sur la révolution de la Lune provoque une dérive de la succession des saisons dans l'année. Bien que conservé dans certaines traditions, il a été souvent remplacé par un calendrier solaire pour lequel la dérive est bien plus réduite mais nécessite tout de même un ajustement. Par exemple, dans le calendrier grégorien, on rajoute un 29^e jour au mois de février, les années bissextiles (multiples de 4) sauf les années multiples de 400, les années multiples de 1000 et de 400 étant considérées comme bissextiles (comme l'a été l'année 2000).

③ $f = 9,192\,631\,770 \times 10^{10}$ Hz donc

$$T = \frac{1}{f} = \frac{1}{9\,192\,631\,770} = 1,08782776 \times 10^{-10} \text{ s}$$

On peut remarquer que l'évolution de la définition de la seconde s'est basée sur des techniques de mesure du temps de plus en plus précises.

Activité 2



- ❶ L'enregistrement 1 est effectué par l'observateur A situé sur le trottoir tandis que l'observateur B a réalisé l'enregistrement 2.
- ❷ Dans le premier enregistrement, le mouvement de la balle est rectiligne non uniforme (accélééré) car la trajectoire est une droite et les mesures de plus en plus espacées. Dans le second enregistrement, le mouvement est curviligne (trajectoire courbe) non uniforme.
- ❸ Dans l'enregistrement 2, le déplacement de la balle est uniforme selon l'axe Ox (le déplacement est nul selon Ox dans l'enregistrement 1). En effet, dans l'enregistrement 2, les abscisses (selon Ox) de deux positions successives de la balle sont séparées par une distance constante. Selon cet axe Ox, la balle a gardé sa vitesse initiale, c'est-à-dire la vitesse du vélo. Dans le référentiel terrestre auquel est lié l'observateur B, on peut écrire : $x = vt + x_0$ avec x_0 l'abscisse de la balle lorsqu'elle a été lâchée. Ici $x_0 = 0$ donc $x = vt$.
- ❹ Selon Oy, deux positions successives de la balle sont séparées par une distance de plus en plus grande au cours du mouvement : la vitesse selon Oy n'est pas constante mais est une fonction croissante du temps $v_y(t)$ (mouvement accéléré).

$y = v_y(t) \times t + y_0$ Le mouvement est accéléré du fait du poids de la balle qui est dirigé verticalement et orienté vers le bas.

Pour obtenir l'équation horaire du mouvement (y en fonction de t), il faudrait connaître les équations liants l'accélération a_y , la vitesse v_y selon Oy et le temps. C'est l'objet de ce chapitre.

Activité 3

Un accéléromètre est de plus en plus un composant d'appareils technologiques utilisés dans notre environnement courant : déclencheur des airbags d'automobile, stabilisateur d'image des caméscopes numériques grand public, manette de console de jeux vidéo, smartphone, accéléromètre couplé à un GPS pour la course à pied... Il permet de mesurer la valeur instantanée de l'accélération soit selon l'axe horizontal $a_x(t)$ pour les accéléromètres utilisés pour la course à pied, soit selon les trois axes de l'espace $a_x(t)$, $a_y(t)$, $a_z(t)$ pour les accéléromètres utilisés dans les manettes de jeux vidéo.

Activité 4

La personne est immobile dans le référentiel terrestre. Elle tourne autour de l'axe des pôles (en un jour sidéral) dans le référentiel géocentrique (mouvement circulaire uniforme). Dans le référentiel héliocentrique, elle tourne autour de l'axe des pôles et en plus elle tourne autour du Soleil (en une année) : le mouvement est plus complexe !

Remarque

Un jour sidéral est légèrement plus court qu'un jour terrestre du fait de la révolution de la Terre autour du Soleil.

Activité 5

- ❶ On remarque que $z = \text{constante}$. Donc le mouvement de M se situe dans le plan $z = 1$ m.

Dans ce plan, $y = -t + 8$, donc $t = -y + 8$

En remplaçant cette expression de t dans l'équation $x(t)$, on trouve :

$$x = 3(-y + 8) + 2 \text{ soit } 3y = -x + 26 \text{ ou encore } y = -\frac{1}{3}x + \frac{26}{3}$$

C'est l'équation d'une droite, la trajectoire est une droite. On dit que le mouvement est rectiligne.

❷ La distance au point O est la norme du vecteur position : $OM = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2}$.
À la date $t = 2,0$ s, $x(t = 2s) = 3 \times 2 + 2 = 8,0$ m, $y(t = 2s) = -2 + 8 = 6,0$ m et $z(t = 2s) = 1,0$ m.

Donc $OM = \sqrt{8^2 + 6^2 + 1^2} = 10,0$ m

Activité 6

❶ $v_x = \frac{dx}{dt} = 3 \text{ ms}^{-1}$, $v_y = \frac{dy}{dt} = -2 \times 4,9t + 1 = -9,8t + 1$, $v_z = \frac{dz}{dt} = 0$.

❷ La valeur de la vitesse est donnée par $v = \sqrt{v_x^2 + v_y^2 + v_z^2}$

soit à $t = 2$ s, $v = \sqrt{3^2 + (-9,8 \times 2 + 1)^2} = 19 \text{ m.s}^{-1}$

Activité 7

On a déjà établi que $v_x = 3 \text{ ms}^{-1}$, $v_y = -2 \times 4,9t + 1 = -9,8t + 1$, $v_z = 0$.

Donc $a_x = \frac{dv_x}{dt} = 0$, $a_y = \frac{dv_y}{dt} = -9,8 \text{ ms}^{-2}$, $a_z = \frac{dv_z}{dt} = 0$

Soit $\vec{a} = a_x \vec{i} + a_y \vec{j} + a_z \vec{k} = -9,8 \vec{j}$.

La valeur de l'accélération est donc $a = \sqrt{(-9,8)^2} = 9,81 \text{ m.s}^{-2}$

Activité 8

Il suffit d'écrire $x(t) = v \times t + x_0$ donc $x_0 = x(t) - v \times t$.

On fait l'application numérique pour $t = 3,0$ s : $x_0 = 7,5 - 2,5 \times 3 = 0$ m.

L'axe Ox a été choisi tel qu'à $t = 0$ s, le point M soit en O.

Activité 9

Le mouvement du point dans le référentiel terrestre est circulaire uniforme.

Le vecteur accélération est donc centripète : il est dirigé vers le centre du disque.

Sa valeur est $a = \frac{v^2}{R}$.

Déterminons v : le disque fait 500 tours par minute, donc la durée d'un tour est

$$t = \frac{1}{500} \text{ minute soit } \frac{60}{500} \text{ s.}$$

La distance parcourue par M en un tour est $d = 2\pi R$. Puisque le mouvement est

uniforme, on peut écrire : $v = \frac{d}{t} = \frac{2\pi \times 6.10^{-2}}{\frac{60}{500}} = 3,1 \text{ m.s}^{-1}$.

Finalement, $a = \frac{v^2}{R} = \frac{3,1^2}{6.10^{-2}} = 1,6.10^2 \text{ m.s}^{-2}$.

Activité 10

Le mouvement est rectiligne uniforme, donc en raisonnant comme précédemment, on peut écrire $x(t) = \frac{1}{2}a_x t^2 + v_0 x + x_0$. D'après l'énoncé, $v_{0x} = 0 \text{ m.s}^{-1}$ et $x_0 = 0$ m.

Donc $x(t) = \frac{1}{2}a_x t^2$. Lorsque $t = 5,0$ s, $x = \frac{1}{2} \times 4 \times 5^2 = 50$ m. Le point M a parcouru 50 mètres en 5 secondes.

Exercices d'apprentissage

Exercice 1 Mouvement à la surface de la Terre

- 1 Dans le référentiel géocentrique, le système tourne autour de l'axe des pôles de la Terre en un jour sidéral. Son mouvement est donc circulaire et uniforme.
- 2 Si la personne est sur l'équateur, elle fait un tour de l'axe des pôles en $T = 24$ h. Puisque le mouvement est uniforme, sa vitesse est $v = \frac{2\pi R}{T}$ avec R le rayon de la Terre.
- 3 Puisque le mouvement est rectiligne et uniforme, l'accélération est centripète et de valeur $a = \frac{v^2}{R}$.

Exercice 2 Accélération d'une moto

- 1 D'après la figure 1, la durée pour atteindre $v = \frac{160}{3,6} = 44,4 \text{ m.s}^{-1}$ est de 9,0 s. D'après la figure 2, le motard a alors parcouru une distance $d = 200$ m.
- 2 La représentation de $v(t)$ est une droite qui passe par l'origine, donc $v(t)$ a pour expression $v = k \times t$. En dérivant par rapport à t , on a $a = k = \text{constante}$. L'accélération a pour valeur le coefficient directeur k . Graphiquement, on trouve $k = a = 5,0 \text{ m.s}^{-2}$.
- 3 Le mouvement a lieu le long de l'axe Ox. Donc, d'après ce qui précède, $\vec{a} = a \vec{i}$. En intégrant par rapport au temps, on a $\vec{v} = (a \times t + v_0) \vec{i} = a \times t \cdot \vec{i}$ (comme $v_0 = 0$). En intégrant encore une fois, on obtient : $\overline{OM} = \left(\frac{1}{2} a \times t^2 + x_0 \right) \vec{i}$, comme $x_0 = 0$, $\overline{OM} = \frac{1}{2} a \times t^2 \vec{i}$ ou encore $\vec{v} = 10 t \vec{i}$ et $x = 5 t^2 \vec{i}$.

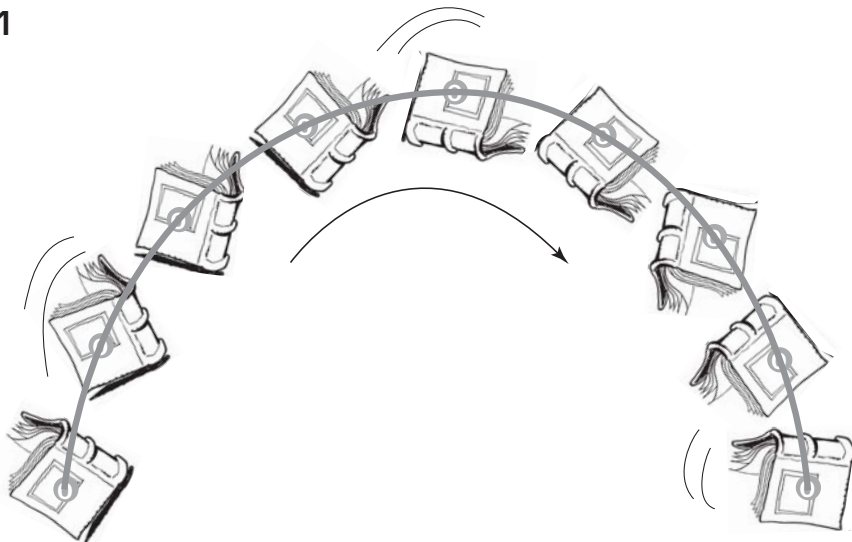
Exercice 3 Mouvement d'un palet

- 1 Le mouvement est rectiligne, la valeur de $\vec{v}_{G2}$ est : $v_{G2} = \frac{G_1 G_3}{2\tau}$. De même, $v_{G4} = \frac{G_3 G_5}{2\tau}$. Sur le document, on mesure $G_1 G_3 = 4,7$ cm. $v_{G2} = \frac{0,047}{2 \times 0,02} = 1,2 \text{ m.s}^{-1}$. De même, on mesure $G_3 G_5 = 6,3$ cm donc $v_{G4} = \frac{0,063}{2 \times 0,02} = 1,6 \text{ m.s}^{-1}$.
- 2 $\vec{a}_{G3} = \frac{\vec{v}_{G4} - \vec{v}_{G2}}{2t}$
- 3 Puisque les vecteurs vitesse sont colinéaires, on peut écrire $a_{G3} = \frac{|v_{G4} - v_{G2}|}{2\tau} = \frac{1,6 - 1,2}{2 \times 0,02} = 10 \text{ m.s}^{-2}$.
- 4 La trajectoire est une droite : le mouvement est rectiligne. L'accélération n'est pas constante, le mouvement est varié. Le mouvement est rectiligne varié.

Chapitre 3 – Les lois de Newton

Activités d'apprentissage

Activité 11



On peut faire l'hypothèse que la trajectoire du centre d'inertie est une parabole.

Activité 12

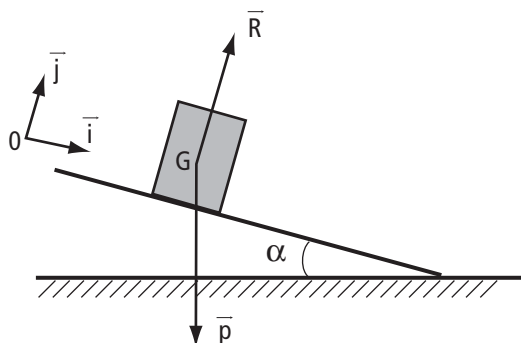
Le mobile est soumis à deux forces : le poids $\vec{P}$ et la réaction du coussin d'air $\vec{R}$. On remarque que le mouvement est rectiligne (les points sont alignés) et uniforme (les points sont équidistants). Donc, d'après le principe d'inertie, les deux forces se compensent.

Activité 13

- ❶ Le mouvement est toujours rectiligne mais il est varié (la valeur de la vitesse augmente au cours du temps).
- ❷ On doit demander à l'ordinateur de dériver x par rapport au temps.
- ❸ D'après l'énoncé, on a donc $v(t) = k \times t$. Comme $\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt}$, le coefficient k représente l'accélération du mobile.
- ❹ On a donc $a = 1,58 \text{ m.s}^{-2}$.
- ❺ Faisons l'application numérique : $m \times a = 0,95 \times 1,58 = 1,5 \text{ kg.m.s}^{-2}$.

On retrouve la même valeur que celle de la force F (exprimée en newtons N). Dans cet exemple, on peut remarquer que le produit de la masse par l'accélération est égal à la somme des forces exercées sur le système.

Activité 14 ❶ Système : le centre d'inertie G de l'objet de masse m :



- Référentiel : référentiel terrestre considéré comme galiléen.
- Bilan des forces extérieures appliquées en G :
 - poids de l'objet de valeur $P = mg$,
 - force exercée par le plan (appelée aussi réaction du sol) de direction perpendiculaire au plan.

Appliquons la seconde loi de Newton à G dans le référentiel terrestre supposé galiléen : $\vec{P} + \vec{R} = m\vec{a}$

Selon l'axe Oy, l'accélération est nulle (l'objet suit la pente) : $a_y = 0$.

Selon l'axe Ox,

- $mg \times \sin \alpha = ma_x$ soit $a_x = g \times \sin \alpha = 10 \times \sin 30^\circ = 5 \text{ m.s}^{-2}$.

- On a donc $a = \sqrt{a_x^2 + a_y^2} = \sqrt{5^2 + 0^2} = 5 \text{ m.s}^{-2}$

❷ En intégrant chaque coordonnée de l'accélération par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse :

- $v_x = g \times \sin \alpha \times t + \text{constante} = g \times \sin \alpha \times t$ car $v_x = 0$ à $t = 0$
- $v_y = \text{constante} = 0$ car $v_y = 0$ à $t = 0$.

En intégrant chaque coordonnée de la vitesse par rapport au temps, on obtient les coordonnées du vecteur position :

- $x(t) = \frac{1}{2} g \times \sin \alpha \times t^2 + \text{constante} = \frac{1}{2} g \times \sin \alpha \times t^2$ car $x = 0$ à $t = 0$
- $y(t) = \text{constante} = 0$ car $y = 0$ à $t = 0$.

On a donc $x(t) = 2,5 \times t^2$ et $y(t) = 0$

❸ Au bout de 1,5 seconde, l'objet aura parcouru $x(t) = 2,5 \times 1,5^2 = 5,6 \text{ m}$.

Activité 15 ❶ $P = m \times g = 1,67 \cdot 10^{-27} \times 9,8 = 1,64 \cdot 10^{-26} \text{ N}$

$$F = e E = e \times \frac{U}{d} = 1,6 \cdot 10^{-19} \times \frac{1}{0,1} = 1,6 \cdot 10^{-18} \text{ N}$$

$$\frac{F}{P} = \frac{1,6 \times 10^{-18}}{1,64 \times 10^{-26}} = 10^8$$

Le poids est négligeable devant la force électrostatique (même avec une tension électrique très faible de 1 V).

- 2 On effectuera l'étude du mouvement selon l'axe Ox car le mouvement de la particule est rectiligne selon Ox.

La seconde loi de Newton appliquée à la particule dans le référentiel terrestre supposé galiléen s'écrit :

$$\vec{F} = m\vec{a} = q\vec{E} = e\vec{E}$$

$$\text{Donc } \vec{a} = \frac{e}{m}\vec{E} \quad a_x = \frac{e}{m}E$$

$$v_x = \frac{e}{m}E \times t + \text{constante} = \frac{e}{m}E \times t \quad \text{car } v_x = 0 \text{ à } t = 0$$

$$x(t) = \frac{1}{2} \frac{e}{m} E \times t^2 + \text{constante} = \frac{1}{2} \frac{e}{m} E \times t^2$$

$$\text{Comme } E = \frac{U}{d} \text{ alors } x(t) = \frac{1}{2} \times \frac{e \times U}{m \times d} \times t^2$$

On cherche la durée nécessaire pour que le proton parcoure les 10 cm séparant les armatures du condensateur.

On pose $x = d$ et on cherche l'expression de t :

$$t = \sqrt{\frac{2 \times m \times x}{e \times E}} = \sqrt{\frac{2 \times m \times d^2}{e \times U}} = \sqrt{\frac{2 \times m}{e \times U}} \times d$$

$$\text{Application numérique : } t = \sqrt{\frac{2 \times 1,67 \times 10^{-27}}{1,6 \times 10^{-19} \times 1}} \times 0,1 = 1,44 \times 10^{-5} \text{ s}$$

Exercices d'apprentissage

Exercice 4 Un service au tennis

- 1.1. Puisque les actions de l'air sont négligées, la seule force qui s'exerce sur la balle est son poids $\vec{P}$. Le poids est vertical, dirigé vers le bas, et sa valeur est $P = m \times g = 0,058 \times 9,81 = 0,57 \text{ N}$.

- 1.2. La seconde loi de Newton appliquée à la balle donne $m\vec{a} = \vec{P} = m\vec{g}$, donc $\vec{a} = \vec{g}$.

- 1.3. D'après ce qui précède, les coordonnées de l'accélération sont :

$$a_x = 0, a_y = -g, a_z = 0.$$

En intégrant par rapport au temps, on obtient : $v_x = v_{0x} = v_0$,

$$v_y = -gt + v_{0y} = -gt, v_z = v_{0z} = 0.$$

En intégrant encore une fois, on obtient : $x(t) = v_0 t + x_0 = v_0 t$,

$$y(t) = \frac{-gt^2}{2} + y_0 = \frac{-gt^2}{2} + H, z(t) = z_0 = 0.$$

- 1.4. On remarque que $z(t) = 0$, le mouvement a lieu dans le plan $z = 0$.

$x(t) = v_0 t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de $y(t)$, ce qui

$$\text{donne } y(x) = \frac{-gx^2}{2v_0^2} + H.$$

2.1. Calculons la valeur de y pour $x = OF = 12,2$ m.

$$y = \frac{-9,81 \times 12,2^2}{2 \times \left(\frac{126}{3,6}\right)^2} + 2,20 = 1,60 \text{ m.}$$

2.2. Le filet étant à $y = 0,92$ m, la balle passe bien au-dessus du filet.

Lorsque la balle touche le sol, $y = 0$. Il faut résoudre $\frac{-gx^2}{2v_0^2} + H = 0 = 0$ pour

connaître à quelle abscisse x la balle touche le sol. D'où $x = \sqrt{\frac{2v_0^2 H}{g}}$

(on garde $x > 0$). L'application numérique donne :

$$x = \sqrt{\frac{2 \times \left(\frac{126}{3,6}\right)^2 \times 2,2}{9,81}} = 23,4 \text{ m, ce qui est supérieur à } 18,7 \text{ m : le service est}$$

mauvais.

2.3. Dans ce problème, on a négligé les frottements de l'air, qui, en réalité ne sont pas négligeables, vu la vitesse de la balle.

Exercice 5 Mouvement d'un électron

❶ Calculons la valeur du poids de l'électron :

$P = mg = 9,1.10^{-31} \times 9,8 = 8,9.10^{-30}$ kg. La force électrostatique a pour valeur, $F = e \times E = 1,6.10^{-19} \times 2,0.10^3 = 3,2.10^{-16}$ N. On remarque que $F \gg P$, on pourra donc négliger le poids par rapport à la force électrostatique.

❷ On étudie l'électron dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La seconde

loi de Newton s'écrit : $m\vec{a} = \vec{F}$, donc $\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}$. L'accélération a la même direction mais de sens opposé à $\vec{E}$.

On a donc $a_x = 0$, $a_y = \frac{-eE}{m}$, $a_z = 0$. En intégrant par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse :

$$v_x = v_{0x} = v_0, v_y = \frac{-eE}{m} \times t + v_{0y} = \frac{-eE}{m} \times t, v_z = v_{0z} = 0.$$

En intégrant une seconde fois, on obtient les équations horaires :

$$x(t) = v_0 \times t + x_0 = v_0 \times t, y(t) = \frac{-eE}{m} \times t^2 + y_0 = \frac{-eE}{m} \times t^2, z(t) = z_0 = 0.$$

❸ $x(t) = v_0 \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de $y(t)$, ce qui

donne $y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2$, c'est l'équation de la trajectoire.

❹ La trajectoire est une portion de parabole.

❺ D'après $y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2$, si $x_L = L$, alors $y_L = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times L^2$.

- ⑥ En quittant la région de l'espace où règne le champ électrique, l'électron n'est plus soumis à aucune force (on occulte le poids). Donc, d'après la première loi de Newton, le mouvement est rectiligne et uniforme.

Chapitre 4 – Conservation de la quantité de mouvement d'un système isolé

Activités d'apprentissage

Activité 16

- ① C'est la force de pression de l'air qui s'exerce sur l'eau à l'intérieur de la bouteille qui expulse l'eau à grande vitesse hors de la bouteille. C'est donc cette force qui est à l'origine du décollage de la fusée.
- ② Dans les deux cas, la poussée vers le haut est due à l'éjection de matière, vers le bas, à grande vitesse. Ici, cette éjection est due à la force de pression. Dans le cas d'une fusée classique, l'éjection de matière est le résultat d'une réaction vive sous forme gazeuse.

Activité 17

- ① Juste avant de brûler le fil, les forces qui s'exercent sur le chariot se compensent. Au moment où brûle le fil, la force exercée par l'élastique sur les points d'appui du chariot n'est plus compensée par celle qu'exerce le fil.
- ② Là encore, l'élastique exerce une force sur la pomme de terre qui n'est pas compensée quand le fil est brûlé.
- ③ Si on considère le système chariot-élastique-pomme de terre, les forces précédentes ne sont pas des forces extérieures. Le système est soumis à un ensemble de forces (poids et réaction de la table) qui s'annulent. Le système est dit pseudo-isolé. Et pourtant, un mouvement apparaît au sein du système.

Activité 18

Au départ, la personne et son sac étaient immobiles, donc leur quantité de mouvement était nulle.

Le système « personne-sac » est pseudo-isolé dans le référentiel terrestre : sa quantité de mouvement est donc constante (avant et après la séparation de la personne et du sac), soit nulle dans ce cas :

$$m_p \overrightarrow{v_p} + m_s \overrightarrow{v_s} = \vec{0}$$

Si on considère le mouvement selon un axe Ox, on projette orthogonalement la relation précédente sur l'axe Ox :

$$m_p v_p - m_s v_s = 0$$

La vitesse de recul de la personne est alors : $v_p = \frac{m_s}{m_p} v_s = \frac{5}{60} \times 3 = 0,25 \text{ m.s}^{-1}$

Exercices d'apprentissage

Exercice 6

Le système « luge-enfant » est pseudo-isolé. Il y a conservation de la quantité de mouvement avant et après le saut.

$$m_e \vec{v} + m_L \times \vec{0} = (m_e + m_L) \vec{v}_f$$

d'où, après projection orthogonale sur un axe horizontal :

$$v_f = \frac{m_e}{m_e + m_L} v_e = \frac{30}{30 + 8} \times 4 = 3,2 \text{ m.s}^{-1}$$

Exercice 7

- ❶ D'après l'énoncé, les deux boules ont des vitesses telles que $-\vec{v}_{boule1} = \vec{v}_{boule2}$. Puisque leur masse est égale, la quantité de mouvement de l'ensemble est nulle.
- ❷ Le système constitué de deux boules est pseudo-isolé, il y a conservation de la quantité de mouvement avant et après le choc. Donc, après le choc, la quantité de mouvement est nulle.
- ❸ Donc, après le choc, les vitesses des deux boules vérifient toujours $-\vec{v}_{boule1} = \vec{v}_{boule2}$.
- ❹ Si les deux boules s'immobilisent à la suite du choc, la quantité de mouvement de l'ensemble est bien nulle : cela respecte donc la condition précédemment établie. Cependant, d'un point de vue énergétique, cela ne convient pas car il y a conservation de l'énergie mécanique (absence de frottement).

Ici, il n'y a pas d'énergie potentielle mise en jeu : l'énergie mécanique est l'énergie cinétique. Il doit donc y avoir conservation de l'énergie cinétique de l'ensemble des deux boules avant et après le choc. Si elles s'arrêtent, ce n'est pas le cas.

Chapitre 5 – Mouvement des satellites et des planètes

Activités d'apprentissage

Activité 19

La moyenne des résultats donne : $\frac{T^2}{a^3} = 2,9745 \cdot 10^{-19} \text{ s}^2 \cdot \text{m}^{-3}$.

L'incertitude d'une valeur X par rapport à la valeur moyenne X_m est donnée par :

$$\frac{|X - X_m|}{X_m}, \text{ que l'on peut exprimer en pourcentage.}$$

	Mercure	Vénus	Terre	Mars	Jupiter
a (km)	$5,791.10^7$	$1,0820.10^8$	$1,4960.10^8$	$2,2794.10^8$	$7,7833.10^8$
T (jours)	87,969	224,70	365,26	686,98	4332,71
$\frac{T^2}{a^3} (s^2.m^{-3})$	$2,9746.10^{-19}$	$2,9754.10^{-19}$	$2,9747.10^{-19}$	$2,9748.10^{-19}$	$2,9720.10^{-19}$
Incertitude	$3.10^{-3} \%$	$2,0.10^{-2} \%$	$1.10^{-2} \%$	$7.10^{-3} \%$	$8,4.10^{-2} \%$

Les incertitudes sont très faibles, les valeurs mesurées sont donc très proches de la valeur moyenne. Il y a bien une relation de proportionnalité entre T^2 et a^3 .

Activité 20

Sur l'illustration de la deuxième loi de Kepler, les aires A_1 et A_2 sont égales. Donc la durée de parcours entre M_1 et M_1' est la même que celle entre M_2 et M_2' .

De plus, comme l'illustre le schéma, $\widehat{M_2 M_2'} > \widehat{M_1 M_1'}$. La vitesse est plus grande entre M_2 et M_2' . Comme la distance Soleil-planète est la plus petite en M_2' , c'est là que la vitesse est la plus importante. Inversement, elle est la plus petite à l'aphélie : le point le plus éloigné du Soleil.

Activité 21

Plaçons-nous dans le repère Oxy ayant pour origine le centre O de l'astre attracteur. Le satellite est situé en un point M tournant autour de O . L'angle θ varie avec le temps. On a $\vec{OM} = x\vec{i} + y\vec{j}$

avec $x(t) = R \cos \theta(t)$ soit $x = R \cos \theta$

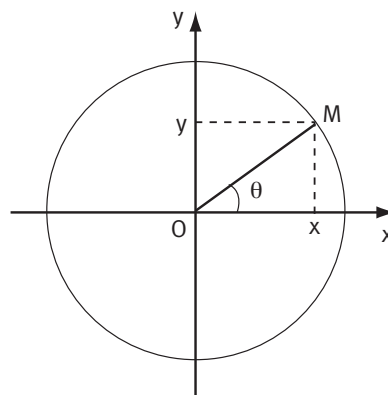
et $y(t) = R \sin \theta(t)$ soit $y = R \sin \theta$

$$\vec{v} = \frac{d\vec{OM}}{dt} = x'\vec{i} + y'\vec{j} = v_x\vec{i} + v_y\vec{j}$$

$$\text{avec } v_x = x' = \frac{dx}{dt} = -R \theta' \sin(\theta)$$

$$\text{et } v_y = y' = \frac{dy}{dt} = R \theta' \cos(\theta)$$

$$\theta' = \frac{d\theta}{dt}$$



(voir la dérivation de fonction composée dans les compléments mathématiques en chapitre 1).

L'accélération a donc pour coordonnées :

$$a_x = \frac{dv_x}{dt} = -R\theta'' \sin\theta - R(\theta')^2 \cos\theta \quad \text{avec} \quad \theta'' = \frac{d^2\theta}{dt^2}$$

$$a_y = \frac{dv_y}{dt} = R\theta'' \cos\theta - R(\theta')^2 \sin\theta$$

(voir la dérivation de fonction composée et de produit de fonction dans les compléments mathématiques en chapitre 1).

Par application de la seconde loi de Newton, on a vu que l'accélération du satellite est dirigée vers le centre de l'astre attracteur. Elle est donc colinéaire au vecteur position $\overrightarrow{OM}$.

On a donc $\vec{a} = k\overrightarrow{OM}$ soit $a_x = kx$ et $a_y = ky$ ou encore $\frac{a_x}{a_y} = \frac{x}{y}$

Remplaçons x, y, a_x, a_y par leur expression : $\frac{-R\theta''\sin\theta - R(\theta')^2\cos\theta}{R\theta''\cos\theta - R(\theta')^2\sin\theta} = \frac{R\cos\theta}{R\sin\theta}$

Après simplification, il reste : $\frac{-\theta''\sin\theta - (\theta')^2\cos\theta}{\theta''\cos\theta - (\theta')^2\sin\theta} = \frac{\cos\theta}{\sin\theta}$

soit $\cos\theta(\theta''\cos\theta - (\theta')^2\sin\theta) = \sin\theta(-\theta''\sin\theta - (\theta')^2\cos\theta)$

En développant, on obtient $\theta''\cos^2\theta - (\theta')^2\cos\theta\sin\theta = -\theta''\sin^2\theta - (\theta')^2\cos\theta\sin\theta$

Après simplification, il reste $\theta''\cos^2\theta = -\theta''\sin^2\theta$

ou encore $\theta''\cos^2\theta + \theta''\sin^2\theta = 0$ soit $\theta''(\cos^2\theta + \sin^2\theta) = 0$ donc $\theta'' = 0$

La primitive de $\theta'' = 0$ donne $\theta' = \text{constante} = \omega$

La primitive de $\theta' = \omega$ donne $\theta = \omega t + \theta_0 = \omega t$ si on prend $\theta = \theta_0 = 0$ pour $t = 0$.

Le mouvement est uniforme : l'angle θ croît linéairement au cours du temps : $\theta = \omega \times t$, avec ω une constante.

Activité 22

L'étude est faite dans le référentiel géocentrique. Attention, il faut mettre la distance Terre-Lune en mètres.

$$v = \sqrt{\frac{GM}{r}} = \sqrt{\frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,97 \cdot 10^{24}}{384 \cdot 10^6}} = 1,02 \times 10^3 \text{ m.s}^{-1}$$

Notons que cette vitesse ne dépend pas de la masse de la Lune.

Activité 23

Là encore, il faut mettre la distance Terre-Lune en mètres.

$$T = 2\pi\sqrt{\frac{r^3}{GM}} = 2\pi\sqrt{\frac{(384 \cdot 10^6)^3}{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,97 \cdot 10^{24}}} = 2,37 \cdot 10^6 \text{ s} = 27,4 \text{ jours} =$$

27 jours et 10 heures

Activité 24

L'application numérique donne : $\frac{T^2}{r^3} = \frac{4\pi^2}{GM} = 2,9739 \cdot 10^{-19} \text{ s}^2 \cdot \text{m}^{-3}$.

Comparons cette valeur avec la valeur moyenne de l'activité 1 :

$$\frac{|2,9745 \cdot 10^{-19} - 2,9739 \cdot 10^{-19}|}{2,9745 \cdot 10^{-19}} \times 100 = 0,02$$

Les deux valeurs sont très proches l'une de l'autre. La troisième loi de Kepler est vérifiée à 0,02 % près sur les cinq systèmes étudiés.

Exercices d'apprentissage

Exercice 8 Détection d'exoplanètes

D'après la figure 2, la période de révolution $T = 3,5 \text{ j} \Rightarrow T = 3,0 \cdot 10^5 \text{ s}$.

$$\frac{T^2}{a^3} = \frac{4\pi^2}{GM} \text{ avec } M = L \text{ masse de l'astre attracteur, donc ici } M = 1,057 \times M_S$$

$$a^3 = \frac{T^2 G (1,057 \times M_S)}{4\pi^2}, \text{ soit}$$

$$a = \left(\frac{T^2 G (1,057 \times M_S)}{4\pi^2} \right)^{1/3} = \left(\frac{(3 \times 10^5)^2 \times 6,67 \times 10^{-11} \times 1,057 \times 2,00 \times 10^{30}}{4 \times \pi^2} \right)^{1/3}$$

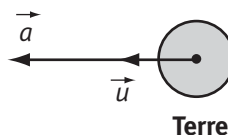
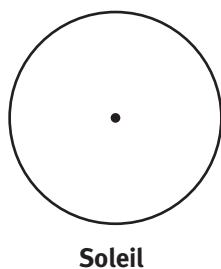
$$a = 6,85 \cdot 10^9 \text{ m} = 6,85 \cdot 10^6 \text{ km}$$

La distance moyenne à l'étoile, donnée dans le document 1, est égale à 0,045 ua soit $6,8 \cdot 10^6 \text{ km}$.

Les deux valeurs peuvent être considérées comme égales, la précision sur la mesure de T étant assez faible. Les valeurs de a sont égales si on garde deux chiffres significatifs comme pour la valeur de T déterminée graphiquement.

Exercice 9 Mouvement de la Terre

- ❶ La force subie par la Terre a pour expression : $\vec{F} = G \frac{M_T M_S}{R^2} \vec{u}$.
- ❷ Deuxième loi de Newton : dans un référentiel galiléen, la somme des forces qui s'exercent sur un système est égale à la dérivée de sa quantité de mouvement par rapport au temps. Puisqu'on considère la masse de la Terre comme étant constante, on peut écrire $\vec{F} = G \frac{M_T M_S}{R^2} \vec{u} = M_T \vec{a}$.
- ❸ D'après ce qui précède, on peut écrire $\vec{a} = G \frac{M_S}{R^2} \vec{u}$. Donc $\vec{a}$ a la direction Terre-Soleil est dirigé de la Terre vers le Soleil et pour valeur $a = G \frac{M_S}{R^2}$. On le représente donc :



④ Pour un mouvement circulaire et uniforme, on sait que l'accélération et la vitesse sont liées par $a = \frac{v^2}{R}$.

⑤ Comme $a = G \frac{M_S}{R^2}$ et $a = \frac{v^2}{R}$, on peut écrire $v = \sqrt{\frac{GM_S}{R}}$.

⑥ Il suffit de faire l'application numérique :

$$v = \sqrt{\frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 1,98 \cdot 10^{30}}{1,5 \cdot 10^{11}}} = 2,97 \cdot 10^4 \text{ m.s}^{-1}.$$

⑦ Puisque le mouvement est circulaire et uniforme, on peut écrire que la durée T pour faire un tour du Soleil est $T = \frac{2\pi R}{v}$.

⑧ Comme $v = \sqrt{\frac{GM_S}{R}}$ et $T = \frac{2\pi R}{v}$, alors on peut écrire $T = \frac{2\pi R^{\frac{3}{2}}}{\sqrt{GM_S}}$.

L'application numérique donne

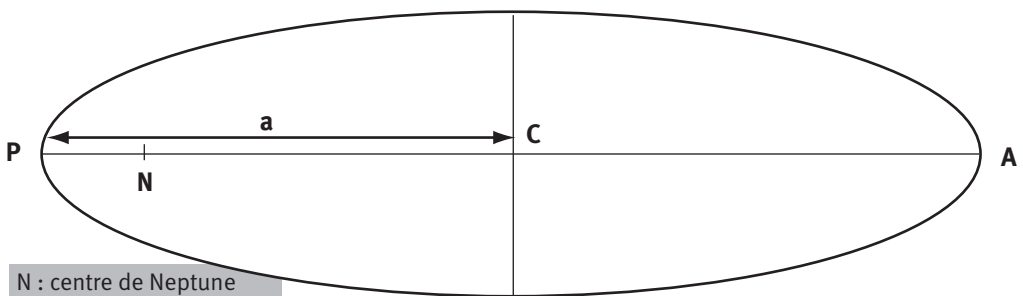
$$T = \frac{2 \times 3,14 \times (1,5 \cdot 10^{11})^{1,5}}{\sqrt{6,67 \cdot 10^{-11} \times 1,98 \cdot 10^{30}}} = 3,17 \cdot 10^7 \text{ s} = 367 \text{ jours}.$$

Exercice 10 Observation d'un satellite de Neptune

① Il faut choisir comme solide de référence le centre de l'astre attracteur, ici Neptune. On choisit donc le référentiel neptunocentrique.

② Première loi de Kepler : Néréide parcourt une orbite elliptique dont un des foyers est occupé par le centre de Neptune. Deuxième loi de Kepler : le vecteur $\overrightarrow{NA}$ (A : centre de Néréide) balaie des aires égales pendant des durées égales.

③ C'est la longueur CP (ou CA).



N : centre de Neptune
C : centre de l'ellipse
P : Péricentre de Néréide
A : Apocentre de Néréide

4.1. D'après la seconde loi de Kepler, ces aires sont égales.

4.2. La durée pour aller de P_1 à P_2 est la même que celle pour aller de A_2 à A_1 , or la distance de P_1 à P_2 est supérieure à celle de A_2 à A_1 . Donc la vitesse en P est supérieure à la vitesse en A.

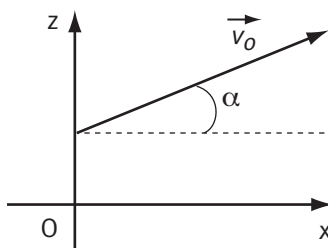
5.1. Troisième loi de Kepler : la période de révolution « T » au carré divisée par le demi-grand axe « a » de l'ellipse au cube est constante pour tous les satellites de Neptune.

$$5.2. \frac{T_{\text{Ner}}^2}{a^3} = \frac{(360 \times 24 \times 60 \times 60)^2}{(5513.10^6)^3} = 5,77.10^{-15} \text{ s}^2.\text{m}^{-3}.$$

Exercices de synthèse

Exercice 1 Le trébuchet

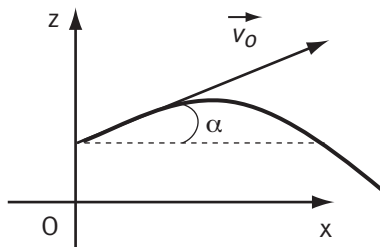
- ❶ Le poids est vertical, dirigé vers le bas, et de valeur $P = mg = 130 \times 10 = 1\,300 \text{ N}$.
- ❷ La deuxième loi de Newton donne $m\vec{a} = m\vec{g}$, d'où $\vec{a} = \vec{g}$. Donc $a_x = 0$ et $a_z = -g$.
- ❸ D'après le schéma ci-dessous, notées $v_{0x} = v_0 \cos \alpha$ et $v_{0z} = v_0 \sin \alpha$.



- ❹ En intégrant par rapport au temps a_x et a_z , on trouve $v_x = v_0 \cos \alpha$ et $v_z = -gt + v_0 \sin \alpha$.
- ❺ On remarque que $v_x = \text{constante}$. Sur l'axe horizontal, le mouvement est uniforme. On le justifie par le fait qu'aucune force ne s'exerce horizontalement.
- ❻ En intégrant les coordonnées de la vitesse par rapport au temps, on trouve $x(t) = (v_0 \cos \alpha) \times t$ et $z(t) = -\frac{1}{2}gt^2 + (v_0 \sin \alpha) \times t + H$.
- ❼ $x(t) = (v_0 \cos \alpha) \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0 \cos \alpha}$. On reporte l'expression de t dans

l'expression de $z(t)$, et on trouve bien $z = -\frac{1}{2}g \frac{x^2}{v_0^2 \cos^2 \alpha} + x \tan \alpha + H$.

- ❽ Il s'agit d'une trajectoire parabolique avec la concavité tournée vers le bas. L'allure est la suivante :

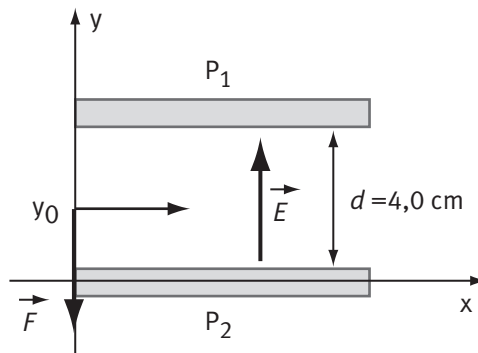


- ⑨ Les paramètres qui jouent un rôle sont l'angle de tir, la vitesse initiale et la hauteur H .
- ⑩ Si la vitesse est horizontale, $\alpha = 0$, donc $z = -\frac{1}{2}g\frac{x^2}{v_0^2} + H$. Le projectile touche le sol si $z = 0$. Donc, l'abscisse du point de chute est telle que $z = -\frac{1}{2}g\frac{x^2}{v_0^2} + H = 0$ soit $x = v_0 \times \sqrt{\frac{2H}{g}}$ (on garde la valeur positive de x).
- ⑪ D'après la réponse précédente, $v_0 = x\sqrt{\frac{g}{2H}}$. On souhaite $x = 100$ m, donc $v_0 = 100 \times \sqrt{\frac{10}{2 \times 10}} = 71 \text{ m.s}^{-1}$.

Exercice 2 Particules en mouvement dans un champ

Déviation d'un faisceau d'électrons dans un champ électrique uniforme

- ① Calculons la valeur du poids de l'électron :
 $P = mg = 9,1.10^{-31} \times 9,81 = 8,93.10^{-30} \text{ N}$.
- Calculons la valeur de la force électrique :
 $F = e \times E = e \times \frac{U}{d} = 1,6.10^{-19} \times \frac{205}{0,04} = 8,2.10^{-16} \text{ N}$.
- On remarque que $F \gg P$, on peut donc négliger le poids.
- ② On étudie l'électron dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La seconde loi de Newton s'écrit : $m\vec{a} = \vec{F}$, donc $\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}$.
- ③ Pour que le faisceau soit dévié vers le bas, il faut que l'accélération soit dirigée vers le bas. D'après ce qui précède, le champ électrique doit être dirigé vers le haut : de P_2 vers P_1 . Comme le champ électrique est dirigé du plus haut potentiel vers le plus bas, P_2 est de plus haut potentiel électrique que P_1 .



- ④ Comme $\vec{a} = \frac{-e\vec{E}}{m}$, en projetant sur Ox et Oy , on obtient $a_x = 0$, $a_y = \frac{-eE}{m}$.
- En intégrant par rapport au temps, on obtient les coordonnées de la vitesse :
- $$v_x = v_{0x} = v_0, \quad v_y = \frac{-eE}{m} \times t + v_{0y} = \frac{-eE}{m} \times t.$$
- En intégrant une seconde fois,

on obtient les équations horaires :

$$x(t) = v_0 \times t + x_0 = v_0 \times t \text{ et } y(t) = \frac{-eE}{2m} \times t^2 + y_0.$$

- ⑤ $x(t) = v_0 \times t$ donne $t = \frac{x}{v_0}$, qu'on remplace dans l'expression de $y(t)$, ce qui

$$\text{donne } y(x) = \frac{-eE}{2mv_0^2} \times x^2 + y_0. \text{ C'est l'équation cartésienne de la trajectoire.}$$

$$\text{Elle est bien de la forme } y = A_1 x^2 + B_1 \text{ où } A_1 = \frac{-eE}{2mv_0^2} \text{ et } B_1 = y_0.$$

- ⑥ $\vec{a} = \frac{-e\vec{E}}{m}$, donc $a_1 = \frac{e \times E}{m}$ et comme $A_1 = \frac{-eE}{2mv_0^2}$, on a bien la relation

$$A_1 = -\frac{a_1}{2v_0^2}.$$

$$\text{Comme } E = \frac{U}{d}, \text{ alors } A_1 = -\frac{e \times \frac{U}{d}}{2 \times m \times v_0^2}$$

$$\text{Application numérique : } A_1 = -\frac{1,6 \cdot 10^{-19} \times \frac{205}{0,04}}{2 \times 9,1 \cdot 10^{-31} \times (1,5 \cdot 10^7)^2} = -2,0 \text{ m}^{-1}.$$

Mouvement d'une bille lancée horizontalement dans le champ de pesanteur terrestre

- ① Les actions dues à l'air sont les frottements et la poussée d'Archimède.
- ② La bille de masse M est étudiée dans le référentiel terrestre supposé galiléen. La deuxième loi de Newton donne $M\vec{a}_2 = M\vec{g}$, d'où $\vec{a}_2 = \vec{g}$. Donc $a_x = 0$ et $a_y = -g$. L'accélération est verticale et dirigée vers le bas. Sa valeur est $g = 9,81 \text{ m.s}^{-2}$.

③ $A_2 = -\frac{a_2}{2v_0^2} = -\frac{g}{2v_0^2} = \frac{9,81}{2 \times 14^2} = -2,5 \cdot 10^{-2} \text{ m}^{-1}.$

- ④ En intégrant deux fois les coordonnées de l'accélération par rapport au temps, on obtient les équations horaires : $x(t) = v_0 t$ et $y(t) = \frac{1}{2} g t^2 + y_0$.

$$x(t) = v_0 \times t \text{ donne } t = \frac{x}{v_0}, \text{ qu'on remplace dans l'expression de } y(t), \text{ ce qui}$$

$$\text{donne } y(x) = \frac{-g}{2v_0^2} \times x^2 + y_0. \text{ Donc } B_2 = y_0.$$

$$\text{Comme } y = A_2 x^2 + B_2, A_2 = \frac{y - y_0}{x^2}, \text{ la bille touche le sol en } x_s = 7,75 \text{ m et, dans}$$

$$\text{ce cas, } y_s = 0. \text{ Donc } A_2 = \frac{y_s - y_0}{x_s^2} = \frac{0 - 1,5}{7,75^2} = -2,5 \cdot 10^{-2} \text{ m}^{-1}.$$

Comparaison des mouvements de ces deux corps

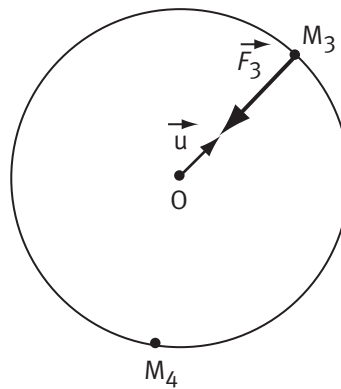
- ❶ Les trajectoires ont le même d'équation. On a, dans les deux cas, des trajectoires paraboliques vers le bas.
- ❷ Dans le premier cas, la masse n'a pas d'influence sur la force : $F = e \times E$. Par contre, plus la masse est importante, plus l'accélération a une faible valeur :

$$\vec{a} = \frac{\vec{F}}{m} = \frac{-e\vec{E}}{m}.$$

Dans le second cas, la force est proportionnelle à la masse : $P = mg$. Par contre, l'accélération est indépendante de la masse : $\vec{a}_2 = \vec{g}$.

Exercice 3 Des lois de Kepler à l'étude d'un astéroïde...

- 1.1.1. La première loi de Kepler stipule que les planètes décrivent des orbites elliptiques dont le Soleil occupe un des foyers. Sur la figure, le Soleil occupe bien un des foyers de l'ellipse.
- 1.1.2. D'après la deuxième loi de Kepler, ces aires sont égales.
- 1.1.3. La distance de M_1 à M'_1 est inférieure à la distance de M_2 à M'_2 , donc la vitesse entre M_1 et M'_1 est inférieure à la vitesse entre M_2 et M'_2 .
- 1.2.1. La force de gravitation est centripète.

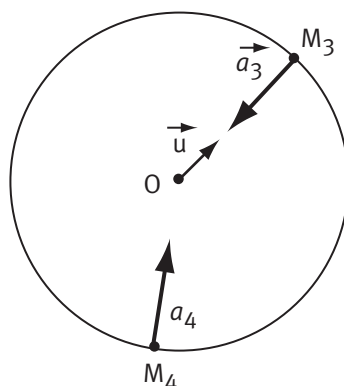


- 1.2.2. $\vec{F}_3 = -G \frac{mM_S}{r^2} \vec{u}$.

- 1.2.3. La deuxième loi de Newton appliquée à une planète de masse m étudiée dans le référentiel héliocentrique supposé galiléen s'écrit :

$$m \vec{a}_3 = \vec{F}_3 = -G \frac{mM_S}{r^2} \vec{u}, \text{ d'où } \vec{a}_3 = -G \frac{M_S}{r^2} \vec{u}.$$

- 1.2.4. Les accélérations sont centripètes. Et puisque $r = \text{constante}$, elles ont la même valeur.



1.2.5. Les accélérations sont centripètes, la trajectoire est circulaire et les accélérations ont la même valeur, donc le mouvement est circulaire et uniforme.

1.2.6. Troisième loi de Kepler pour une orbite circulaire : la période de révolution « T » au carré divisée par le rayon du cercle au cube est constante pour toutes les planètes : $\frac{T^2}{r^3} = cte$. Soit $T^2 = cte \times r^3$. La représentation T^2 en fonction de r^3 est bien une droite qui passe par l'origine.

1.2.7. La constante est le coefficient directeur de la droite.

En prenant $T^2 = 1,2 \cdot 10^{17} \text{ s}^2$ et $r^3 = 4 \cdot 10^{35} \text{ m}^3$,

on retrouve bien $\frac{T^2}{r^3} \approx 3,0 \times 10^{-19} \text{ S.I.}$

1.2.8. D'après la troisième loi de Kepler, pour Rhea Sylvia, on a également

$$\frac{T^2}{r^3} \approx 3,0 \times 10^{-19} \text{ S.I.}$$

$$\text{Donc } r = \left(\frac{T^2}{3,0 \cdot 10^{-19}} \right)^{\frac{1}{3}} = \left(\frac{(6,521 \times 365 \times 24 \times 60 \times 60)^2}{3,0 \cdot 10^{-19}} \right)^{\frac{1}{3}} = 5,20 \cdot 10^{11} \text{ m}$$

2.1. T est la période de révolution d'un des deux satellites de Rhea Sylvia, r est leur distance au centre de Rhea Sylvia, M est la masse de Rhea Sylvia,

G est la constante de gravitation universelle. $G = \frac{4\pi^2 r^3}{MT^2}$, donc G s'exprime en $\text{m}^3 \text{kg}^{-1} \text{s}^{-2}$.

2.2. On sait que Romulus a une période $T = 87,6 \text{ h}$ et est à une distance $r = 1360 \text{ km}$ de Rhea Sylvia. On peut donc calculer la masse M de Rhea Sylvia :

$$M = \frac{4\pi^2 r^3}{GT^2} = \frac{4 \times \pi^2 \times (1360 \cdot 10^3)^3}{6,67 \cdot 10^{-11} \times (87,6 \times 60 \times 60)^2} = 1,5 \cdot 10^{19} \text{ kg.} \quad \blacksquare$$

Chapitre 1

Test 1 On calcule la masse molaire du sulfate de magnésium qui a pour formule MgSO_4 :

$$M = 24 + 32 + 64 = 120 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{On applique la formule : } n = \frac{m}{M} = \frac{60}{120} = 0,50 \text{ mol}$$

Test 2 On applique la formule : $n = \frac{V}{V_{\text{mol}}} = \frac{50}{24} = 2,1 \text{ mol}$

On en déduit la masse correspondante en utilisant : $m = n.M$.

La masse molaire du butane qui a pour formule C_4H_{10} est égale :

$$M = 4 \times 12 + 10 = 58 \text{ g.mol}^{-1}$$

Et on trouve finalement : $m = 2,1 \times 58 = 121,8 \text{ g} = 1,2 \cdot 10^2 \text{ g}$ avec 2 chiffres significatifs.

Test 3 On applique la formule : $n = C.V_{\text{sol}} = 0,5 \times 0,300 = 0,15 \text{ mol}$

On calcule la masse molaire du chlorure de magnésium qui a pour formule MgCl_2 :

$$M = 24 + 2 \times 35,5 = 95 \text{ g.mol}^{-1}.$$

Puis on trouve la masse correspondante en utilisant :

$$m = n.M = 0,15 \times 95 = 14,3 \text{ g}.$$

Test 4 La masse à peser est $m = n.M = C_0.V.M$

$$m = n.M = C_0.V.M = 5 \cdot 10^{-3} \times 2 \times 158 = 1,58 \text{ g}$$

Test 5 Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve :

Dans 20 mL de solution S_0 prélevée, il y a $n_0 = C_0 \times V_0$ moles de soluté.

Cette quantité de matière de soluté se retrouve dans $V_1 = 500,0 \text{ mL}$ de solution

$$S_1, n_1 = C_1 \times V_1$$

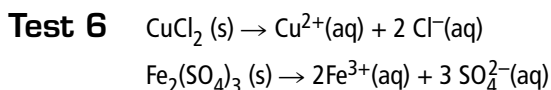
$$n_0 = n_1 \text{ soit } C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

La concentration molaire de la solution S_1 est $C_1 = C_0.V_0 / V_1$

$$C_1 = (5 \cdot 10^{-3} \times 20) / 500 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Le facteur de la dilution réalisée est $F = V_1 / V_0 = 500/20 = 25$.

La solution mère a été diluée 25 fois.



Test 7 Solution de chlorure de cuivre II : $[\text{Cu}^{2+}] = C$ $[\text{Cl}^{-}] = 2C$
 Solution de sulfate de fer III : $[\text{Fe}^{3+}] = 2C$ $[\text{SO}_4^{2-}] = 3C$

Test 8 ❶ La quantité de matière de chaque réactif dans l'état initial est :

$$n_{0(\text{Mg})} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{2,00}{24,3} = 8,23 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{0(\text{O}_2)} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_m} = \frac{5,00}{24,0} = 0,208 \text{ mol}$$

❷ Le tableau d'avancement de la transformation chimique est :

	Avancement	2Mg(s)	+	O ₂ (g)	→	2 MgO (s)
État initial (en mol)	0	$n_{0(\text{Mg})}$		$n_{0(\text{O}_2)}$		0
État final (en mol)	x_{max}	$n_{0(\text{Mg})} - 2x_{\text{max}}$		$n_{0(\text{O}_2)} - x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$
État final (en mol)	$4,12 \cdot 10^{-2}$	0		0,204		$8,24 \cdot 10^{-2}$

❸ La valeur x_{max} de l'avancement maximal de cette transformation est :

$$n_{0(\text{Mg})} - 2x'_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x'_{\text{max}} = 4,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{0(\text{O}_2)} - x''_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x''_{\text{max}} = 0,208 \text{ mol}$$

On conserve la plus petite valeur $x_{\text{max}} = x'_{\text{max}} = 4,12 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

❹ Le réactif limitant est Mg, car il est consommé le premier.

❺ Les quantités de matière de magnésium restant et d'oxyde de magnésium formé sont égales lorsque : $n_{0(\text{Mg})} - 2x = 2x$

$$\text{D'où } x = \frac{n_{0(\text{Mg})}}{4} = \frac{8,23 \cdot 10^{-2}}{4} = 2,06 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

❻ En fin de transformation, la masse d'oxyde de magnésium formé est :

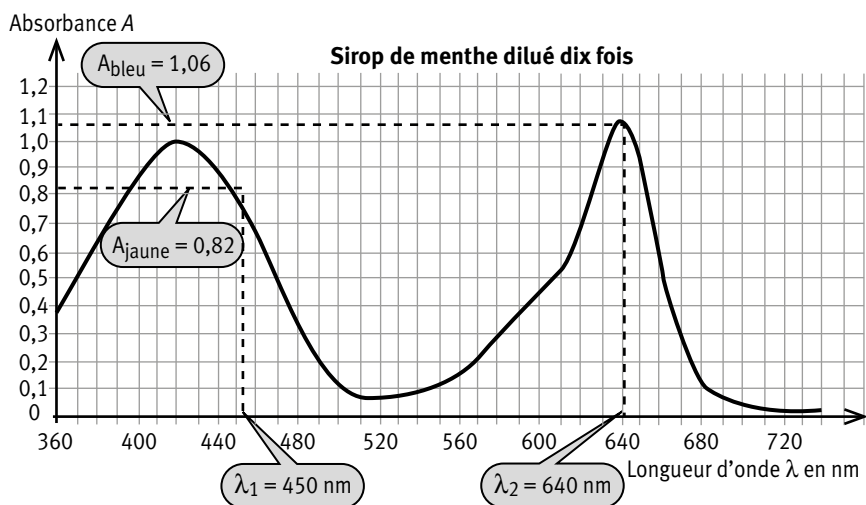
$$n_{\text{MgO formé}} = 2 x_{\text{max}}$$

$$m_{\text{MgO formé}} = n_{\text{MgO formé}} \cdot M_{\text{MgO}} = 2 \times 4,12 \cdot 10^{-2} \times (24,3 + 16,0) = 3,32 \text{ g}$$

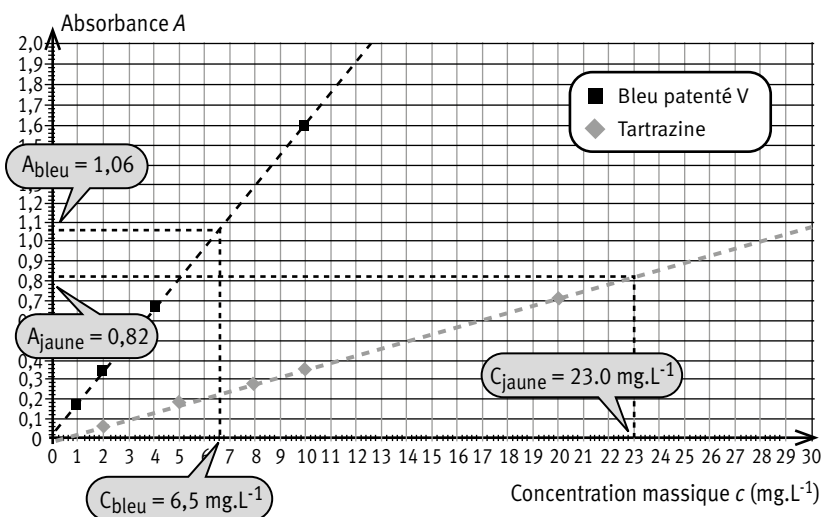
Test 9 ❶ Pour réaliser le dosage par étalonnage de la tartrazine dans le mélange, il faut se placer à une longueur d'onde λ qui soit proche du maximum d'absorbance pour le colorant jaune, et pour laquelle l'absorbance du colorant bleu soit nulle.

La longueur d'onde $\lambda_1 = 450 \text{ nm}$ vérifie ces deux conditions contrairement à la longueur d'onde $\lambda = 420 \text{ nm}$ (absorbance du bleu patenté non nulle).

2



3



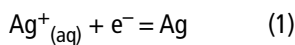
le sirop de menthe ayant été dilué 10 fois on a finalement :

$$c_{\text{mB}} = 10 \times 6,5 = 65 \text{ mg.L}^{-1} \text{ et } c_{\text{mT}} = 10 \times 23,0 = 230 \text{ mg.L}^{-1}$$

Test 10

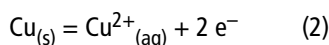
① Les ions argent Ag^+ se sont transformés en métal argent Ag et le métal cuivre Cu s'est transformé en ions cuivre (II) Cu^{2+} :

② L'ion argent Ag^+ a gagné 1 électron pour former l'atome Ag :

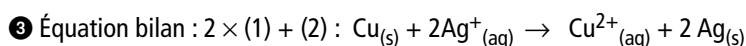


Cette demi-équation définit le couple Ag^+/Ag

L'atome de cuivre a perdu 2 électrons pour former l'ion cuivre (II).



Cette demi-équation définit le couple Cu^{2+}/Cu



Test 11

On écrit :

L'élément manganèse est équilibré.

Il faut équilibrer l'élément **oxygène**.

En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.

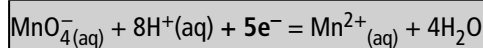
Il faut équilibrer l'élément **hydrogène**

introduit par l'eau.

En milieu acide on utilise $\text{H}^{+}(\text{aq})$ (ou H_3O^{+})

Il reste à équilibrer les **charges électriques**.

On utilise pour cela les **électrons**.



Chapitre 2

Activités

Activité 1

① Valeur moyenne – $\Delta\text{pH} \leq \text{pH} \leq \text{valeur moyenne} + \Delta\text{pH}$
soit $6,6 - 0,1 \leq \text{pH} \leq 6,6 + 0,1$

② $\text{pH} = 6,6 \pm 0,1$

③ L'incertitude relative sur la concentration est donc : $\frac{\Delta\text{pH}}{\text{pH}} = \frac{0,1}{6,6} = 0,015$
 $= 1,5\%$: très faible incertitude relative, donc bonne précision.

Activité 2

① La métrologie est la science de la mesure (littéralement). Elle intègre l'ensemble des connaissances et des actions permettant d'attribuer à une propriété particulière des objets, matériaux ou phénomènes, une valeur exprimée en nombre.

② La mesure du pH est très répandue dans le domaine de la microbiologie, le domaine médical et le domaine de l'environnement.

③ La mesure du pH est aussi utilisée et nécessaire dans le domaine alimentaire, mais aussi dans le domaine agricole et horticole (pH de la terre pour les cultures et les plantations).

④ Une autre grandeur de mesure électrochimique est la conductivité. Cette notion sera abordée dans les chapitres sur les dosages.

Activité 3

- Le pH étant connu à 0,05 unité près : $5,25 \leq \text{pH} \leq 5,35$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, fonction décroissante donc l'inégalité change de sens
 $10^{-5,25} \geq [\text{H}_3\text{O}^+] \geq 10^{-5,35}$
 soit $10^{-5,35} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-5,25}$
 $4,467 \cdot 10^{-6} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 5,623 \cdot 10^{-6}$
- On peut donc écrire : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{moy}} = (4,467 \cdot 10^{-6} + 5,623 \cdot 10^{-6})/2 = 5,0 \cdot 10^{-6}$
 $\frac{5,623 - 4,467}{2} \approx 0,6$ d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = (5,0 \pm 0,6) \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$.
- L'incertitude relative sur la concentration est donc :
 $\frac{\Delta[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,6 \cdot 10^{-6}}{5,0 \cdot 10^{-6}} = 0,12 = 12 \%$.
- On retrouve bien l'ordre de grandeur du résultat annoncé.

Activité 4 Relation entre $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$

- Calcul de la concentration en ions H_3O^+ à partir des mesures de pH :
 Le pH est lié à la concentration des ions H_3O^+ par la relation :
 $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9,94} = 1,148 \cdot 10^{-10}$ notée $1,1 \cdot 10^{-10}$ avec 2 chiffres significatifs.
- Calcul du produit des concentrations en HO^- et H_3O^+ :
 $[\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \times 1,1 \cdot 10^{-10} = 1,1 \cdot 10^{-14}$

$[\text{HO}^-]$ en mol.L^{-1}	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$
pH mesuré	9,94	11,02	11,97
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ en mol.L^{-1}	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$9,5 \cdot 10^{-12}$	$1,1 \cdot 10^{-12}$
$[\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$	$1,1 \cdot 10^{-14}$	$9,5 \cdot 10^{-15}$	$1,1 \cdot 10^{-14}$

- Les valeurs obtenues sont très proches, et même identiques si on les exprime avec 1 seul chiffre significatif.
 $[\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 10^{-14}$

Activité 5

- Quantité de molécules d'eau contenue dans 1 L d'eau :
 $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\rho_{\text{eau}} \times V}{M_{\text{O}} + 2 M_{\text{H}}} = \frac{1\,000 \times 1}{16 + 2} = 55,5 \text{ mol}$
- Quantité d'ions H_3O^+ contenue dans 1 L d'eau pure :
 $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 10^{-\text{pH}} \times V = 10^{-7,0} \times 1 = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$
- Pourcentage P de molécules d'eau concernées par l'autoprotolyse :
 $P = \frac{n_{\text{eau réagit}}}{n_{\text{total}}} \times 100 = \frac{2 \times 1,0 \cdot 10^{-7}}{55,5} \times 100 = 3,6 \cdot 10^{-7} \% \approx 4 \cdot 10^{-7} \%$

$P \approx 4.10^{-9}$ donc seulement 4 molécules d'eau sur 1 milliard de molécules d'eau participent à l'autoprotolyse !!

Ce nombre est extrêmement faible. On peut donc négliger le phénomène d'auto-protolyse dans l'eau pure, et considérer que l'eau pure est constituée uniquement de molécules d'eau.

Exercices d'apprentissage

Exercice 1 QCM

- ❶ Soit de l'eau pure à 25 °C
 - b) $\text{pH} = 7,0$
 - c) $[\text{HO}^-] = 1,0.10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$.
- ❷ Soit une solution aqueuse de $\text{pH} = 9,0$ à 25 °C
 - c) $K_e = 1,0.10^{-14}$.
- ❸ Soit une solution aqueuse de $[\text{HO}^-] = 1,0.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ à 25 °C
 - b) $\text{pH} = 8,0$
 - c) $K_e = 1,0.10^{-14}$.
- ❹ À 25 °C, une solution acide a un pH :
 - c) inférieur à 7,0.

Exercice 2 pH et concentration

En appliquant $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Concentration en ions H_3O^+ (en mol.L^{-1})	$1,0.10^{-2}$	$1,0.10^{-6}$	$5,0.10^{-3}$	$3,2.10^{-5}$
pH de la solution	2,0	6,0	2,3	4,5

Exercice 3 Solution de soude

On sait que $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14}$

$$\text{d'où } [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-_{(\text{aq})}]} = \frac{10^{-14}}{5,0.10^{-3}} = 2,0.10^{-12} \text{ mol/L}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-]$ donc la solution est basique

Calcul du pH : on applique la relation définissant le pH d'une solution :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,0.10^{-12} = 11,7$$

Exercice 4 Le produit ionique de l'eau

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}] \times [\text{OH}^-_{(\text{aq})}] = 10^{-14} \text{ à } 25^\circ\text{C}$$

$$\left[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \right] = \frac{K_e}{\left[\text{HO}^-_{(\text{aq})} \right]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{puis } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-12} = 12$$

[HO⁻] (en mol.L⁻¹)	10 ⁻²	2.10 ⁻²	10 ⁻⁷	10 ⁻⁹	2,3.10 ⁻¹²
[H₃O⁺] (en mol.L⁻¹)	10 ⁻¹²	5.10 ⁻¹³	10 ⁻⁷	10 ⁻⁵	4,3.10 ⁻³
pH	12	12,3	7	5	2,4

Exercice 5 Précision dans la mesure du pH

L'encadrement de la valeur réelle du pH est $3,43 \leq \text{pH} \leq 3,45$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, fonction décroissante donc l'inégalité change de sens

$$10^{-3,43} \geq [\text{H}_3\text{O}^+] \geq 10^{-3,45}$$

$$\text{soit } 10^{-3,45} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-3,43}$$

$$3,55 \cdot 10^{-4} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 3,71 \cdot 10^{-4}$$

On peut donc écrire : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{moy}} = (3,55 \cdot 10^{-4} + 3,71 \cdot 10^{-4})/2 = 3,64 \cdot 10^{-4}$ d'où
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = (3,64 \pm 0,08) \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'incertitude relative sur la concentration est donc :

$$\frac{\Delta[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{0,08 \cdot 10^{-4}}{3,64 \cdot 10^{-4}} = 0,022 = 2 \%$$

Exercice 6 pH d'une solution diluée

❶ Concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$.

Concentration en ions hydroxyde

$$\left[\text{HO}^-_{(\text{aq})} \right] = \frac{K_e}{\left[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \right]} = \frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-10}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Concentration apportée C de cette solution : $C = \left[\text{HO}^-_{(\text{aq})} \right] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

❷ Par définition, la concentration apportée $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V}$ donc

$$m_{\text{soluté}} = C \cdot M_{\text{soluté}} \cdot V$$

Pour la préparation de 50 mL de cette solution, la masse de soluté est :

$$m_{\text{soluté}} = C \cdot M_{\text{soluté}} \cdot V = 1,0 \cdot 10^{-4} \times (12 + 3 + 16 + 39) \times 50 \cdot 10^{-3}$$

$$m_{\text{soluté}} = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ g} = 0,35 \text{ mg}$$

❸ Pour diluer 10 fois 5,0 mL de cette solution :

a) On utilise une pipette jaugée de 5,0 mL pour prélever la solution mère et une fiole jaugée de $10 \times 5,0 \text{ mL} = 50,0 \text{ mL}$ pour réaliser la dilution.

b) La concentration de la solution diluée préparée est donc 10 fois plus faible :
 $C_d = C/10 = 10^{-5} \text{ mol/L}$.

c) Le pH de la solution diluée se calcule à partir de la nouvelle concentration

$$\left[\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} \right] = \frac{K_e}{\left[\text{HO}^-_{(\text{aq})} \right]} = \frac{K_e}{C_d} = \frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-5}} = 1,0 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$\text{puis } \text{pH}_d = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-9} = 9,0$$

La solution basique diluée 10 fois à un pH qui diminue de 1 unité.

Exercice 7 pH et teinture

❶ et ❷

	Bain A	Bain B	Bain C
Hélianthine	Jaune pH > 4,4	Jaune pH > 4,4	Jaune pH > 4,4
Bleu de Bromothymol	Jaune pH < 6	Bleu pH > 7,6	Bleu pH > 7,6
Phénolphthaleïne	Incolore pH < 8	Incolore pH < 8	Violacé pH > 10
Domaine de pH	4,4 < pH < 6	7,6 < pH < 8	10 < pH < 14
Nature du bain à 25 °C	Acide	Légèrement basique	Très basique

❸ $\text{pH}_A = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2 \cdot 10^{-5}) = 4,7$ donc le bain A est acide.

Exercice 8 Acide ou basique ?

❶ Soit une solution aqueuse à 80 °C avec un pH égal à 6,5.

$$\text{p}K_e = -\log K_e = -\log (2,5 \cdot 10^{-13}) = 12,6 \text{ et } \text{p}K_e/2 = 12,6/2 = 6,3 < 6,5$$

pH > pK_e/2 donc la solution est très légèrement basique.

$$\text{❷ } \left[\text{HO}^- \right] = \frac{n(\text{HO}^-)}{V} = \frac{1,0 \cdot 10^{-4}}{0,200} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{ainsi } \left[\text{H}_3\text{O}^+ \right] = \frac{K_e}{\left[\text{HO}^- \right]} = \frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = 5,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$\text{d'où } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5,0 \cdot 10^{-10}) = 9,3$$

$$\text{❸ } \left[\text{HO}^- \right] = \frac{K_e}{\left[\text{H}_3\text{O}^+ \right]} = \frac{K_e}{10^{-\text{pH}}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-13}}{10^{-4,7}} = 1,3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

❹ À 37 °C pK_e/2 = 13,6/2 = 6,8 < 7,4

Dans le sang du corps humain pH > pK_e/2 donc le sang est un liquide basique.

Exercice 9 pH d'une eau industrielle

Lorsqu'on dilue une solution acide, le pH augmente.

$$\text{Initialement, } \text{pH}_i = 4,2 \text{ donc } [\text{H}_3\text{O}^+]_i = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

Après dilution, il faut un pH final tel que :

$$\text{pH}_f > 6,0 \Leftrightarrow -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_f > 6,0 \Leftrightarrow \log [\text{H}_3\text{O}^+]_f < -6,0 \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f < 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Le facteur de dilution est le rapport des concentrations :

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_i}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{6,3 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-6}} = 63. \text{ Il suffit donc de diluer au moins d'un facteur 63.}$$

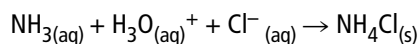
Diluer 100 fois conviendrait donc parfaitement.

Chapitre 3

Activités

Activité 6 Réaction entre l'ammoniac et l'acide chlorhydrique

Écrire l'équation de la réaction résultant de cette observation.

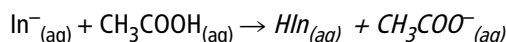


Conclusion de l'activité 1 : **Lors de cette transformation chimique, l'ammoniac NH_3 a gagné un ion hydronium (appelé proton) H^+ pour former l'ion ammonium NH_4^+ .**

Activité 7 Les changements de couleur du BBT

Résultats de l'expérience 1 : la solution devient JAUNE.

Interprétation de l'expérience 1 : Il s'est donc formé l'espèce colorée jaune $\text{HIn}_{(\text{aq})}$.



L'ion In^- :			La molécule CH_3COOH :		
☒ a gagné	☒ 1	☐ atome d'hydrogène H	☐ a gagné	☒ 1	☐ atome d'hydrogène H
☐ a perdu	☐ 2	☒ cation H^+ (<i>ion hydronium</i>)	☒ a perdu	☐ 2	☐ cation H^+
	☐ 3	☐ anion H^- (<i>ion hydrure</i>)		☐ 3	☐ anion H^-

Conclusion de l'expérience 1 :

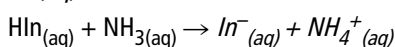
$\text{In}^-_{(\text{aq})}$ a gagné un proton H^+ et a formé l'espèce $\text{HIn}_{(\text{aq})}$.

CH_3COOH a perdu un proton H^+ et a formé l'espèce CH_3COO^- .

$\text{In}^-_{(\text{aq})}$ et CH_3COOH ont échangé un proton H^+ .

Résultats de l'expérience 2 : la solution devient BLEUE.

Interprétation de l'expérience 2 : Il s'est donc formé l'espèce colorée bleue $\text{In}^-_{(\text{aq})}$.



La molécule HIn :			La molécule NH_3 :		
☐ a gagné	☒ 1	☐ atome d'hydrogène H	☒ a gagné	☒ 1	☐ atome d'hydrogène H
☒ a perdu	☐ 2	☒ cation H^+	☐ a perdu	☐ 2	☒ cation H^+
	☐ 3	☐ anion H^-		☐	☐ anion H^-

Conclusion de l'expérience 2 :

$\text{HIn}_{(\text{aq})}$ et $\text{NH}_{3(\text{aq})}$ ont échangé un proton H^+ .

Conclusion de l'activité 2 : Lors de ces transformations chimiques, certaines espèces ont gagné un proton $\text{H}^+_{(\text{aq})}$, et d'autres espèces ont perdu un proton $\text{H}^+_{(\text{aq})}$. Lors de ces transformations chimiques, un proton $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ a été échangé.

Activité 8 Notion d'équilibre chimique

①

$c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$ en mol.L^{-1}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}
pH mesuré à 25 °C	4,3	3,9	3,4
$[\text{H}_3\text{O}^+]$ calculée en mol.L^{-1}	$5,0 \cdot 10^{-5}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$

Dans les 3 solutions d'acide éthanóique : $c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) > [\text{H}_3\text{O}^+]$

② Tableau d'avancement de la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau :

Équation :	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) +$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) +$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
E.I (en mol)	n_i	solvant		0	0
En cours	$n = n_i - x$	solvant		x	x
E.F (en mol)	$n_f = n_i - x_f$	solvant		x_f	x_f

D'après la case grisée, $x_f = n_f$ (H_3O^+) = $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V$

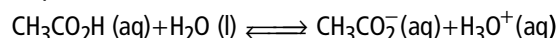
De plus, le réactif limitant étant l'acide éthanóique (l'eau, solvant, est en excès), x_{max} est tel que $n_i - x_{\text{max}} = 0$

soit $x_{\text{max}} = n_i = c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) \cdot V$

Or expérimentalement $[\text{H}_3\text{O}^+] < c(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$ donc $x_f < x_{\text{max}}$: la réaction n'est pas totale.

On est dans le 2^e cas, donc en présence d'un équilibre.

L'équation s'écrit donc avec la double flèche :



Activité 9 Détermination expérimentale du K_A d'un couple par pH-métrie

① $\text{HInd}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{Ind}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+$

$$\textcircled{2} n_{\text{H}_3\text{O}^+} = x_f \text{ d'où } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_f}{V} = 10^{-\text{pH}}$$

$$x_f = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}} \cdot V = 10^{-4,2} \times 0,1000 = 6,3 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$\textcircled{3}$ Si HInd est totalement consommé alors $n_{\text{HInd}} - x_{\text{max}} = 0$, soit $c \cdot V - x_{\text{max}} = 0$.

$$x_{\text{max}} = c \cdot V = 2,9 \times 10^{-4} \times 0,1000 = 2,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$x_f < x_{\text{max}}$ donc l'acide n'est pas totalement dissocié : la transformation n'est pas totale, elle est limitée. L'acide HInd est donc un acide faible.

$$\textcircled{4} K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot [\text{Ind}^-]_{\text{(aq)}}}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}$$

$$\text{D'après l'équation chimique } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = [\text{Ind}^-]_{\text{(aq)}} \text{ d'où } K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{[\text{HInd}(\text{aq})]_f}$$

D'après la conservation de la matière $[\text{HInd}(\text{aq})]_{\text{ini}} = c = [\text{HInd}(\text{aq})]_f + [\text{Ind}^-]_{\text{(aq)}}_f$
donc $[\text{HInd}(\text{aq})]_f = c - [\text{Ind}^-]_{\text{(aq)}}_f = c - [\text{H}_3\text{O}^+]_f$

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f^2}{c - [\text{H}_3\text{O}^+]_f} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{c - 10^{-\text{pH}}}$$

$$\textcircled{5} \text{ Application numérique : } K_A = \frac{10^{-2 \times 4,2}}{2,9 \times 10^{-4} - 10^{-4,2}} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A = -\log (1,8 \times 10^{-5}) = 4,8$$

Activité 10 Détermination expérimentale du K_A d'un couple par spectrophotométrie

$\textcircled{1}$ Afin que l'absorbance de la forme acide soit quasiment nulle et celle de la forme basique du vert de bromocrésol soit maximale, il faut régler le spectrophotomètre sur une longueur d'onde proche de 630 nm.

$\textcircled{2}$ Pour la solution n° 10, à pH = 5,3 on obtient

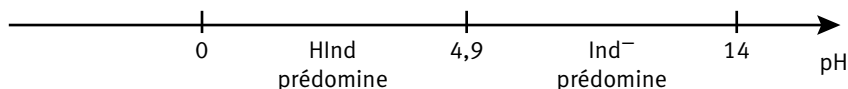
$$\%[\text{Ind}^-] = \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{Ind}^-] + [\text{HInd}]} \times 100 = \frac{[\text{Ind}^-]}{c} \times 100 = \frac{0,746}{0,970} \times 100 = 76,9 \%$$

qui correspond bien à l'ordonnée du point d'abscisse pH = 5,3.

On a $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$ lorsque les 2 espèces sont à 50 % (intersection des 2 courbes).

Lorsque $[\text{Ind}^-]_{\text{(aq)}} = [\text{HInd}(\text{aq})]$ alors pH = 4,9.

$\textcircled{3}$ Diagramme de prédominance :



$\textcircled{4}$ La teinte sensible du vert de bromocrésol est le **vert**. Il prend cette coloration dans un intervalle de pH appelé la **zone de virage**. Le tableau nous indique que :

- le passage de la coloration acide à la teinte sensible a lieu pour $3,3 < \text{pH} < 3,8$.
- le passage de la teinte sensible à la coloration basique a lieu pour $5,3 < \text{pH} < 6,2$.

À partir des valeurs du tableau, on ne peut pas donner un intervalle précis. On peut répondre que cet intervalle est $3,8 < \text{pH} < 5,3$, mais on peut aussi dire $3,3 < \text{pH} < 6,2$. Il manque des données dans le tableau si on veut être plus précis.

⑤ La teinte acide du vert de bromocrésol est visible si $\frac{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]}{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]} > 10$,

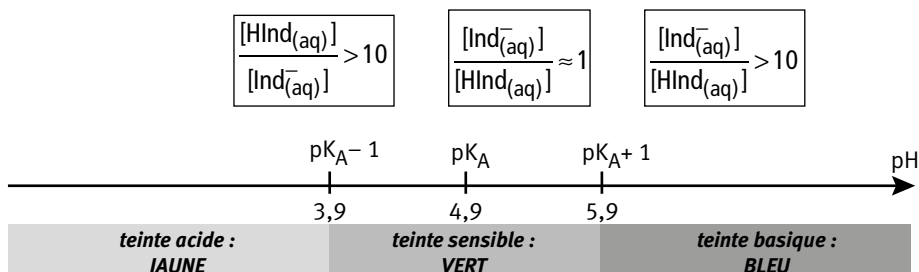
$$\text{soit } \frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]} < 10^{-1} \text{ alors } \log \frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]} < -1 \text{ or } \text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]}$$

Le vert de bromocrésol prend sa teinte acide si $\text{pH} < \text{pK}_A - 1$.

Le vert de bromocrésol prend sa teinte basique si $\frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]} > 10$,

$$\text{alors } \log \frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]} > 1 \text{ or } \text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{Ind}^-_{(\text{aq})}]}{[\text{HInd}_{(\text{aq})}]}$$

Le vert de bromocrésol prend sa teinte basique si $\text{pH} > \text{pK}_A + 1$.



⑥ On a évalué précédemment que le vert de bromocrésol présente sa teinte sensible pour $3,8 \leq \text{pH} \leq 5,3$ (ou $3,3 < \text{pH} < 6,2$). Mais cette évaluation est basée sur le tableau qui ne donne pas la coloration d'une solution de vert de bromocrésol dont le pH serait égal à 5,9. L'intervalle trouvé par le calcul est cohérent avec les données dont on dispose.

Exercices d'apprentissage

Exercice 10 Identifier la base

La potasse, solide ionique, est le nom usuel de l'hydroxyde de potassium.

- ① Les ions qui constituent ce solide ionique sont l'ion potassium K^+ et l'ion hydroxyde HO^- .
- ② Un solide ionique étant neutre, sa formule est KOH.

- ③ Équation de la réaction de dissolution dans l'eau de l'hydroxyde de potassium : $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})}$
- ④ Parmi les ions dissous, la base au sens de Brønsted est l'ion $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ car il est capable de capter un proton selon la demi-équation protonique :

$$\text{OH}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})} = \text{H}_2\text{O}$$
- ⑤ Il appartient donc au couple acide/base : $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-_{(\text{aq})}$

Exercice 11 Antiseptique oculaire

La solution aqueuse d'acide borique $\text{HBO}_{2(\text{aq})}$ est comme antiseptique oculaire léger.

- ① La formule de la base conjuguée de l'acide borique $\text{HBO}_{2(\text{aq})}$ appelée ion borate est l'espèce obtenue par perte d'un proton, soit $\text{BO}^-_{2(\text{aq})}$.
- ② La demi-équation acido-basique du couple acide borique / ion borate est :

$$\text{HBO}_{2(\text{aq})} = \text{BO}^-_{2(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$$

Exercice 12 Un triacide

L'acide phosphorique a pour formule H_3PO_4 . C'est un antioxydant de code E338. Il est présent dans les boissons au cola.

- ① Par perte d'un premier proton H^+ , l'acide phosphorique se transforme en ion dihydrogénophosphate.
 - a) La formule de l'ion dihydrogénophosphate est H_2PO_4^- .
 - b) La demi-équation acido-basique du couple acide phosphorique / ion dihydrogénophosphate est :

$$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})} = \text{H}_2\text{PO}^-_{4(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$$
- ② À son tour, l'ion dihydrogénophosphate peut perdre un proton H^+ et se transformer en ion hydrogénophosphate.
 - a) La formule de l'ion hydrogénophosphate est HPO_4^{2-} .
 La demi-équation acido-basique du deuxième couple formé est :

$$\text{H}_2\text{PO}^-_{4(\text{aq})} = \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{HPO}^{2-}_{4(\text{aq})}$$
- ③ Enfin, l'ion hydrogénophosphate peut perdre un proton et se transformer en ion phosphate.
 - a) La formule de l'ion phosphate est PO_4^{3-} .
 - b) La demi-équation acido-basique du troisième couple formé est :

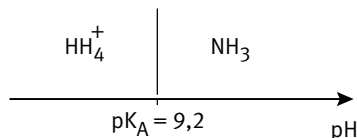
$$\text{HPO}^{2-}_{4(\text{aq})} = \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{PO}^{3-}_{4(\text{aq})}$$
- ④ Le mot « triacide » provient du fait que l'acide phosphorique H_3PO_4 est capable de perdre 3 protons.
- ⑤ Parmi les espèces obtenues il y a 2 ampholytes, espèces pouvant jouer le rôle d'acide et le rôle de base : l'ion dihydrogénophosphate H_2PO_4^- (acide du couple $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$ et base du couple $\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2\text{PO}_4^-$) et l'ion hydrogénophosphate HPO_4^{2-} (acide du couple $\text{HPO}_4^{2-} / \text{PO}_4^{3-}$ et base du couple $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$).

Exercice 13 Rapport de concentrations

Une solution contenant divers couples acido-basiques, dont le couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ de $K_A = 6,3 \cdot 10^{-10}$, a un pH égal à 10,5.

① $\text{p}K_A = -\log K_A = -\log (6,3 \cdot 10^{-10}) = 9,2 < 10,5$ donc $\text{p}K_A < \text{pH}$.

D'après le diagramme de prédominance,



on en déduit que l'espèce prédominante du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ dans cette solution est la base NH_3 .

② D'après la relation fondamentale $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \left(\frac{[\text{base}]_f}{[\text{acide}]_f} \right)$, on déduit

$$\log \left(\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}\right) = \text{pH} - \text{p}K_A$$

$$\text{D'où } \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_A} \quad \text{soit } \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 10^{10,5 - 9,2} = 10^{1,3} = 19,95 \approx 20.$$

Ce résultat confirme que NH_3 prédomine dans cette solution (20 fois plus de NH_3 que de NH_4^+).

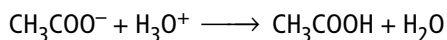
Exercice 14 Solution d'éthanoate de sodium

① $\text{CH}_3\text{COONa} \xrightarrow{\text{eau}} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$.

② $\text{pH} = 9 > 7$: la solution est donc basique.

L'ion éthanoate est la base conjuguée de l'acide CH_3COOH , dans le couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$

③ On ajoute de l'acide chlorhydrique : le pH diminue.



Exercice 15 Eau de piscine

Le volume de la piscine est : $V = L.l.h = 25 \times 6 \times 2,5 = 375 \text{ m}^3 = 3,75 \cdot 10^5 \text{ L}$.

Quantité de matière d'ion hydronium apportée par l'eau :

$$n_1(\text{H}_3\text{O}^+) = V \cdot 10^{-\text{pH}} = 3,75 \cdot 10^5 / 10^{-5,5} = 1,19 \text{ mol}$$

Quantité de matière d'ion hydronium apportée par l'ajout d'acide :

$$n_2(\text{H}_3\text{O}^+) = C \cdot V = 12 \times 0,250 = 3,0 \text{ mol}$$

pH final de l'eau de la piscine : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n_1(\text{H}_3\text{O}^+) + n_2(\text{H}_3\text{O}^+) = 4,19 \text{ mol}$ d'ion hydronium dans $V = 3,75 \cdot 10^5 \text{ L}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n(\text{H}_3\text{O}^+) / V = 4,19 / 3,75 \cdot 10^5 = 1,12 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}.$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,12 \cdot 10^{-5}) = 4,95$$

Exercice 16 Dilution

- 1 Par définition $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
- 2 $\text{pH}_A = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,0 \times 10^{-3}) = 2,7$
- 3 $[\text{H}_3\text{O}^+]_B = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,5} = 3,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- 4 $n(\text{H}_3\text{O}^+)_B = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V = 3,2 \cdot 10^{-4} \times 0,020 = 6,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$
- 5 Les 20 mL de solution B sont dilués avec 80 mL d'eau donc le volume final est de 100 mL.

Le volume final est 5 fois plus grand que le volume initial; la concentration de la solution C est 5 fois plus petit que celui de la solution B soit

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_C = 6,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}.$$

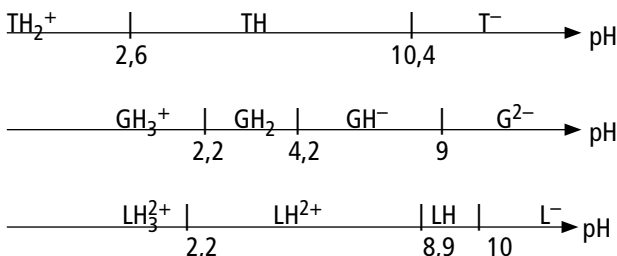
$$\text{pH}_C = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]/5) = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log 5 = \text{pH} + \log 5 = 3,5 + 0,7 = 4,2$$

ou bien

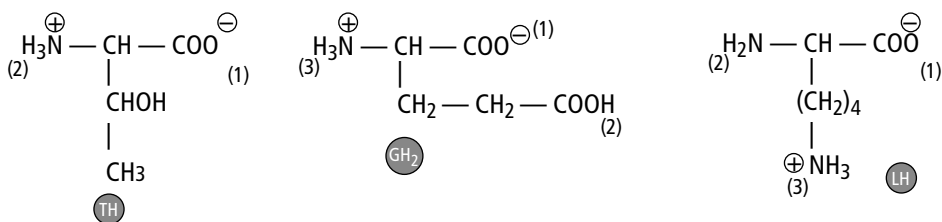
$$\text{pH}_C = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_C = -\log(6,4 \cdot 10^{-5}) = 4,2$$

Exercice 17 Acides aminés

1



- 2 Les formules sur le flacon sont fausses. Elles montrent la neutralité de la molécule mais les protons ne sont pas à leur place :



- 3 À $\text{pH} = 6,5$, la thréonine reste au milieu (forme neutre TH), l'acide glutamique migre vers le pôle + (forme GH^-) alors que la lysine migre vers le pôle - (forme LH^{2+}).

Exercice 18 Le glyocolle

- 1 $\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_3^+ \quad | \quad ^-\text{OOC}-\text{CH}_2-\text{NH}_3^+ \quad | \quad ^-\text{OOC}-\text{CH}_2-$ pH
- 2 $\text{pH isoélectrique} = 5,95$

Chapitre 4

Activités

Activité 11 Mesures de pH de solutions acides

① et ②

	Solutions d'acide chlorhydrique			Solutions d'acide éthanóïque		
Concentration C_{ai} en soluté	$C_{a1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C_{a2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$C_{a3} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$	$C'_{a1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C'_{a2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$	$C'_{a3} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
$-\log C_{ai}$	2	3	4	2	3	4
pH mesuré	2,0	3,0	4,0	3,4	3,9	4,6
$[H_3O^+]$ (en mol.L^{-1})	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$4,0 \cdot 10^{-4}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$2,5 \cdot 10^{-5}$

③ On remarque que $[H_3O^+] = C_{ai}$ pour l'acide chlorhydrique : il réagit donc totalement avec l'eau.

Par définition (vue dans le chapitre 3), on en déduit que l'acide chlorhydrique est donc un acide fort.

On remarque que $[H_3O^+] \neq C_{ai}$ (et même $[H_3O^+] < C_{ai}$) pour l'acide éthanóïque : il ne réagit donc pas totalement avec l'eau. Sa réaction est limitée, un équilibre est atteint.

Par définition (vue dans le chapitre 3) on en déduit que l'acide éthanóïque est donc un acide faible.

④ Expression du pH d'une solution d'acide fort en fonction de sa concentration C_a : Pour l'acide fort (acide chlorhydrique) on a $[H_3O^+] = C_{ai}$
soit $\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log C_{ai}$

Cette relation n'est pas vérifiée pour l'acide faible (acide éthanóïque).

Activité 12 Mesures de pH de solutions basiques de soude

① On réalise une dilution de la solution mère de soude dans le volume $V_0 = 50,0 \text{ mL}$ d'eau :

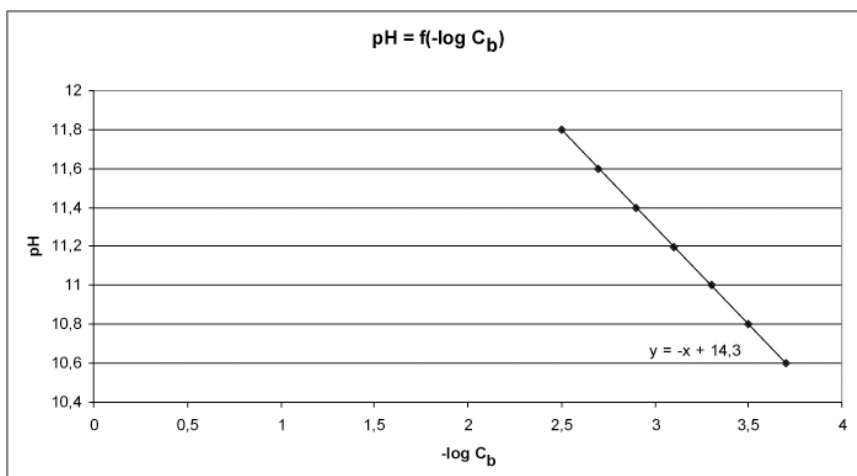
Lors d'une dilution, la quantité de soluté (NaOH) se conserve, ce qui se traduit par l'égalité suivante :

$$C_{b0}V = C_b(V_0 + V) \text{ soit } C_b = \frac{C_{b0}V}{V + V_0}$$

②

V (mL)	1,0	1,6	2,6	4,3	7,2	12,4	23,0
pH mesuré	10,6	10,8	11	11,2	11,4	11,6	11,8
C_b (mol.L^{-1})	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$3,1 \cdot 10^{-4}$	$4,9 \cdot 10^{-4}$	$7,9 \cdot 10^{-4}$	$1,3 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-3}$
$-\log C_b$	3,7	3,5	3,3	3,1	2,9	2,7	2,5

3



L'équation de la droite obtenue est $\text{pH} = 14,3 + \log C_b$.

- ④ Pour la solution de soude, qui est une base forte, on obtient la relation $\text{pH} = 14,3 - (-\log C_b) = 14,3 + \log C_b \approx 14 + \log C_b$
- ⑤ $\text{pH} = \text{pK}_e + \log C_b$

Activité 13 Effet thermique

- ① L'hydroxyde de sodium et l'acide chlorhydrique sont tous les deux des produits très corrosifs. Aussi la manipulation des solutions concentrées nécessite-t-elle le port de gants et de lunettes de protection.



Ancien
pictogramme



Nouveau
pictogramme



Ce sigle signifie que le produit peut détruire les tissus vivants ou d'autres surfaces.

Les précautions à prendre sont les suivantes :

- Éviter tout contact avec la peau, les vêtements.
- Mettre des gants, de lunettes de protection et une blouse en coton.
- Ne pas respirer les vapeurs.

- ② Une réaction qui libère de la chaleur est une réaction exothermique.
- ③ Avec masse du mélange $m = 200 \text{ g}$; capacité calorifique massique de l'eau $C_0 = 4\,180 \text{ J.kg}^{-1}\text{.}^\circ\text{C}^{-1}$ et $\theta_2 - \theta_1 = 26,2 - 19,7 = 6,5 \text{ }^\circ\text{C}$.
La quantité de chaleur libérée par cette réaction dans le mélange est
 $Q = m C_0 (\theta_2 - \theta_1) = 0,200 \times 4\,180 \times (25,3 - 18,8) = 5\,434 \text{ J}$.

④ Quantités de matière mises en jeu : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C.V = 1,0 \times 0,100 = 0,1 \text{ mol}$ et $n(\text{HO}^-) = C.V = 1,0 \times 0,100 = 0,1 \text{ mol}$

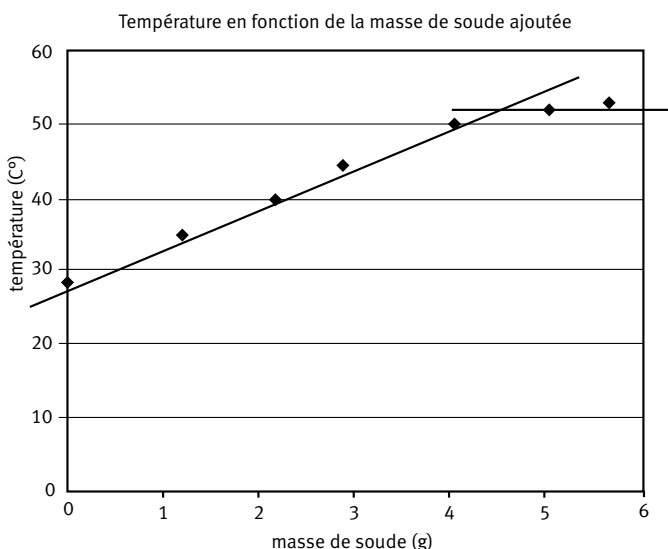
⑤ La quantité de chaleur libérée est de 5 430 J pour 0,1 mol réagissant, donc 5 430 J = 54,3 kJ pour 1 mol.

La chaleur de réaction est donc de $-54,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

La détermination précédente est donc tout à fait acceptable comme première approximation.

Activité 14 Influence des quantités de matière

① Sur le graphe, on distingue une droite de pente positive puis un palier horizontal.



La droite de pente positive permet de déduire que l'élévation de la température est proportionnelle à la masse de soude ajoutée.

Le palier horizontal permet de déduire que la température reste constante malgré l'ajout de soude.

② La pente positive correspond à l'augmentation de l'avancement de la réaction, et le palier correspond à l'atteinte de l'avancement maximal.

③ Relation entre masse et quantité de matière $m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \times M(\text{NaOH})$

La masse et la quantité de matière sont proportionnelles : l'évolution de la température en fonction de la quantité de matière n'est donc pas la même que l'évolution de la température en fonction de la masse.

④ L'élévation de la température du système chimique est proportionnelle à la quantité de matière en soude mise en jeu, et donc l'énergie thermique dégagée est proportionnelle à la quantité de matière en soude mise en jeu.

Activité 15 Expérience préliminaire

- ① a) L'ajout d'acide a une influence sur le pH de la solution S2 seulement.
b) L'ajout d'eau, donc la dilution modérée des solutions, a une influence sur le pH de la solution S2 seulement.
- ② La solution S1, qui ne subit aucune variation de pH, est donc une solution tampon.

Exercices d'apprentissage

Exercice 19 Identifier un acide fort ou une base forte

Pour $\text{pH} < 7$ on a une solution contenant un acide, et pour $\text{pH} > 7$ on a une solution contenant une base.

Pour un acide, si la relation $\text{pH} = -\log C_a$ est vérifiée, alors l'acide est **fort**.

Pour une **base** si la relation $\text{pH} = 14 + \log C_b$ est vérifiée, alors la base est **forte**

Solution	A	B	C	D	E
pH	3,0	10,5	3,7	2,8	11,0
C (mol.L ⁻¹)	$1,0 \cdot 10^{-3}$	$3,0 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$2,2 \cdot 10^{-1}$
Acide ou base ?	acide	base	acide	acide	base
Vérification	$-\log C = 3,0$	$14 + \log C = 11,5$	$-\log C = 3,7$	$-\log C = 2,7$	$14 + \log C = 13,3$
Fort(e) ?	oui	non	oui	non	non

Exercice 20 Vrai ou faux ?

- ① Faux : Le pH d'une solution d'acide fort est $\text{pH} = -\log(c) = -\log(0,05) = 1,3$.
- ② Vrai : Le volume de la solution est multiplié par 5 (solution diluée 5 fois) : la concentration de l'acide est donc divisée par 5.
- ③ Faux.

On réalise la réaction d'un acide fort et d'une base faible. Les quantités d'acide ($n_A = c_A \cdot V_A = 0,05 \times 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-4}$ mol) et de base mises en présence ($n_B = c_B \cdot V_B = 0,02 \times 2,5 \cdot 10^{-2} = 5 \cdot 10^{-4}$ mol) sont égales et les coefficients stœchiométriques égaux.

L'équation de la réaction est $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{CCOOH}$: la solution finale est donc une solution contenant $5 \cdot 10^{-4}$ mol d'acide éthanóïque, donc $\text{pH} < 7$.

- ④ Faux : Les ions nitrate et chlorure ne sont pas des bases ; ils restent indifférents en solution.

Exercice 21 ① Retrouver les solutions

- ▶ **Chlorure de sodium (eau salée) NaCl** : ni acide ni base : milieu neutre donc $\text{pH} = 7$: solution A.
- ▶ **Soude NaOH** : base forte donc $\text{pH} = 14 + \log[\text{base forte}] = 14 + \log(0,01) = 12$: solution E.
- ▶ **Ammoniac NH₃** : c'est une base faible donc $\text{pH} > 7$: solution C.
- ▶ **Chlorure d'ammonium NH₄Cl et acide benzoïque C₆H₅COOH** : ce sont des acides faibles donc $\text{pH} < 7$: solution B ou D ($\text{pH} = 5,6$ ou $3,1$).

Comparaison de 2 acides faibles : à concentration égale, le plus fort a le plus petit pK_a et le plus petit pH or $\text{pK}_{A2(=9,2)} > \text{pK}_{A3(=4,2)}$ donc :

chlorure d'ammonium NH₄Cl a le plus grand pH , soit $\text{pH} = 5,6$: solution B.
acide benzoïque C₆H₅COOH a le plus petit pH , soit $\text{pH} = 3,1$: solution D.

- ② a) La solution obtenue, résultant d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée, est une solution tampon.
- b) Le pH de cette solution tampon correspond au pK_A du couple, donc $\text{pH}_{\text{mélange}} = 9,2$.

Exercice 22 Réactions chimiques dans le foie

- ① $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons (\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O})_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
- ② Les ions hydrogénocarbonate ou les ions lactate vont réagir avec les ions oxonium. La quantité d'ions oxonium va donc diminuer dans les liquides physiologiques et par conséquent le pH va augmenter. L'acidité va donc diminuer.
- ③ « propriétés alcalinisantes » signifie donc qui fait diminuer l'acidité, donc augmenter le pH .

Exercice 23 Distinguer un acide faible d'un acide fort

- ① $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
Les couples mis en jeu sont : $\text{HA}_{(\text{aq})} / \text{A}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$.
- ② D'après l'équation chimique, on a $n(\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})) = n(\text{A}^-(\text{aq}))$
- ③ a) $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V$
 $n(\text{H}_3\text{O}^+)_1 = 1,3 \times 10^{-3} \times 0,200 = 2,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 $n(\text{H}_3\text{O}^+)_2 = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,200 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$\text{b) } n(\text{HA})_0 = c_0 \cdot V$$

$$n(\text{HA}_1)_0 = n(\text{HA}_2)_0 = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,200 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

c) L'avancement maximal x_{max} de la réaction correspond à la consommation de tout l'acide présent initialement $n(\text{HA})_0 - x_{\text{max}} = 0$ donc

$$x_{\text{max}} = c_0 \cdot V = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Avancement final } x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{A}^-)$$

$$x_{f1} = 2,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$x_{f2} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

d) Si $x_f < x_{\text{max}}$ alors la transformation est limitée : tout l'acide introduit initialement n'est pas consommé (bien qu'il soit le réactif limitant).

$x_{f1} < x_{\text{max}}$ donc **HA₁ est l'acide faible**

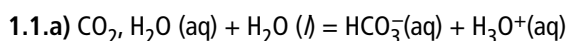
$x_{f2} < x_{\text{max}}$ donc **HA₂ est l'acide fort** (totalement dissocié dans l'eau).

Exercice 24 Étude de texte (source : Wikipédia) sur les applications des solutions tampons

- ❶ Les solutions tampons sont présentes dans l'environnement (L1 à L5), dans les aliments consommés (L6 à L9), dans le corps des vivants (L10 à L24) et dans plusieurs expérimentations en laboratoire (L25 à L31).
- ❷ Le pouvoir tampon permet d'évaluer le degré d'efficacité d'une solution tampon (L5, L9 et L30).
- ❸ Couples (ou systèmes) intervenant pour tamponner un milieu : système bicarbonate $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$, système phosphate $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$, système protéinique.

Exercice 25 Effort musculaire et douleur : une histoire de pH

❶ pH du sang et maintien de sa valeur



$$K_{A1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{p}K_{A1} = -\log K_{A1} = -\log \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{p}K_{A1} = -\log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} + \text{pH}$$

$$\text{soit } \text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

$$1.1.b) \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = \text{pH} - \text{p}K_{A1}$$

$$\text{d'où } \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_{A1}} = 10^{7,4 - 6,1} = 10^{1,3} = 20$$

On a établi que $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$, donc le pH doit diminuer.

1.2.a) Au voisinage du poumon, l'équilibre 2 est déplacé dans le sens de la consommation de O_2 . La réaction 2 a lieu majoritairement en sens inverse. L'hémoglobine se charge de dioxygène.

1.2.c) Lors d'un effort l'hémoglobine réagit avec le dioxyde de carbone, il y a formation de HbCO_2 , ainsi elle empêche une augmentation de $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$ et empêche une baisse du pH.

② Variation locale du pH sanguin en l'absence des processus de maintien

$$n_1 = [\text{HCO}_3^-]_i \times V = 2,7 \cdot 10^{-2} \times 0,100 = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_3 = [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_i \times V = 1,4 \cdot 10^{-3} \times 0,100 = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

ion lactate

Si AH est réactif limitant alors $n_0 - x_{\max} = 0$ alors $x_{\max} = 3.10^{-4}$ mol.

Si HCO_3^- est réactif limitant alors $n_1 - x_{\max} = 0$ alors $x_{\max} = 27.10^{-4} \text{ mol.}$

$$2.2. [\text{HCO}_3^-]_f = \frac{n_1 - x_{\max}}{V} = \frac{2,4 \cdot 10^{-3}}{0.100} = 2,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_f = \frac{n_3 + x_{\max}}{V} = \frac{4,4 \cdot 10^{-4}}{0,100} = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

La réaction augmente donc la quantité de CO_2 dissous.

2.3. D'après le 1.1.a) $\text{pH} = \text{pK}_{a1} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = 6,1 + \log \frac{2,4 \cdot 10^{-2}}{4,4 \cdot 10^{-3}} = 6,8$
après effort.

Chapitre 5

Activités

Activité 16 Dosage par spectrophotométrie du bleu patenté V (E131)

① On réalise une dilution de la solution mère.

Lors d'une dilution, la quantité de soluté (ici le bleu patenté V) se conserve, ce qui se traduit par l'égalité suivante :

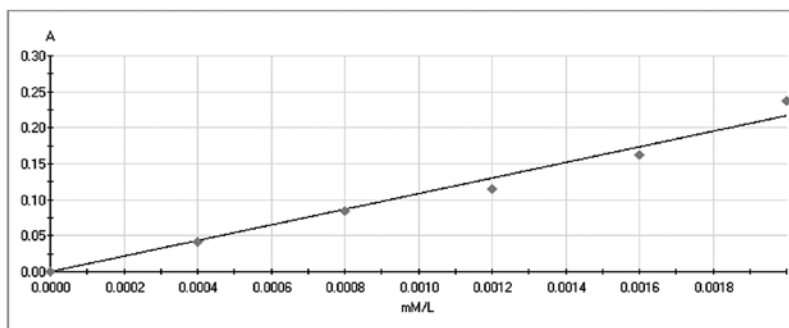
$$C_0 V_0 = C_{\text{fil}} V_{\text{fil}}$$

Dans cette activité, on peut écrire $C_0 V_0 = C_i (V_0 + V_e)$ soit $C_i = \frac{C_0 \times V_0}{V_0 + V_e}$

$$\text{pour la solution 2 : } C_2 = \frac{C_0 \times V_{0,2}}{V_0 + V_e} = \frac{2,0 \cdot 10^{-6} \times 6,0}{6,0 + 4,0} = 1,2 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Solution	S ₀	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	Alodont
Concentration molaire C _i (en mol.L ⁻¹)	2,0.10 ⁻⁶	1,6.10 ⁻⁶	1,2.10 ⁻⁶	8,0.10 ⁻⁷	4,0.10 ⁻⁸	inconnue
Absorbance A	0,219	0,172	0,106	0,042	0,008	0,141

② D'après le spectre d'absorption, le maximum d'absorption du bleu patenté se situe à 640 nm. Le spectrophotomètre sera donc réglé à cette longueur d'onde pour mesurer l'absorbance des solutions de bleu patenté.



Le graphe $A = f(C)$ a pour équation : $A = 108,4 C$ si C en nmol/L ou $A = 108 427 C$ si C en mol/L.

③ Le graphe est une droite passant par l'origine, donc l'absorbance A est proportionnelle à la concentration en bleu patenté.

C'est la loi de Beer-Lambert qui est ainsi vérifiée : $A = k \times C$.

On peut en déduire la valeur de la concentration molaire du bleu patenté V dans l'Alodont®, ayant mesuré l'absorbance de la solution d'Alodont® $A_{\text{Alodont}} = 0,136$.

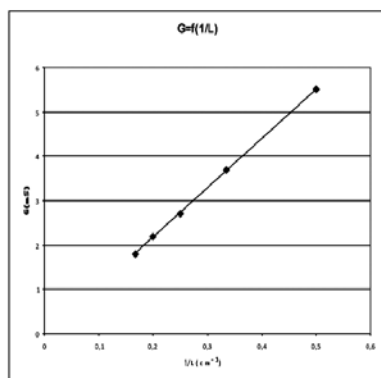
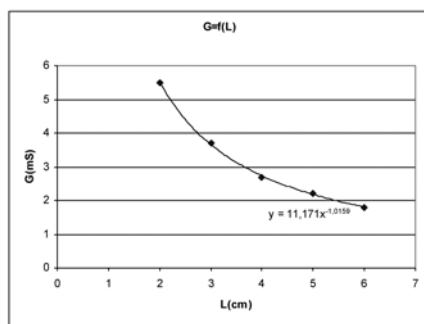
$$C_{\text{Alodont}} = \frac{A_{\text{Alodont}}}{k} = \frac{0,136}{108427} = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} = 1,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Activité 17 De quelles grandeurs dépend la conductance G d'une solution ionique ?

L (cm)	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0
U_{cellule} (V)	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0
I (mA)	5,5	3,7	2,7	2,2	1,8
$G = I / U$ (mS)	5,5	3,7	2,7	2,2	1,8

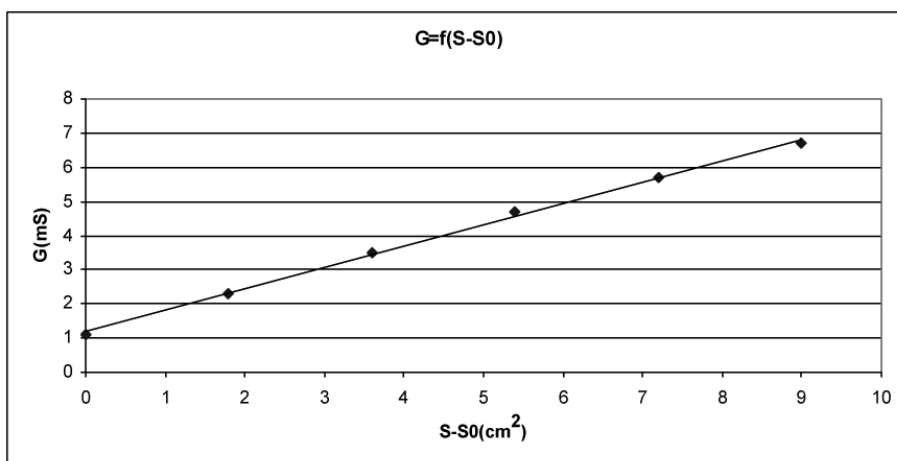
S (cm ²)	S_0	$S_0 + 1,8$	$S_0 + 3,6$	$S_0 + 5,4$	$S_0 + 7,2$	$S_0 + 9$
U (V)	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0
I (mA)	1,1	2,3	3,5	4,7	5,7	6,7
G (mS)	1,1	2,3	3,5	4,7	5,7	6,7

❶ Influence sur la conductance d'une solution électrolytique de la géométrie de la cellule conductimétrique :



► $G = f(L)$ n'est pas une droite mais a une allure d'hyperbole : on trace donc $G = f(1/L)$: on obtient une droite passant par l'origine.

La conductance G est proportionnelle à l'inverse de la distance L séparant les plaques de la cellule.



La courbe $G = f(S - S_0)$ est une droite.

La conductance G est proportionnelle à la surface immergée des électrodes de la cellule.

③

Solution aqueuse	Nitrate de potassium	Chlorure de potassium	Hydroxyde de potassium	
	$K^+ + NO_3^-$	$K^+ + Cl^-$	$K^+ + HO^-$	
Solution aqueuse	Nitrate de sodium	Chlorure de sodium	Hydroxyde de sodium	
	$Na^+ + NO_3^-$	$Na^+ + Cl^-$	$Na^+ + HO^-$	
Solution aqueuse	Chlorure de sodium	Chlorure de potassium	Chlorure d'ammonium	Acide chlorhydrique
	$Na^+ + Cl^-$	$K^+ + Cl^-$	$NH_4^+ + Cl^-$	$H_3O^+ + Cl^-$

Influence sur la conductance d'une solution électrolytique de la solution électrolytique :

- La conductance dépend de la **nature** de l'électrolyte (ions le constituant) pour une concentration c donnée.
- La conductance augmente avec la **concentration molaire** c pour un électrolyte donné, et avec la **température** (en effet, plus la température est élevée, plus l'agitation thermique est importante, et donc plus les ions bougent facilement).

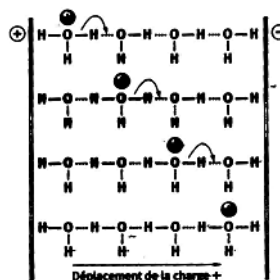
On peut déterminer si un anion conduit mieux le courant qu'un autre en comparant des solutions avec un cation commun, car alors seul l'anion influe sur la conductance. Par comparaison, on déduit que : $OH^- > Cl^- > NO_3^-$

Par un raisonnement analogue on déduit que : $H_3O^+ > NH_4^+ > Na^+$

« $>$ » signifiant « conduit mieux le courant que... »

Les ions oxonium (H_3O^+) et hydroxyde (HO^-) conduisent le courant beaucoup plus que les autres ions.

En effet, en solution aqueuse, ces ions sont liés à des molécules d'eau, elles-mêmes liées entre elles par des liaisons hydrogènes. Il y a des chaînes de molécules d'eau contenant des ions H_3O^+ et HO^- . Le déplacement des charges se fait d'une électrode à l'autre par transformation de proche en proche de liaisons hydrogènes en liaisons covalentes et inversement. Ce déplacement apparent d'ion H_3O^+ (ou HO^-) est en fait un déplacement de charge électrique beaucoup plus rapide que le déplacement de matière.



Activité 18 Dosage conductimétrique d'un sérum physiologique

1 Construction de la courbe d'étalonnage

Calculs de c :

Il y a **conservation de la quantité de matière** en chlorure de sodium (soluté) lors d'une **dilution**.

Or on prélève un volume V_0 de solution de concentration C_0 donc la quantité de matière en soluté NaCl prélevée de solution mère est : $C_0 \cdot V_0$.

Et dans la solution fille, la concentration est C_i et le volume est $V_{\text{eau}} + V_0$ donc la quantité de matière en soluté NaCl présente dans la solution fille sera $C_i \cdot (V_{\text{eau}} + V_0)$.

$$\text{Ainsi : } C_0 V_0 = C_i (V_0 + V_{\text{eau}}) \text{ soit } C_i = \frac{C_0 \times V_0}{V_0 + V_{\text{eau}}}$$

Application numérique : V_0 mesuré à la burette graduée donc à 0,05 mL près $V_0 = 5,0$ mL puis 10,0 mL

V_{eau} mesuré avec fiole jaugée donc $V_{\text{eau}} = 500,0$ mL

Solution mère titrée (préparée par pesée au 100^e de gramme près) : 0,100 mol.L⁻¹

Les résultats doivent donc comporter 2 à 3 chiffres significatifs (voir tableau) pour $V_{0,2} = 10,0$ mL $C_2 = 0,100 \times 10,0/510,0 = 1,96 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹

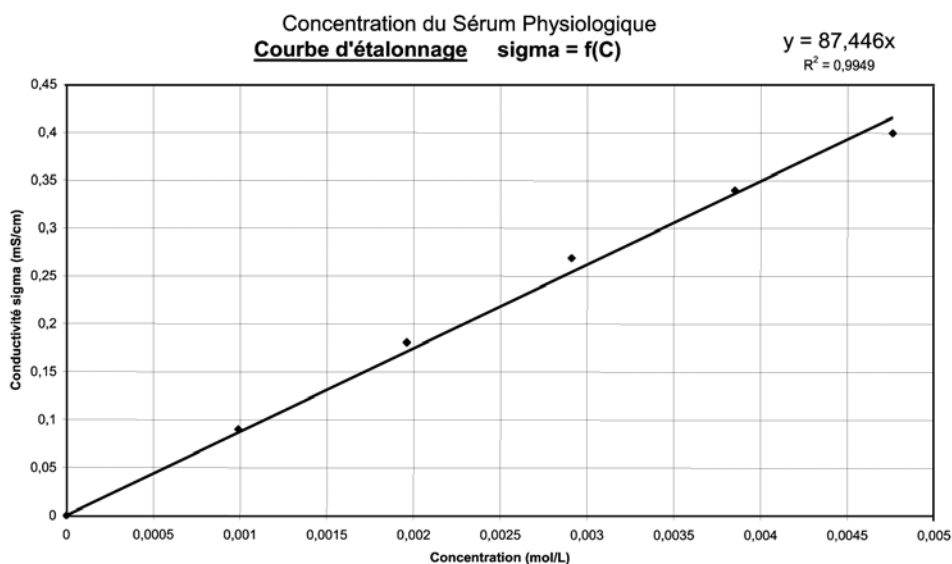
$V_{0,i}$ (mL)	0	5,0	10,0	15,0	20,0	25,0
σ (mS.cm ⁻¹) *	0	0,090	0,181	0,269	0,340	0,400
C_i (mol.L ⁻¹)	0	$9,9 \cdot 10^{-4}$	$1,96 \cdot 10^{-3}$	$2,91 \cdot 10^{-3}$	$3,85 \cdot 10^{-3}$	$4,76 \cdot 10^{-3}$

Tracé de la courbe d'étalonnage :

- La courbe sera tracée sur une feuille A4 indépendante.
Elle devra occuper quasiment toute la feuille (choix judicieux des échelles).
- La courbe doit porter un titre.
- Deux axes perpendiculaires, orientés sont tracés.
Ces axes sont nommés (nom ou symbole, et unité).
Les graduations sont régulièrement espacées sans être trop nombreuses.
- Les points expérimentaux sont représentés par des croix (+).
Les points sont reliés à la main sauf si la courbe obtenue est une droite.
- La courbe se trace en passant par le maximum de points (pas obligatoirement par tous).

Graphique sur Excel :

- Taper les données numériques sur 2 colonnes (abscisses puis ordonnées), les sélectionner, puis **insertion graphique** ou icône assistant graphique ou clic droit (*choisir assistant graphique*).
- Pour des mesures expérimentales choisir **toujours nuage de points**, et un sous-graphique sans relier les points. Puis bouton **suivant**, et suivre les indications : sur 1 feuille, bien indiquer les légendes (grandeur, unité, titre courbe).
- Pour tracer et avoir l'équation de la droite moyenne : positionner le curseur sur un point et clic droit : **ajouter une courbe de tendance**, sélectionner dans le premier onglet **linéaire**, et dans l'onglet options : écrire l'équation, passe par zéro (si ce doit être le cas)...



② Détermination de la concentration du sérum physiologique

a) Préparation de la solution diluée S' :

On dilue 100 fois ($C' = C/100$)

donc on prélève un volume $V = V'/100 = 500\text{ mL}/100 = 5\text{ mL}$.

b) Verser dans un petit **bécher** (propre ou rincé avec le sérum) 10 à 15 mL de sérum ; prélever 5,0 mL de sérum avec une **pipette jaugée** ou graduée préalablement rincée avec le sérum et munie d'une **poire à aspirer**.

Les introduire dans une **fiolle jaugée** de 500 mL préalablement rincée à l'eau. Compléter (en plusieurs étapes en agitant) jusqu'au trait de jauge.

c) Graphiquement : Reporter la mesure de la conductivité σ' de la solution diluée (S') sur la courbe : rejoindre la droite moyenne, et en déduire la concentration C' de la solution diluée (sur l'axe des abscisses). Tracer le parcours sur la courbe pour justifier la méthode utilisée, et indiquer les valeurs.

Par calcul : D'après l'équation de la courbe d'étalonnage ($\sigma = 87,446 C$) on déduit la valeur de la concentration du sérum dilué : $\sigma' = 0,144\text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$, ainsi $C' = \sigma' / 87,446 = 1,65 \cdot 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

d) Le sérum physiologique a été dilué 100 fois, donc on en déduit sa concentration : $C = 100 \times C' \quad C = 1,65 \cdot 10^{-1}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

e) Le titre massique (ou concentration massique) est la masse par unité de volume : $C_m = m/V$ en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ donc $C_m \times M_{\text{soluté}} = C \times M_{\text{NaCl}} = 1,65 \cdot 10^{-1} \times 58,5 = 9,65\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

f) 0,9 % en masse signifie 0,9 g de soluté NaCl pour 100 g de solution et donc pour 100 mL de solution (comme la concentration est faible, la densité est ≈ 1). Ce qui fait 9 g pour 1L. Or on a trouvé $9,65\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, les résultats sont donc en accord avec l'indication de l'étiquette. L'écart relatif $(9,65 - 9)/9 = 0,07 = 7\%$ est acceptable.

Exercices d'apprentissage

Exercice 26 Solution de nitrate d'argent

$$\textcircled{1} \sigma = \sum_i \lambda_i \cdot C_i$$

$$\textcircled{2} \sigma = (\lambda_{\text{Ag}^+} + \lambda_{\text{NO}_3^-}) \cdot c = (6,19 + 7,14) \times 10^{-3} \cdot 5,0 = 6,7 \times 10^{-2}\text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$$

Il ne faut pas oublier de convertir la concentration molaire en $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ et la conductivité molaire ionique en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$\textcircled{3} c = \frac{\sigma}{\lambda_{\text{Ag}^+} + \lambda_{\text{NO}_3^-}} = \frac{0,0133}{(6,19 + 7,14) \times 10^{-3}} = 1,00\text{ mol}\cdot\text{m}^{-3} = 1,00 \cdot 10^{-3}\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Exercice 27 Stœchiométrie

① $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ donne par dissolution $\text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, soit 2 fois plus d'ions NO_3^- que de soluté $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Masse molaire : $M = 40 + 2 \times (14 + 3 \times 16) = 164 \text{ g/mol}$

Concentration des ions Ca^{2+} :

$$[\text{Ca}^{2+}] = C = C_m / M = 1,5 / 164 = 9,150 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 9,15 \text{ mol/m}^3$$

Concentration des ions nitrate :

$$[\text{NO}_3^-] = 2C = 2 \times 9,15 \cdot 10^{-3} = 1,83 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 18,3 \text{ mol/m}^3$$

② Conductivité de la solution :

$$\sigma = \sum_{\text{ions}} \lambda_{\text{ion}} \cdot [\text{ion}] = \lambda(\text{Ca}^{2+}) \cdot [\text{Ca}^{2+}] + \lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-] = 11,9 \times 9,15 + 7,14 \times 18,3$$

$$\sigma = 240 \text{ mS/m}$$

Exercice 28 Solubilité à 18 °C

① CaF_2 donne par dissolution $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^-$; on en déduit que $[\text{Ca}^{2+}] = c$ et $[\text{F}^-] = 2c = 2[\text{Ca}^{2+}]$

Conductivité de la solution : $\sigma = \sum_{\text{ions}} \lambda_{\text{ion}} \cdot [\text{ion}]$

$$\sigma = \lambda(\text{Ca}^{2+})[\text{Ca}^{2+}] + \lambda(\text{F}^-) \cdot 2[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Ca}^{2+}] (\lambda(\text{Ca}^{2+}) + 2\lambda(\text{F}^-))$$

$$\begin{aligned} \textcircled{2} [\text{Ca}^{2+}] &= \frac{\sigma}{\lambda(\text{Ca}^{2+}) + 2\lambda(\text{F}^-)} = 3,71 / (10,5 + 2 \times 4,04) = 0,20 \text{ mol/m}^3 \\ &= 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\textcircled{3} [\text{Ca}^{2+}] = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = c \text{ et donc } [\text{F}^-] = 2c = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

La solubilité du fluorure de calcium est donc $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Exercice 29 Mélange de solutions

① Le volume total du mélange est $V = V_1 + V_2 = 250 \text{ ml} = 0,250 \text{ L}$

Quantité de matière de l'ion hydroxyde : $n(\text{HO}^-) = c_1 \cdot V_1 = 1,00 \cdot 10^{-3} \times 0,0500 = 5,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

Quantité de matière de l'ion chlorure : $n(\text{Cl}^-) = c_2 \cdot V_2 = 1,52 \cdot 10^{-3} \times 0,200 = 3,04 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

Quantité de matière de l'ion sodium issue des deux solutions :

$$n(\text{Na}^+) = c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = 5,00 \cdot 10^{-5} + 3,04 \cdot 10^{-4} = 3,54 \cdot 10^{-4} \text{ mol}.$$

② Concentrations des ions dans le mélange :

$$[\text{HO}^-] = n(\text{HO}^-) / V = 5 \cdot 10^{-5} / 0,250 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = 0,200 \text{ mol/m}^3.$$

$$[\text{Cl}^-] = n(\text{Cl}^-) / V = 3,04 \cdot 10^{-4} / 0,250 = 1,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 1,22 \text{ mol/m}^3.$$

$$[\text{Na}^+] = n(\text{Na}^+) / V = 3,54 \cdot 10^{-4} / 0,250 = 1,42 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 1,42 \text{ mol/m}^3.$$

③ Conductivité du mélange : $\sigma = \sum_{\text{ions}} \lambda_{\text{ion}} \cdot [\text{ion}]$

$$\begin{aligned} \sigma &= \lambda_{\text{HO}^-} [\text{HO}^-] + \lambda_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-] + \lambda_{\text{Na}^+} [\text{Na}^+] \\ \sigma &= 19,9 \cdot 10^{-3} \times 0,200 + 7,63 \cdot 10^{-3} \times 1,22 + 5,01 \cdot 10^{-3} \times 1,42 \\ \sigma &= (3,97 + 9,31 + 7,11) \cdot 10^{-3} \\ \sigma &= 20,4 \times 10^{-3} \text{ S m}^{-1} = 20,4 \text{ mS m}^{-1}. \end{aligned}$$

Exercice 30 Eau minérale

① La concentration molaire est $C = \tau/M$

Ion	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺	K ⁺	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	F ⁻
Concentration massique τ (mg.L ⁻¹)	9,9	6,1	9,4	5,7	65,3	6,9	1,8	8,4	0
Masse molaire M (g.mol ⁻¹)	40,1	24,3	23,0	39,1	61,0	96,1	62,0	35,5	19,0
Concentration molaire (mmol.L ⁻¹ =mol.m ⁻³)	0,247	0,251	0,409	0,145	1,07	0,0718	0,0290	0,237	0
Conductivité molaire ionique λ (mS.m ² .mol ⁻¹) à 25°C	11,9	10,6	5,01	7,35	4,45	16,0	7,14	7,63	5,50

② $s = \sum_{\text{ions}} \lambda_{\text{ion}} \cdot [\text{ion}] = \sum_{\text{ions}} \lambda_{\text{ion}} \cdot \frac{\tau_{\text{ion}}}{M} = 16,6 \text{ mS/m} = 17 \text{ mS/m}$ avec 2 chiffres significatifs.

Exercice 31 Utiliser la loi de Beer-Lambert

① Soit S₀ la solution mère de concentration molaire C₀ = 3,58.10⁻⁴ mol.L⁻¹.

a) La solution 3 est obtenue par dilution de la solution mère. Pour la préparer, il faut une pipette jaugée de 20,0 mL (ou une burette graduée) et une fiole jaugée de 50,0 mL.

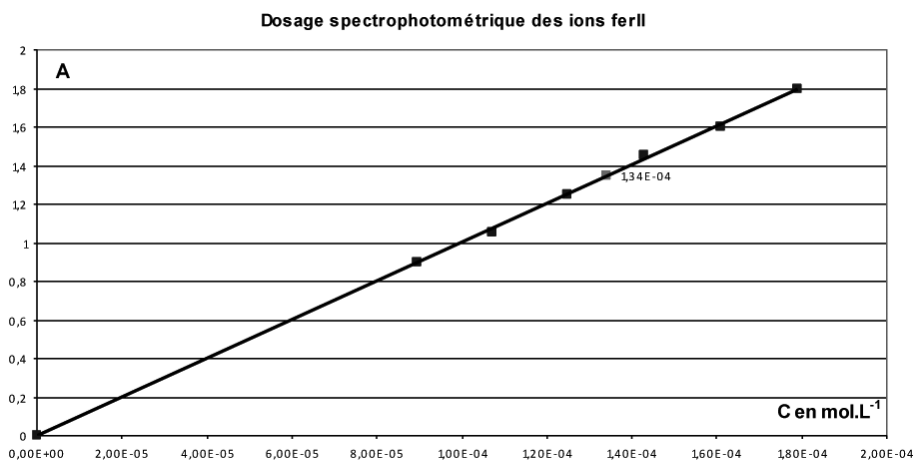
b) Lors d'une dilution, la quantité de matière se conserve.

$$n_{\text{fil}} = n_{\text{mère}} \text{ d'où } C_0 V_3 = C_3 V_{\text{fi}} \text{ et } C_0 V_5 = C_5 V_{\text{fi}}$$

$$C_3 = \frac{C_0 V_3}{V_{\text{fi}}} = \frac{3,58 \cdot 10^{-4} \times 20,0}{50,0} = 1,43 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_5 = \frac{C_0 V_5}{V_{\text{fi}}} = \frac{3,58 \cdot 10^{-4} \times 15,0}{50,0} = 1,07 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

c) Courbe A = f (C)



- d) La courbe obtenue est une droite.
- e) La loi de Beer-Lambert ($A = \varepsilon \ell C$) est donc vérifiée, l'absorbance est proportionnelle à la concentration.
- f) Le coefficient directeur de la droite est $k = 10,0 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ donc $A = 10,0 \cdot 10^3 C$, avec A sans unité et C en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

② Soit S' la solution obtenue par dissolution du comprimé et S'' la solution obtenue par dilution de S' .

a) Sur le graphe, on lit $C'' = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

b) D'après 1.b on peut écrire $C'' \cdot V_{\text{firole}} = C' \cdot V_{\text{prélevé}}$

La concentration de la solution S' est donc :

$$C' = \frac{C'' V_{\text{firole}}}{V_{\text{prélevé}}} = \frac{1,34 \cdot 10^{-4} \times 50,0}{5,00} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

e) La masse d'ions fer II contenue dans un comprimé est :

$$m = C' V_{\text{firole}} M_{\text{Fe}} = 1,34 \cdot 10^{-3} \times 1,000 \times 55,8 = 0,0748 \text{ g} = 74,8 \text{ mg}$$

f) Sur la boîte, il est indiqué 80,0 mg d'ions fer II.

$$\text{Calculons l'écart relatif : } \frac{80,0 - 74,8}{80,0} = 6,5 \%$$

Cette valeur est assez élevée. Soit le dosage n'a pas été réalisé avec suffisamment de précision, soit le comprimé ne contient pas suffisamment d'ions fer II.

Exercice 32 Dosage conductimétrique par étalonnage

① La conductance de la colonne de solution S dans la cellule est donnée par :

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U} = \frac{27,3 \cdot 10^{-3}}{3,0} = 9,10 \cdot 10^{-3} \text{ S} = 9,10 \text{ mS}$$

② La conductivité de la colonne de solution S est :

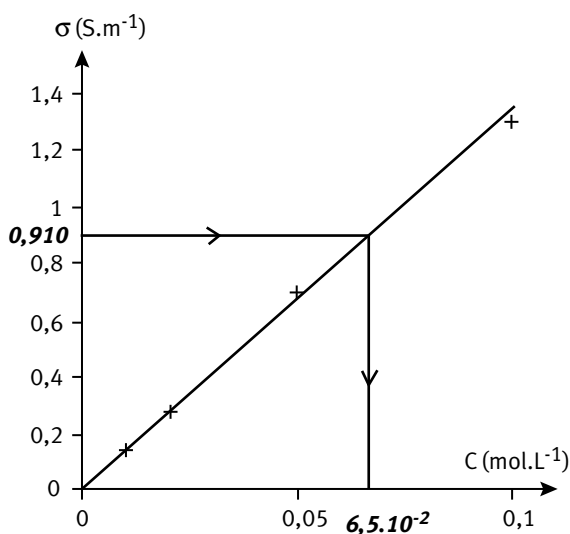
$$\sigma = G \frac{L}{S} = \frac{9,10 \cdot 10^{-3} \times 1,00 \cdot 10^{-2}}{1,00 \cdot 10^{-4}} = 0,910 \text{ S} \cdot \text{m}^{-1}$$

③

a) Les calculs qui permettent de compléter le tableau sont semblables à ceux des questions 1 et 2.

C (mol.L ⁻¹)	1,0.10 ⁻¹	5,0.10 ⁻²	2,0.10 ⁻²	1,0.10 ⁻²
U (V)	1,00	1,00	1,00	1,00
I (A)	13,1.10 ⁻³	7,02.10 ⁻³	2,80.10 ⁻³	1,45.10 ⁻³
G (S)	13,1.10 ⁻³	7,02.10 ⁻³	2,80.10 ⁻³	1,45.10 ⁻³
σ (S.m ⁻¹)	1,31	0,702	0,280	0,145

b) La courbe d'étalonnage est donnée ci-dessous :



c) En reportant la valeur de la conductivité de la solution S en ordonnée, par lecture graphique de l'abscisse du point d'intersection avec la courbe d'étalonnage, on obtient le résultat suivant : $C(S) = 6,5.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Chapitre 6

Activités

Activité 19 Avancement d'une réaction acido-basique

- ❶ Le volume V_1 a été mesuré avec une burette graduée.
- ❷ Un acide au sens de Brønsted est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ : c'est le cas de l'acide lactique.
- ❸ Couples acide-base mis en jeu : $CH_3CH(OH)COOH / CH_3CH(OH)COO^-$ de demi-équation : $CH_3CH(OH)COOH(aq) = CH_3CH(OH)COO^-(aq) + H^+$
 $CH_3NH_3^+ / CH_3NH_2$ de demi-équation : $CH_3NH_2(aq) + H^+ = CH_3NH_3^+(aq)$
- ❹ Équation de la réaction acido-basique :
 $CH_3CH(OH)COOH(aq) + CH_3NH_2(aq) \rightarrow CH_3CH(OH)COO^-(aq) + CH_3NH_3^+(aq)$
- ❺ a, b, c

Équation :	$\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{NH}_3^+(\text{aq})$			
E.I (en mol)	$1,9 \cdot 10^{-3}$	n_2	0	0
Au cours	$1,9 \cdot 10^{-3} - x$	$n_2 - x$	x	x
E.F (en mol)	0	0	$1,9 \cdot 10^{-3}$	$1,9 \cdot 10^{-3}$

El: $n_{\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}} = C_1 \cdot V_1 = 12,0 \cdot 10^{-3} \cdot 0,16 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Pour consommer tout l'acide lactique, il faut que $n_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = n_{\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Or $n_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = C_2 \cdot V_2$ donc $V_2 = n_{\text{CH}_3\text{NH}_2} / C_2 = 1,9 \cdot 10^{-3} / 5,0 \cdot 10^{-2} = 0,038 \text{ L}$ soit 38 mL

Lorsque tout l'acide lactique est consommé : $1,9 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$ d'où $x_{\text{max}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

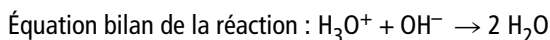
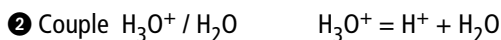
On en déduit la composition à l'état final (dernière ligne).

d. $[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-] = n_{\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-} / V_{\text{total}} = 1,9 \cdot 10^{-3} / 50 \cdot 10^{-3} = 0,038 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0,038 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

- ⑥ On peut observer la réaction par une évolution de la conductivité de la solution entre l'état initial et l'état final. Au départ la conductivité de chaque solution est nulle (espèces électriquement neutres) mais, après le mélange, des ions sont formés, la conductivité du mélange augmente.

Activité 20 Suivi conductimétrique d'une réaction

① Il s'agit d'une réaction acido-basique, avec échange de proton.



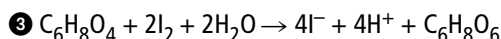
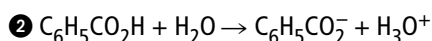
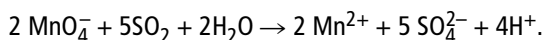
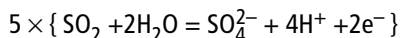
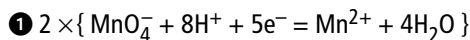
Cette réaction est totale car c'est une réaction entre un acide fort et une base forte (voir chapitre 4).

③

- Initialement, il y a présence des ions Na^+ et OH^- avec une grande conductivité ionique de l'ion OH^- , donc la conductivité initiale de la solution de soude est élevée.
- Puis les ions OH^- réagissent avec les ions H_3O^+ versés, donc disparition des ions OH^- de grande conductivité ionique, remplacés en même quantité par les ions Cl^- de faible conductivité ionique : la conductivité du mélange diminue, jusqu'à ce que tous les ions OH^- soient consommés.
- Enfin, les ions H_3O^+ et les ions Cl^- sont ajoutés, mais les ions H_3O^+ ne réagissent plus. Ils contribuent tous deux à l'augmentation de la conductivité du mélange. Cette dernière est très forte car les ions H_3O^+ ont une très grande conductivité ionique.

- ④ La conductivité est minimale lorsque tous les OH^- ont réagi, c'est-à-dire lorsqu'on a versé autant (d'après la stœchiométrie de l'équation) d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- initialement présents. Les réactifs sont alors dans les proportions stœchiométriques.

Activité 21 Établir l'équation d'une réaction support de titrage

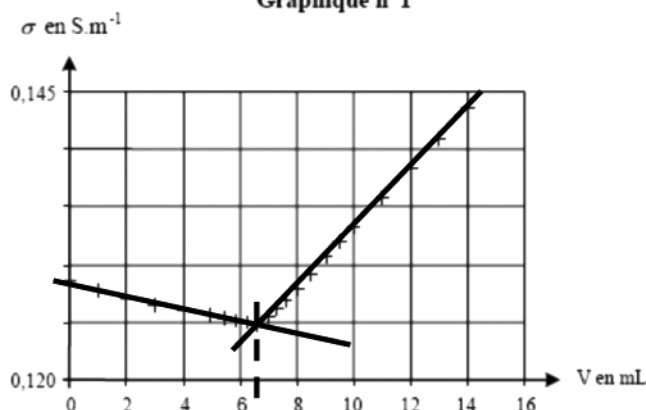


Activité 22 Titrage conductimétrique des ions chlorure dans un lait

- ① Si des ions argent réagissaient avec les protéines du lait alors le dosage serait faussé. En effet, les ions Ag^+ versés ne doivent réagir qu'avec les ions chlorure, sinon la quantité d'ions argent versée pour atteindre l'équivalence serait supérieure à la quantité d'ions chlorure consommée.

②

Graphique n° 1



On lit pour l'abscisse du point équivalent : $V_E = 6,6 \text{ mL}$

Or à l'équivalence : $n_{\text{Ag}^+ \text{ versée}} = n_{\text{Cl}^-}$ soit $c.V_E = n_{\text{Cl}^-}$

$n_{\text{Cl}^-} = 0,080 \times 6,6 \cdot 10^{-3} = 5,28 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ soit environ $5,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

- ③ La concentration massique en ions chlorure est

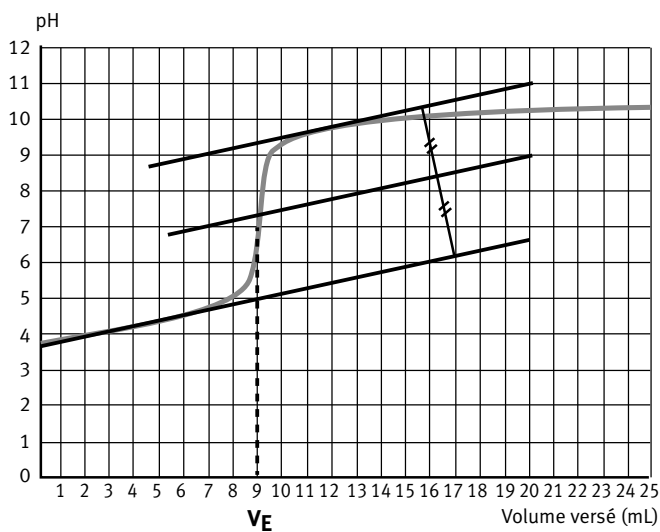
$$t = [\text{Cl}^-] \cdot M_{\text{Cl}^-} = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} \cdot M_{\text{Cl}^-} = \frac{c.V_E}{V} \cdot M_{\text{Cl}^-}$$

$$t = \frac{0,080 \times 6,6}{20,0} \times 35,5 = 0,94 \text{ g.L}^{-1} \text{ d'ions Cl}^-$$

$0,94 \text{ g.L}^{-1} < 1,4 \text{ g.L}^{-1}$ donc ce lait n'est pas mammiteux.

Activité 23 Titrage pH-métrique de la vitamine C

- ① $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- ② À l'équivalence, il y a changement de réactif limitant. Les réactifs ont alors été introduits dans les proportions stœchiométriques, et ont donc été totalement consommés.
- ③ On détermine le volume équivalent par la méthode des tangentes :
 $V_E = 9,0 \text{ mL}$



- ④ À l'équivalence, $n_{\text{HO}^- \text{ versée}} = n_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \text{ initiale}}$, soit $C_b \cdot V_E = C_a \cdot V_a$

$$\Leftrightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_E}{V_a}$$

$$C_a = \frac{5,0 \times 10^{-4} \times 9,0}{10,0} = 4,5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \text{ concentration molaire en acide ascorbique de la solution titrée.}$$
- ⑤ Concentration massique : $t = C_a \cdot M$

$$t = 4,5 \times 10^{-4} \times (6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0) = 4,5 \times 10^{-4} \times 176 = 7,9 \times 10^{-2} \text{ g.L}^{-1} = 79 \text{ mg.L}^{-1}$$

Activité 24 Titrage de l'acide benzoïque en présence de phénolphtaléine

- ① Il s'agit d'une réaction acido-basique, d'équation : $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- ② Le pH à l'équivalence se situe dans la zone de virage de l'indicateur coloré, soit entre les valeurs 8,2 et 10.
- ③ À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :
 $n(\text{acide initial}) = n(\text{HO}^- \text{ versée})$ soit $C_0 \cdot V = C_b \cdot V_E \Leftrightarrow C_0 = \frac{C_b \cdot V_E}{V}$

$$C_0 = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 17,2}{20,0} = 8,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Activité 25

- ❶ Il faut éliminer la valeur 18,2 de l'élève D, qui est très éloignée des autres.
- ❷ L'origine de cette valeur aberrante (trop élevée) peut être due à une erreur de manipulation : oubli du 2^e trait de jauge par exemple, ou bien à une erreur de lecture ou de report sur la feuille.
- ❸ Déterminons ΔV_E puis $\Delta V_E / V_E$.

La moyenne des 9 mesures cohérentes de V_E , obtenue avec la calculatrice TI82 STATS, noté $\bar{x}$ est $V_{\text{moy}} = 17,16 \text{ mL}$.

L'écart-type σ , obtenu avec la calculatrice TI82 STATS, noté S_x est $\sigma = 0,1333$.

On obtient donc $\Delta V_E = \frac{2s_{\text{exp}}}{\sqrt{n}} = 2 \times 0,13333 / \sqrt{9} = 0,09 \text{ mL}$.

et $\frac{\Delta V_E}{V_E} = 0,09 / 17,16 = 0,0052 = 0,5 \%$.

$$\textcircled{4} \frac{\Delta C_0}{C_0} = \frac{\Delta C_B}{C_B} + \frac{\Delta V_E}{V_E} + \frac{\Delta V}{V} = 1\% + 0,5\% + 0,1\% = 1,6\%.$$

$1\% \frac{\Delta C_0}{C_0} < 5\%$: le dosage est de bonne qualité.

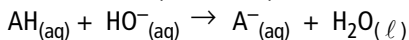
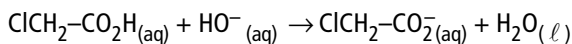
Ainsi $\Delta C_0 = 1,6\% \times C_0 = 1,6 \cdot 10^{-2} \times 8,6 \times 10^{-3} = 1,4 \times 10^{-4} = 0,14 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ que l'on arrondi à la valeur supérieure et avec 1 décimale, soit $0,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ comme la valeur de C_0 .

Ainsi $C_0 \text{ }_{95\%} = (8,6 \pm 0,2) \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercices d'apprentissage

Exercice 33 Titrage acido-basique de l'acide monochloroacétique

- ❶ Équation de la réaction support du titrage :



- ❷ À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés en quantités stœchiométriques : $n(\text{HO}^-)_{\text{versée}} = n(\text{AH})_{\text{initial}}$ soit $c_B \cdot V_{\text{BE}} = c_1 \cdot V_1$

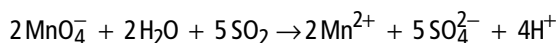
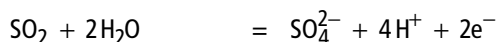
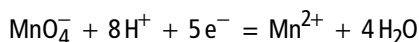
- ❸ On a : $c_1 = \frac{c_B \cdot V_{\text{BE}}}{V_1} = \frac{0,10 \times 10,6}{20,0} = 5,3 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour la solution diluée.

Dans le médicament : $c_0 = 100 \cdot c_1 = 100 \times 5,3 \times 10^{-2} = 5,3 \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 34 Dosage manganométrique

- ❶ Il s'agit d'un **dosage** par titrage utilisant un indicateur de fin de réaction.
- ❷ Le matériel et la verrerie utilisés sont : une burette graduée ; un erlenmeyer ; un agitateur magnétique ; un barreau aimanté.

3.1. Équation bilan :



Les ions permanganate MnO_4^- (coloration violette) vont réagir avec le dioxyde de soufre SO_2 (incolore) pour donner des ions manganèse Mn^{2+} (incolore) et des ions sulfate SO_4^{2-} (incolore).

On verse progressivement la solution de permanganate de potassium :

- **jusqu'à l'équivalence**, la solution dans l'erlenmeyer contient du SO_2 , des ions Mn^{2+} (résultant de la réduction des ions MnO_4^-), des ions SO_4^{2-} donc cette solution est incolore ;
- **après l'équivalence**, la solution de permanganate de potassium versée à la burette subit une simple dilution dans l'erlenmeyer, la solution dans l'erlenmeyer contient des ions Mn^{2+} , SO_4^{2-} et MnO_4^- (il n'y a plus de SO_2 pour réduire les ions MnO_4^-) donc cette solution garde une coloration rose violacée ;
- On repère **l'équivalence** grâce au changement de couleur : l'équivalence est atteinte à la 1^{re} goutte qui donne une coloration violette persistante.

3.2. Concentration de la solution de dioxyde de soufre :

Notations :

C_A : concentration (connue) de la solution de permanganate de potassium

V_A : volume de permanganate de potassium versé à l'équivalence

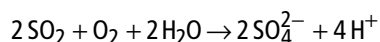
C_B : concentration (inconnue) de la solution de dioxyde de soufre

V_B : volume (connu) de dioxyde de soufre introduit dans l'erlenmeyer

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, donc : $n_B / 5 = n_A / 2$

ainsi $C_B \cdot V_B / 5 = C_A \cdot V_A / 2$ soit $C_B = 5 C_A \cdot V_A / 2 V_B$

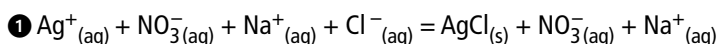
- ❹ Le technicien doit boucher le flacon contenant le dioxyde de soufre car le dioxygène de l'air pourrait réagir avec la solution de dioxyde de soufre :



Pour savoir si sa solution de dioxyde de soufre est fraîche, l'élève va vérifier qu'elle ne contient pas d'ions sulfate SO_4^{2-} .

Il teste donc sa solution avec du chlorure de baryum : en présence d'ions sulfate, il se formera un précipité blanc de sulfate de baryum.

Exercice 35 Dosage des ions chlorure par conductimétrie



En enlevant les ions spectateurs, il vient : $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$.

Lors de la transformation, AgCl précipite.

② On trace les deux droites moyennes passant au plus près des points expérimentaux. On lit V_E à l'intersection des droites : $V_E = 6,8 \text{ mL}$

③ Si $V < V_E$: NO_3^- , Ag^+ et Na^+ sont présents

Si $V > V_E$: NO_3^- , Na^+ et Cl^- sont présents.

④ ► Si $V < V_E$ (avant l'équivalence), la conductivité est donnée par :

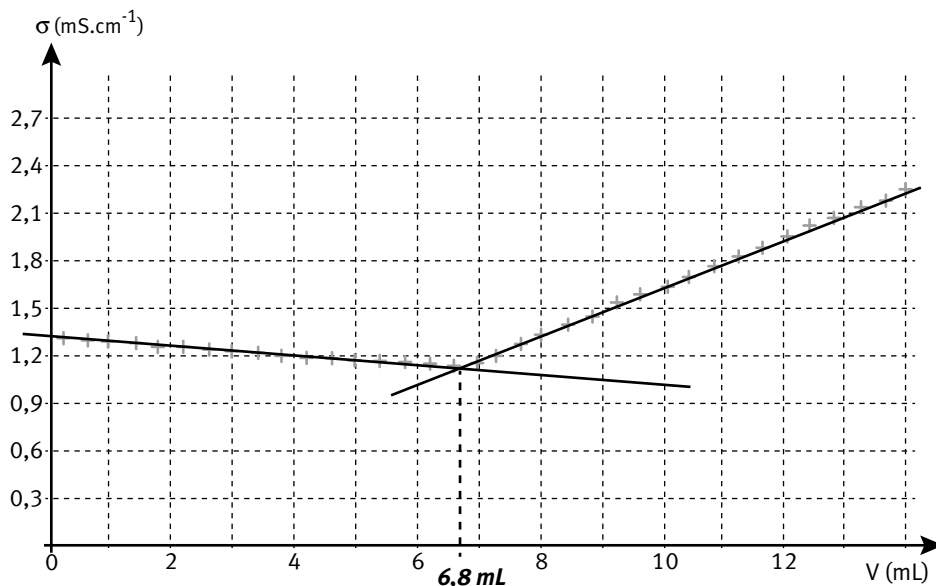
$$\sigma = \lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-] + \lambda(\text{Ag}^+) \cdot [\text{Ag}^+] + \lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+]$$

Le terme $\lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-]$ reste constant (on néglige la variation de volume du milieu réactionnel et les ions NO_3^- sont spectateurs). Au fur et à mesure du titrage, les ions Ag^+ disparaissent (précipitation de AgCl) et sont remplacés par des ions Na^+ . La comparaison des conductivités molaires ioniques des ions Ag^+ et Na^+ montre que $\lambda(\text{Na}^+) < \lambda(\text{Ag}^+)$: la conductivité de la solution diminue.

► Si $V > V_E$ (au-delà de l'équivalence),

$$\sigma = \lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-] + \lambda(\text{Cl}^-) \cdot [\text{Cl}^-] + \lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+]$$

Pour les mêmes raisons que précédemment, le terme $\lambda(\text{NO}_3^-) \cdot [\text{NO}_3^-]$ reste constant. L'équivalence étant dépassée, il n'y a plus de transformation chimique : tous les ions Ag^+ présents au départ ont été précipités et remplacés par des ions Na^+ . Lors de cette phase, on ne fait qu'ajouter des ions Na^+ et Cl^- ; ils apportent leur contribution à la conductivité de la solution qui ne peut qu'augmenter.



- ⑤ À l'équivalence, les réactifs ont été mélangés en quantités stœchiométriques :
 $n(\text{Cl}^-) \text{ versée} = n(\text{Ag}^+) \text{ initialement présente dans le bécher}$

$$[\text{Cl}^-] \cdot V_E = c_1 \cdot V_1$$

$$c_0 \cdot V_E = c_1 \cdot V_1$$

$$\text{d'où } c_0 = \frac{c_1 \cdot V_1}{V_E} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 10,0}{6,8} = 0,147 \text{ mol.L}^{-1} = \mathbf{0,15 \text{ mol.L}^{-1}}$$

Concentration massique du chlorure de sodium notée c_{m2} dans la solution commerciale : $c_{m2} = c_0 \cdot M(\text{NaCl}) = 0,147 \times (23,0 + 35,5) = \mathbf{8,6 \text{ g.L}^{-1}}$

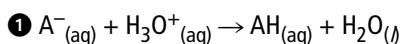
- ⑥ Concentration massique déclarée par le fabricant :

$$C_m = \frac{m_{\text{NaCl}}}{V} = \frac{0,85}{0,100} = \mathbf{8,5 \text{ g.L}^{-1}}$$

$$\text{Écart relatif} = \frac{|c_{m2} - C_m|}{C_m} = \frac{|8,6 - 8,5|}{8,5} = 1,2\% < 10\%$$

Le produit testé est conforme et la méthode de mesure donne un résultat acceptable.

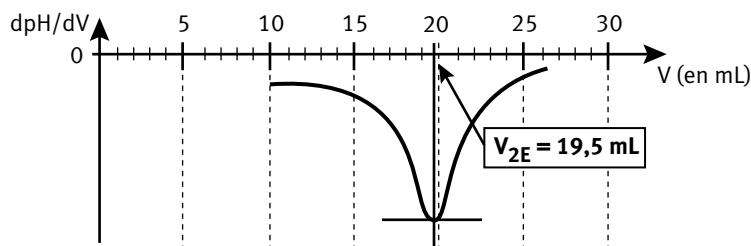
Exercice 36 Titrage pH-métrique des ions lactate



- ② Il est déconseillé d'utiliser la méthode des tangentes, car ici le saut de pH est peu marqué.

On préférera exploiter la courbe dérivée dpH/dV :

Pour $V = V_{2E}$, dpH/dV est minimale. Le pH décroît fortement pour un faible ajout d'acide.



- ③ À l'équivalence, les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques :

$$N_{\text{A}^- \text{ initiale}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ versée}} \text{ soit } C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_{2E} \Leftrightarrow C_1 = \frac{C_2 \times V_{2E}}{V_1}$$

$$\text{On obtient le résultat } C_1 = \frac{1,0 \times 19,5}{20,0} = 0,98 \text{ mol.L}^{-1}$$

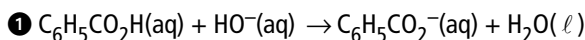
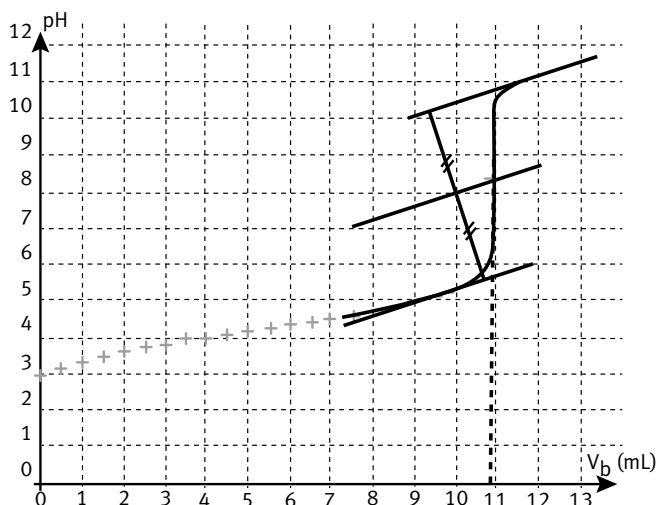
$$\textcircled{4} \frac{\Delta C_1}{C_1} = \frac{\Delta C_2}{C_2} + \frac{\Delta V_{2E}}{V_{2E}} + \frac{\Delta V_1}{V_1} = \frac{0,01}{1,0} + \frac{0,05}{19,5} + \frac{0,05}{20,0} = 1\% + 0,25\% + 0,25\% = 1,5\%.$$

$1\% < \Delta C_1 / C_1 < 5\%$: le dosage est de bonne qualité.

Ainsi $\Delta C_1 = 1,5\% \times C_1 = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 0,98 = 1,5 \times 10^{-2} = 0,015 \text{ mol.L}^{-1}$ que l'on arrondi avec 2 décimales, comme la valeur de C_1 .

$$\text{Ainsi } \boxed{C_1 \text{ 95\%} = (0,98 \pm 0,02) \text{ mol.L}^{-1}}.$$

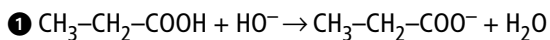
Exercice 37 Titrage pH-métrique de l'acide benzoïque



② Méthode des tangentes : $V_{bE} = 10,8 \text{ mL}$

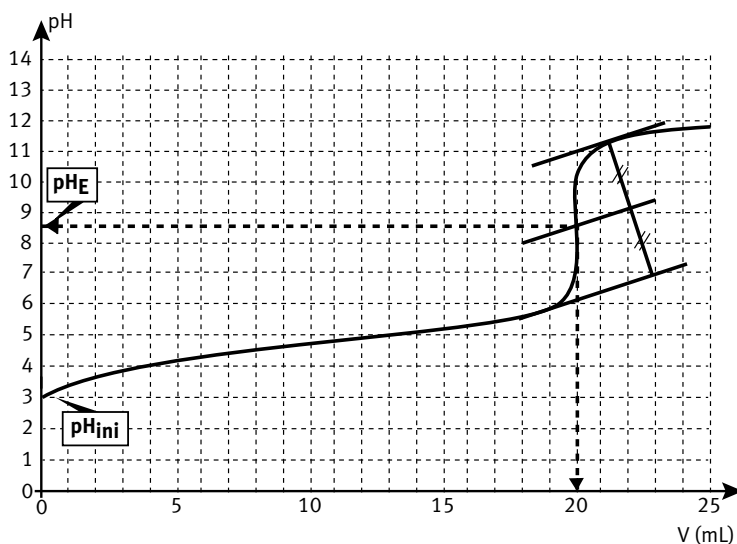
③ À l'équivalence $n_{\text{acide dissous}} = n_{\text{HO}^- \text{ versée}}$ soit $c \cdot V_p = c_b \cdot V_{bE}$ d'où $c = \frac{c_b \cdot V_{bE}}{V_p}$
 $c = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 10,8}{20,0} = 2,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 38 Choix d'un indicateur coloré naturel



Le cation $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ ne réagit pas, c'est un ion spectateur que l'on ne fait pas apparaître dans l'équation.

②



La méthode des tangentes permet de déterminer le point équivalent de coordonnées : $V_E = 20,0 \text{ mL}$ et $\text{pH}_E = 8,5$.

- ③ D'après la courbe $\text{pH} = f(V)$, le pH du mélange réactionnel vaut initialement environ 3.

D'après le tableau, à ce pH , le jus de chou est rouge.

- ④ Autour de l'équivalence, pour un très faible ajout d'hydroxyde de sodium, le pH varie de 7 à 10.

Le jus de chou change de couleur dans cette zone de pH , il passe de la coloration bleue à la coloration verte, permettant ainsi de repérer l'équivalence.

Chapitre 7

Exercices de synthèse

Exercice 1 Une eau distillée a-t-elle un pH constant ?

① pH de l'eau pure à 25°C

1.1. Autoprotolyse de l'eau : $2\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$

1.2. $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-_{(\text{aq})}]$. Cette constante d'équilibre est appelée produit ionique de l'eau.

1.3.1. $K_e = 1,0 \times 10^{-7} \times 1,0 \times 10^{-7} = 1,0 \times 10^{-14}$

1.3.2. $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7,0$

② Eau distillée laissée à l'air libre

2.1. Les couples acido-basiques mis en jeu sont : Couple 1 : $\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O} / \text{HCO}_3^-$ et Couple 2 : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$

$$2.2. K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

$$2.3. \text{p}K_A = -\log K_A = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} \text{ d'après la propriété}$$

$\log(a.b) = \log a + \log b$, on obtient :

$$\text{p}K_A = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = \text{pH} - \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

$$\text{soit } \text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]}$$

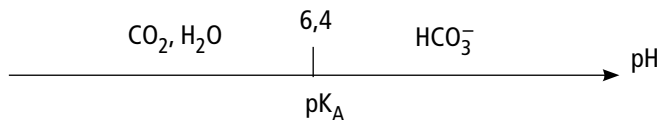
2.4. D'après la réponse de la question précédente, $\log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = \text{pH} - \text{pK}_A$

donc $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = 10^{\text{pH} - \text{pK}_A}$

$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]} = 10^{(5,7 - 6,4)} = 10^{-0,7} = 0,20 < 1$, donc $[\text{HCO}_3^-] < [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$,

ainsi l'espèce **CO₂, H₂O** prédomine sur HCO₃⁻.

2.5. Diagramme de prédominance :



2.6.1.

Équation de la réaction					
État du système chimique	Avancement (mol)	$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\ell)} = \text{HCO}_3^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$			
État initial (mol)	0	c.V	solvant	0	0
État intermédiaire (mol)	x	c.V - x	solvant	x	x
État final (à l'équilibre) (mol)	x _{éq}	c.V - x _{éq}	solvant	x _{éq}	x _{éq}

2.6.2. D'après l'équation chimique $[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$

Or $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ ainsi $[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} = 10^{-5,7} = 2,0 \times 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

2.6.3. D'après 2.2. $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \cdot [\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

avec $[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = 10^{-\text{pH}}$, il vient $K_A = \frac{10^{-2\text{pH}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$

donc $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{K_A}$

Enfin $K_A = 10^{-\text{pK}_A}$, soit $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{10^{-\text{pK}_A}} = 10^{(\text{pK}_A - 2\text{pH})}$

$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}} = 10^{(6,4 - 2 \times 5,7)} = 10^{-5,0} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

2.6.4. $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}} = \frac{c.V - x_{\text{éq}}}{V} = c - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = c - 10^{-\text{pH}}$

$c = [\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}} + 10^{-\text{pH}} = 1,0 \times 10^{-5} + 10^{-5,7} = 1,2 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

③ Influence de la composition atmosphérique

3.1. $p_{\text{CO}_2} = \frac{0,038}{100} \times 1,013 \times 10^5 = 38,494 = 38 \text{ Pa}$ avec deux chiffres significatifs.

3.2. $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = k \cdot p_{\text{CO}_2} = 3,4 \times 10^{-7} \times 38,494 = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$

3.3. En 2.6.3., on a trouvé au laboratoire $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = 1,0 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ donc une concentration plus faible en dioxyde de carbone que celle obtenue avec de l'air à 0,038 % de CO_2 .

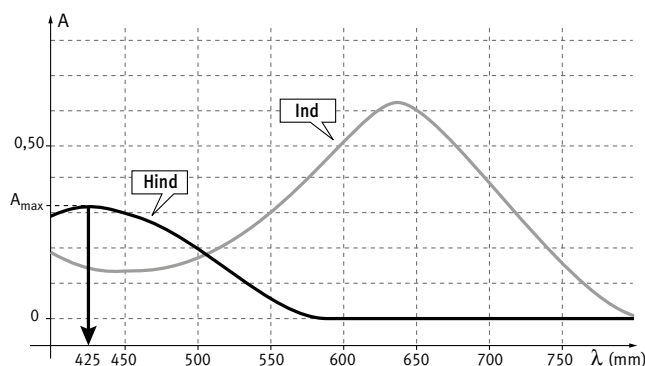
$[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}$ est proportionnelle au pourcentage en dioxyde de carbone.

Ainsi l'air du laboratoire possède un pourcentage en dioxyde de carbone plus petit que 0,038 %.

Exercice 2 Domaine de prédominance d'un indicateur coloré

① Étude spectrophotométrique

1.1. Par lecture graphique, on constate que l'absorbance de HInd est maximale pour : $\lambda_1 = 425 \text{ nm}$.



La forme acide HIn absorbe les radiations de longueurs d'onde situées du côté du bleu ($\lambda_1 = 425 \text{ nm}$), la solution laisse donc passer le vert et le rouge. Elle apparaît jaune.

1.2. L'absorbance se mesure avec un **spectrophotomètre**.

La loi de Beer-Lambert nous donne : $A = k \cdot c$

A : absorbance d'une espèce chimique en solution, c sa concentration molaire et k une constante.

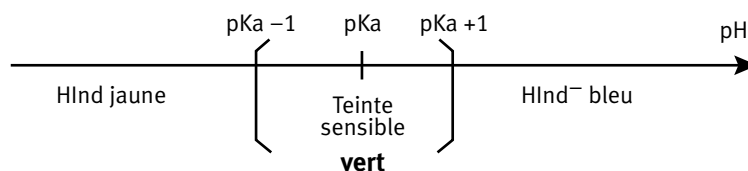
1.3. À $\lambda = 600 \text{ nm}$, la forme basique In^- absorbe bien la lumière et la forme acide HIn laisse passer totalement la lumière. On a alors $A = k \cdot [\text{In}^-]_{\text{(aq)}}$.

② Zone de virage

2.1. $\text{HInd(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} = \text{Ind}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

$$2.2. K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HInd}]_{\text{eq}}}$$

2.3.



$$2.4. K_a = \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}}$$

$$-\log(K_a) = -\log \left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} \right)$$

$$\text{Soit } pK_a = -\log \left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} \right) - \log([\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}) = -\log \left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} \right) + \text{pH}$$

$$\text{Finalement } \text{pH} = pK_a + \log \left(\frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} \right).$$

$$\text{Pour } \frac{[\text{Ind}^-]_{\text{éq}}}{[\text{HInd}]_{\text{éq}}} = 100 \text{ alors } \text{pH} = pK_a + \log(100) = pK_a + 2,0 = 6,8 + 2,0 = 8,8$$

$\text{pH} > pK_a$ donc d'après le diagramme de prédominance précédent la teinte de la solution est **bleue**.

Exercice 3 Dosage par conductimétrie du chlorure de sodium dans le sérum physiologique

❶

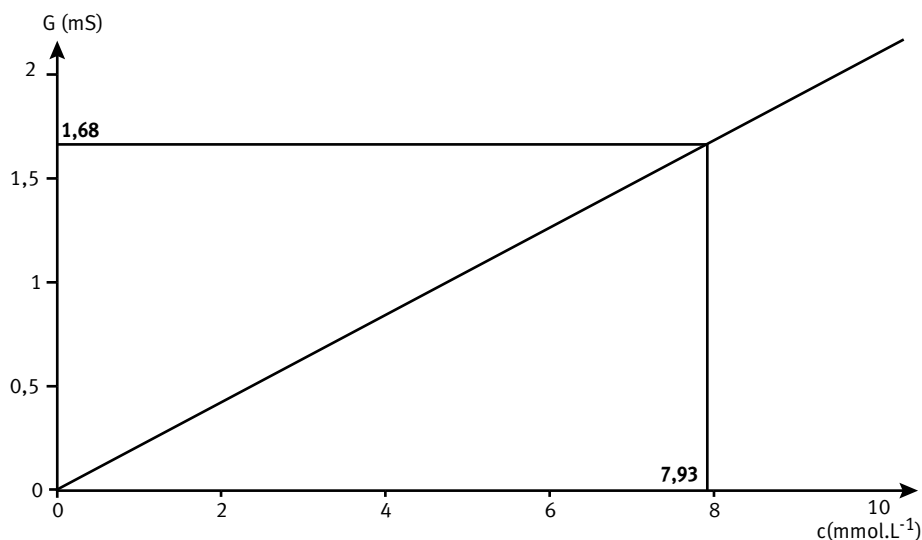
- Pour effectuer cette dilution (facteur de dilution de 10), on utilise une pipette jaugée de 10 mL et une fiole jaugée de 100 mL.
- On prélève avec la pipette jaugée 10 mL de solution mère. On verse ces 10 mL dans la fiole jaugée de 100 mL. On remplit la fiole jaugée d'eau distillée aux trois quarts, on homogénéise. Puis on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on homogénéise.

❷ a)

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

c (mmol.L ⁻¹)	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00	6,00	7,00	8,00	9,00	10,00
U (V)	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0	1,0
I (mA)	0,22	0,43	0,65	0,86	1,08	1,28	1,49	1,70	1,91	2,1
G (mS)	0,22	0,43	0,65	0,86	1,08	1,28	1,49	1,70	1,91	2,1

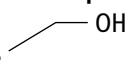
b) et ③ a)



D'après le graphique, la concentration de la solution diluée est $c = 7,93 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b) La solution de sérum a été diluée 20 fois, donc la concentration molaire du sérum est : $c_0 = 20 \times c = 20 \times 7,93 \approx 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 4 Dosage du glucose par spectrophotométrie : un contrôle obligatoire dans la chaptalisation

1.1.  OH

1.2. L'éthanol est un alcool primaire.

1.3. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2\text{CO}_2$

2.1. $n_{\text{saccharose}} = n_{\text{éthanol}} / 4$

2.2. 1 degré $\Leftrightarrow V_{\text{éthanol}} = 1 \text{ mL}$ d'éthanol dans 100 mL de vin

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m}{M} = \frac{\rho V_{\text{éthanol}}}{M_{\text{éthanol}}} = \frac{0,79}{46} = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol dans 100 mL}$$

et donc $1,7 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$ dans 1L.

$$\text{Ainsi } m_{\text{saccharose}} = n_{\text{éthanol}} \cdot M_{\text{sucré}} / 4 = (1,7 \cdot 10^{-1} \times 342) / 4 = 15 \text{ g}$$

3.1. On a fait cette dilution, pour que l'absorbance soit contenue dans la gamme de résultats de l'étalonnage.

3.2. Question de type bac – raisonnement argumenté

Calcul de n_{glucose} (ou de C) : $n_{\text{glucose}} = C_{\text{glucose}} \times V_{\text{sol mère}}$

$$\text{donc } n_2 = 1,0 \times 10^{-2} \times 0,3 \times 10^{-3} = 3,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol.}$$

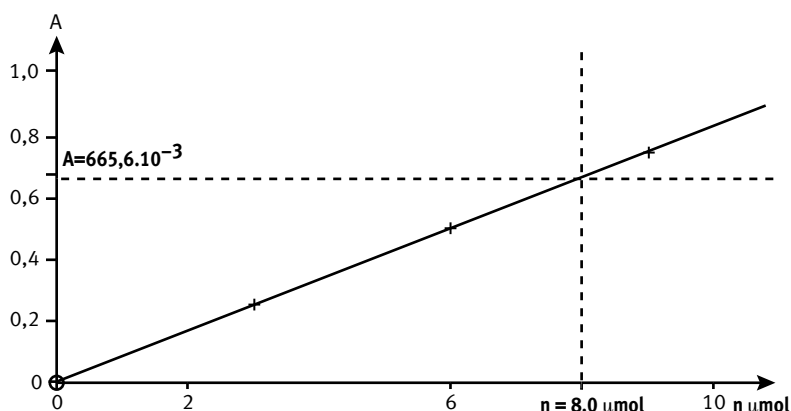
Quantité de matière n_{glucose} en μmol	0	3,0	6,0	9,0	12
Concentration en glucose en $\mu\text{mol/L}$	0	600	1 200	1 800	2 400

La deuxième ligne est la concentration des solutions diluées.

$C = n_{\text{glucose}}/V_{\text{diluée}}$ avec $V_{\text{diluée}} = 5,0 \text{ mL}$.

Tracé du graphe $A = f(n_{\text{glucose}})$ ou $A = f(C)$, loi de Beer-Lambert vérifiée ou régression linéaire sur la calculatrice.

Lecture graphique de la quantité de matière en glucose ou de la concentration C ou utilisation de l'équation donnée par la calculatrice.



dans la solution X : $n_{\text{glucose}} = 8,0 \mu\text{mol}$ soit $C_X = \frac{8 \times 10^{-6}}{5 \times 10^{-3}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

Remarque : on peut également raisonner par encadrement.

On en déduit la concentration de la solution diluée 50 fois :

$$C_{\text{glucose}} = \frac{8,0 \cdot 10^{-6}}{0,40 \cdot 10^{-3}} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Soit dans le Muscadet :

$$C_{\text{glucose/Muscadet}} = 50 \times C_S = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{\text{m glucose/Muscadet}} = C_{\text{glucose/Muscadet}} \times M_{\text{glucose}} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ g.L}^{-1}$$

Ce moût ne peut pas être chaptalisé car cette valeur est supérieure à 161 g/L.

Exercice 5 Dosage pH-métrique de l'acide lactique

① Les solutions tampons : maintien du pH des milieux biologiques

1.1. Le pK_A du système « phosphate » est proche du pH du milieu biologique intracellulaire. Le pK_A est donc compris entre 6,8 et 7.

1.2. $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}] = \alpha \times p(\text{CO}_2) = 0,03 \times 40 = 1,2 \text{ mmol.L}^{-1}$

$$\text{Or } \text{pK}_A = -\log K_A = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} [\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}} = 6,1 + \log \frac{24}{1,2} = 7,4$$

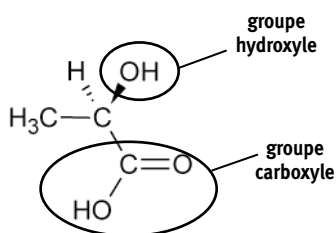
② Les perturbations et les mécanismes régulateurs

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} [\text{HCO}_3^-]_{\text{éq}}}{[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]_{\text{éq}}}$$

Une hyperventilation abaisse la quantité de CO_2 , donc $[\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}]$ diminue et, comme K_A est une constante et que $[\text{HCO}_3^-]$ varie lentement, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminue et pH augmente.

③ Un acide de l'organisme : l'acide lactique

3.1.



3.2.1. Pour une solution d'acide fort, $\text{pH} = -\log c$ donc ici :

$$\text{pH} = -\log (1,0 \times 10^{-2}) = 2,0$$

La courbe 2 dont le pH à l'origine est égal à 2 est la courbe représentant le titrage pH-métrique de l'acide fort.

3.2.2. À $\frac{V_E}{2}$, la moitié de l'acide $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ titré a été consommée, formant autant de base conjuguée CH_3CO_2^- .

Ainsi $[\text{A}] = [\text{B}]$ soit $\text{pH} = \text{p}K_A + \log(1) = \text{p}K_A$.

Par lecture graphique à $V = \frac{V_E}{2} = 5 \text{ mL}$ on a $\text{pH} = 3,9$.

Soit $\text{p}K_A(\text{acide lactique}) = 3,9$.

④ La précision d'un titrage

4.1. À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométriques et sont entièrement consommés.

$$n_{\text{acide lactique}} = n_{\text{soude ajoutée}}$$

$$c_{\text{A exp}} \times V_A = c_E \times V_E$$

$$c_{\text{A exp}} = \frac{c_B \times V_E}{V_A} = \frac{3,00 \times 10^{-2} \times 10,1}{20} = 0,0152 \text{ mol.L}^{-1}$$

4.2.1

$$\frac{\Delta V_A}{V_A} = \frac{0,05}{20,0} = 0,0025 = 0,25 \%$$

$$\frac{\Delta C_B}{C_B} = \frac{0,01}{3,00} = 0,0033 = 0,33 \%$$

$$\frac{\Delta V_E}{V_E} = \frac{0,3}{10,1} = 0,003 = 3 \%$$

$$\frac{\Delta V_E}{V_E} > 10 \times \frac{\Delta V_A}{V_A} \text{ et } \frac{\Delta V_E}{V_E} > 9 \times \frac{\Delta C_B}{C_B}$$

Donc les incertitudes relatives sur V_A et C_B sont négligeables devant celle sur V_E .

4.2.2

$$\frac{\Delta C_{A \text{ exp}}}{C_{A \text{ exp}}} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \text{ d'où}$$

$$\Delta C_{A \text{ exp}} = \frac{\Delta C_{A \text{ exp}}}{C_{A \text{ exp}}} \times C_{A \text{ exp}} = \frac{\Delta V_E}{V_E} \times C_{A \text{ exp}} = \frac{0,3}{10,1} \times 1,5 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Les incertitudes relatives sur V_A et C_B ayant été négligées, on retient $\Delta C_{A \text{ exp}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

$$C_{A \text{ exp}} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4.2.3

$$C_A = (2,22 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } 2,17 \leq C_A \leq 2,27$$

$$C_{A \text{ exp}} = (1,5 \pm 0,05) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \text{ soit } 1,45 \leq C_{A \text{ exp}} \leq 1,55$$

L'encadrement de la concentration expérimentale et l'encadrement de la concentration attendue ne se superposent pas, donc les valeurs ne sont pas cohérentes.

4.2.4

- L'élève n'a pas déterminé correctement le volume équivalent (erreur de lecture, erreur dans la préparation de la burette, erreur de repérage de la teinte sensible de l'indicateur coloré).
- L'élève n'a pas prélevé correctement le volume de la solution d'acide lactique à titrer.
- La concentration de la solution titrante n'est pas celle indiquée.
- La concentration attendue de l'acide lactique est erronée. ■

Corrigé séquence 6

Chapitre 1

Test 1 La Terre et la Lune peuvent être considérées comme des corps à symétrie sphérique.

La valeur de la force gravitationnelle exercée par la Terre sur la Lune s'exprime

par : $F = G \frac{M_T M_L}{d^2}$.

$$F = 6,67 \cdot 10^{-11} \frac{7,34 \cdot 10^{22} \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(3,84 \cdot 10^8)^2} = 1,99 \cdot 10^{20} \text{ N}$$

Test 2 ① Le champ électrostatique est uniforme dans le condensateur.

Caractéristiques :

$$\begin{cases} \text{Direction : perpendiculaire aux plaques} \\ \text{Sens : des charges positives vers les charges négatives} \\ \text{Valeur : } E = \frac{U_{PN}}{d} = 7,0 \cdot 10^3 \text{ V.m}^{-1} \end{cases}$$

② La force électrostatique exercée sur un électron placé dans le champ $\vec{E}$ s'écrit : $\vec{F} = q\vec{E}$; elle a même direction que le champ $\vec{E}$, un sens opposé, et sa valeur F est donnée par : $F = qE$.

A.N. : $F = 1,1 \cdot 10^{-15} \text{ N}$.

③ La force exercée sur un électron placé dans le champ de pesanteur $\vec{g}$ s'écrit : $\vec{P} = m\vec{g}$.

A.N. : $P = 8,9 \cdot 10^{-30} \text{ N}$. Le poids est négligeable par rapport à la force électrique.

Test 3 Par définition, l'énergie cinétique s'exprime par : $E_c = \frac{1}{2}mv^2$.

Applications numériques :

Voiture : $E_c = \frac{1}{2}1200 \times \left(\frac{90\,000}{3\,600}\right)^2 = 37,5 \cdot 10^4 \text{ J}$.

Poids lourd : $E_c = \frac{1}{2}24\,000 \times \left(\frac{90\,000}{3\,600}\right)^2 = 7,5 \cdot 10^6 \text{ J}$.

L'énergie cinétique du poids lourd est 20 fois plus importante que celle de la voiture.

Test 4 ❶ Énergie potentielle de pesanteur de la gomme : $E_{pp} = m g z$.

Application numérique : $E_{pp} = 0,16 \text{ J}$.

❷ Énergie potentielle de pesanteur de l'eau : $E_{pp} = m g z$.

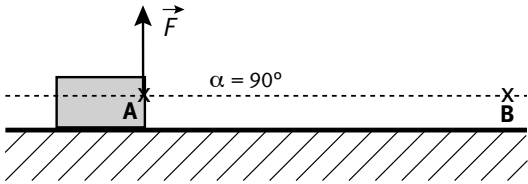
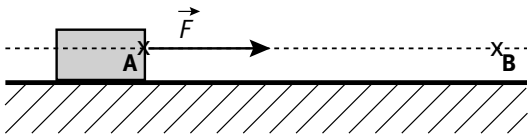
Application numérique : $E_{pp} = 4,9.10^6 \text{ J}$.

Chapitre 2

Activités

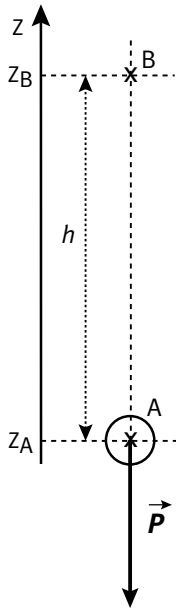
- Activité 1**
- ❶ « Cinétique » : qui est relatif au mouvement ; le mot « cinétique » est lié à la grandeur vitesse.
 - ❷ Le mot « potentielle » est lié à la position dans l'espace (l'altitude par exemple).
 - ❸ Lorsque la gomme tombe de la table, sa hauteur varie ; son énergie potentielle varie.

Activité 2

La force $\vec{F}$ est perpendiculaire au déplacement.		$W = F \cdot AB \cdot \cos 90^\circ$ $\Rightarrow W = 0$
La force $\vec{F}$ a la même direction et le même sens que le déplacement.		$W = F \cdot AB \cdot \cos 0^\circ$ $\Rightarrow W > 0$
La force $\vec{F}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé.		$W = F \cdot AB \cdot \cos 180^\circ$ $= - F \cdot AB$ $\Rightarrow W < 0$

Activité 3

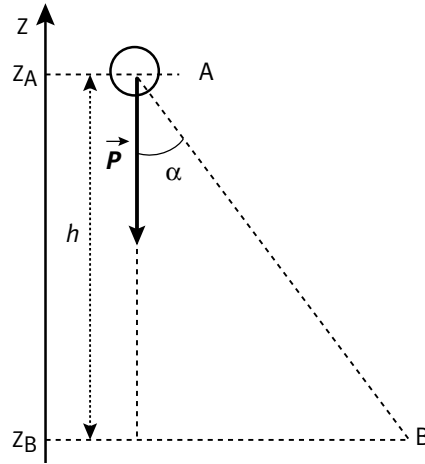
La balle est lancée vers le haut et se déplace de A vers B.



Le poids $\vec{P}$ a la même direction que le déplacement mais un sens opposé. Le travail du poids s'exprime par :

$$W = P \cdot AB \cdot \cos 180^\circ = -PAB = -mgh$$

La balle est lancée vers le bas et se déplace rectilignement de A vers B.



Le travail du poids $\vec{P}$ s'exprime par :

$$W = P \cdot AB \cdot \cos \alpha.$$

$$\text{avec : } \cos \alpha = \frac{h}{AB} \Rightarrow AB \cos \alpha = h.$$

$$\text{Le travail du poids s'exprime par : } W = mgh.$$

Activité 4

Le travail du poids se calcule en utilisant $\delta W(\vec{P}) = \vec{P} \cdot d\vec{r}$ avec $d\vec{r} = dx\vec{u}_x + dy\vec{u}_y + dz\vec{u}_z$, vecteur déplacement en coordonnées cartésiennes (le poids a pour direction Oz).

$$W_{A \rightarrow B}(\vec{P}) = \int_A^B \vec{P} \cdot d\vec{r} = \int_A^B (-mg\vec{u}_z) \cdot (dx\vec{u}_x + dy\vec{u}_y + dz\vec{u}_z)$$

$$\Rightarrow W_{A \rightarrow B}(\vec{P}) = - \int_A^B mg dz \Rightarrow \boxed{W(\vec{P}) = mgz_A - mgz_B}.$$

Activité 5

(Approfondissement)

Par définition : $dE_p = -\vec{F} \cdot d\vec{r}$

$$\Rightarrow dE_p = - \left(-\frac{GMm}{r^2} \vec{u}_r \right) \cdot d(r\vec{u}_r) = \frac{GMm}{r^2} \vec{u}_r \cdot (dr\vec{u}_r + r d\vec{u}_r) = \frac{GMm}{r^2} dr$$

Après intégration, nous obtenons l'énergie potentielle gravitationnelle :

$$\boxed{E_p = -\frac{GMm}{r} + cste}.$$

Activité 6 ①

	Position 1	Position 2	Position 3	Position 4	Position 5	Position 6
Altitude z (cm)	40,4	39,2	35,5	29,4	20,8	9,8
Vitesse v (m.s ⁻¹)	0	0,49	0,98	1,47	1,96	2,45
E_c (J)	0	0,004	0,017	0,038	0,067	0,105

②

Trajet	1→2	2→3	3→4	4→5
ΔE_c (J)	0,004	0,013	0,021	0,029
$\Delta z = h$ (cm)	1,2	3,7	6,1	8,6
$W_{A \rightarrow B}(\vec{P}) = mgh$	0,004	0,013	0,021	0,029

On remarque que, pour chaque déplacement effectué, la variation d'énergie cinétique est égale au travail du poids.

Activité 7

Nous avons calculé l'énergie cinétique et l'énergie potentielle de pesanteur de la balle pour différentes positions de la balle et vu comment évoluent ces deux grandeurs.

	Position 1	Position 2	Position 3	Position 4	Position 5	Position 6
Altitude z (cm)	40,4	39,2	35,5	29,4	20,8	9,8
Vitesse v (m.s ⁻¹)	0	0,49	0,98	1,47	1,96	2,45
E_{pp} (J)	0,139	0,134	0,122	0,101	0,071	0,034
E_c (J)	0	0,004	0,017	0,038	0,067	0,105
$E_c + E_{pp}$ (J)	0,139	0,138	0,139	0,139	0,138	0,139

On remarque que, pour chaque position, la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle de pesanteur est une constante.

À l'instant initial, l'énergie cinétique de la balle est nulle et l'énergie potentielle de pesanteur est maximale.

Pendant la chute, l'énergie potentielle de pesanteur diminue alors que l'énergie cinétique augmente ; la somme des deux énergies étant constante, il y a transformation de l'énergie potentielle de pesanteur ($E_{pp} = m g z$) en énergie cinétique de translation ($E_c = \frac{1}{2} m v^2$).

Activité 8

① Considérons que la balle de ping-pong n'est soumise qu'à une seule force : le poids.

Cette force est conservative ; l'énergie mécanique est donc conservée.

$$E_{cA} + E_{pA} = E_{cB} + E_{pB} \Rightarrow \frac{1}{2} m v_A^2 + m g z_A = \frac{1}{2} m v_B^2 + m g z_B.$$

La vitesse initiale est nulle $\Rightarrow \frac{1}{2} m v_B^2 = m g (z_A - z_B) = m g h$.

On obtient : $v_B = \sqrt{2gh}$. Application numérique : $v_B = 7,0 \text{ m.s}^{-1}$.

② Appliquons le théorème de l'énergie mécanique : $\Delta E_m = W(\vec{f})$

$$\Rightarrow \Delta E_m = \Delta E_p + \Delta E_c = mg(z_B - z_A) + \frac{1}{2}mv_B^2 = -mgh + \frac{1}{2}mv_B^2.$$

$$W(\vec{f}) = m\left(\frac{1}{2}v_B^2 - gh\right). \text{ Application numérique : } W(\vec{f}) = -0,02 \text{ J.}$$

Activité 9

① La seule force agissant sur l'astre est la force gravitationnelle : $\vec{F} = -\frac{GM_S m}{r^2} \vec{u}_r$ qui est une force conservative.

L'énergie mécanique s'écrit : $E_m = E_c + E_p = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{GM_S m}{r}$ (on choisit la constante égale à zéro).

② D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y a conservation de l'énergie mécanique puisqu'il n'y a aucune force non conservative.

③ Dans le référentiel galiléen considéré, on applique le théorème de l'énergie cinétique :

$\Delta E_c = W(\vec{F})$ avec : $W(\vec{F}) = 0$ (la force est toujours perpendiculaire à la trajectoire).

L'énergie cinétique est constante $\Rightarrow$ la vitesse est constante $\Rightarrow$ le mouvement est uniforme.

Exercices d'apprentissage

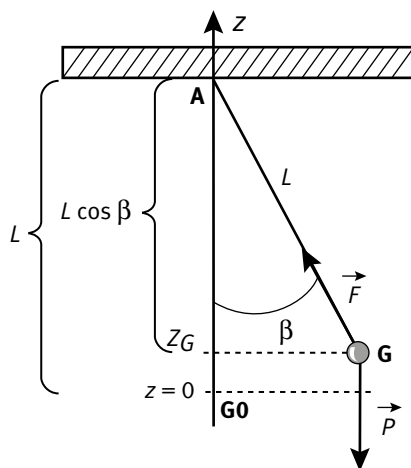
Exercice 1 Énergie d'un pendule

Le système étudié est la masse du pendule dans le référentiel terrestre supposé galiléen.

① L'énergie cinétique en G de la masse m animée de la vitesse v_G est : $E_c = \frac{1}{2}mv^2$

② Bilan des forces agissant sur l'objet :

- le poids de l'objet $\vec{P}$;
- la force exercée par le fil sur l'objet $\vec{F}$.



- ③ La seule force conservative est le poids de l'objet ; la force exercée par le fil sur l'objet n'est pas conservative.

L'origine des énergies potentielles est prise en G_0 , origine de l'axe des z .

L'énergie potentielle de pesanteur de l'objet s'écrit : $E_p = mgz_G = mg(L - L \cos \beta)$
 $\Rightarrow \boxed{E_p = mgL(1 - \cos \beta)}$.

- ④ L'énergie mécanique du pendule simple en G est la somme de son énergie cinétique et de son énergie potentielle : $\boxed{E_m = E_c + E_p = \frac{1}{2}mv^2 + mgL(1 - \cos \beta)}$

- ⑤ D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y aura conservation de l'énergie mécanique si la somme des travaux de toutes les forces non conservatives est nulle, ce qui est le cas ici puisque la force exercée par le fil est toujours perpendiculaire à la trajectoire de l'objet.

Les frottements sont négligés dans cette étude, donc l'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement du pendule.

- ⑥ L'énergie mécanique étant une constante du mouvement, on peut écrire, entre les positions G_0 et G_i :

$$E_m(G_0) = E_m(G_i) \Rightarrow \frac{1}{2}mv_0^2 + mgL(1 - \cos 0) = \frac{1}{2}mv_{G_i}^2 + mgL(1 - \cos \beta_m).$$

G_i est la position initiale à partir de laquelle le pendule est abandonné sans vitesse initiale $\Rightarrow v_{G_i} = 0$.

La vitesse de l'objet lorsqu'il passe en G_0 s'exprime par : $\boxed{v_0 = \sqrt{2gL(1 - \cos \beta_m)}}$

Remarque : la valeur de la vitesse est forcément positive, on ne retient que la solution positive.

Exercice 2 Plan incliné

- ① Le poids est une force conservative ; la force exercée par le plan incliné n'est pas conservative.
- ② Le travail de la force $\vec{R}$ sur le trajet AB est nul puisque la force est constamment perpendiculaire au déplacement.
- ③ D'après le théorème de l'énergie mécanique, il y a conservation de l'énergie mécanique puisque le travail de la seule force non conservative est nul. L'énergie mécanique du système {bille-Terre} se conserve entre A et B.
- ④ L'origine des énergies potentielles de pesanteur est prise au point O d'altitude $y_0 = 0$. On a donc $E_p(O) = 0$.

L'énergie mécanique de la bille en A s'écrit :

$$E_m(A) = E_c(A) + E_p(A) = \frac{1}{2}mv_A^2 + mgy_A.$$

La bille est lâchée du point A sans vitesse initiale $\Rightarrow \boxed{E_m(A) = mgy_A}$.

- ⑤ Énergie mécanique en B : $E_m(B) = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgy_B$ avec $y_B = 0$
 $\Rightarrow \boxed{E_m(B) = \frac{1}{2}mv_B^2}$.

⑥ L'énergie mécanique se conserve au cours du mouvement $\Rightarrow E_m(A) = E_m(B)$

soit : $mg y_A = \frac{1}{2} m v_B^2$.

On obtient : $y_A = \frac{v_0^2}{2g}$.

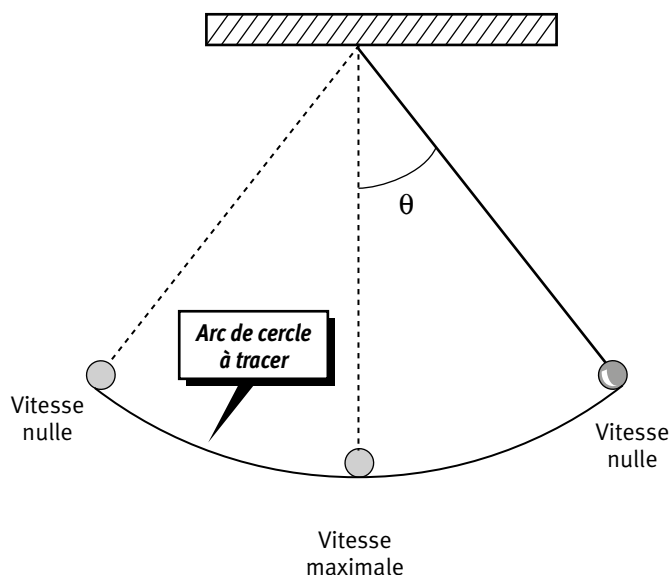
⑦ Application numérique : $y_A = 0,20 \text{ m}$.

Chapitre 3

Activités

Activité 10 Partie 1 – Mesurer la période avec un chronomètre

- ① Le mouvement du pendule est étudié dans le référentiel du laboratoire qui est considéré comme galiléen.
- ② Trajectoire de la masse suspendue au fil.



Le mouvement est circulaire (la trajectoire décrit un arc de cercle) et non uniforme (la vitesse s'annule dans les positions extrêmes à droite et à gauche de la position d'équilibre).

- ③ Il est préférable de déclencher le chronomètre lorsque la vitesse est maximale afin de ne pas rajouter une erreur liée à l'arrêt du pendule (lorsque la vitesse s'annule).

- ④ Il faut 2 dixièmes de seconde pour déclencher et arrêter le chronomètre de la montre.
- ⑤ La précision de la mesure manuelle d'une durée au chronomètre électronique de laboratoire est de plus ou moins 1 dixième de seconde. Il est préférable de mesurer la durée de plusieurs oscillations (10 par exemple) plutôt que d'une seule pour diviser l'erreur par 10.

⑥ Chronomètre de laboratoire (une oscillation)

Essais	1	2	3	4	5
Période(s)	1,13	0,94	1,04	1,08	1,12

Chronomètre de laboratoire

Essais	1	2	3	4	5
Durée de 10 oscillations(s)	10,42	10,12	10,23	10,34	10,18
Période(s)	1,04	1,01	1,02	1,03	1,02

Capteur

Essais	1	2	3	4	5
Période	1,022	1,021	1,023	1,020	1,021

- a) L'écart obtenu entre la plus grande mesure et la plus petite mesure pour chaque tableau :

Chronomètre de laboratoire (une oscillation) : 0,19 s.

Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) : 0,03 s.

Capteur : 0,003 s.

- b) Calculer la valeur moyenne de la période pour chaque tableau :

$$T_{moy} = \frac{T_1 + T_2 + T_3 + T_4 + T_5}{5}.$$

Chronomètre de laboratoire (une oscillation) : $T_{moy} = 1,1$ s.

Chronomètre de laboratoire (10 oscillations) : $T_{moy} = 1,02$ s.

Capteur : $T_{moy} = 1,021$ s.

Sur une oscillation, la durée est mesurée à 1/10 près.

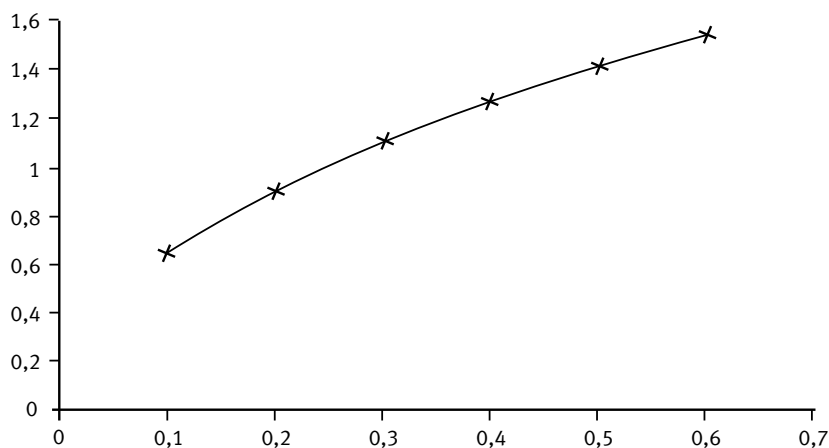
Sur 10 oscillations, la durée est mesurée à 1/100 près.

Avec le capteur, la durée est mesurée à 1/1 000 près.

Le capteur relié à l'ordinateur est le plus précis.

Partie 2 – Influence de la longueur du fil

❶ Tracé de T en fonction de ℓ :

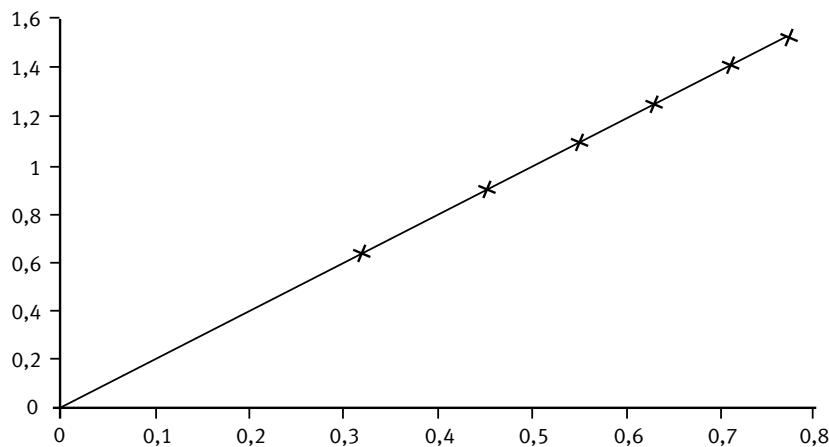


On n'obtient pas une droite.

❷ a)

ℓ (m)	0,10	0,20	0,30	0,40	0,50	0,60
$\sqrt{\ell}$	0,32	0,45	0,55	0,63	0,71	0,77
T (s)	0,64	0,90	1,10	1,26	1,42	1,54

❷ b) Tracé de T en fonction de $\sqrt{\ell}$:



On obtient une droite qui passe par l'origine.

❸ La deuxième courbe est une droite qui passe par l'origine ; elle permet de conclure rapidement sur la proportionnalité de T et $\sqrt{\ell}$.

La période T et la longueur ℓ vérifient une relation du type $T = k\sqrt{\ell}$ où k est une constante.

- ④ Le coefficient directeur de la droite précédente est obtenu en choisissant un point sur la droite tracée : $k = 2,00$.

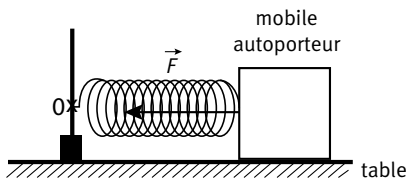
Ce coefficient directeur correspond à $\frac{2\pi}{\sqrt{g}}$.

Partie 3 – Influence de la masse de la boule et de l'écart à l'équilibre

- ① La masse n'influe pas sur la période du pendule simple ; les valeurs obtenues pour la période sont très proches ; les écarts observés sont dus aux erreurs liées aux mesures.
- ② Les valeurs de la période T correspondent à 0,01 seconde près jusqu'à $\varphi = 15^\circ$. Pour des petites oscillations ($\varphi \leq 10^\circ$), la période propre des oscillations ne dépend pas de l'angle initial dont on écarte le pendule de sa position d'équilibre ; on dit qu'il y a isochronisme des oscillations.

La période des oscillations est indépendante des caractéristiques de la boule et indépendante de l'amplitude des oscillations tant que cette amplitude reste faible, c'est-à-dire tant que l'angle maximum de la direction du fil avec la verticale n'excède pas une dizaine de degrés. Les seuls paramètres susceptibles d'avoir une influence sur la période des oscillations sont donc la longueur ℓ du fil et la valeur du champ de pesanteur puisque le mouvement se fait sous l'action du poids de la bille.

Activité 11



Les données nous permettent de déterminer les caractéristiques de la force $\vec{F}$ exercée par le ressort sur le mobile autoporteur ; la direction de $\vec{F}$ est suivant l'axe du ressort ; son sens est de l'extrémité du ressort vers O (puisque $\ell > \ell_0$) ; son intensité est donnée par la relation : $F = k|\Delta\ell| = k(\ell - \ell_0)$.

Application numérique : $F = 1,5 \text{ N}$.

Activité 12

On remplace $x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ dans l'équation différentielle

$$\frac{d^2 x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0.$$

$$\frac{dx}{dt} = -X_m \omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi) \text{ et } \frac{d^2 x}{dt^2} = -X_m \omega_0^2 \cos(\omega_0 t + \varphi) \text{ ce qui donne :}$$

$$\frac{d^2 x}{dt^2} + \omega_0^2 x = -X_m \omega_0^2 \cos(\omega_0 t + \varphi) + \omega_0^2 X_m \cos(\omega_0 t + \varphi) = 0.$$

$x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ est bien la solution de l'équation différentielle.

Activité 13 À l'instant de date $t = 0$, $x(0) = \ell_1 - \ell_0$ puisque le ressort est écarté d'une longueur ℓ_1 .

Le ressort est lâché sans vitesse initiale $\Rightarrow \frac{dx}{dt}(0) = 0$.

Ces deux conditions initiales nous permettent de déterminer X_m et φ .

$$x(0) = X_m \cos(0 + \varphi) = X_m \cos \varphi = \ell_1 - \ell_0.$$

$$\frac{dx}{dt} = -X_m \omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi) \Rightarrow \frac{dx}{dt}(0) = -X_m \omega_0 \sin \varphi = 0 \Rightarrow \sin \varphi = 0 \Rightarrow \varphi = 0 \text{ (ou } \pi).$$

$$\varphi = 0 \Rightarrow X_m \cos 0 = \ell_1 - \ell_0 \Rightarrow X_m = \ell_1 - \ell_0.$$

Activité 14 La constante de raideur (ou coefficient de raideur) k s'exprime en N.m^{-1} ; la masse m s'exprime en kg.

La constante de raideur représente le quotient d'une valeur de force par une longueur : $\frac{[force]}{[longueur]}$.

La valeur de force représente le produit d'une masse par une accélération : $[force] = \frac{[masse][longueur]}{[durée]^2}$.

La constante de raideur représente donc une masse sur une durée au carré : $\frac{[masse]}{[durée]^2}$; $\sqrt{\frac{m}{k}}$ s'exprime en secondes.

Activité 15

$$\frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}kx^2$$

$$= \frac{1}{2}m(-X_m \omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi))^2 + \frac{1}{2}k(X_m \cos(\omega_0 t + \varphi))^2 = \frac{1}{2}kX_m^2 \text{ car } \omega_0^2 = \frac{k}{m}.$$

L'énergie mécanique est donc constante et égale à : $\frac{1}{2}kX_m^2$.

Activité 16 Tout système physique dont un paramètre vérifie une équation du type : $\frac{d^2 u}{dt^2} + \omega_0^2 u = 0$ est un oscillateur harmonique. Ce n'est pas vérifié pour l'équation différentielle $\frac{d^2 \theta}{dt^2} + \frac{g}{\ell} \sin \theta = 0$.

Activité 17 La solution de l'équation différentielle $\frac{d^2 \theta}{dt^2} + \frac{g}{\ell} \theta = 0$ est de la forme :

$$\theta(t) = \theta_m \cos(\omega_0 t + \varphi).$$

$$\theta(0) = \theta_0 \Rightarrow \theta_0 = \theta_m \cos \varphi ;$$

$$\frac{d\theta}{dt} = -\omega_0 \theta_m \sin(\omega_0 t + \varphi) \text{ avec } \frac{d\theta}{dt}(0) = 0 \text{ d'où } \varphi = 0 \text{ et } \theta_m = \theta_0$$

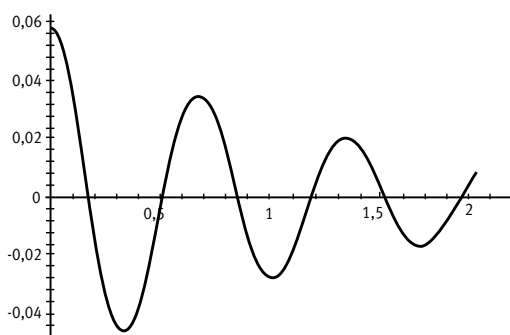
$$\Rightarrow \theta(t) = \theta_0 \cos(\omega_0 t)$$

$\omega_0 = \sqrt{\frac{g}{\ell}} \Rightarrow$ La période T_0 des petites oscillations du système s'exprime par :

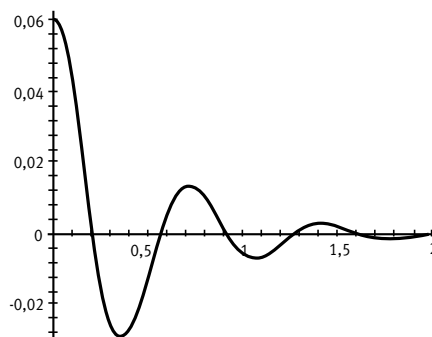
$$T_0 = 2\pi \sqrt{\frac{\ell}{g}}$$

Activité 18 L'énergie potentielle de pesanteur de l'objet M s'écrit : $E_p = -mg\ell \cos\theta + \text{cte}$. On prend la référence de l'énergie potentielle de pesanteur dans la position repérée par l'angle $\theta = 90^\circ \Rightarrow E_p = -mg\ell \cos\theta$.

Activité 19



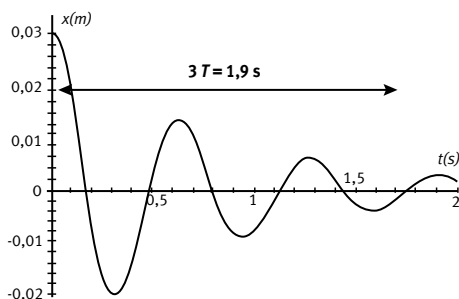
Courbe A



Courbe B

- ❶ La courbe B correspond à l'amortissement le plus important ; l'amplitude des oscillations diminue lorsque l'amortissement augmente.
- ❷ Courbe A : la pseudo-période est égale à 0,70 s ; courbe B : la pseudo-période augmente faiblement par rapport à la courbe A.

Activité 20 ❶ La pseudo-période T du mouvement correspond à deux passages du mobile par sa position d'équilibre.



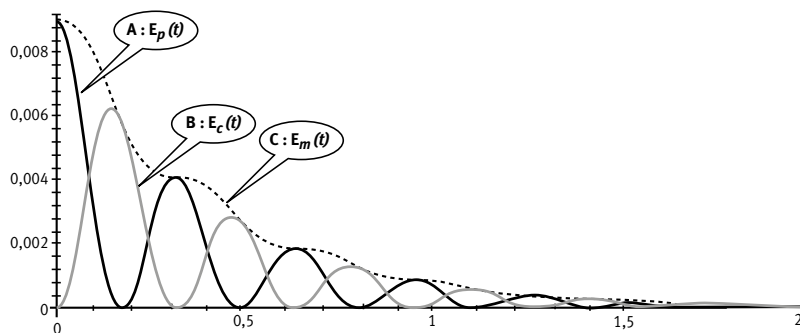
La pseudo-période T du mouvement est égale à : $T = 6,3 \cdot 10^{-1}$ s.

❷ L'énergie cinétique s'exprime par :

$$E_c(t) = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2$$

L'énergie potentielle s'exprime par :

$$E_p(t) = \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \frac{1}{2}k(x(t))^2.$$



Seule la courbe B passe par l'origine du repère à $t = 0$ s, donc $E_c(t)$ est représentée par la courbe B.

À l'instant de date $t = 0$, $E_c(0) = \frac{1}{2} m \left(\frac{dx}{dt}(0) \right)^2 = 0$ et $E_p(0) = \frac{1}{2} k(x(0))^2 = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ J}$; $E_p(t)$ est représentée par la courbe A.

La courbe C correspond à $E_m(t)$.

③ L'énergie mécanique s'exprime par : $E_m(t) = E_c(t) + E_p(t)$. À cause des frottements, le système perd progressivement de l'énergie au cours des oscillations, d'où la diminution de son énergie mécanique.

④ a) $E_c(t) = \frac{1}{2} mv^2$: lorsque la vitesse du mobile est maximale, il en est de même pour son énergie cinétique puisque celle-ci est proportionnelle à sa vitesse au carré.

L'observation de la figure 2 nous indique que l'énergie cinétique (courbe B) passe par un maximum à l'instant de date t_2 . La vitesse est donc maximale à la date t_2 .

b) Lorsque la vitesse du mobile est nulle, il en est de même pour son énergie cinétique. Or la courbe B de la figure 2 nous montre que l'énergie cinétique est nulle à l'instant de date t_1 .

La vitesse est donc nulle à la date t_1 .

⑤ La valeur f de la force de frottement est proportionnelle à la valeur de la vitesse puisque $f = h v$.

À l'instant de date t_1 , la vitesse est nulle ; il en est de même pour la valeur de la force de frottement.

À l'instant de date t_2 , la vitesse est maximale ; il en est de même pour la valeur de la force de frottement.

⑥ Le système perd progressivement de l'énergie au cours des oscillations, à cause des frottements, d'où la diminution de son énergie mécanique.

Lorsque la valeur de la force de frottement est nulle en t_1 , l'énergie mécanique ne diminue plus ; ensuite la perte d'énergie augmente car la valeur de la force de frottement augmente, ce qui justifie la forme « en escalier » de la courbe $E_m(t)$ de la figure 2.

Exercices d'apprentissage

Exercice 3 Oscillateur harmonique

- ❶ a) Les oscillations possèdent toujours la même amplitude : il s'agit d'oscillations non amorties (et sinusoïdales).

b) Système : solide S

Référentiel : terrestre considéré comme galiléen.

Le solide S est soumis à trois forces :

- le poids $\vec{P}$ vertical orienté vers le bas ;
- la force $\vec{R}$ exercée par l'air issu du rail, verticale et orientée vers le haut ;
- la force de rappel du ressort, $\vec{F} = -k(\ell - \ell_0)\vec{i} = -kx\vec{i}$.

c. La seconde loi de Newton appliquée au solide S s'écrit : $m\vec{a} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{F}$.

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox : $m \frac{d^2x}{dt^2} = 0 + 0 - k(\ell - \ell_0)$

$$\Rightarrow m \frac{d^2x}{dt^2} = -kx \Rightarrow m \frac{d^2x}{dt^2} + kx = 0 \text{ soit } \boxed{\frac{d^2x}{dt^2} + \frac{k}{m}x = 0}.$$

❷ a) On pose : $\omega_0^2 = \frac{k}{m} \Rightarrow \frac{d^2x}{dt^2} + \omega_0^2 x = 0$ soit : $\boxed{T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}}$.

b) $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{0,205}{10,0}} = 0,900 \text{ s.}$

c) On mesure la durée de 3 périodes $\Rightarrow T_0 = 0,89 \text{ s.}$

On obtient une valeur de T_0 très proche de celle de la question b.

- ❸ a) Le terme $\frac{1}{2}kx^2$ est l'énergie potentielle élastique du système solide-ressort.

Le terme $\frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2$ est l'énergie cinétique du solide S.

b) L'énergie mécanique est donnée par :

$$\frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}kx^2 = \frac{1}{2}m\left(-X_m\omega_0 \sin\left(2\frac{t}{T_0}\right)\right)^2 + \frac{1}{2}k\left(X_m \cos\left(2\frac{t}{T_0}\right)\right)^2 = \frac{1}{2}kX_m^2$$

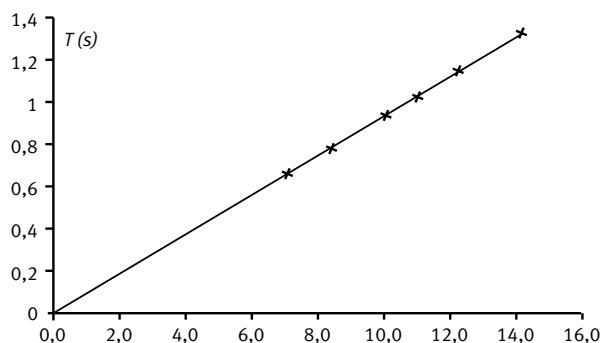
Elle est donc constante et égale à : $\frac{1}{2}kX_m^2$.

Exercice 4 Oscillateur vertical

- ❶ La période T augmente quand la masse augmente.

Lorsque la masse est multipliée par 4, la période est multipliée par 2.

- ❷ On représente graphiquement la période T en fonction de $\sqrt{m}$; on obtient une droite passant par l'origine.



On aurait pu aussi tracer T^2 en fonction de m ou calculer $\frac{T}{\sqrt{m}}$ pour toutes les valeurs du tableau.

La valeur de k s'obtient en considérant un point situé sur la courbe obtenue dans le b : $T^2 = 4\pi^2 \frac{m}{k} \Rightarrow k = 4\pi^2 \frac{m}{T^2}$

Application numérique : $k = 4,5 \text{ N.m}^{-1}$.

La période T s'exprime par : $T = 2\pi \sqrt{\frac{m}{k}}$ où k est une constante dépendant du ressort.

③ Sur la Lune la période d'une oscillation serait la même que sur Terre car l'intensité de la pesanteur n'intervient pas dans la formule donnant T .

④ La valeur de la masse qui permettrait d'avoir une période de 1 seconde :

$$T^2 = 4\pi^2 \frac{m}{k} \Rightarrow m = \frac{kT^2}{4\pi^2}.$$

Application numérique : $m = 114 \text{ g}$.

Chapitre 4

Activités

Activité 21

I. ① Votre vitesse par rapport au référentiel lié au train serait égale à $5,0 \text{ km.h}^{-1}$;
 $V_{\text{personne en mouvement/train}} = 5,0 \text{ km.h}^{-1}$.

② Votre vitesse par rapport au référentiel lié au quai de la gare serait égale à 15 km.h^{-1} ;

$$V_{\text{personne en mouvement/train}} = 15 \text{ km.h}^{-1}.$$

En mécanique newtonienne (celle que l'on étudie depuis la seconde), il existe une loi de composition des vitesses qui permet d'écrire :

$\vec{V}_{\text{personne en mouvement/quai}} = \vec{V}_{\text{personne en mouvement/train}} + \vec{V}_{\text{train/quai}}$; cette loi n'est pas à connaître.

II. ❶ La vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la particule est égale à $300\,000\text{ km.s}^{-1}$.

$$V_{\text{lumière}/\text{particule}} = 300\,000\text{ km.s}^{-1}.$$

❷ La vitesse de la lumière émise par rapport au référentiel lié à la Terre devrait être, si l'on appliquait les résultats de la question I2, $500\,000\text{ km.s}^{-1}$; en mécanique newtonienne : $\vec{V}_{\text{lumière}/\text{Terre}} = \vec{V}_{\text{lumière}/\text{particule}} + \vec{V}_{\text{particule}/\text{Terre}}$.

En fait, de la Terre la vitesse de la lumière est égale à $300\,000\text{ km.s}^{-1}$ au lieu des $500\,000\text{ km.s}^{-1}$ attendus.

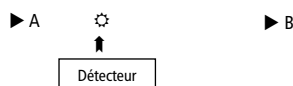
La vitesse de la lumière ne dépend pas du référentiel.

Activité 22

❶ Sur les schémas, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre le détecteur est égale à 1 s.

Par le calcul, on obtient : $V = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{d}{V} = 1\text{ s}$.

A $t_1 = 1\text{ s}$:



❷ Sur les schémas, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre la particule A est égale à 3 s.

A $t_3 = 3\text{ s}$:



❸ Dans le référentiel de la particule A, la durée nécessaire à la lumière de l'éclair pour atteindre la particule A est donnée par : $c = \frac{d}{\Delta t} \Rightarrow \Delta t = \frac{d}{c} = 1\text{ s}$

❹ Les deux durées trouvées sont différentes. Il y a un paradoxe ; l'éclair met une seconde ou trois secondes pour rattraper la particule A suivant le référentiel. La durée dépend du référentiel.

Activité 23

❶ Signification du sigle PHARAO : Projet d'Horloge Atomique par Refroidissement d'Atomes en Orbite.

❷ La précision de l'horloge atomique Pharaon s'obtient en divisant une seconde par 300 millions d'année (en seconde), ce qui donne :

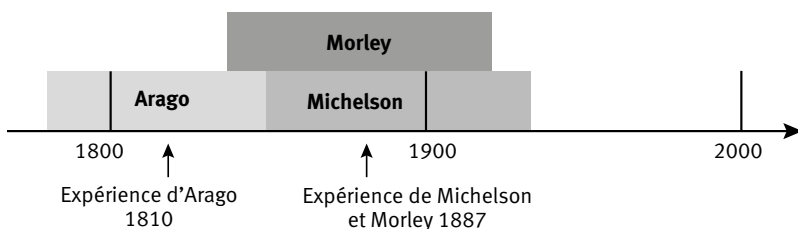
$$\frac{1}{300.10^6 \times 365 \times 24 \times 3600} = 1.10^{-16}.$$

❸ La mesure le temps est d'autant plus précise que cette vitesse des atomes est lente. Les atomes de césium sont donc ralentis en étant refroidis par laser.

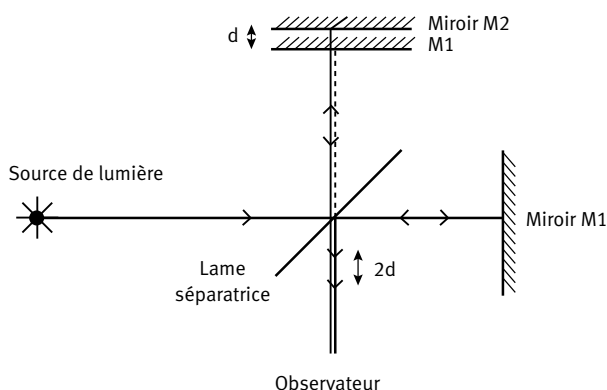
❹ Les atomes de césium interagissent avec des vibrations micro-ondes.

❺ La mesure du temps est d'autant plus précise que les atomes sont lents ; travailler en micropesanteur permet d'avoir des atomes qui retombent très lentement, l'effet de la pesanteur étant très faible.

Activité 24



Arago (1786-1853) observa la déviation par un prisme de la lumière de différentes étoiles à différentes époques de l'année ; les expériences furent réalisées vers l'année 1810 ; il ne vit aucun effet. Mais même si l'on pouvait penser que les étoiles émettaient toutes la lumière avec la même vitesse, éliminant ainsi un des problèmes, pourquoi ne voyait-on aucune différence dans la déviation de leur lumière par le prisme au cours de l'année ?



Source : Wikipédia

Les physiciens pensaient à cette époque que la lumière avait un support matériel (l'éther) pour se déplacer.

Les Américains Michelson (1852-1931) et Morley (1838-1923) ont cherché à mettre en évidence la différence de vitesse de la lumière entre deux directions perpendiculaires (voir schéma) et à deux périodes espacées de 6 mois ; ils ont montré que cette différence était nulle. Le résultat est définitivement admis en 1887.

Cela montrait aussi que la vitesse de la lumière était la même dans toutes les directions.

L'interprétation de ce résultat a conduit les physiciens à mettre en doute l'existence de l'éther.

Cette expérience est l'une des plus importantes de la physique ; Michelson reçut le prix Nobel de physique en 1907.

Activité 25

❶ D'après la théorie de la relativité restreinte d'Einstein, la vitesse de propagation de la lumière dans le vide est indépassable. Ce résultat mettait en cause toute une théorie qui avait été confirmée par de nombreuses expériences.

D'autres expériences avaient montré que les neutrinos venant de l'espace se propageaient exactement à la vitesse de la lumière (neutrinos reçus lors de l'explosion d'une supernova).

❷ Des particules peuvent aller plus vite que la lumière dans les milieux matériels. Ce qui serait nouveau, c'est d'aller plus vite que c (vitesse de la lumière dans le vide).

Activité 26

- ❶ Les deux événements à prendre en compte pour connaître la durée propre sont la naissance et la désintégration du muon.
- ❷ Les deux événements se produisent au même point de l'espace dans le référentiel lié au muon.
- ❸ La durée propre est : $\Delta t_P = 2,2 \text{ } \mu\text{s}$; le muon est au repos dans le référentiel lié au muon.

Si l'observateur suivait le muon (muon au repos) sa durée de vie serait de $2,2 \cdot 10^{-6} \text{ s}$.

- ❹ Le muon se déplace à la vitesse v par rapport au laboratoire mais le laboratoire se déplace aussi à la vitesse v par rapport au muon (dans l'autre sens) ; le référentiel qui se déplace à la vitesse v est en fait le référentiel du laboratoire.

- ❺ La durée dilatée correspondant à Δt_m est : $5,05 \text{ } \mu\text{s}$. Pour un observateur situé dans le laboratoire sa durée de vie est plus grande, que sa durée de vie au repos.

$$\Delta t_m = \frac{\Delta t_P}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}} = 5,05 \cdot 10^{-6} \text{ s}.$$

Activité 27

Véhicule de M'	Vitesse v	γ	$\Delta t'$
Voiture	100 km/h = 27,8 m/s	0,9999999999999999	1h
Vitesse orbitale de la Terre	30 km/s = 30 000 m/s	0,999999995	1h
Fusée	150 000 km/s = $1,5 \cdot 10^8 \text{ m/s}$	0,866	51 min 58 s
Particule	$0,9994 \cdot c$	0,0346	2 min 4 s

Exercices d'apprentissage

Exercice 5

Si l'observateur suivait le muon (muon au repos) sa durée de vie serait de $2,2 \cdot 10^{-6} \text{ s}$. Pour un observateur dans le laboratoire sa durée de vie est plus grande :

$$\Delta t_m = \frac{\Delta t_P}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}} = 2,75 \cdot 10^{-6} \text{ s}.$$

Exercice 6

La vitesse de la particule dans le laboratoire s'exprime par : $v = \frac{d}{\Delta t}$.

$$\text{A.N. : } v = 2,60 \cdot 10^7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}.$$

$$\text{Sa durée de vie propre s'écrit : } \Delta t_P = \frac{\Delta t}{\gamma} = \Delta t \sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}.$$

$$\text{A.N. : } \Delta t_P = 1,99 \cdot 10^{-7} \text{ s}.$$

Chapitre 5

Exercices de synthèse

Exercice 1 Le jeu du boulet

❶ On étudie le système boulet dans un référentiel terrestre, supposé galiléen.

Le boulet est soumis :

- à son poids $\vec{P}$ (de direction verticale, sens vers le bas, de valeur $P = m.g$)
- à la réaction $\vec{R}$ du plan incliné (de direction perpendiculaire au plan car les frottements sont négligés, sens vers le haut, de valeur R).

❷ L'énergie potentielle de pesanteur au point A s'écrit : $E_{pp}(A) = mgh_A$ avec $h_A = D \sin \alpha$.

soit : $E_{pp}(A) = mgD \sin \alpha$. A.N. : $E_{pp}(A) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ J}$.

❸ L'énergie mécanique du système au point A s'écrit :

$$E_m(A) = E_{pp}(A) + E_c(A) = mgD \sin \alpha + \frac{1}{2}mv_A^2 \text{ avec } v_A = 0.$$

$\Rightarrow E_m(A) = E_{pp}(A)$. A.N. : $E_m(A) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ J}$.

❹ Les frottements étant négligés au cours du mouvement, l'énergie mécanique se conserve.

$\Rightarrow E_m(A) = E_m(B)$. A.N. : $E_m(B) = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ J}$.

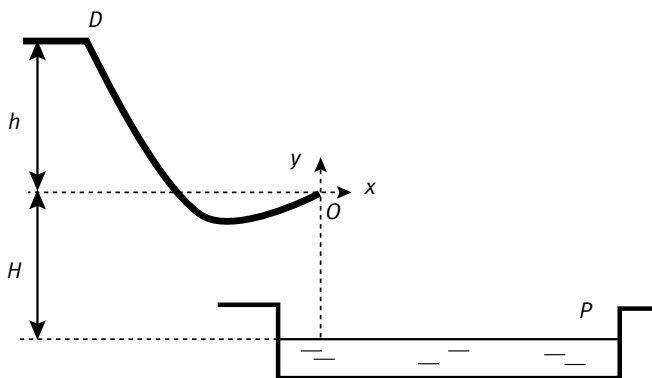
$$\textcircled{5} E_{cA} + E_{pA} = E_{cB} + E_{pB} \Rightarrow \frac{1}{2}mv_A^2 + mgz_A = \frac{1}{2}mv_B^2 + mgz_B.$$

La vitesse initiale est nulle de même que $z_B \Rightarrow \frac{1}{2}mv_B^2 = mgh_A$ soit $v_B = \sqrt{2gh_A}$.

L'expression de la vitesse au point B est bien : $v_B = \sqrt{2gD \sin \alpha}$.

Exercice 2 Un toboggan de plage

1. Mouvement de l'enfant entre D et O



- ❶ L'origine de l'énergie potentielle de pesanteur est prise au point O : $E_{ppO} = 0$ J pour $y_0 = 0$ m.

Au point D, l'énergie potentielle de pesanteur s'écrit : $E_{pp}(D) = mgh$

- ❷ L'énergie mécanique au point D s'écrit : $E_{mD} = E_{ppD} + E_{CD} = \frac{1}{2}mv_D^2 + mgh$.
L'enfant part en D sans vitesse initiale d'où : $E_{mD} = mgh$.

- ❸ L'énergie mécanique au point O s'écrit : $E_{mO} = E_{ppO} + E_{CO} = \frac{1}{2}mv_O^2 + 0$
 $\Rightarrow E_{mO} = \frac{1}{2}mv_O^2$.

- ❹ Les frottements étant négligés au cours du mouvement, l'énergie mécanique se conserve.

$$E_{mD} = E_{mO} \Rightarrow \frac{1}{2}mv_O^2 = mgh \text{ soit } v_O = \sqrt{2gh}.$$

- ❺ A.N. : $v_O = 10 \text{ m.s}^{-1}$.

- ❻ En réalité les forces de frottement de l'enfant avec le toboggan (et l'air) ne sont pas négligeables au cours du mouvement. L'énergie mécanique n'est pas conservée : elle diminue au cours du mouvement car une partie de l'énergie mécanique est transformée.

Exercice 3 Mouvement d'une balle de hockey sur gazon

- ❶ Énergie potentielle de pesanteur : $E_p = mgz$.

Énergie mécanique $E_M = \frac{1}{2}mv^2 + mgz$.

- ❷ Au point B : $E_M(B) = 16 \text{ J}$.

- a) En négligeant les actions de l'air, la seule force s'exerçant sur la balle est une force conservative ; l'énergie mécanique est constante au cours du mouvement de la balle.

b) $E_M = E_M(B) = E_M(S) \Rightarrow E_M = \frac{1}{2}mv_S^2 + mgz_{\max} \Rightarrow z_{\max} = \frac{1}{g} \left(\frac{E_M}{m} - \frac{v_S^2}{2} \right)$.

A.N. : $z_{\max} = 2,9 \text{ m}$.

Exercice 4 Le casting

- ❶ Poids $\vec{P}$:

- direction : verticale ;
- sens : vers le bas ;
- valeur : $P = mg$.

- ❷ Appliquons la 2^e loi de Newton appliquée au plomb de masse m , dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen : $m\vec{a} = \vec{P} \Rightarrow \vec{a} = \vec{g}$.

En projection sur les axes (Ox) et (Oz) vertical orienté vers le haut, il vient :

$$\vec{a} \begin{cases} a_x = 0 \\ a_z = -g \end{cases}$$

③ Par définition, $\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt}$ il vient $\vec{a} \begin{cases} a_x = 0 = \frac{dv_x}{dt} \\ a_z = -g = \frac{dv_z}{dt} \end{cases} \Rightarrow \vec{v} \begin{cases} v_x = C_1 \\ v_z = -gt + C_2 \end{cases}$

À $t = 0$, le plomb est au point H : le vecteur vitesse $\vec{v}_H$ a pour coordonnées :

$$\vec{v}_H \begin{cases} v_{Hx} = v_H \cos \alpha \\ v_{Hz} = v_H \sin \alpha \end{cases}$$

Et comme $\vec{v}(t=0) = \vec{v}_H$ il vient : $\vec{v}(0) \begin{cases} v_x(0) = C_1 = v_H \cos \alpha \\ v_z(0) = 0 + C_2 = v_H \sin \alpha \end{cases}$

Finalement : $\vec{v} \begin{cases} v_x = v_H \cos \alpha \\ v_z = -gt + v_H \sin \alpha \end{cases}$

Expression de la vitesse : $v = \sqrt{v_x^2 + v_z^2} \Rightarrow v = \sqrt{(v_H \cos \alpha)^2 + (-gt + v_H \sin \alpha)^2}$

soit : $v(t) = \sqrt{v_H^2 + g^2 t^2 - 2gtv_H \sin \alpha}$.

④ Par définition $\vec{v} = \frac{d\vec{OM}}{dt}$ alors : $\vec{v} \begin{cases} v_x = \frac{dx}{dt} = v_H \cos \alpha \\ v_z = \frac{dz}{dt} = -gt + v_H \sin \alpha \end{cases}$

donc $\vec{OM} \begin{cases} x = v_H (\cos \alpha) t + D_1 \\ z = -\frac{1}{2}gt^2 + v_H (\sin \alpha) t + D_2 \end{cases}$

Or, à $t = 0$, le plomb est au point H de coordonnées : $\vec{OH} \begin{cases} x_H = 0 \\ z_H = h \end{cases}$

Comme $\vec{OM}(0) = \vec{OH}$, il vient $\vec{OM}(0) \begin{cases} 0 = 0 + D_1 \\ h = 0 + 0 + D_2 \end{cases}$ et finalement :

$\vec{OM} \begin{cases} x = v_H (\cos \alpha) t \\ z = -\frac{1}{2}gt^2 + v_H (\sin \alpha) t + h \end{cases}$

Pour x_{max} , $z = 0 \Rightarrow \frac{1}{2}gt^2 - v_H (\sin \alpha) t - h = 0 \Rightarrow 4,905.t^2 - 34,01.t - 6,00 = 0$

$\Rightarrow$ Solutions : $t_{max} = 7,11$ s et $t = -0,17$ s (impossible)

Lorsque le plomb touche le sol, $t_{max} = 7,11$ s donc $x_{max} = v_H (\cos \alpha) t_{max}$ soit $x_{max} = 203$ m.

⑤ Équation de la trajectoire $z(x)$:

$t = \frac{x}{v_H \cos \alpha}$ alors $z(x) = -\frac{1}{2}g \left(\frac{x}{v_H \cos \alpha} \right)^2 + v_H \sin \alpha \frac{x}{v_H \cos \alpha} + h$ soit :

$z(x) = -\frac{g}{2v_H^2 \cos^2 \alpha} x^2 + (\tan \alpha) x + h$

Il s'agit de l'équation d'une parabole. En supposant g constant, les paramètres de lancement qui jouent un rôle dans le mouvement du projectile sont l'angle α , la hauteur de lancement h et la vitesse initiale v_H .

❶ a) L'énergie potentielle de pesanteur est nulle au niveau du sol. L'énergie potentielle de pesanteur du plomb au point H, situé à la hauteur h par rapport au sol, est alors : $E_{pp}(H) = mgh$.

b) L'énergie cinétique du plomb au point H est : $E_c(H) = \frac{1}{2}mv_H^2$.

c) L'énergie mécanique du plomb au point H est : $E_m(H) = mgh + \frac{1}{2}mv_H^2$.

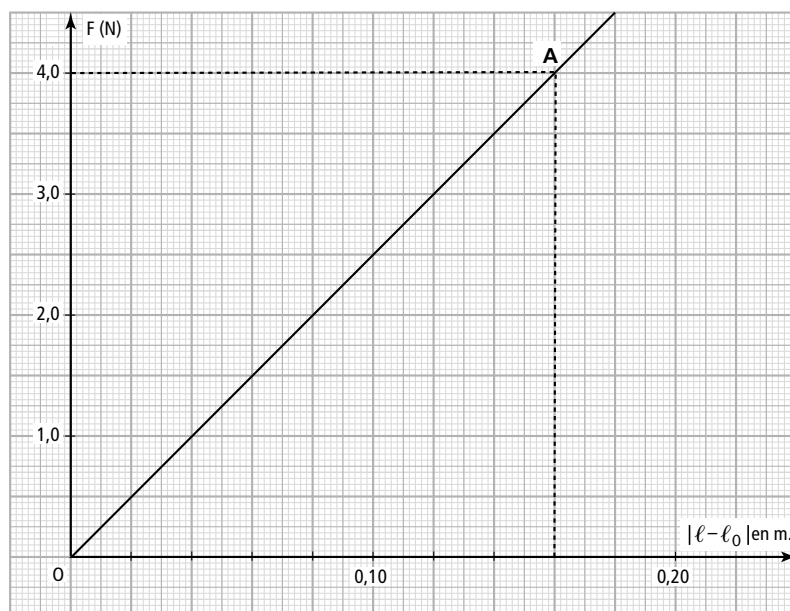
d) La seule force agissant sur le système est conservative ; il y a donc conservation de l'énergie mécanique : $E_m(S) = E_m(H)$.

$$E_m(S) = 0 + \frac{1}{2}mv_S^2 \Rightarrow \frac{1}{2}mv_S^2 = mgh + \frac{1}{2}mv_H^2 \text{ ce qui donne : } v_S = \sqrt{v_H^2 + 2gh}.$$

A.N. : $v_S = 45,7 \text{ m.s}^{-1}$.

Exercice 5 Constante de raideur

❶ La représentation graphique est une droite passant par l'origine d'équation : $F = k|\Delta\ell| = k(\ell - \ell_0)$ où k est le coefficient directeur de la droite.

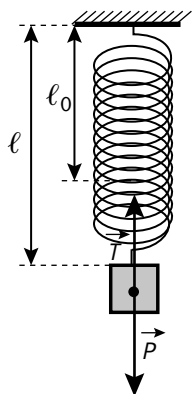


❷ La constante de raideur du ressort vaut : $k = 25,0 \text{ N.m}^{-1}$ (il suffit de prendre un point sur la courbe ; le rapport $\frac{F}{|\Delta\ell|}$ donne alors la valeur de k) (exemple : le point A).

❸ Nous pouvons soit utiliser la représentation graphique en reportant la valeur 10 cm en abscisse (la valeur de F est donnée en ordonnée), soit utiliser la valeur de k en effectuant un calcul direct : $F = k|\Delta\ell|$ ce qui donne $F = 2,50 \text{ N}$.

Exercice 6 Force exercée par un ressort

- ❶ La relation de proportionnalité entre la valeur de la force exercée par le ressort sur la bille et l'allongement du ressort n'existe que si le ressort est à spires non jointives.
- ❷ L'action du ressort sur le cylindre est modélisée par le vecteur force $\vec{T}$ qui a pour caractéristiques :
 - sa direction : l'axe du ressort,
 - son sens va du point d'application vers le haut si le ressort est étiré,
 - sa valeur ou son intensité est proportionnelle à l'allongement $|\Delta\ell| = \ell - \ell_0$ du ressort : $T = k(\ell - \ell_0)$.



Application numérique : $T = 1,97 \text{ N}$.

Pour représenter ce vecteur force sur un schéma, il faut choisir une échelle ; prenons, par exemple, 1 cm qui correspond à 1 N.

- ❸ Les caractéristiques du vecteur force sont celles du poids du cylindre ; la direction est la verticale, le sens est vers le bas et la valeur est : $P = mg$.

Application numérique : $P = 1,97 \text{ N}$.

Exercice 7 Influence de la masse suspendue au ressort

La pseudo-période est plus importante pour la courbe 3 ($\approx 0,80 \text{ s}$) et moins importante pour la courbe 2 ($\approx 0,48 \text{ s}$). On sait que la pseudo-période est proche de la période propre de l'oscillateur ; comme la période propre de l'oscillateur augmente avec la masse m puisque : $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$, la courbe 1 correspond à la masse m_2 , la courbe 2 correspond à la masse m_1 , la courbe 3 correspond à la masse m_3 .

Exercice 8 Influence de la masse suspendue au ressort

La pseudo-période est plus importante pour la courbe 3 ($\approx 0,94 \text{ s}$) et moins importante pour la courbe 1 ($\approx 0,5 \text{ s}$). La pseudo-période est proche de la période propre de l'oscillateur ; comme la période propre de l'oscillateur diminue lorsque la constante k augmente puisque : $T_0 = 2\pi\sqrt{\frac{m}{k}}$, la courbe 1 correspond à la constante k_3 , la courbe 2 correspond à la constante k_1 , la courbe 3 correspond à la constante k_2 .

Exercice 9 ❶ Étude expérimentale.

- a) Il s'agit d'un mouvement périodique.
- b) Condition initiale : $X_0 = 10 \text{ cm}$.
- c) Période du mouvement : $T = 625 \text{ ms}$.

② Étude théorique.

a) Les forces appliquées au mobile autoporteur sont :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action d'un coussin d'air,
- la force $\vec{F}$ exercée par le ressort.

Dans le référentiel galiléen considéré, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G :

$$m\vec{a}_G = \sum \vec{F}_{ext}$$

$$\sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{F}; \text{ les deux forces } \vec{P} \text{ et } \vec{R} \text{ se compensent : } \sum \vec{F}_{ext} = \vec{F}$$

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox, O étant la position de repos du centre d'inertie G ($(x - \ell_0) = X$) :

$$m \frac{d^2 X}{dt^2} \vec{i} = -k(x - \ell_0) \vec{i} = -kX \vec{i} \Rightarrow \frac{d^2 X}{dt^2} + \frac{k}{m} X = 0$$

La solution de cette équation différentielle est de la forme : $X = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$;

X_m et φ sont déterminés par les conditions initiales : $X = X_0 \cos(\omega_0 t)$.

La période propre T_0 s'exprime par : $T_0 = 2\pi \sqrt{\frac{m}{k}}$.

A.N. : $T_0 = 0,63$ s. On retrouve la même valeur qu'au ① c).

② b) $\delta W(\vec{F}) = -dE_p$ ce qui nous donne en intégrant : $\Delta E_p = -W(\vec{F})$.

Recherchons l'énergie potentielle associée à $\vec{F} = -k(x - \ell_0)\vec{u}_x$:

$$dE_p = -\vec{F} \cdot d\vec{r} \text{ soit } E_p = \frac{1}{2}k(x - \ell_0)^2 + \text{cte} \Rightarrow E_p = \frac{1}{2}k(x - \ell_0)^2.$$

On a choisi $E_p = 0$ pour $x = \ell_0$.

Théorème de l'énergie mécanique : $\Delta E_m = -W(\vec{F}_{non\ conservative})$.

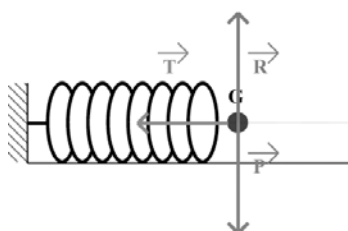
Il y aura conservation de l'énergie mécanique :

- si la somme des travaux de toutes les forces non conservatives est nulle ;
- ou s'il n'y a aucune force non conservative.

$$\Delta E_m = -W(\vec{F}_{non\ conservative}) = 0 \Rightarrow E_m = \text{constante} \Rightarrow \frac{dE_m}{dt} = 0.$$

$$\frac{d}{dt} \left(\frac{1}{2} m \left(\frac{dX}{dt} \right)^2 + \frac{1}{2} k X^2 \right) = 0 \Rightarrow \frac{2}{2} m \frac{d^2 X}{dt^2} \frac{dX}{dt} + \frac{2}{2} k X \frac{dX}{dt} = 0 \Rightarrow \frac{d^2 X}{dt^2} + \frac{k}{m} X = 0$$

Exercice 10



❶ Les forces exercées sur le mobile sont :

- le poids $\vec{P}$ du mobile,
- la force $\vec{R}$ modélisant l'action du support (rail de guidage),
- la force $\vec{T}$ exercée par le ressort.

Les forces ont été représentées au centre d'inertie G.

❷ Dans le référentiel terrestre considéré comme galiléen, appliquons la deuxième loi de Newton au centre d'inertie G : $m\vec{a}_G = \sum \vec{F}_{ext} = \vec{P} + \vec{R} + \vec{T}$.

On projette cette relation vectorielle sur l'axe Ox, O étant la position de repos du

centre d'inertie G : $m \frac{d^2x}{dt^2} \vec{i} = -k(\ell - \ell_0) \vec{i}$ avec $((\ell - \ell_0) = x)$.

L'équation différentielle du mouvement s'écrit : $m \frac{d^2x}{dt^2} + kx = 0$

soit $\boxed{\frac{d^2x}{dt^2} + \frac{k}{m}x = 0}$.

❸ x_m correspond à l'amplitude des oscillations ; elle s'exprime en mètres (m).

φ est la phase à l'origine en radian.

❹ $\omega_0^2 = \frac{k}{m} \Rightarrow x = x_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$.

À l'instant de date $t = 0$, $x(0) = 3,0 \cdot 10^{-2}$ m puisque le ressort est écarté de 3,0 cm.

Le ressort est lâché sans vitesse initiale ; nous avons donc : $\frac{dx}{dt}(0) = 0$.

Ces deux conditions initiales nous permettent de déterminer x_m et φ .

$x(0) = x_m \cos(0 + \varphi) = x_m \cos \varphi$.

$\frac{dx}{dt} = -x_m \omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi) \Rightarrow \frac{dx}{dt}(0) = -x_m \omega_0 \sin \varphi = 0 \Rightarrow \sin \varphi = 0 \Rightarrow \varphi = 0$
(ou π)

On choisit $\varphi = 0 \Rightarrow x_m \cos 0 = x(0) \Rightarrow x_m = 3,0 \cdot 10^{-2}$ m ($x_m > 0$).

❺ La période propre s'exprime par : $\boxed{T_0 = 2\pi \sqrt{\frac{m}{k}}}$.

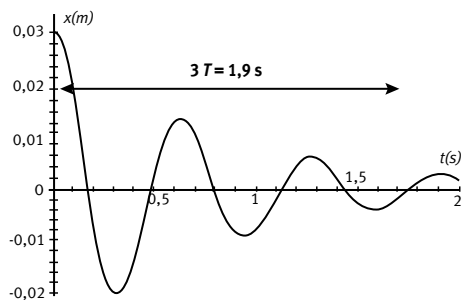
Application numérique : $T_0 = 6,3 \cdot 10^{-1}$ s.

❻ L'énergie cinétique s'exprime par : $E_c(t) = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}m\left(\frac{dx}{dt}\right)^2$.

L'énergie potentielle s'exprime par : $E_p(t) = \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \frac{1}{2}k(x(t))^2$.

❼ L'énergie mécanique s'exprime par :

$E_m = \frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}k(\ell - \ell_0)^2 = \frac{1}{2}mv^2 + \frac{1}{2}kx^2$
 $= \frac{1}{2}m(-x_m \omega_0 \sin(\omega_0 t + \varphi))^2 + \frac{1}{2}k(x_m \cos(\omega_0 t + \varphi))^2 \Rightarrow \boxed{E_m = \frac{1}{2}kx_m^2}$.



- ⑧ La pseudo-période T du mouvement correspond à deux passages du mobile par sa position d'équilibre.

La pseudo-période T du mouvement est égale à :
 $T = 6,3 \cdot 10^{-1} \text{ s}$.

La pseudo-période est identique à la période propre calculée en 5.



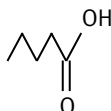
C Corrigé séquence 7

Chapitre 1

Tests ① QCM 1

La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un alcool primaire.
- c) est un alcool secondaire.
- d) s'appelle le pentan-1-ol.
- e) s'appelle l'acide pentanoïque.
- f) a pour formule topologique :



② QCM 2

La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un alcool primaire.
- c) est un alcool secondaire.
- d) s'appelle le butan-1-ol.
- e) s'appelle le butan-2-ol.
- f) a pour formule topologique :



③ QCM 3

La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un alcool primaire.
- c) est un alcool secondaire.
- d) est une amine primaire.
- e) s'appelle le butan-1-ol.
- f) s'appelle la propanamine.
- g) s'appelle l'acide butanoïque.
- h) a pour formule topologique :



4 QCM 4

La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un aldéhyde.
- c) s'appelle la pentan-2-one.
- e) s'appelle la pentan-4-one.
- f) est une cétone.

g) a pour formule topologique :



5 QCM 5

La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un aldéhyde.
- c) s'appelle l'acide pentanoïque.
- d) s'appelle le 3-méthylpentanal.
- e) s'appelle le butanal.

f) a pour formule topologique :



6 QCM 6

La molécule de formule $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOC}_2\text{H}_5$:

- a) est un acide carboxylique.
- b) est un ester.
- c) s'appelle l'acide 2-méthylpentanoïque.
- d) s'appelle le pentanoate d'éthyle.
- e) s'appelle le pentanoate de méthyle.

7 QCM 7

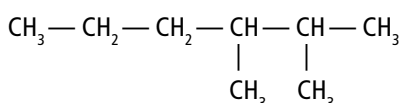
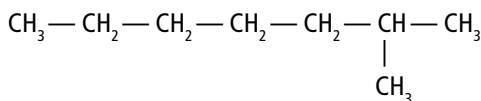
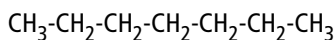
La molécule de formule $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-NH}_2$:

- a) est un amide.
- b) est un ester.
- c) s'appelle le butanamide.
- d) s'appelle le pentanoate d'éthyle.
- e) s'appelle le butanal.

Chapitre 2

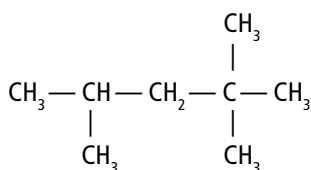
Activités

Activité 1 ❶ Trouver la formule développée de trois isomères de formule C_8H_{18} :



❷ Écrire la formule semi-développée de l'octane :

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ ainsi que du 2,2,4-triméthylpentane.



Ces molécules sont isomères entre elles car elles possèdent la même formule brute C_8H_{18} mais des enchaînements d'atomes différents.

❸ Une molécule détonante est de structure linéaire tandis qu'une molécule peu détonante est ramifiée.

Activité 2 Il s'agit du pentane : $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$.

Activité 3 $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \longrightarrow 2 CH_3-CH=CH_2 + CH_2=CH_2 + H_2$

Activité 4 Par ramification du pentane, on peut obtenir le diméthylpropane : $CH_3-\underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{C}-CH_3$

Activité 5 Le motif du polymère : $\left[\begin{array}{cc} H & Cl \\ | & | \\ -C & -C- \\ | & | \\ H & H \end{array} \right]_n$

Activité 6 ❶ Le réactif est un alcène tandis que les produits sont respectivement un aldéhyde et une cétone.

❷ Il y a eu modification de chaîne car la chaîne carbonée du réactif a été modifiée (brisée).

Exercices d'apprentissage

Exercice 1

- ❶ $\text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO}$: modification de groupe caractéristique.
- ❷ $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$: modification de groupe caractéristique.
- ❸ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$: modification de chaîne.
- ❹ $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$: modification de groupe caractéristique.

Exercice 2

Le méthanol

- ❶ Formule semi-développée du méthanol : $\text{CH}_3\text{-OH}$.
- ❷ a) Oxydation en méthanal $\text{CH}_3\text{-CHO}$: modification de groupe caractéristique.
b) Substitution en chlorométhane $\text{CH}_3\text{-Cl}$: modification de groupe caractéristique.
c) Substitution en méthylamine $\text{CH}_3\text{-NH}_2$: modification de groupe caractéristique.
d) Déshydratation intermoléculaire et formation de MTBE : modification de groupe caractéristique ainsi que de chaîne.

Exercice 3

L'éthène

- ❶ Formule semi-développée : $\text{CH}_2=\text{CH}_2$.
- ❷ a) Oxydation en éthanol $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ (solvants) : modification de groupe caractéristique.
b) Polymérisation en polyéthylène (films plastiques) : modification de chaîne.
c) Chloration en chlorure de vinyle $\text{CH}_2=\text{CH-Cl}$: modification de groupe caractéristique.

Exercice 4

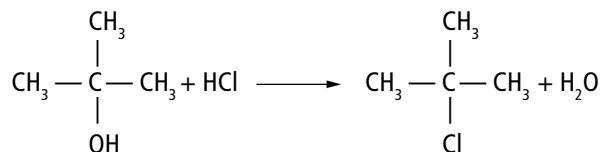
Fabrication d'un savon

La chaîne carbonée du corps gras et du glycérol est identique ; le corps gras possède trois groupes ester tandis que le glycérol contient trois fonctions alcool, donc il se produit une modification de groupe caractéristique.

Chapitre 3

Activités

Activité 7 ① Équation chimique de la réaction :



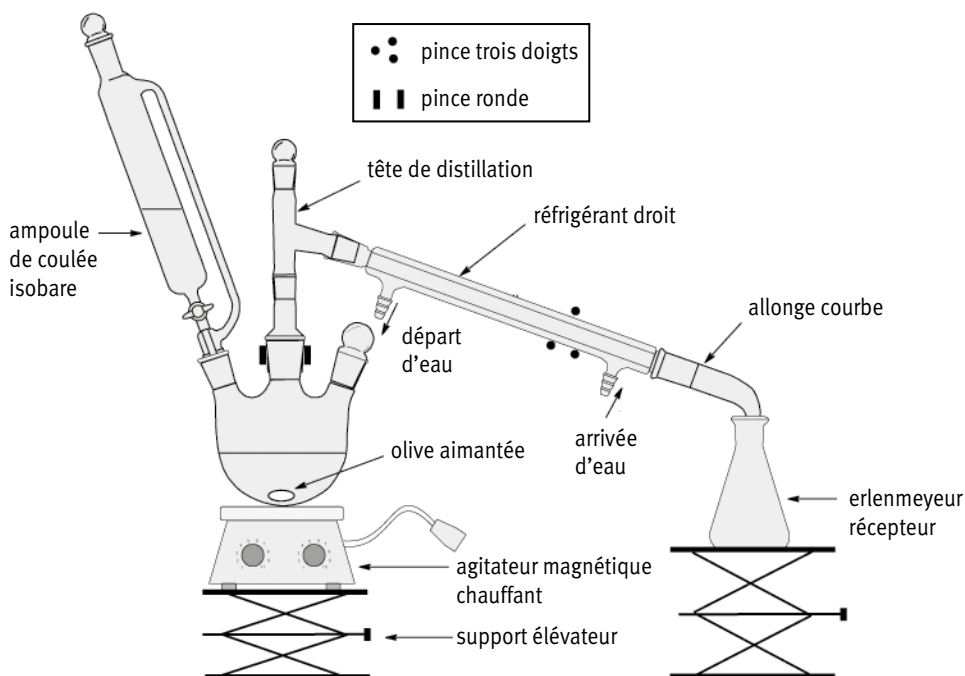
② Il s'agit d'une réaction de substitution car un groupe OH est remplacé par un atome Cl sur le substrat.

Activité 8 ① La quantité (mol) de 2-méthylpropan-2-ol placé dans le ballon est :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{0,79 \times 30}{74,1} = 0,32 \text{ mol}$$

② Sachant que l'acide chlorhydrique est en large excès, la quantité maximale de 2-chloro-2-méthylpropane que l'on pourrait obtenir est égale à la quantité initiale de l'alcool : 0,32 mol.

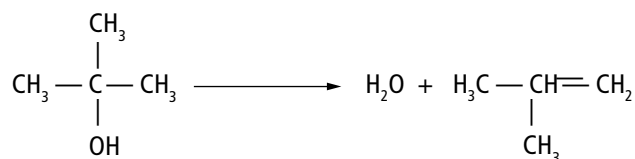
③ Il s'agit d'un montage de distillation :



④ La formule brute du composé obtenu C_4H_8 permet d'envisager un alcène. Trois composés isomères peuvent être envisagés :

- le but-1-ène de formule semi-développée $H_3C - CH_2 - CH = CH_2$;
- le but-2-ène de formule semi-développée $H_3C - CH = CH - CH_3$;
- le 2-méthylpropène de formule semi-développée $H_3C - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH} = CH_2$.

Compte tenu de la structure du réactif, l'équation de réaction la plus plausible est la suivante :



Cette réaction est une réaction d'élimination.

Exercice d'apprentissage

Exercice 5

Réactifs	Produit(s)	Réaction
$H_2C=CH_2 + HCl$	H_3C-CH_2Cl	Addition
H_3C-CH_2Cl	$H_2C=CH_2 + HCl$	Élimination
$H_3C-NH_2 + CH_3Cl$	$H_3C-NH-CH_3 + HCl$	Substitution

Exercice 6

Réactifs	Produit(s)	Réaction
$C_6H_6 + HNO_3$	$C_6H_5-NO_2 + H_2O$	Substitution
$H_3C-CH_2-CH=CH-CH_3 + H_2$	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	Addition
$C_6H_6 + 3 H_2$	C_6H_{12}	Addition

Chapitre 4

Activité 9

Deux atomes différents, pouvant engager chacun une liaison ionique avec l'atome de fluor : le sodium et le calcium ; en effet, leur électronégativité est très inférieure à celle du fluor, aussi les composés obtenus seront : $Na^+ + F^-$ et $Ca^{2+} + 2 F^-$.

Activité 10

Deux atomes différents autres que l'hydrogène, pouvant engager chacun une liaison covalente peu ou pas polaire avec l'atome de carbone : le soufre S et le sélénium Se car leur électronégativité est proche de celle du carbone.

Exercices d'apprentissage

- Exercice 7**
- a) C-H : différence d'électronégativité égale à $2,5 - 2,2 = 0,3 < 0,4$, donc liaison considérée comme apolaire.
 - b) C-O : $X_O = 3,4 > X_C = 2,5$ et $\Delta X = 0,9$, donc liaison polarisée avec charge δ^- sur O et δ^+ sur C.
 - c) O-H : $X_O = 3,4 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 1,2$, donc liaison polarisée avec charge δ^- sur O et δ^+ sur H.
 - d) N-H : $X_N = 3,0 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 0,8$, donc liaison polarisée avec charge δ^- sur N et δ^+ sur H.
 - e) C-N : $X_N = 3,0 > X_C = 2,5$ et $\Delta X = 0,5$, donc liaison polarisée avec charge δ^- sur N et δ^+ sur C.
 - f) O-N : $\Delta X = 0,4$; δ^- sur l'atome O et δ^+ sur N.
 - g) H-Cl : $X_{Cl} = 3,2 > X_H = 2,2$ et $\Delta X = 1,0$, donc liaison polarisée avec charge δ^- sur Cl et δ^+ sur H.
 - h) O-Cl : $X_O = 3,4 > X_{Cl} = 3,2$ et $\Delta X = 0,2$, donc liaison considérée comme apolaire.

- Exercice 8**
- Liaisons polarisées et sites donneurs et accepteurs de doublet d'électrons :
- a) Ion hydroxyde HO^- : la liaison O-H est polarisée avec une charge $-$ sur O donc : site donneur sur O.
 - b) Chlorure d'hydrogène H-Cl : liaison polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur H.
 - c) Eau H_2O : liaisons O-H polarisées avec sites accepteurs sur H et site donneur sur O.
 - d) Ammoniac NH_3 : liaisons N-H polarisées avec sites accepteurs sur H et site donneur sur N.
 - e) Méthane CH_4 : liaisons C-H apolaires, donc pas de site donneur ou accepteur.

- Exercice 9**
- a) Chlorure d'éthanoyle : liaisons O-C et Cl-C polarisées, donc sites donneurs : Cl et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O et Cl.
 - b) Chlorométhane : CH_3-Cl : liaison C-Cl polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur C.
 - c) Méthylamine : CH_3-NH_2 : liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.
 - d) Propanone : liaison $C=O$ polarisée avec site donneur sur O et site accepteur sur C.
 - e) Acide éthanoïque CH_3-COOH : liaisons O-C et $O=C$ polarisées, donc sites donneurs : O et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O. De même, H site accepteur car liaison O-H polarisée.

Chapitre 5

Activité 11

- 1 L'ion hydroxyde possède une charge électrique négative sur l'atome d'oxygène. Il s'agit d'un site donneur d'électrons.
- 2 Un atome de carbone est moins électronégatif qu'un atome d'oxygène. L'atome de carbone fonctionnel de la molécule d'ester est un site accepteur d'électrons.

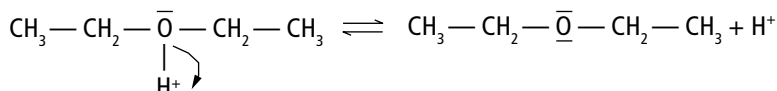
Activité 12

- 1 L'équation de réaction : $2 \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ obtenu en sommant les 3 étapes du mécanisme.
- 2 Type de réaction : substitution.
- 3 Une des espèces chimiques entrant en jeu dans le mécanisme n'est ni un réactif ni un produit : c'est le catalyseur H^+ .

Activité 13

Étape a) : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}_2^+$

Étape c) :

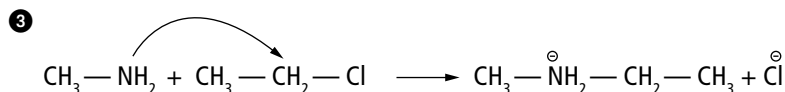


Exercices d'apprentissage

Exercice 10

Réaction d'alkylation d'Hofmann

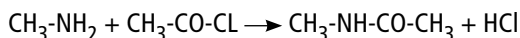
- 1 Méthylamine : $\text{CH}_3\text{-NH}_2$: liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.
- 2 Chloroéthane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-Cl}$: liaison C-Cl polarisée avec site donneur sur Cl et site accepteur sur C.



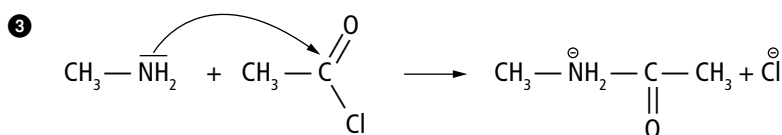
Exercice 11

Synthèse d'un amide

La synthèse d'un amide consiste en la réaction entre une amine et un dérivé d'acide carboxylique comme un chlorure d'acide d'équation chimique :



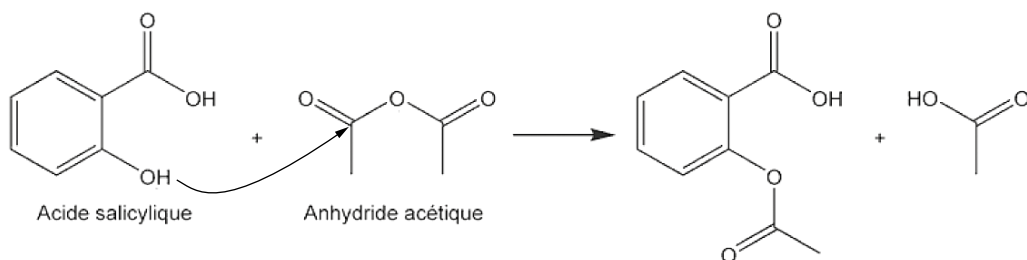
- 1 Méthylamine : $\text{CH}_3\text{-NH}_2$: liaison C-N polarisée avec site donneur sur N et site accepteur sur C.
- 2 Chlorure d'éthanoyle : liaisons O-C et Cl-C polarisées, donc sites donneurs : Cl et O et site accepteur : C lié aux deux atomes O et Cl.



Exercice 12 Synthèse de l'Aspirine à partir de la salicyline

① La modification réalisée dans la première étape : fonction car transformation d'une fonction ester en une fonction alcool.

②



Chapitre 6

Exercices de synthèse

Exercice 13 Formule semi-développée du (de la) :

a) 3-méthylbutanal : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{CHO}$ soit :

b) pentan-3-one : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ soit :

c) 3-méthylbutanone : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{CH}_3$ soit :

d) acide formique : HCOOH soit :

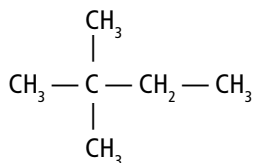
e) acide propanoïque : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$ ou :

f) 2-méthylpropanamine : $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_2-\text{NH}_2$ ou :

- Exercice 14**
- Le premier spectre est celui de l'éthanol car il est constitué de trois signaux correspondant aux trois groupes de protons équivalents de la molécule tandis que le deuxième spectre correspond au bromoéthane (deux signaux et deux groupes de protons équivalents).
 - Cette transformation correspond à une modification de fonction.

- Exercice 15**
- Modification de chaîne : étapes 1 et 3.
Modification de fonction : étape 2.
 - L'ibuprofène possède une liaison O-H caractérisée par un pic large vers $3\,200\text{ cm}^{-1}$ ainsi qu'une liaison C=O vers $1\,700\text{ cm}^{-1}$ tous deux visibles sur le spectre 2 uniquement. Le réactif 1 correspond donc au spectre 1.

- Exercice 16**
- Formule semi-développée de l'hexane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ et celle du 2,2-diméthylbutane :



- Le spectre 2 correspond au 2,2-diméthylbutane : un singulet à 0,86 ppm dû aux trois CH_3 équivalents, un multiplet à 0,84 ppm dû au CH_3 couplé au CH_2 et un multiplet à 1,2 ppm dû au CH_2 .
Le spectre 1 correspond à l'hexane : un multiplet à 0,9 ppm dû aux deux CH_3 équivalents, un multiplet à 1,25 ppm dû aux deux CH_2 centraux équivalents et un multiplet à 1,3 ppm correspondant aux CH_2 liés aux CH_3 .
- Cette transformation correspond à une modification de chaîne.

Exercice 17 Réaction de la soude sur un halogénoalcane

- Il s'agit d'une réaction de substitution.
- Il s'est produit une modification de groupe caractéristique.
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl} \rightleftharpoons \text{CH}_3 - \text{CH}_2^+ + \text{Cl}^-$
- Dans la deuxième étape, le site donneur est l'atome d'oxygène de l'ion hydroxyde et le site accepteur est l'atome de carbone chargé + du cation.
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2^+ + \text{HO}^- \longrightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

Exercice 18 Déshydratation d'un alcool

Le butan-2-ol peut être déshydraté en alcène par chauffage en milieu acide.

- Les formules du butan-2-ol sont : $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ et $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$.

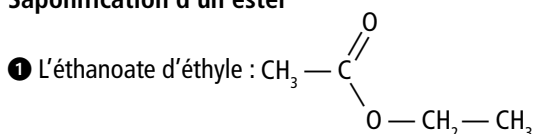
- ② $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (l'autre alcène que l'on peut obtenir est $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ qui ne possède pas de stéréoisomères).
- ③ Il s'agit d'une réaction d'élimination.

Exercice 19 Hydratation d'un alcène

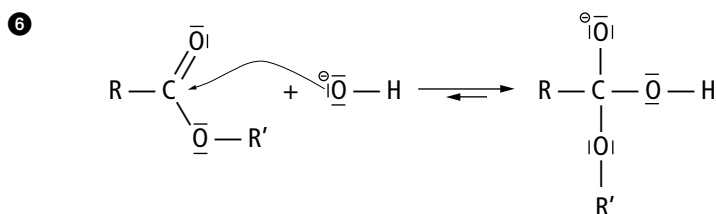
Le pent-2-ène peut être hydraté en alcool par chauffage en milieu acide.

- ① Formule semi-développée du pent-2-ène : $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$.
- ② $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, l'atome de carbone asymétrique étant le carbone 2 (l'autre alcool que l'on peut obtenir est $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$ qui ne possède pas de carbone asymétrique).
- ③ Il s'agit d'une réaction d'addition.

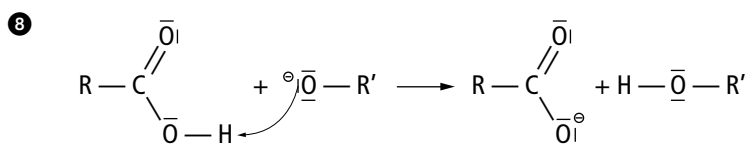
Exercice 20 Saponification d'un ester



- ② Les liaisons C-O étant polarisées, chaque atome d'oxygène porte une charge partielle : δ^- et δ^- , tandis que l'atome de carbone lié à ces deux atomes porte une charge partielle $+(\delta + \delta')$.
- ③ Chaque atome d'oxygène est donc un site donneur et l'atome de carbone précédent est le site accepteur.
- ④ La représentation de Lewis de l'ion hydroxyde : $\text{H}-\bar{\text{O}}\text{I}^\ominus$
- ⑤ L'atome d'oxygène de cet ion est un site donneur.



- ⑦ Le site donneur est l'atome d'oxygène chargé - et le site accepteur est l'atome d'hydrogène lié à l'atome d'oxygène.



- ⑨ Le spectre 2 fait apparaître le pic large des liaisons O-H vers 3200 cm^{-1} que seul l'acide méthanoïque possède.

Exercice 21 Activité biologique et groupe caractéristique

La modification de structure responsable de la modification de propriété est le changement de radical sur le cycle : CH_3 ou NH_2 .

Exercice 22 Rédiger une synthèse de documents

Introduction :

Dans ce devoir, nous allons décrire la démarche d'un chimiste souhaitant fabriquer par synthèse une espèce issue d'une espèce naturelle. La démarche du chimiste est ici à prendre dans le sens de la manière de progresser vers un but. Par « espèce », on entend généralement une substance chimique caractérisable par une formule chimique. L'espèce naturelle peut être trouvée dans la nature mais il faut généralement l'extraire de son milieu d'origine afin de pouvoir l'étudier dans un premier temps puis l'utiliser comme réactif de synthèse pour fabriquer une nouvelle espèce chimique ayant des propriétés intéressantes.

Développement :

Dans un premier temps, le chimiste cherche à extraire (isoler) l'espèce chimique naturelle par différentes techniques, par exemple sa dissolution dans de l'eau bouillante. Ensuite, il purifie puis identifie la molécule naturelle grâce à des techniques d'analyse comme la spectroscopie IR et RMN que nous avons utilisée dans les exercices 9 à 14. Enfin, il établit sa stratégie de synthèse.

Pour cela, il fait appel à une ou plusieurs transformations chimiques, parmi lesquelles se trouvent des réactions d'addition, de substitution ou d'élimination. L'exemple de l'Aspirine montre que la synthèse de cette molécule est le résultat de l'obtention d'une substance naturelle : l'acide salicylique, ce qui demanda des efforts et du temps. Les chimistes cherchèrent ensuite à améliorer les propriétés de ce composé en le modifiant chimiquement de façon à en supprimer certains effets secondaires indésirables. Pour cela, des modifications de chaîne et/ou de fonction adaptées permettent d'obtenir le composé recherché. La spectroscopie permet alors d'identifier la molécule obtenue et de vérifier aussi sa pureté.

Conclusion :

Ainsi, la démarche du chimiste désirant fabriquer par synthèse une espèce issue d'une espèce naturelle comporte plusieurs étapes : extraction, purification et identification de l'espèce chimique naturelle, élaboration d'une stratégie de synthèse visant à améliorer les qualités de l'espèce chimique de synthèse et enfin contrôle de la qualité du produit obtenu. Lorsque l'espèce chimique obtenue possède des qualités importantes et nouvelles, le chimiste a tout intérêt à déposer un brevet pour faire reconnaître sa découverte. ■

C

Corrigé séquence 8

Chapitre 1

Test 1 Masse molaire de l'oxyde d'uranium UO_2 : $M = 235 + 2 \cdot 16 = 267 \text{ g.mol}^{-1}$.
 Une mole contient $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules. Dans $m = 1 \text{ mg}$, on aura donc :

$$n = \frac{m}{M} N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{0,001}{267} = 2,25 \cdot 10^{18} \text{ molécules.}$$

Test 2 $n = 1,2 \cdot 10^{21}$ atomes de plomb ; masse molaire $M = 207 \text{ g.mol}^{-1}$.
 Masse de n atomes de plomb : $m = \frac{n}{N_A} M = \frac{1,2 \cdot 10^{21}}{6,02 \cdot 10^{23}} 207 = 0,417 \text{ g.}$

Test 3 ① Après une période, la moitié des N_0 atomes initiaux se sont désintégrés. Une période après, il ne restera plus que la moitié de cette moitié, etc. Donc, après n périodes, il ne restera plus que $\frac{N_0}{2^n}$ atomes de l'élément de départ à pouvoir se désintégrer. Après $n = 6$ ou 7 périodes, on pourra considérer que la radioactivité de l'élément de départ aura presque totalement disparu.

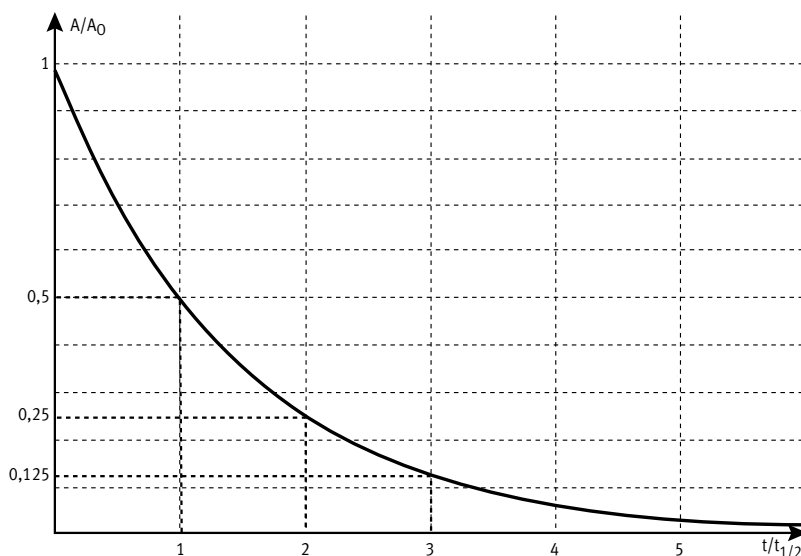


Figure 1

- ② À l'instant $t = 0$, les échantillons de chacun des éléments proposés ont la même activité $A_0 = 25 \text{ kBq}$. Il faut comparer $t_1 = 100$ ans avec le temps de demi-vie de chacun de ces éléments. Calculons $\frac{100}{t_{1/2}}$. Plus ce rapport est grand, plus la quantité de l'élément à s'être désintégrée aura été importante.

$$\text{Polonium : } t_{1/2} = 138 \text{ j} = \frac{138}{365} = 0,378 \text{ ans ; } \frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{0,378} = 264.$$

Donc $t_1 = 264 t_{1/2}$. On peut considérer qu'il n'y a plus de polonium dans l'échantillon.

$$\text{Carbone 14 : } \frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{5730} = 1,75 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{Radium : } \frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{1600} = 6,25 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{Uranium : } \frac{t_1}{t_{1/2}} = \frac{100}{7,4 \cdot 10^8} = 1,35 \cdot 10^{-7}$$

Si l'on compare ces rapports sur l'échelle de temps relative, on est, pour l'uranium, quasiment encore en A_0 . On en est un peu plus éloigné (tout en restant assez proche) pour le carbone 14 et encore plus éloigné pour le radium. On a donc pour les activités : $A_U \equiv A_0 > A_C > A_{Ra}$ et $A_{Po} = 0$.

- ③ La préhistoire correspond à une époque remontant de 10 à 20 000 ans avant notre ère, soit sur une durée s'échelonnant entre $2t_{1/2}$ et $4t_{1/2}$ pour le carbone 14. L'époque des dinosaures remonte à une période antérieure à 60 millions d'années, ce qui correspond à un temps trop grand par rapport à la demi-vie du carbone 14. On ne peut donc espérer dater des os de dinosaure avec le carbone 14.

Remarque

On a pu dater, par une autre méthode, basée toujours sur la radioactivité, des os de dinosaures. Des atomes d'uranium, piégés dans un os de dinosaure en cours de fossilisation, se désintègrent ensuite en un isotope du plomb. Plus la fossilisation de l'os est ancienne, plus les atomes de plomb sont nombreux.

Test 4

Travail fourni par le bœuf : $E = F \cdot L = 2000 \cdot 100 = 210^5 \text{ J}$.

$$\text{Puissance du bœuf : } P_1 = \frac{E}{\Delta t} = \frac{2 \cdot 10^5}{120} = 1670 \text{ W}$$

$$\text{Puissance du flash : } P_2 = \frac{0,02}{2 \cdot 10^{-6}} = 10\,000 \text{ W}$$

On voit sur cet exemple l'importance du facteur temps. Les énergies mises dans ces deux situations sont sans commune mesure. En puissance, le flash l'emporte sur le bœuf !

Test 5

On applique la loi de Wien $\lambda_m T = 3 \cdot 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}$ pour calculer la température des sources.

On trouve $T_1 = 15\,000 \text{ K}$, $T_2 = 5\,357 \text{ K}$ et $T_3 = 1\,000 \text{ K}$.

Les spectres d'émission montrent que la source 1 émet beaucoup plus de lumière que les autres sources. Elle émet toutes les radiations avec plus d'intensité dans le bleu que dans le rouge. La lumière émise sera intense, blanche et légèrement bleutée.

La source 2 présente toutes les radiations dans son émission. La lumière sera blanche.

La source rouge sera peu intense avec surtout des radiations proches du rouge dans le spectre d'émission. Elle émettra une lumière rouge sombre.

Si l'on applique la loi de Wien pour le bleu du ciel, on trouve une température à la lumière diffusée par le ciel, on trouve $T = 7\,400\text{ K}$.

Cette dernière valeur est, bien sûr, erronée. Les molécules d'air diffusent la lumière solaire ; c'est un autre phénomène qui permet d'expliquer la couleur bleue du ciel.

La loi de Wien s'applique pour un corps noir, c'est-à-dire un corps qui absorbe toute l'énergie qu'il reçoit et la réémet selon un spectre continu qui dépend de sa température.

La couleur n'est pas un argument pour donner la température d'une source.

Test 6

❶ Si les niveaux d'énergie n'étaient pas quantifiés, λ pourrait prendre toutes les valeurs possibles ; le spectre d'émission serait continu.

❷ La loi de Planck indique $h\nu = h\frac{c}{\lambda} = E_j - E_i$.

❸ La longueur d'onde la plus longue correspond à l'énergie la plus faible. Donc

$$E_3 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_1}$$

$$\text{Ensuite } E_4 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_2} ; E_5 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_3} \text{ et } E_6 - E_2 = \frac{hc}{\lambda_4}$$

$$\frac{hc}{\lambda_1} = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J} = \frac{3,02 \cdot 10^{-19}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 1,89 \text{ eV} ; \frac{hc}{\lambda_2} = 4,089 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,56 \text{ eV}$$

$$\frac{hc}{\lambda_3} = 4,58 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,86 \text{ eV} ; \frac{hc}{\lambda_4} = 4,847 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,03 \text{ eV}$$

$$\text{On en déduit } E_3 = E_2 + 1,89 = -3,4 + 1,89 = -1,51 \text{ eV} , \text{ puis } E_4 = -0,84 \text{ eV}$$

$$E_5 = -0,54 \text{ eV} \text{ et } E_6 = -0,37 \text{ eV}$$

❹ La transition la moins énergétique vers le niveau E, serait

$$E_2 - E_1 = -3,4 - (-13,6) = 10,2 \text{ eV},$$

$$\text{soit } \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{10,2 \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 1,218 \cdot 10^{-7} \text{ soit } 120 \text{ nm. On est dans le}$$

domaine de l'ultraviolet.

Test 7 Longueur d'onde de l'onde mécanique : $\lambda = v \times T = \frac{v}{\frac{v}{\lambda}} = \frac{1,2}{5} = 0,24 \text{ m}$

L'onde mécanique circulaire se diffractera sur l'obstacle de dimension 50 cm car sa dimension est du même ordre de grandeur que la longueur d'onde. Par contre, l'obstacle de dimension 5 m est trop grand pour provoquer un phénomène de diffraction.

Test 8 ❶ La force électrique qu'exerce le noyau sur l'électron est colinéaire. Si l'on applique la deuxième loi de Newton, nous obtenons :

$$m \frac{dv}{dt} \vec{T} + m \frac{v^2}{R} \vec{N} = k \frac{e^2}{R^2} \vec{N}$$

Donc $\frac{dv}{dt} = 0$ soit $v = \text{constante}$. Le module de la vitesse est donc constant. Le mouvement est circulaire uniforme.

❷ De la relation précédente, nous obtenons : $m \frac{v^2}{R} = k \frac{e^2}{R^2}$, d'où $v^2 = \frac{ke^2}{mR}$.

Chapitre 2

Activité 1 Masse molaire de l'eau $M = 16 + 1 + 1 = 18 \text{ g/mol}$. 18 g d'eau contiennent $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules H_2O . Une goutte d'eau de volume 0,05 mL, soit de masse 0,05 g, contient $\frac{0,05}{18} N_A = 1,67 \cdot 10^{21} \approx 1,7 \cdot 10^{21}$ molécules d'eau, soit environ 1700 milliards de milliards de molécules.

Activité 2 L'activité de l'échantillon radioactif, soit le nombre de désintégrations par seconde, est à l'instant $t = 0$, $A_0 = 24\,000 \text{ Bq}$ après un temps écoulé égal au temps de demi-vie $\frac{t_1}{2}$ soit 240 années. L'activité est divisée par deux. L'activité sera donc de 12 000 Bq.

La nuisance dans une pièce de vie étant quasi nulle, l'interdiction vient principalement du nombre de ces détecteurs que l'on retrouverait dans des milliers d'habitations et d'immeubles. À l'échelle de la durée de vie d'une construction, ce détecteur est inusable. Les détecteurs se trouveraient à la longue dispersés n'importe où, ce qui pourrait alors devenir une cause de pollution radioactive.

Activité 3 Pour la lumière visible : $400 \text{ nm} < \lambda < 750 \text{ nm}$.

La distance minimale entre deux objets perçus par l'œil est de l'ordre de la longueur d'onde de la lumière utilisée. Cette limitation est due à la diffraction de la lumière, non des objets, et cette diffraction se manifeste quand « l'obstacle » est d'une grandeur proche de la longueur d'onde.

La couleur correspond à la longueur la plus petite visible par l'œil. C'est pour cela que des filtres colorés en bleu sont sur certains microscopes.

Une paramécie, protozoaire qui se multiplie dans l'eau des mares, a une dimension de 50 à 300 μm . Elle est donc facilement observable au microscope.

L'un des plus petits grains de pollen, comme le pollen du myosotis, a une dimension de 7 μm , il est donc visible au microscope.

Une molécule de méthanol a une dimension inférieure au nanomètre ; un virus, à quelques rares exceptions, ne dépasse pas 100 μm . Ils ne seront pas visibles au microscope optique.

Activité 4

- ① Une particule α est un noyau d'hélium de masse molaire $M = 4 \text{ g}$. La masse du noyau étant sensiblement la masse de l'atome, la masse d'une particule α est :

$$m = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ kg}, \text{ soit une énergie cinétique}$$

$$E_C = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}6,64 \cdot 10^{-27} \cdot (2 \cdot 10^7)^2 = 1,32 \cdot 10^{-12} \text{ J} = \frac{1,32 \cdot 10^{-12}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 8,3 \cdot 10^6 \text{ eV}$$

- ② Nombre de paires d'ions créées par une particule α : $n = \frac{8,3 \cdot 10^6}{30} = 276\,600$ paires d'ions.
- ③ L'émission de particules α étant de plusieurs dizaines par seconde, il faut éliminer les ions qui se forment. La grille et la plaque étant à des potentiels différents, il se crée un champ électrique qui va attirer les ions au fur et à mesure de leur formation, sinon la chambre ne pourrait pas fonctionner longtemps.
- ④ À notre échelle, on peut comparer la particule α comme un boulet de canon et la particule β comme une balle de pingpong. Le boulet de canon ne sera pas dévié de sa trajectoire par des petits objets, alors que la balle de ping-pong ricochera sur ces mêmes objets. D'où la trajectoire en zigzag de la particule β . Particule plus légère, elle créera moins d'ions au cours des collisions qu'elle fera sur sa trajectoire. Donc il se formera moins d'ions, et moins de gouttelettes qui diffuseront la lumière. Les trajectoires seront alors moins visibles.

Activité 5

- ① Isotrope veut dire que toutes les directions sont équivalentes. Bien que toutes les directions soient équivalentes, la marche aléatoire ne révèle aucune isotropie. Il peut apparaître dans le suivi du mouvement d'une particule des directions privilégiées. Mais, si l'on répète un très grand nombre de fois la simulation du mouvement pour une particule, on pourra constater que toutes les directions seront prises.
- ② La deuxième simulation montre le mouvement aléatoire simultané de 5 000 particules partant du centre. L'étalement augmente comme une surface circulaire, ce qui prouve bien qu'il n'y a pas de direction privilégiée.
- ③ C'est ce qui se passe lorsqu'on met une goutte de colorant dans de l'eau pure. On voit la tache diffuser et, après un certain temps, toute l'eau du récipient va être colorée.

Activité 7 Résistance thermique $R_{th} = \frac{\Delta T}{\phi}$. ϕ est un flux thermique, c'est-à-dire une grandeur correspondant à l'énergie traversant une surface par unité de temps, c'est-à-dire une puissance. Notons la dimension d'une grandeur par le symbole de cette grandeur entre crochets.

$$[\phi] = \text{dimension de } \phi. \text{ Soit } [\phi] = \frac{\text{Joules}}{\text{temps}} = \text{Puissance}$$

$$[\Delta T] = \text{température}$$

$$[R_{th}] = \frac{\text{température}}{\text{puissance}}.$$

Dans le système international (SI), R_{th} s'exprimera en $K \cdot W^{-1}$. On peut également, avec les températures, exprimer R_{th} en $^{\circ}C \cdot W^{-1}$.

Activité 8 $\lambda = \frac{e}{S R_{tk}}$ soit $[K] = \frac{\text{longueur} \cdot \text{puissance}}{\text{longueur}^2 \text{ température}} = \frac{\text{puissance}}{\text{longueur} \cdot \text{température}}.$

Dans le système SI, λ s'exprimera en $W \cdot K^{-1} \cdot m^{-1}$.

$\phi = \frac{\Delta T}{R_{th}} = \lambda S \frac{\Delta T}{e}$. Plus λ sera petit, plus le flux thermique sera faible. Donc on choisira λ_1 pour le verre.

Activité 9 ① Lors d'un refroidissement rapide de la température de l'air (la nuit par exemple), l'eau, qui a une capacité thermique plus élevée, restera à une température plus élevée que l'air qui l'entoure. Elle communiquera donc de la chaleur et réchauffera l'air.

En cas de chauffage rapide, le phénomène inverse se produira, et l'eau refroidira l'atmosphère.

② Cette famille est celle des métaux. Lorsqu'on chauffe un métal, on communique de l'énergie aux électrons dont l'augmentation de vitesse moyenne se traduit par une augmentation de température. Ces électrons, très légers, sont beaucoup plus facilement mis en mouvement que les atomes ou les molécules. Par conséquent, la capacité thermique des métaux est plus faible que celle des autres matériaux.

Activité 10 ① Hauteur de dénivellation : $H = L \sin(15^{\circ}) = 100 \sin(15^{\circ}) = 25,9 \text{ m}.$

Énergie potentielle en haut : $E_p = Mgh = 100 \cdot 9,81 \cdot 25,9 = 25\,382 \text{ J}$

$36 \text{ km/h} = 10 \text{ m/s}$; $18 \text{ km/h} = 5 \text{ m/s}$: $E_c = \frac{1}{2} m v^2$

Soit E_c (haut) = 5000 J et E_c (bas) = 1250 J.

$$E_m = E_c + E_p$$

Les résultats sont résumés dans le tableau ci-dessous :

	Altitude (m)	Vitesse	E_p (J)	E_c (J)	E_m (J)
Haut	25,88	36 km/h	25 382	5 000	30 382
Bas	0	18 km/h	0	1 250	1 250

② a) $\Delta U = m c \Delta T = 0,1 \cdot 416 \cdot 115 = 4\,784$ J. Cette augmentation est due à la chaleur absorbée par les freins lors du freinage.

b) La chaleur totale dissipée lors du freinage est égale à la différence d'énergie mécanique.

$Q_{\text{totale}} = 30\,382 - 1\,250 = 29\,132$ J. Sur cette quantité totale, 4 784 J ont été absorbés par les freins et ont entraîné leur augmentation de température. Il s'est donc évacué par ventilation dans l'air :

$$Q = 29\,132 - 4\,784 = 24\,348 \text{ J.}$$

c) Si toute la chaleur avait été absorbée par les freins, l'augmentation de température aurait été : $\Delta T = \frac{Q_{\text{totale}}}{m c} = \frac{29\,132}{0,2 \cdot 416} = 350 \text{ K} = 350^\circ \text{C}$.

On comprend l'intérêt d'une bonne ventilation des freins pour évacuer le maximum de chaleur à chaque instant du freinage. C'est un problème crucial en course automobile.

Exercices d'apprentissage

Exercice 1

① Une résistance transforme l'énergie électrique qu'elle reçoit en chaleur. La puissance dissipée $P = RI^2$ est donc mesurable.

② La puissance thermique dissipée par la résistance vaut :

$$P = RI^2 = 10 \cdot 20^2 = 4\,000 \text{ W.}$$

Cette puissance fournie compense les pertes de chaleur à travers les murs et le plafond pour que la température intérieure T_1 reste constante. Cette chaleur s'évacue à travers cinq surfaces identiques (quatre murs et un plafond) de surface

$$S = 4 \text{ m}^2. \text{ Donc le flux } \phi \text{ à travers un mur est } \phi = \frac{P}{5} = \frac{4\,000}{5} = 800 \text{ W.}$$

Dans une maison de plus grande dimension, le chauffage n'est pas rigoureusement homogène, ce qui entraîne des mouvements de convection naturelle, l'air chaud moins dense ayant tendance à monter. Les pertes seront donc là où l'air est le plus chaud, c'est-à-dire au plafond.

$$\textcircled{3} R_{th} = \frac{1}{\lambda S} = \frac{0,075}{15 \cdot 4} = 0,0125 \text{ K} \cdot \text{W}^{-1}.$$

$$\text{Or } \Delta T = T_1 - T_2 = R_{th} \phi = 0,0125 \cdot 400 = 10$$

$$\text{Soit } T_1 = 10 + 10 = 20^\circ \text{C}$$

$$④ R_{th1} = 0,0125 \text{ K} \cdot \text{W}^{-1};$$

$$R_{th2} = \frac{1}{\lambda_2} \frac{e_2}{S} = \frac{0,15}{0,035 \cdot 4} = 1,07 \text{ K} \cdot \text{W}^{-1}$$

$$R_{th3} = \frac{1}{\lambda_3} \frac{e_2}{S} = \frac{0,01}{0,70 \cdot 4} = 0,0035 \text{ K} \cdot \text{W}^{-1}$$

En électricité, lorsque des résistances sont en série, un même courant I traverse chacune des résistances. Ici, un même flux thermique traverse chaque paroi. Les résistances thermiques sont donc en série.

Autre démonstration : si T'_2 est la température de la surface de contact du béton et de la laine de verre et T'_1 la température de la surface de contact de la laine de verre et du plâtre, on peut écrire : $T_1 - T_2 = (T_1 - T'_1) + (T'_1 - T'_2) + (T'_2 - T_2)$ puis

$$\frac{T_1 - T_2}{\phi} = \frac{T_1 - T'_1}{\phi} + \frac{T'_1 - T'_2}{\phi} + \frac{T'_2 - T_2}{\phi} \text{ soit } R'_{th} = R_{th1} + R_{th2} + R_{th3}$$

Application numérique : $R'_{th} = 0,0125 + 1,07 + 0,0035 = 1,086 \text{ K} \cdot \text{W}^{-1}$.

$$\phi' = \frac{\Delta T}{R'_{th}} = \frac{10}{1,086} = 9,21 \text{ W}$$

$\frac{\phi}{\phi'} = \frac{800}{9,21} = 87$. Les pertes thermiques sont 87 fois plus faibles pour un mur calorifugé.

⑤ Le flux total au travers des cinq murs est donc $\phi'_{total} = 5\phi' = 9,21 \cdot 5 = 46 \text{ W}$. D'où un courant à faire passer dans le radiateur pour compenser les pertes :

$$I' = \sqrt{\frac{\phi'_{total}}{R'_{th}}} = \sqrt{\frac{46}{1,086}} = 2,14$$

Exercice 2

① La quantité de chaleur Q_1 est positive puisque reçue effectivement par le fluide frigorigène. Le cycle dure le temps t , donc $Q_1 = P_1 t$.

② La quantité de chaleur Q_2 est négative, car cédée par le fluide pour être dissipée par les radiateurs dans la maison. Comme P_2 est positif, on aura pour un cycle durant un temps t :

$$Q_2 = -P_2 t$$

③ Le moteur fournit de l'énergie mécanique au fluide pour le comprimer. W sera positif. Donc $W = P t$.

④ Si l'on fait le bilan d'énergie sur un cycle, tout ce que recevra le fluide frigorigène augmentera son énergie interne. Donc :

$$\Delta U = Q_1 + Q_2 + W \text{ soit } \Delta U = (P_1 - P_2 + P)t \quad (1)$$

⑤ Si, après un cycle, les molécules de fluide se retrouvent à la même température, la variation d'énergie interne sera nulle :

$$\Delta U = 0$$

On aura alors, d'après la question ④ :

$$\text{soit } P_1 - P_2 + P = 0 \quad (2)$$

- ⑥ La recette est la quantité de chaleur cédée à la maison pour la chauffer.

Donc recette = $P_2 t$.

Dépense sur un cycle = $W = P t$.

$$\text{Donc l'efficacité de la pompe est } e = \frac{P_2 t}{P t} = \frac{P_2}{P} = \frac{55}{5} = 11$$

- ⑦ Avec un radiateur, pour un kilowatt électrique consommé, on récupère un kilowatt en chaleur.

Avec la pompe à chaleur, pour un kilowatt électrique consommé, on récupère 11 kilowatts, soit 11 fois plus... Et on ne paye qu'un kilowatt ! Les 10 kilowatts supplémentaires sont pris à la nappe d'eau souterraine et sont gratuits.

Exercice 3

- ① Energie sous forme de chaleur (agitation thermique). Dans la turbine il y a transformation d'une partie de cette énergie en énergie mécanique.

L'alternateur reçoit cette énergie mécanique et la transforme intégralement en énergie électrique.

- ② $r_A = 1$; l'alternateur reçoit 1000 MW d'énergie mécanique qu'il transforme intégralement en énergie électrique. Définissons P_{tf} comme la puissance thermique transformée en énergie mécanique $P_{méca}$ dans la turbine en puissance mécanique avec le rendement $r_T = 0,84$.

$$\frac{P_{méca}}{P_{tf}} = 0,84 = \frac{1000}{P_{tf}} \text{ soit } P_{tf} = \frac{1000}{0,84} = 1190 \text{ MW}$$

- ③ Rendement de la centrale

$$r_{centrale} = \frac{\text{recette}}{\text{dépense}} = \frac{1000}{3400} = 0,29 \text{ soit environ } 30\% \text{ de l'énergie calorifique transformée en énergie électrique.}$$

Remarque : Cette valeur semble faible mais correspond aux valeurs obtenues dans les centrales électriques. Il est impossible de transformer intégralement de la chaleur en énergie utilisable comme l'énergie électrique, les lois de la physique l'interdisent. Cette loi est connue sous le nom de théorème de Carnot et sa démonstration sort du cadre du cours de physique de terminale S.

- ④ Si P_F ($P_F > 0$) est la puissance thermique **rejetée** par la vapeur dans le condenseur, la vapeur **reçoit algébriquement** lors de son passage dans le condenseur la puissance $-P_F$.

Dans la turbine, la vapeur **cède** la puissance thermique P_{tf} ($P_{tf} > 0$). La vapeur **reçoit** donc **algébriquement** dans la turbine la puissance $-P_{tf}$.

En faisant le bilan thermique sur un cycle : $\Delta U = 0 = P_C - P_{tf} - P_F$

$$\text{Donc } P_F = P_C - P_{tf} = 3400 - 1190 = 2210 \text{ MW}$$

- ⑤ $C = mc$ avec $m = 1000 \text{ kg}$ (masse de 1 m^3 d'eau), $c = 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
 $C = 1000 \cdot 4180 = 4,18 \cdot 10^6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

Chaque seconde le condenseur doit évacuer P_F Joules. Cette chaleur est absorbée par $D \text{ m}^3$ d'eau de la rivière, soit une capacité thermique $C_1 = C \cdot D$. Cet apport d'énergie par seconde P_F va élever la température de l'eau de la rivière de $\Delta\theta$ selon l'équation : $P_F = CD\Delta\theta$ avec $\Delta\theta = 10^\circ\text{C}$.

$$\text{Application numérique : } D = \frac{P_F}{C \Delta\theta} = \frac{2,21 \cdot 10^9}{4,18 \cdot 10^6 \cdot 10} = 52,8 \text{ m}^3.$$

Le transfert se fait par convection, l'écoulement de la rivière évacue la chaleur apportée dans le condenseur.

Chapitre 3

Activité 11

- ① L'échelle d'énergie figure 25 donne 8,35 cm pour un écart $20 - 17 = 3 \text{ eV}$.

Pour la transition $3s_2 \rightarrow 2p_4$, on mesure 5,5 cm, ce qui donne en énergie :

$$\Delta E = \frac{5,5}{8,35} 3,0 = 1,97 \text{ eV} = 1,97 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 3,15 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Or $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$, ce qui nous donne :

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3,15 \cdot 10^{-19}} = 6,31 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 631 \text{ nm}$$

- ② Pour la transition $3s_2 \rightarrow 2p_{10}$, on mesure sur la figure un écart de 6,3 cm, ce qui correspond en énergie à $\Delta E = \frac{6,3}{8,35} 3 = 2,26 \text{ eV}$. On trouve $\lambda = 548,9 \text{ nm}$.

Ceci correspond à une raie verte.

Pour la transition $2s_2 \rightarrow 2p_4$, on mesure sur la figure un écart de 3 cm, ce qui correspond en énergie à $\Delta E = \frac{3}{8,35} 3 = 1,08 \text{ eV}$. On trouve pour $\lambda = 1150 \text{ nm}$.

Cette raie est émise dans l'infrarouge.

- ③ Un laser consiste à produire, dans un milieu actif, une émission stimulée de photons. Le tube d'un laser hélium-néon est un mélange de ces deux gaz rares chimiquement inertes. Les atomes d'hélium sont excités par décharge électrique.

Comme l'indique le document, le pompage s'effectue sur les atomes d'hélium, mais c'est l'atome de néon qui permet de libérer les photons ayant les longueurs d'onde calculées dans les questions ① et ②. Lors d'une collision d'un atome de néon, initialement dans l'état fondamental, avec un atome d'hélium excité, l'énergie E_2 de l'hélium est transmise au néon qui a une énergie d'excitation très voisine de la valeur E_2 . Le néon a en plus, pour cet état excité, la propriété d'être aussi méta-stable, ce qui permet de garder les électrons dans cet état, en

attendant qu'un photon de bonne longueur d'onde vienne provoquer l'**émission stimulée**. On réalise ainsi l'**inversion de population** du néon avec le niveau inférieur du néon qui se dépeuple.

Le système de **pompage** dans ce laser est une décharge électrique continue. Certains lasers hélium-néon émettent un faisceau vert ($\lambda = 543 \text{ nm}$) ou rouge ($\lambda = 632,8 \text{ nm}$), mais jamais les deux en même temps. Pour être amplifié, le faisceau doit osciller dans une cavité constituée de deux miroirs dont l'un, par lequel le faisceau est émis, est très légèrement transparent. Pour éviter, au cours des allers et retours, la destruction du faisceau par interférences, la cavité constituée par ces deux miroirs doit être **résonante** ; sa longueur doit être un multiple de la demi-longueur d'onde de la radiation émise. Le faisceau émis par ce type de laser est particulièrement étroit et la fréquence d'émission est très pure.

On retrouve les conditions nécessaires au fonctionnement d'un laser : existence d'un état métastable du néon, pompage réalisé sur l'hélium avec transfert d'énergie qui permet l'inversion de population sur le néon, émission stimulée puis amplification du faisceau laser par la cavité résonante.

Activité 12

① $\tan \alpha = \frac{R-r}{D}$

② $\alpha \approx \frac{60-1}{100.10^3} = 0,00059 \text{ rad}$ soit $5,9 \cdot 10^{-4} \frac{180}{\pi} = 0,0033 \text{ degré}$.

Activité 13

Les faisceaux laser issus des sabres laser sont irréalistes pour de nombreuses raisons :

- deux faisceaux laser ne peuvent agir l'un sur l'autre : les sabres se croiseraient sans interagir l'un sur l'autre, ce qui rend le combat très différent de celui présenté ;
- le faisceau laser ne peut s'arrêter au bout d'un mètre s'il n'y a pas d'obstacle ;
- un faisceau laser est invisible dans une atmosphère dénuée de particules ou de gouttelettes en suspension. S'il est très puissant, il pourrait ioniser les molécules d'air, mais l'apparence serait très différente ;
- la puissance des sabres laser est irréaliste par rapport à la taille de l'émetteur.

Activité 14

① Le milieu actif est le cristal de rubis le constituant, la source apportant l'énergie pour réaliser le pompage optique est la lampe flash et les éléments limitant la cavité résonante sont le miroir totalement réfléchissant et le milieu partiellement réfléchissant.

② Le niveau E_2 est le niveau méta-stable.

$$E_2 - E_1 = h\nu = h \frac{c}{\lambda} \text{ soit avec } E_2 - E_1 = 1,71.16.10^{-19} = 2,736.10^{-19} \text{ J} :$$

$$\lambda = \frac{hc}{E_2 - E_1} = 726 \text{ nm} . \text{ C'est une radiation de couleur rouge.}$$

③ L'énergie émise par seconde est la puissance cherchée. Elle est la somme des énergies fournies par chacune des impulsions.

$$P = 10. \Delta t. f = 10 \times 1 \times 10^{-9} \times 100 \times 10^6 = 1 \text{ W}$$

Exercices d'apprentissage

Exercice 4 ① $V = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{632,8 \cdot 10^{-9}} = 4,74 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$

② Soit d_1, d_2, D , respectivement les diamètres du faisceau à la sortie du laser, sur l'écran et la distance du laser à l'écran, on a $\tan \alpha \approx \alpha = \frac{d_2 - d_1}{2D}$.

Avec $d_1 = 1 \text{ mm}$, $D = 5 \text{ m}$ et $\alpha = 0,1 \text{ degré} = 0,1 \frac{\pi}{180} = 1,745 \cdot 10^{-3} \text{ rad}$, on obtient $d_2 = 18,45 \text{ mm}$.

③ La surface du faisceau sur l'écran est $S = \frac{\pi(0,01845^2)}{4} = 2,67 \times 10^{-4} \text{ m}^2$.
L'éclairement énergétique du faisceau sur l'écran est :

$E = \frac{P}{S} = \frac{95 \times 10^{-3}}{2,67 \times 10^{-4}} = 355 \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$, valeur qui est 3 fois plus faible que l'éclairement moyen du Soleil, donc encore élevée.

Exercice 5 ① $P = \frac{E}{\Delta t} = \frac{0,5}{100 \cdot 10^{-12}} = 5 \times 10^8 \text{ W}$. Cette puissance est élevée car la durée d'émission est extrêmement brève.

② Soit d la distance Terre-Lune. En 2,457 secondes, la lumière parcourt la distance $2d$ (aller et retour) à la vitesse $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$. Donc $d = \frac{c \Delta t}{2} = 368\,550,0 \text{ km}$.

③ Énergie d'un photon : $e = \frac{hc}{\lambda} = 3,141 \times 10^{-19} \text{ J}$. Le nombre de photons émis est
 $N_1 = \frac{E}{e} = \frac{0,5}{3,141 \cdot 10^{-19}} = 1,59 \times 10^{18} \text{ photons}$.

④ L'énergie captée au retour est $4,71 \cdot 10^{-15} \text{ J}$. On en déduit le nombre de photons réceptionnés au retour : $N_2 = \frac{4,71 \cdot 10^{-15}}{3,141 \cdot 10^{-19}} = 14\,995$, soit environ 15 000.

Exercice 6 ① Le domaine d'émission est dans l'infrarouge.

② $\Delta t = 10^{-3} \text{ s}$; $P = 400 \text{ W}$; $f = 200 \text{ Hz}$.

Soit p la puissance d'une impulsion : $p = \frac{P}{\Delta t \cdot f} = \frac{400}{10^{-3} \cdot 200} = 2000 \text{ W}$.

L'énergie d'une impulsion vaut $\frac{400}{200} = 2 \text{ J}$.

Chapitre 4

Activité 15

Hypothèse corpusculaire			Hypothèse ondulatoire		
Année	Physicien	Phénomène	Année	Physicien	Phénomène
1637	René Descartes	réfraction			
1678	Isaac Newton	dispersion	1801	Thomas Young	Interférences
1905	Albert Einstein	Effet photo-électrique	1905	Albert Einstein	Effet photo-électrique

Activité 16 ① Énergie d'un photon $E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

La fenêtre visible correspond aux longueurs d'onde $400 \text{ nm} < \lambda < 750 \text{ nm}$.

② $\lambda_1 = 350 \text{ nm}$ correspond au domaine de l'ultraviolet, $\lambda_2 = 0,9 \mu\text{m}$ à l'infrarouge et $\lambda_3 = 500 \text{ nm}$ au visible.

③ Énergies : exprimer les longueurs d'onde en mètres :

$$\lambda_1 = 350 \cdot 10^{-9} \text{ m donne } E_1 = 5,67 \cdot 10^{-19} \text{ J soit } E_1 = 3,55 \text{ eV}$$

$$\lambda_2 = 900 \cdot 10^{-9} \text{ m donne } E_2 = 2,2 \cdot 10^{-19} \text{ J soit } E_2 = 1,38 \text{ eV}$$

$$\lambda_3 = 500 \cdot 10^{-9} \text{ m donne } E_3 = 3,97 \cdot 10^{-19} \text{ J soit } E_3 = 2,48 \text{ eV}$$

Plus la longueur d'onde est petite, plus l'énergie du photon sera grande.

Donc $E_1 > E_3 > E_2$.

Activité 17 ① Obus : vitesse $600 \text{ km/h} = \frac{600000}{3600} = 166,7 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{1.166,7} = 3,97 \cdot 10^{-36} \text{ m}$$

$$\text{Balle de tennis } m = 0,058 \text{ kg ; } v = \frac{200000}{3600} = 55,55 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} ;$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{0,058 \cdot 55,55} = 2,05 \cdot 10^{-34} \text{ m}$$

$$\text{Électron : } m = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg ; } v = 50 \cdot 10^6 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} ;$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 50 \cdot 10^6} = 1,45 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

② La longueur d'onde associée est trop petite pour l'obus et la balle de tennis. Avec une telle longueur d'onde (de l'ordre du dix millièmes de milliardième de milliardième de milliardième de millimètre), le comportement ondulatoire ne peut pas se manifester.

Activité 18 ① Énergie d'un photon X de longueur d'onde $0,1\text{ nm}$.

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = 1,987 \cdot 10^{-15} \text{ J} = \frac{1,987 \cdot 10^{-15}}{1,6 \cdot 10^{-19}} = 12423,8 \text{ eV}$$

$$\textcircled{2} \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,62 \cdot 10^{-34}}{9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 15 \cdot 10^5} = 4,80 \cdot 10^{-10} \approx 0,48 \text{ nm}$$

Activité 19 ① Un électron accéléré sous une tension $U = 10 \text{ kV}$ aura l'énergie $E = eU$

Application numérique : $E = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10000 = 1,6 \cdot 10^{-15} \text{ J}$.

$$\textcircled{2} E = \frac{1}{2}mv^2 \text{ soit } v = \sqrt{\frac{2E}{m}} = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-15}}{9,11 \cdot 10^{-31}}} = 5,93 \cdot 10^7 \text{ m/s.}$$

$$\textcircled{3} \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 5,93 \cdot 10^7} = 1,22 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 12,2 \text{ pm}$$

④ La résolution minimale sera de l'ordre de 12 picomètres.

Exercices d'apprentissage

Exercice 7 ① Quantité de mouvement

Type de neutrons	Vitesse (m.s^{-1})	Quantité de mouvement p
Neutrons chauds	7000	$1,17 \cdot 10^{-23} \text{ kg.m.s}^{-1}$
Neutrons froids	786	$1,316 \cdot 10^{-24} \text{ kg.m.s}^{-1}$
Neutrons thermiques	2720	$4,56 \cdot 10^{-24} \text{ kg.m.s}^{-1}$

Longueur d'onde associée

Type de neutrons	Longueur d'onde de de Broglie $\lambda = \frac{h}{p} \text{ (nm)}$
Neutrons chauds	0,056
Neutrons froids	0,50
Neutrons thermiques	0,14

② Dans les cristaux, ou dans tout solide, il y a des noyaux atomiques chargés positivement et des électrons qui tournent autour de ces noyaux chargés négativement. Le proton, ayant une charge électrique, sera soumis à une force électrique de la part des atomes qui se trouveront dans son voisinage au cours de son périple. Il sera donc dévié. Par contre, le neutron, n'ayant pas de charge, ne sera pas soumis à une force électrostatique. C'est la principale raison. Il en est une autre : on pourra envoyer un faisceau de neutrons qui auront tous la même direction. Comme il est dit dans l'énoncé, à l'Institut Laue-Langevin, on produit des faisceaux très denses, c'est-à-dire avec beaucoup de neutrons. Si l'on faisait de même avec des protons, ceux-ci seraient soumis à des forces répulsives qui feraient diverger le faisceau.

- ③ On choisira des neutrons thermiques car leur longueur d'onde associée est la plus proche des distances interatomiques.

Exercice 8

- ① $E = E_C + E_S$ soit $h\nu = \frac{1}{2}mv_0^2 + E_S$
- ② Le champ électrique $\vec{E}$ est dirigé dans le sens des potentiels décroissants. La force électrique $\vec{F} = -e\vec{E}$ est alors dirigée vers l'extérieur de la plaque où l'électron a été éjecté. Elle accélère donc l'électron.
- ③ U sera donc négatif. L'électron est ralenti. Juste avant que $|U|$ atteigne la valeur U_1 , l'électron aura une vitesse très faible mais suffisante pour atteindre l'autre électrode. Lorsque $|U|$ devient légèrement supérieur à U_1 , l'électron aura atteint sa vitesse nulle avant d'atteindre l'électrode. La force électrique $\vec{F} = -e\vec{E}$ va faire rebrousser chemin l'électron qui va revenir à son point de départ. Pour $|U| = U_1$, l'électron va atteindre l'autre électrode avec une vitesse nulle. Le courant passera encore, mais dès que $|U|$ augmentera légèrement, il ne passera plus de courant.
- ④ Faisons un bilan énergétique au départ de l'électron sur la plaque éclairée et à son arrivée sur l'autre plaque du condensateur. Comme il n'y a pas de pertes d'énergie, l'énergie mécanique se conserve.

	E_C	E_P	$E = E_C + E_P$
Départ	$\frac{1}{2}mv_0^2$	0	$\frac{1}{2}mv_0^2$
Arrivée	0	$-eU = +eU_1$	$+eU_1$

Remarque U est négatif, donc $U = -|U| = -U_1$.

Conservation de l'énergie mécanique :

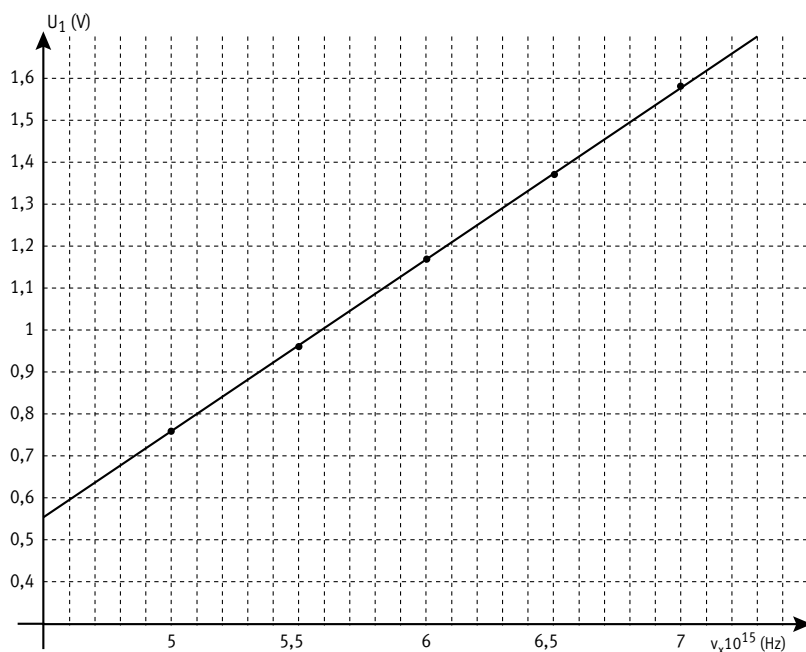
$$E_C = \frac{1}{2}mv_0^2 = +eU_1$$

⑤ $\lambda = \frac{c}{\nu}$.

U_1 (V)	0,76	0,96	1,17	1,37	1,58
ν (Hz)	$5 \cdot 10^{14}$	$5,5 \cdot 10^{14}$	$6 \cdot 10^{14}$	$6,5 \cdot 10^{14}$	$7 \cdot 10^{14}$
λ (nm)	600	545	500	461	428

À partir de l'équation, soit $h\nu = \frac{1}{2}mv_0^2 + E_S$, nous obtenons soit $h\nu = eU_1 + E_S$, soit $U_1 = \frac{h}{e}\nu - \frac{E_S}{e}$. On a donc U_1 fonction affine de la fréquence ν : par identification, $a = \frac{h}{e}$ et $b = -\frac{E_S}{e}$.

Graphe :



La pente donne $a = 0,41 \cdot 10^{-15} \text{ V.s.}$ et $b = -1,29 \text{ V.}$

De la pente, on peut en déduire la valeur de la constante de Planck :

$h = a e = 0,41 \cdot 10^{-15} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} = 6,56 \cdot 10^{-35} \text{ J.s.}$ valeur qui est très proche de la valeur réelle.

L'énergie d'extraction peut être calculée à partir de la valeur de b :

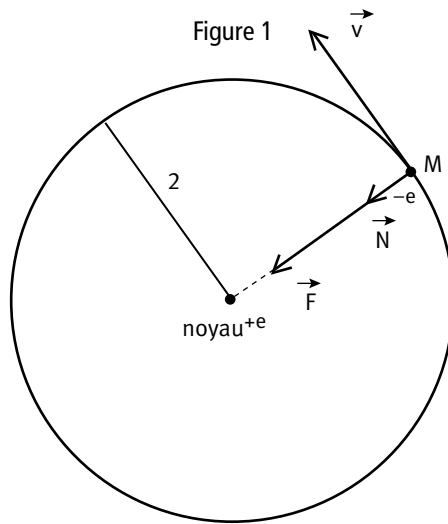
$b = -1,29 = -\frac{E_S}{e}$ soit $E_S = 1,29e \text{ Joules}$; et en eV $E_S = \frac{1,29e}{e} = 1,29 = 1,29 \text{ eV}$

On voit l'intérêt de l'électron-volt comme unité d'énergie, puisqu'il permet d'éviter des calculs inutiles.

Chapitre 5

Exercices de synthèse

- Exercice 1** ① a) $\vec{a} = \frac{mv^2}{r} \vec{N}$, $\vec{N}$ étant le vecteur unitaire dirigé de l'électron vers le noyau.
Le vecteur $\vec{N}$ est donc perpendiculaire au vecteur vitesse $\vec{v}$ porté par la tangente à la trajectoire au point M.



b) $\vec{F} = k \frac{e^2}{r} \vec{N}$

c) Deuxième loi de Newton : $m\vec{a} = \vec{F}$, soit $\frac{mv^2}{r} = k \frac{e^2}{r^2}$

d) La force est une force newtonienne en $\frac{1}{r^2}$. Elle dérive donc d'une énergie potentielle :

$$E_P = -k \frac{e^2}{r} ; \text{énergie cinétique } E_C = \frac{1}{2} m v^2.$$

e) La deuxième loi de Newton nous donne : $\frac{mv^2}{r} = k \frac{e^2}{r^2}$, soit $mv^2 = k \frac{e^2}{r}$.

Donc $E_C = \frac{1}{2} m v^2 = \frac{k e^2}{2r}$. On a donc $E_C = -\frac{1}{2} E_P$.

$$E = E_C + E_P = -\frac{E_P}{2} + E_P = \frac{E_P}{2} = -\frac{k e^2}{2r}$$

f) Application numérique :

La loi de Newton nous donne $v^2 = \frac{k e^2}{m r}$ soit

$$v = \left(\sqrt{\frac{9 \cdot 10^9}{9,11 \cdot 10^{-31} \cdot 52,9 \cdot 10^{-12}}} \right) 1,6 \cdot 10^{-19}$$

$$v = 2,1810^6 \text{ m/s.}$$

Nombre de tours par seconde : $n = \frac{v}{2\pi r} = \frac{2,18 \cdot 10^6}{2\pi 52,9 \cdot 10^{-12}} = 6,55 \cdot 10^{15}$ tours par seconde.

2 a) L'énergie du photon émis lors de la désexcitation de l'électron lorsqu'il passe d'un niveau d'énergie E_j à un niveau inférieur d'énergie E_i est $E = \frac{hc}{\lambda} = E_j - E_i$. Les longueurs d'onde étant bien déterminées et en nombre limité, les niveaux d'énergie de l'atome doivent être discrets, sinon le spectre d'émission serait continu.

b) Longueur d'onde associée $= \frac{h}{mv}$. Avec la condition d'interférences non destructives $2\pi r = n\lambda$, on obtient : $2\pi r = n \frac{h}{mv}$

$$\text{Donc } mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad (1)$$

c) La deuxième loi de Newton nous donne (question 1 e)) : $mv^2 = k \frac{e^2}{r}$,
où $mv^2 r = ke^2$ (2).

Des équations (1) et (2), on en déduit $v = \frac{1}{n} \frac{2\pi ke^2}{h}$ (3).

De l'équation (1), on tire : $r = n \frac{h}{2\pi mv}$ et avec (3) $r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 ke^2 m}$.

$$\text{Donc } B = \frac{h^2}{4\pi^2 ke^2 m}$$

d) Énergie mécanique $= -k \frac{e^2}{r}$. Avec l'expression précédente de r , on obtient :

$$E = -\frac{1}{n^2} \frac{k^2 e^4 2\pi^2 m}{h^2}$$

$$\text{Soit } E_0 = \frac{k^2 e^4 2\pi^2 m}{h^2}$$

Application numérique :

$$E_0 = \frac{(9.10^9)^2 (1.6.10^{-19})^4 2\pi^2 9.11.10^{-31}}{(6.63.10^{-34})^2} = 2.17.10^{-18} \text{ J} = \frac{2.17.10^{-18}}{1.6.10^{-19}} = 13.59 \text{ eV}$$

e) Cette valeur est tout à fait en accord avec les mesures déduites des expériences spectroscopiques.

Exercice 2

1 Les dimensions d'un atome sont de l'ordre du dixième de nanomètre. Donc, à 0,02 nm, le nuage électronique d'un atome de la pointe et d'un atome de la surface à analyser se recouvrent. Il y a donc répulsion puisque les charges sont de même signe.

2 Pour $d = 10$ nm, il n'y a plus contact. Les molécules ayant en général des moments dipolaires, les interactions dipôle-dipôle se traduisant par des forces de van der Waals qui sont attractives.

3 La réflexion d'un faisceau sur un miroir augmente la sensibilité. Lorsque le miroir tourne d'un angle α , le faisceau réfléchi tourne de 2α .

④ La lumière absorbée par les pigments des plantes permet de créer, à l'aide de réactions d'oxydoréduction, de la matière organique à partir de l'eau et du gaz carbonique absorbé par les plantes.

⑤ Sur la photo, 77 mm correspondent à 500 nanomètres. Le diamètre d'une fibre est d'environ 1 mm sur la photo, ce qui correspond dans la réalité à

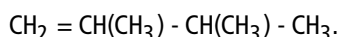
$$\frac{1.500}{77} = 6,5 \text{ nm}$$

Le diamètre de l'extrémité de la pointe est donc d'environ $\frac{6,5}{10} = 0,65 \text{ nm}$.

Le diamètre d'un atome étant d'environ 0,1 nm, le nombre d'atomes de l'extrémité de la pointe sur un diamètre est inférieur à 10. ■

Chapitre 1

Test 1 Le 2,3,diméthyl but-1-ène a pour formule semi-développée :



Test 2 Le premier alcool qui a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ est le propan-1-ol qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$; c'est un alcool primaire (classe I).

Le second alcool qui a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ est le propan-2-ol qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_3$; c'est un alcool secondaire (classe II).

Test 3 Une fonction aldéhyde se trouve toujours en terminaison de chaîne et, pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existe donc qu'un aldéhyde qui a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$; il s'agit du propanal, qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$.

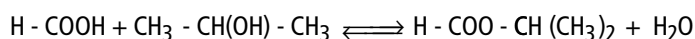
Une fonction cétone ne se trouve jamais en terminaison de chaîne et, pour pouvoir ramifier une chaîne carbonée, il faut qu'elle possède au moins quatre carbones. Il n'existe donc qu'une cétone qui a pour formule brute $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$; il s'agit de la propanone (ou acétone), qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$.

Test 4 Le premier acide qui admet pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ possède une chaîne carbonée droite ; il s'agit de l'acide butanoïque, qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.

Le second acide qui admet pour formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ possède une chaîne carbonée ramifiée ; il s'agit de l'acide (2),méthylpropanoïque, qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{COOH}$.

Remarque Le 2 est entre parenthèses car il n'est pas obligatoire puisque la ramification ne peut se trouver que sur le carbone n° 2.

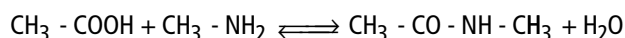
Test 5 Quand on écrit une équation, en chimie organique, il faut toujours utiliser les formules semi-développées :



L'ester obtenu s'appelle le méthanoate de (1),méthyléthyle.

Remarque Le 1 est entre parenthèses car il n'est pas obligatoire puisque la ramification ne peut se trouver que sur le carbone n° 1, c'est-à-dire celui qui suit immédiatement le groupement ester.

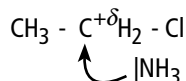
Test 6 La méthanimine a pour formule : $\text{CH}_3 - \text{NH}_2$, donc l'équation de la réaction s'écrit :



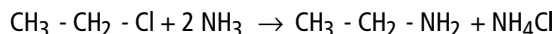
L'amide obtenu s'appelle le N,méthyléthanimide.

Test 7 Le chloroéthane a pour formule : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$. L'atome de chlore a tendance à attirer les électrons et, ainsi, le carbone qui se trouve à côté de lui va constituer un site pauvre en électrons.

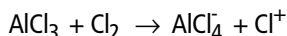
L'ammoniac a pour formule : NH_3 . L'atome d'azote possède un doublet libre qui va attaquer le carbone pauvre en électrons :



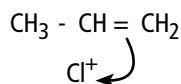
La suite de la réaction se traduit par l'équation :



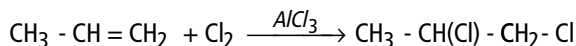
Test 8 Le chlorure d'aluminium va servir à obtenir le composé électrophile qui va pouvoir ensuite se fixer sur la double liaison :



L'ion Cl^+ va ensuite attaquer la double liaison pour venir s'y fixer :



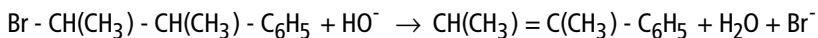
L'équation de la réaction pourra alors s'écrire :



On obtiendra du 1,2,dichloropropane.

Test 9 La molécule qui a pour formule : $\text{Br} - \text{*CH}(\text{CH}_3) - \text{*CH}(\text{CH}_3) - \text{C}_6\text{H}_5$ a la particularité de posséder deux carbones asymétriques que l'on a identifiés par un astérisque.

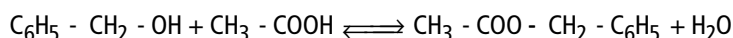
La réaction d'élimination a pour équation :



L'alcène que l'on obtient possède des diastéréoisomères Z et E, puisque les deux groupements méthyle peuvent être soit du même côté de la double liaison, soit de part et d'autre.

Grâce à ce type de réactifs, on va pouvoir savoir comment se déroule la réaction d'élimination : en effet, si l'on part d'un énantiomère particulier pour obtenir, par exemple, uniquement le diastéréoisomère Z, on saura que la réaction ne peut se faire que d'une seule façon, et on pourra en connaître tous les mécanismes.

Test 10 L'équation de la réaction d'estérification s'écrit :



Test 11 ① On sait que la densité et la masse volumique en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho \cdot v$, puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Pour l'acide acétique, on aura : } n_1 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{1,05 \times 15}{(15 + 45)} = 0,26 \text{ mol}$$

$$\text{Pour l'alcool benzylique, on aura : } n_2 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{1,04 \times 10}{(77 + 14 + 17)} = 9,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Comme il faut une mole d'acide pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que l'alcool benzylique est le réactif limitant.

② On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	$\text{CH}_3 - \text{COO} - \text{CH}_2 - \text{C}_6\text{H}_5$	H_2O
X=0	0,26 mol	$9,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	0	0
X quelconque	$0,26 - X$	$9,63 \cdot 10^{-2} - X$	X	X
X maximal	0,167 mol	0	$9,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$9,63 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(\text{ester})} = 9,63 \cdot 10^{-2} \times (15 + 44 + 14 + 77) = 14,4 \text{ g}$$

Test 12 Le rendement de cette synthèse est donné par :

$$\eta = \frac{m_{\text{obtenue}}}{m_{\text{ester}}} = \frac{9,8}{14,4} \times 100 = 68 \%$$

Test 13 Le spectre UV ne présente aucune bande : la molécule ne possède donc pas de liaisons $\text{C} = \text{C}$ ou de noyau benzénique.

Sur le spectre IR, on observe vers 3350 cm^{-1} une très forte bande qui est caractéristique des alcools.

Le spectre RMN révèle quatre sortes de protons : 1 seul à 4,2 ppm, 2 à 3,5 ppm, 2 à 1,5 ppm et 3 à 1 ppm.

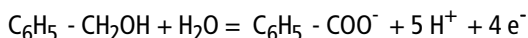
Le proton unique est celui du groupement $-\text{OH}$, les autres sont liés à des carbones de plus en plus éloignés de l'atome d'oxygène.

On en conclut qu'il s'agit du propan-1-ol qui a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$.

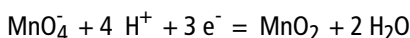
Chapitre 2

Activités

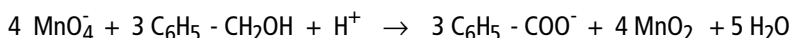
Activité 1 ❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COO}^- / \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2\text{OH}$:



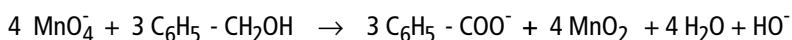
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :



Cette réaction se déroule en milieu basique, donc :

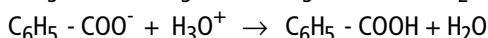
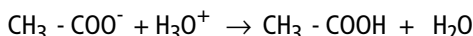


❷ Pour que la base du couple existe seule, il faut que $\text{pH} > (\text{pK}_a + 2)$, puisque, à ce moment-là : $\frac{[\text{B}]}{[\text{AH}]} > 100$.

Or $12 > (4,2 + 2)$, on peut donc conclure que l'ion benzoate existe seul.

Activité 2 Le filtrat limpide doit contenir des ions benzoate qui résultent de l'oxydation de l'alcool benzylique et des ions acétate qui résultent de l'oxydation de l'éthanol qu'on a ajouté pour éliminer le permanganate que l'on avait introduit en excès. Il doit aussi contenir un peu d'éthanol.

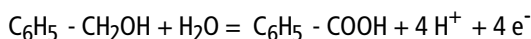
Activité 3 Les ions acétate et benzoate vont réagir avec les ions oxonium qui se trouvent dans la solution d'acide chlorhydrique pour redonner les acides correspondants. Si le pH du filtrat devient inférieur à 1, on peut admettre que ces deux réactions seront quantitatives :



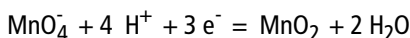
Activité 4 ❶ La solubilité de l'acide benzoïque est déjà faible à 25 °C (2,4 g.L⁻¹). On peut logiquement penser qu'elle sera encore plus faible à une température proche de 0 °C. Comme l'acide acétique et l'éthanol sont miscibles à l'eau, le fait d'abaisser la température ne les rendra pas moins solubles. Quand on versera la solution d'acide chlorhydrique, seul l'acide benzoïque précipitera.

❷ Comme seul l'acide benzoïque précipite en milieu acide, et comme il est alors très peu soluble dans l'eau, on peut penser que l'on obtiendra de l'acide benzoïque pratiquement pur et avec un bon rendement.

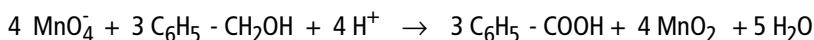
Activité 5 ❶ On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{COOH} / \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2\text{OH}$:



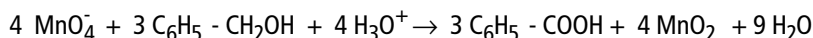
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 4 :



Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



- ② Pour que l'acide du couple existe seul, il faut que $\text{pH} < (\text{pK}_a - 2)$, puisque, à ce moment-là : $\frac{[\text{AH}]}{[\text{B}]} > 100$.

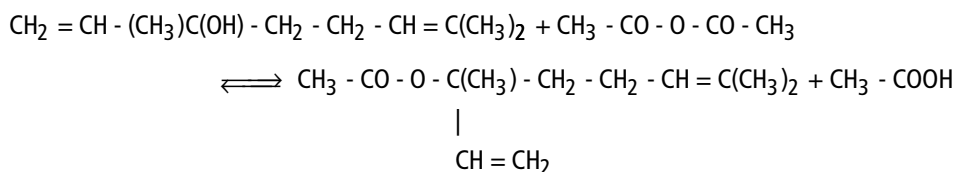
Or $1,5 < (4,2 - 2)$, on peut donc conclure que l'acide benzoïque existe seul.

Activité 6

- ① et ② Une fois que l'on a refroidi le milieu réactionnel, lorsqu'on opérera la filtration, l'acide benzoïque, qui est pratiquement insoluble dans l'eau, se retrouvera dans le papier filtre avec le dioxyde de manganèse. Pour obtenir de l'acide benzoïque pur, il faudrait séparer les deux solides, ce qui n'est pas une opération facile à réaliser.
- ③ Quand on travaille en milieu basique, on obtient directement l'acide benzoïque « pur » ; quand on travaille en milieu acide, on obtient l'acide benzoïque mélangé au dioxyde de manganèse. Il est donc bien plus intéressant de réaliser la synthèse de l'acide benzoïque en milieu basique qu'en milieu acide.

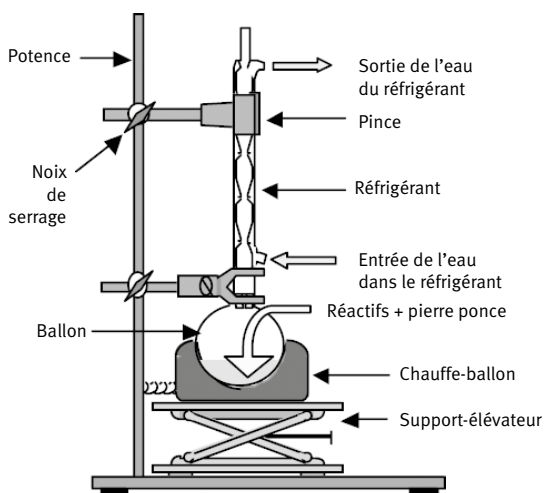
Activité 7

- ① Les réactifs introduits dans le ballon sont : le linalol et l'anhydride acétique.
- ② Le linalol réagit sur l'anhydride acétique suivant la réaction :



On obtient un ester l'acétate de linalyle et de l'acide acétique.

Activité 8 ①



- ② Le chauffage à reflux permet de chauffer le mélange réactionnel, sans perdre de matière, et aussi, puisque le dispositif est ouvert, sans modifier la pression.
- ③ Pratiquement toutes les réactions chimiques se font plus rapidement lorsqu'on chauffe le milieu réactionnel. Augmenter sa température permet donc de diminuer la durée de la réaction.

Activité 9

- ① On sait que la densité et la masse volumique en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho \cdot v$.
Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le linalol, on aura : $n_1 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{0,87 \times 10}{(42 + 45 + 50 + 17)} = 5,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Pour l'anhydride acétique, on aura : $n_2 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{1,08 \times 20}{(30 + 16 + 56)} = 0,21 \text{ mol}$

Comme il faut une mole d'anhydride pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que le linalol est le réactif limitant.

- ② On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

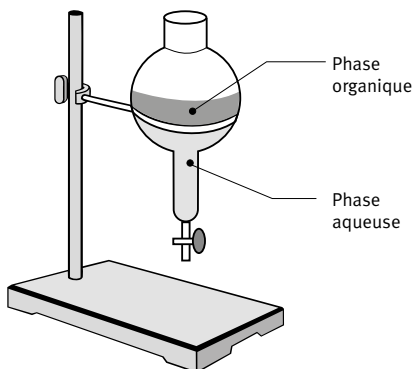
	Anhydride	Linalol	Ester	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$
X = 0	0,21 mol	$5,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	0	0
X quelconque	$0,21 - X$	$5,65 \cdot 10^{-2} - X$	X	X
X maximal	0,155 mol	0	$5,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$5,65 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

- ③ On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(\text{ester})} = 5,65 \cdot 10^{-2} \times (153 + 43) = 11,1 \text{ g}$$

Activité 10

- ① L'acétate de linalyle possède une densité de 0,89, donc inférieure à celle de l'eau. Comme il constitue l'essentiel de la phase organique, il correspondra à la phase supérieure dans l'ampoule à décanter.



- ② L'hydrogénocarbonate réagit sur l'acide acétique en donnant du dioxyde de carbone gazeux. C'est ce gaz qu'il faut éliminer en purgeant l'ampoule à décanter.
- ③ À la fin de la synthèse, il reste beaucoup d'anhydride acétique qui va se transformer en acide acétique lors des différents lavages. C'est l'acide acétique que l'on cherche à éliminer de la phase organique en le transformant en ions acétate (par action de la solution d'hydrogénocarbonate), car ces derniers sont beaucoup plus solubles dans l'eau que dans la phase organique. Malheureusement quand on lave un ester avec une solution basique, il s'hydrolyse toujours un peu, ce qui va faire baisser le rendement de la synthèse.

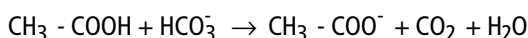
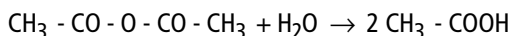
- ④ Lors de la synthèse, on a produit une masse d'ester égale à :

$$m_{\text{(ester)}} = 63,15 - 54,68 = 8,45 \text{ g}$$

Le rendement de la synthèse est donc de :

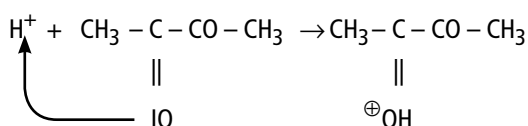
$$\eta = \frac{8,45}{11,1} \times 100 = 76 \%$$

Remarque On donne les deux équations des réactions qui se sont produites lors du lavage :

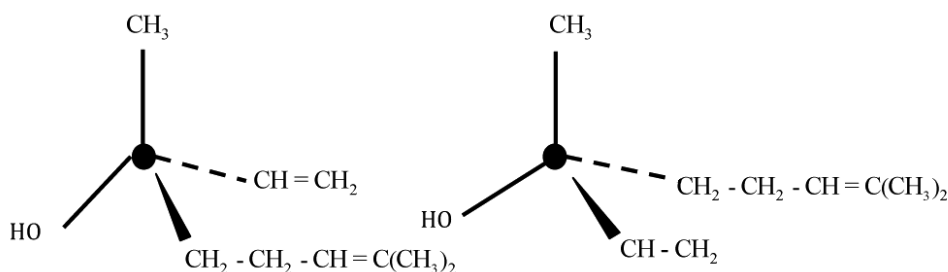


Activité 11

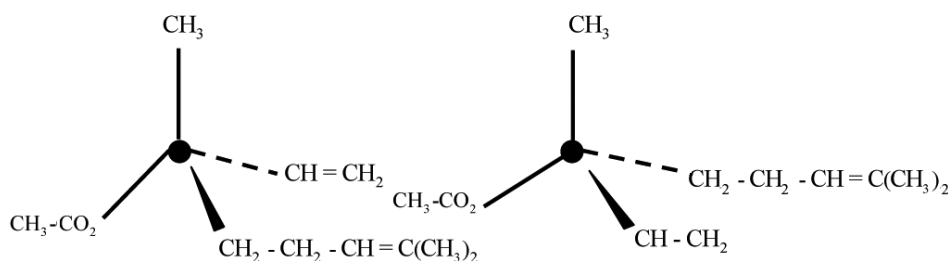
- ① L'atome d'oxygène qui possède des doublets libres sera le site riche en électrons et le proton qui n'a qu'une case vide sera le site pauvre en électrons :



- ② Le linalol possède un carbone asymétrique, celui qui porte la fonction alcool. Il a donc deux énantiomères qui sont la molécule et l'image de cette molécule donnée par un miroir plan :



On doit remplacer le groupement hydroxyle OH de la fonction alcool par le groupement $\text{CH}_3 - \text{CO}_2$ de l'ester, en admettant que, lors de l'estérification, chaque carbone conserve la même configuration :



- ③ Si on part du racémique du linalol, dans tous les cas (que l'estérification conserve la configuration ou non), on obtiendra un racémique de l'acétate de linalyle.

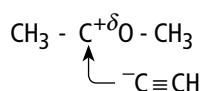
Activité 12

La ligne D comporte plusieurs taches c'est-à-dire que c'est un mélange. On en déduit qu'il s'agit de l'huile essentielle de lavandin, avec les deux taches les plus élevées qui correspondent au linalol et à l'acétate de linalyle. Comme il y a deux lignes, la B et la C, qui sont à la même hauteur que la tache la plus élevée de la ligne D, on en déduit qu'il s'agit de celle qui correspond à l'acétate de linalyle. La ligne A correspond donc au linalol, mais il est impossible de savoir si c'est B ou C qui correspond au produit synthétisé ou à l'acétate de linalyle commercial, puisqu'il ne donne tous les deux qu'une seule tache à la même hauteur.

Activité 13

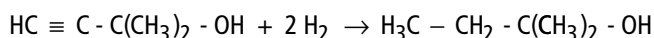
Pour introduire une triple liaison dans la molécule finale, il faut que l'anion $\text{HC} \equiv \text{C}^-$ s'additionne sur l'acétone.

Le carbone du groupement carbonyle $> \text{C} = \text{O}$ est un site pauvre en électrons puisque l'atome d'oxygène qui est électronégatif les attire. Donc, la première étape de cette addition correspond au stade :



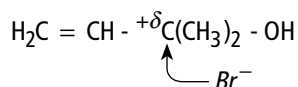
Activité 14

Le palladium désactivé sert de catalyseur pour l'hydrogénation de l'alcyne. Si on utilisait du palladium normal, on ne s'arrêterait pas à l'alcène mais on arriverait directement à l'alcane :



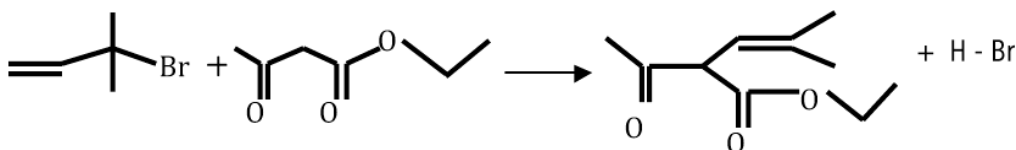
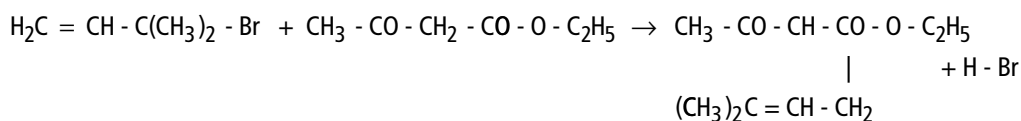
Activité 15

Le carbone qui porte le groupement hydroxyle OH est un site pauvre en électrons puisque l'atome d'oxygène qui est électronégatif les attire. Donc, la première étape de cette addition correspond au stade :

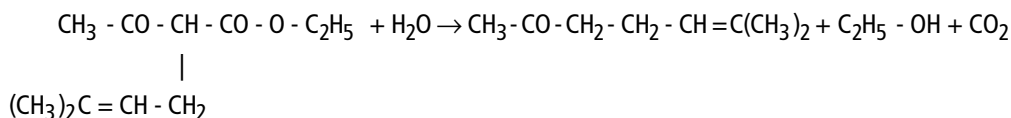


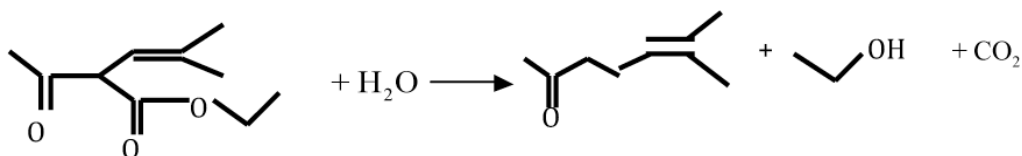
Activité 16

La première équation devient, quand on utilise les formules topologiques :

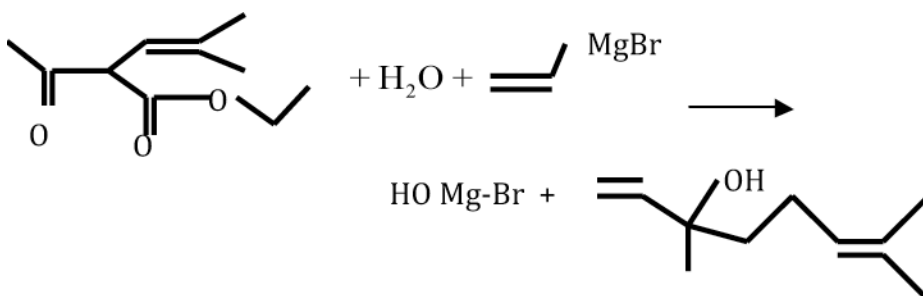
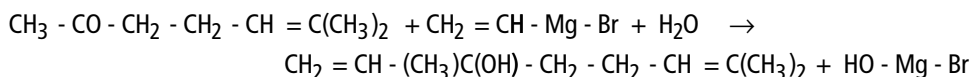


La deuxième équation devient, quand on utilise les formules topologiques :

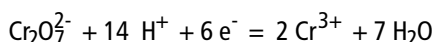




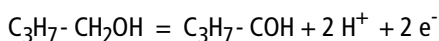
La troisième équation devient, quand on utilise les formules topologiques :



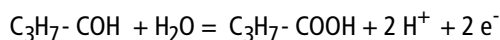
Activité 17 On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$:



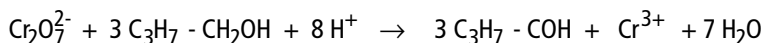
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{COH} / \text{C}_3\text{H}_7 - \text{CH}_2\text{OH}$:



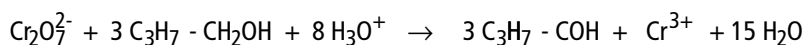
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{C}_3\text{H}_7 - \text{COOH} / \text{C}_3\text{H}_7 - \text{COH}$:



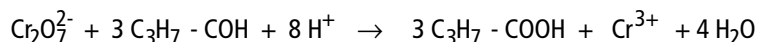
On additionne d'abord les demi-équations (1) et (2) en multipliant par 3 la seconde :



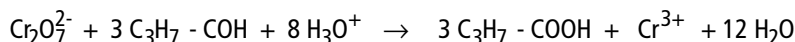
Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



On additionne ensuite les demi-équations (1) et (3) en multipliant par 3 la seconde :



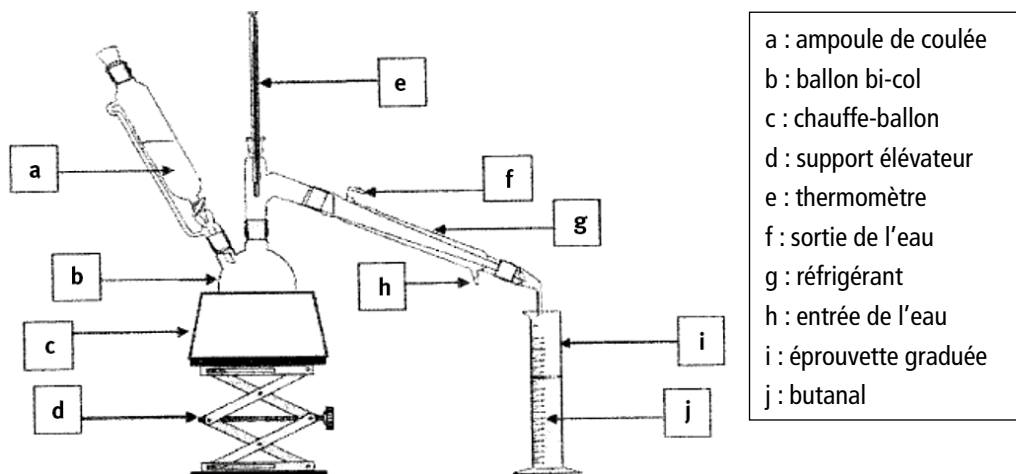
Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



Activité 18 ① Si l'on veut obtenir le butanal, il faut toujours que le mélange sulfochromique constitue le réactif limitant. Pour cela, on doit verser, peu à peu, le mélange sulfochromique dans le butan-1-ol, car, si l'on faisait l'inverse, l'alcool serait le réactif limitant et il se transformerait en acide, puisque l'oxydant serait en excès.

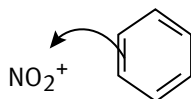
Le dispositif expérimental doit comporter une ampoule de coulée qui permettra de verser, peu à peu, le mélange sulfochromique dans l'alcool que l'on aura préalablement chauffé.

- ② Le butanal bout à une température inférieure à celle de l'eau. Utiliser un appareil à distiller présente donc un double avantage car, en éliminant le butanal du milieu réactionnel dès qu'il se forme, on évite sa transformation en acide et on obtient directement le produit de synthèse.



- ③ Le spectre 1 est celui de l'acide butanoïque car il présente une bande très large caractéristique vers 3000 cm^{-1} . Si l'on a bien réalisé la synthèse du butanal, on doit donc obtenir le spectre 2.

Activité 19

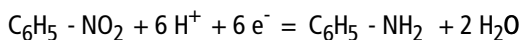


L'ion nitronium est un ion positif qui réagira sur un site donneur d'électrons. Et le cycle benzénique constitue un site riche en électrons qui va pouvoir attirer l'ion positif NO_2^+ .

Si la condition sur la température n'est pas respectée, on peut avoir une double substitution et obtenir le dinitrobenzène, et non le nitrobenzène. Il est facile de s'en apercevoir expérimentalement car le nitrobenzène est un liquide jaune pâle, huileux, d'odeur caractéristique, alors que le dinitrobenzène est un solide qui cristallise sous forme de paillettes jaunâtres.

Activité 20

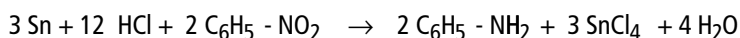
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{NO}_2 / \text{C}_6\text{H}_5 - \text{NH}_2$:



On la combine avec celle qui est donnée :



On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 3 :



Activité 21

Le distillat contient de l'aniline et de l'eau puisque c'est la vapeur d'eau qui a entraîné l'aniline.

On sait que la densité et la masse volumique en g.cm^{-3} s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho.v$, puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Pour le nitrobenzene, on aura : } n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{1,1732 \times 10,5}{(77 + 14 + 32)} = 0,100 \text{ mol}$$

$$\text{Pour l'étain, on aura : } n_2 = \frac{m}{M} = \frac{23}{118,7} = 0,19 \text{ mol}$$

On peut dresser le tableau d'avancement simplifié de la réaction :

	2 C₆H₅ - NO₂	3 Sn	12 HCl	2 C₆H₅ - NH₂
X = 0	0,100 mol	0,19 mol-	en excès	0
X quelconque	0,100 - 2 X	0,19 - 3 X	en excès	2 X
X maximal	0	0,04 mol	en excès	0,100 mol

On en déduit la masse maximale d'aniline que l'on peut obtenir :

$$m_{(\text{aniline})} = 0,100 \times (77 + 16) = 9,3 \text{ g}$$

Le rendement de la synthèse est donc de :

$$\eta = \frac{4,26}{9,3} \times 100 = 46 \%$$

Activité 22

Le pic à 3,71 ppm correspond aux deux « H » du groupement amine - NH₂. Les protons du noyau benzénique sortent plus loin car ils sont plus déblindés. Le pic suivant à 6,78 ppm correspond aux deux protons les plus proches du groupement amine car ils ne possèdent qu'un seul proton voisin. Le troisième pic à 6,92 ppm correspond aux deux protons suivants sur le cycle qui ont un proton pour voisin, de chaque côté, et le quatrième pic à 7,31 ppm correspond au seul proton qui, sur le cycle, fait face au groupement amine - NH₂.

Activité 23

Le doublet de l'azote qui est libre, dans l'aniline, peut se conjuguer avec les électrons du cycle benzénique pour former un ensemble résonnant. La bande d'absorption UV de cet ensemble n'est plus la même que celle du benzène.

Par contre, dans l'ion anilinium, le doublet de l'azote n'est plus libre puisqu'un proton est venu s'y fixer. Il n'y a donc plus de raison que la bande d'absorption UV de l'ion anilinium ne soit plus la même que celle du benzène.

Activité 24

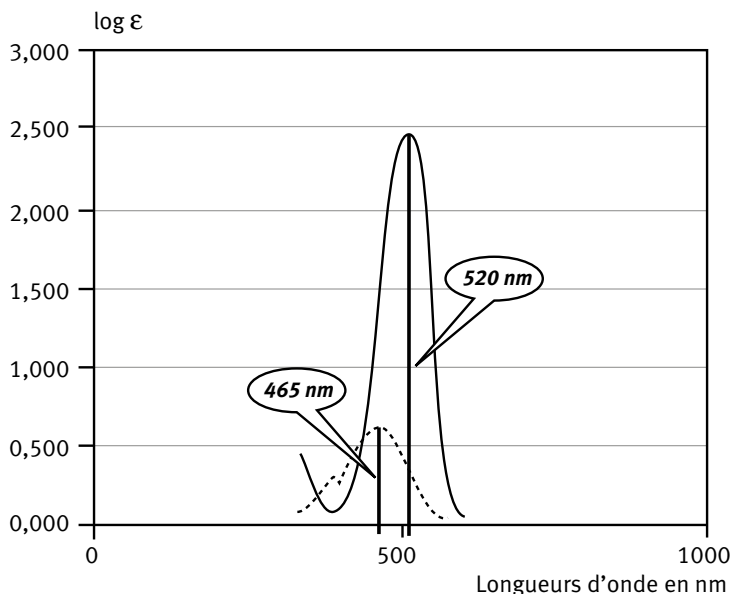
La première raison tient à la toxicité possible du liquide que l'on doit pipeter, et la seconde au fait que l'on ne sait pas qui s'est servi de la pipette auparavant, et qu'on pourrait ainsi être en contact direct avec de la salive contaminée.

En milieu acide, l'aniline se transforme en ions anilinium et ces ions anilinium sont plus solubles dans l'eau que l'aniline elle-même.

Activité 25

Le solvant utilisé lors d'une recristallisation doit avoir les propriétés que possède l'éther de pétrole vis-à-vis du 1,3-diphényltriazène : très peu soluble à froid et soluble à chaud, puisqu'il faut que le produit de synthèse puisse entièrement se dissoudre quand on chauffe et qu'il cristallise, donc qu'il soit le moins soluble possible dans le solvant lorsqu'on refroidit le mélange dans le bain d'eau glacée.

Activité 26



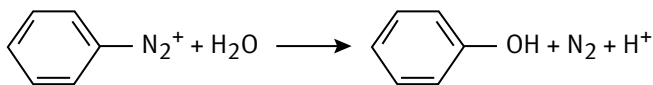
Le premier maximum est à 465 nm et le second à 520 nm. Plus on s'approche du rouge et plus la longueur d'onde augmente. On en déduit que le pic à 520 nm correspond à la forme acide qui est rose et que le pic à 465 nm correspond à la forme basique qui est jaune.

Activité 27

- 1 Il s'agit d'une réaction de substitution car on remplace le groupement $-N_2^+$ par un atome de chlore.
- 2 Le chlorure de cuivre (I) est le catalyseur de la réaction puisque les ions chlorure Cl^- sont apportés par l'acide chlorhydrique concentré, présent dans le milieu réactionnel.
- 3 Le composé gazeux qui se dégage est le diazote N_2 .
- 4 Le spectre 1 présente une bande assez étroite vers $3\,300\text{ cm}^{-1}$, qui est un doublet caractéristique du groupement $-NH_2$ des amines. Cette bande n'apparaît plus, sous cette forme, dans le spectre 2, qui est donc celui du chlorobenzène. Le spectre IR permet bien de conclure que la réaction a fait disparaître le groupement $-NH_2$.
- 5 Pour passer du sel de diazonium au jaune d'aniline, il suffit de verser de l'aniline, alors que, pour passer du sel de diazonium au chlorobenzène, il faut chauffer et utiliser un catalyseur, le chlorure de cuivre (I).

Activité 28

- ❶ Il s'agit de l'eau qui, lors du chauffage, peut réagir sur le sel de diazonium, suivant la réaction :



- ❷ Le spectre de l'aniline présente une bande assez étroite vers $3\,300\text{ cm}^{-1}$, qui est un doublet caractéristique du groupement -NH_2 des amines. Cette bande n'apparaît plus, sous cette forme, dans le spectre du phénol. Le spectre IR permet bien de conclure que la réaction a fait disparaître le groupement -NH_2 .
- ❸ La synthèse du chlorobenzène nécessite deux opérations simultanées : chauffage en présence du catalyseur. Dans le cas de cette mauvaise manipulation, on a chauffé avant d'avoir ajouté le catalyseur.

Exercices d'apprentissage

Exercice 1

Au bout de 15 minutes de chauffage, le chromatogramme montre que tout l'alcool benzylique n'a pas disparu puisqu'on peut voir deux taches.

Par contre, au bout de 30 minutes de chauffage, le chromatogramme ne montre plus qu'une seule tache : celle de l'acide benzoïque. On peut donc en conclure que tout l'alcool benzylique a été oxydé.

Cette expérience nous permet de dire que l'oxydation de l'alcool benzylique est une réaction lente et que la durée de la réaction est comprise entre 15 et 30 minutes.

Exercice 2

Sur le spectre (1), on peut observer la très large bande vers $3\,300\text{ cm}^{-1}$, qui est caractéristique du groupement -OH des alcools. On peut donc en conclure que le spectre (1) est celui de l'alcool benzylique.

Sur le spectre (2), qui est donc celui de l'acide benzoïque, cette large bande n'existe plus ; elle est remplacée par une bande vers $3\,000\text{ cm}^{-1}$, qui est caractéristique du groupement -OH des acides et par une bande vers $1\,700\text{ cm}^{-1}$, qui est caractéristique du groupement >C=O des acides.

On constate donc que l'oxydation de l'alcool benzylique en acide benzoïque a entraîné une modification importante du spectre IR.

Exercice 3

- ❶ Comme la température de fusion du benzonitrile est de $13\text{ }^\circ\text{C}$, on peut dire qu'à température ambiante il est liquide mais, dans un bain d'eau et de glace, il sera solide.

- ❷ Une mole de benzamide donne une mole de benzonitrile ; donc, avec :

$M = (77 + 28 + 16) = 121\text{ g}$ de benzamide, on devrait obtenir $M = (77 + 12 + 14) = 92\text{ g}$ de benzonitrile.

On en déduit qu'avec 10 g de benzamide on devrait obtenir : $m = \frac{10 \times 92}{121} = 7,6\text{ g}$

Le rendement de la synthèse est donc de :

$$\eta = \frac{3,42}{7,6} \times 100 = 45 \%$$

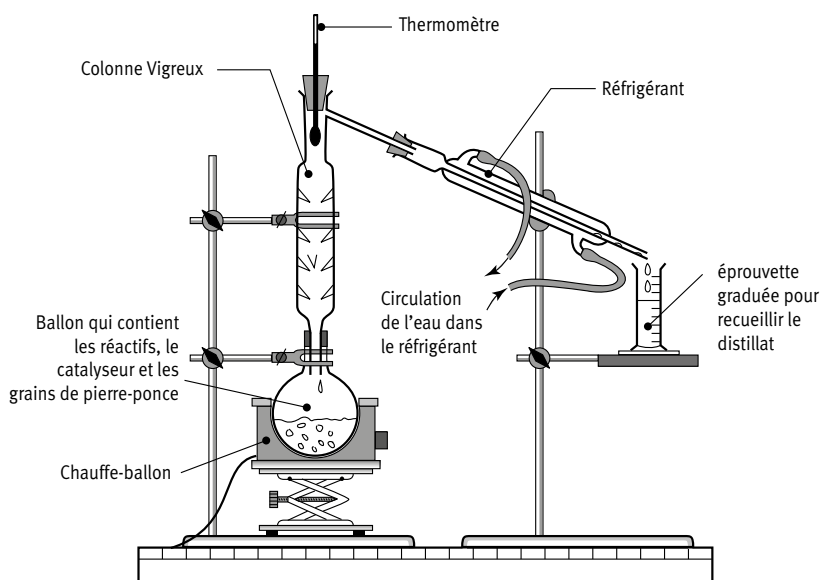
- ③ Le benzamide possède deux protons de plus que le benzonitrile : les deux protons du groupement amino -NH₂. On devrait donc observer un pic de plus sur le spectre RMN du benzamide que sur celui du benzonitrile puisque le pic de ces deux protons devrait sortir à un champ différent de ceux du noyau benzénique.

On a employé le conditionnel, parce que, en réalité, le pic de ces deux protons n'apparaît pas vraiment et que la seule différence entre le spectre RMN de ces deux produits est un léger déplacement des trois pics qui correspondent aux hydrogènes du noyau benzénique.

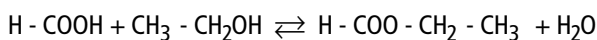
- ④ Le spectre IR du benzamide doit comporter deux bandes caractéristiques : l'une correspondant au groupement carbonyle >C=O et l'autre au groupement amino -NH₂. On observe effectivement ces deux bandes respectivement entre 1 750 et 1 650 cm⁻¹ et entre 3 500 et 3 250 cm⁻¹.

Le spectre IR du benzonitrile ne doit plus comporter qu'une seule bande caractéristique : celle du groupement cyanure -C≡N. On l'observe effectivement entre 2 260 et 2 200 cm⁻¹.

Exercice 4 ① On a dessiné et annoté le schéma du dispositif de distillation fractionnée :



- ② Les réactifs sont l'acide formique et l'éthanol qui vont réagir pour donner un ester, le formiate d'éthyle, et de l'eau suivant :



- ③ L'acide paratoluènesulfonique va jouer le rôle de catalyseur pour la réaction d'estérification.

Les grains de pierre ponce servent à régulariser l'ébullition du milieu réactionnel.

- ④ On observe que le distillat commence à être recueilli dans l'éprouvette graduée à une température proche de 55 °C puisque la température d'ébullition du formiate d'éthyle est de 54,3 °C. Tant que l'on recueille le formiate d'éthyle, la température ne change pratiquement pas, puisqu'un corps pur change d'état à température constante. Lorsque la température s'élève, cela montre que tout le formiate d'éthyle qui s'était formé a été recueilli dans l'éprouvette graduée, et donc qu'il faut l'enlever.

- ⑤ On sait que la densité et la masse volumique en $\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$ s'expriment par le même nombre. On peut donc calculer la masse des réactifs : $m = \rho \cdot v$. Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Pour l'acide formique, on aura : } n_1 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{1,22 \times 20}{(13 + 33)} = 0,53 \text{ mol}$$

$$\text{Pour l'éthanol, on aura : } n_2 = \frac{\rho \cdot v}{M} = \frac{0,79 \times (30 \times 0,9)}{(15 + 14 + 17)} = 0,46 \text{ mol}$$

Puisque l'éthanol est à 90°, il faut tenir compte que, dans 30 mL, il n'y a que : $30 \times 0,9 = 27 \text{ mL}$ d'éthanol pur.

Comme il faut une mole d'anhydride pour une mole d'alcool, on peut voir que la réaction ne se déroule pas dans les conditions stœchiométriques et que l'éthanol est le réactif limitant.

On peut dresser le tableau d'avancement de la réaction d'estérification :

	Acide formique	Éthanol	Ester	Eau
X = 0	0,53 mol	0,46 mol-	0	0
X quelconque	0,53 - X	0,46 - X	X	X
X maximal	0,07 mol	0	0,46 mol	0,46 mol

On en déduit la masse maximale d'ester que l'on peut obtenir :

$$m_{(\text{ester})} = 0,46 \times (1 + 44 + 29) = 34,0 \text{ g}$$

Le groupe de TP en a obtenu : $m = \rho \cdot v = 0,91 \times 31,6 = 28,8 \text{ g}$

On en déduit le rendement de la synthèse :

$$\eta = \frac{28,8}{34,0} \times 100 = 84,7 \%$$

Exercice 5

- ① Pour connaître le rendement, il faut d'abord calculer la masse, puis le nombre de moles de butan-1-ol à partir du volume v utilisé :

$$m = \rho \cdot v.$$

Puis, pour connaître le nombre de moles, on applique la formule : $n = \frac{m}{M}$.

Pour le butan-1-ol, on sait que $\rho = 0,800 \text{ g.mL}^{-1}$ puisque la densité est de 0,886 et que $M = 74 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$\text{On trouve alors : } n_1 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0,800 \times 10}{74} = 0,108 \text{ mol.}$$

Il faut ensuite faire les mêmes calculs pour l'acide éthanoïque et l'on trouve 0,108 mol pour les trois premiers groupes et 0,216 mol pour le quatrième. Les trois premiers groupes ont donc travaillé dans les conditions stoechiométriques, mais le quatrième a utilisé de l'acide en excès. Pour calculer le rendement, on devra donc toujours utiliser la valeur de $n_1 = 0,108 \text{ mol}$.

Il faut se livrer aux mêmes calculs pour l'éthanoate de butyle pour trouver les différents nombres de moles puis, pour calculer le rendement, on fera le rapport :

$$\eta = \frac{n_2}{n_1} \times 100$$

Pour l'éthanoate de butyle, on sait que $\rho = 0,886 \text{ g.mL}^{-1}$ puisque la densité est de 0,886 et que $M = 116 \text{ g.mol}^{-1}$

	Groupe 1	Groupe 2	Groupe 3	Groupe 4
Volume d'éthanoate de butyle obtenu (mL)	6,5	9,1	9,2	10,5
n_2 (en mol)	$4,96.10^{-2}$	$6,95.10^{-2}$	$7,03.10^{-2}$	$8,02.10^{-2}$
Rendement	46 %	64 %	65 %	74 %

On peut déjà calculer le rendement dans le cas de l'expérience avec le chlorure d'éthanoyle (on pourra vérifier que le butan-1-ol est le réactif limitant) :

$$n_2 = \frac{\rho.v}{M} = \frac{0,866 \times 13,8}{116} = 0,103 \text{ mol, soit un rendement de}$$

$$\eta = \frac{n_2}{n_1} \times 100 = \frac{0,103}{0,108} \times 100 = 95 \%$$

- ❷ Pour les trois premiers groupes, on utilise les mêmes quantités de réactifs ; la différence n'est due qu'à la durée de chauffage. L'estérification est une réaction lente, il faut donc chauffer assez longtemps pour parvenir à l'équilibre. On peut toutefois remarquer que, pour les groupes 2 et 3, la différence de rendement est très faible ; ce qui amènerait une question dans l'industrie chimique : est-il utile de chauffer 15 minutes de plus (donc de dépenser de l'énergie) pour gagner 1 % de rendement ?

Par contre, on améliore beaucoup le rendement en doublant la quantité d'acide au départ. Bien sûr, dans l'industrie chimique, ce procédé ne sera rentable que si l'on peut recycler l'acide éthanoïque qui n'aura pas réagi, dans un premier temps.

- ❸ Pour obtenir un ester, il existe deux méthodes : la synthèse directe, en utilisant l'acide, et la synthèse indirecte, en utilisant des dérivés de l'acide, l'anhydride ou le chlorure d'acyle.

Si l'on se réfère uniquement au rendement, il est clair qu'il vaut mieux utiliser les dérivés que l'acide lui-même. Nous avons fait le calcul précédemment et on a pu

vérifier qu'avec le chlorure d'éthanoyle, la réaction est pratiquement quantitative, même si on a perdu un peu d'ester lors de la phase de purification.

Si l'on se réfère à la dépense d'énergie, là encore, le chlorure présente un très grand avantage car il ne demande pas de période de chauffage, contrairement à l'estérification directe.

Malgré tout, il faut aussi tenir compte du prix d'achat du réactif et de la difficulté de le conserver ; en effet, les chlorure d'acyle sont des produits très réactifs, et il est très difficile de les garder longtemps sans qu'ils s'abîment. De ce point de vue, l'utilisation du chlorure devient rapidement très coûteuse dès que l'on veut synthétiser une quantité importante d'ester.

Pour conclure, on peut dire qu'il est très intéressant, au laboratoire, de faire des synthèses indirectes lorsqu'on ne désire préparer que de faibles quantités d'ester. Par contre, si l'on veut obtenir un ester en quantité importante, il sera plus économique de revenir à la synthèse directe, en jouant sur la quantité d'acide (en particulier s'il s'agit d'acide acétique, qui est un produit bon marché).

Chapitre 3

Activités

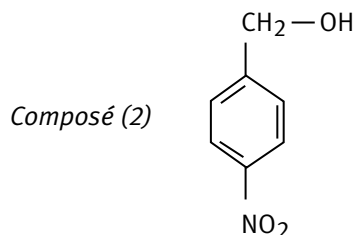
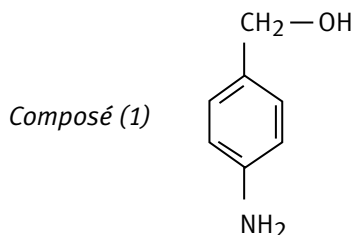
Activité 29 Le propan-1-ol ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$) est un alcool primaire. Quand on le fait réagir sur une solution de dichromate de potassium, il va d'abord s'oxyder en propanal ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$), puis en acide propanoïque ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$).

Activité 30 Si l'on fait réagir le propan-1-ol sur le PPC, on n'obtiendra que du propanal. Le PCC permet donc d'obtenir un seul produit alors que la solution aqueuse de dichromate de potassium ne le permet pas. On dira que le PCC est un réactif chimiosélectif.

Activité 31 On peut réduire la fonction nitro ($-\text{NO}_2$) en fonction amine ($-\text{NH}_2$) et la fonction aldéhyde ($-\text{CHO}$) en fonction alcool primaire ($-\text{CH}_2\text{OH}$).

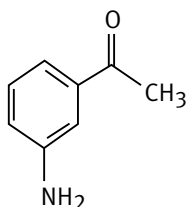
Avec le tétrahydruroaluminate de lithium, les deux réductions se produiront et on obtient le composé (1).

Avec le tétrahydruroborate de sodium, seule la fonction aldéhyde est réduite et on obtient le composé (2).



Le tétrahydruoborate de sodium est un réactif beaucoup plus chimiosélectif que le tétrahydrualuminate de lithium.

Activité 32



On a réduit la fonction nitro ($-NO_2$) en fonction amine ($-NH_2$) pour obtenir la 3-aminoacétophénone.

On a choisi comme solvant : l'acétate d'éthyle.

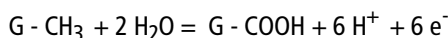
Le réactif chimiosélectif est le chlorure d'étain (II) déshydraté.

On a vu que le tétrahydrualuminate de lithium est un réducteur qui n'est pas chimiosélectif. Il aurait donc pu réduire aussi la fonction cétone en alcool secondaire. On aurait alors obtenu : $CH_3 - CH(OH) - C_6H_4 - NH_2$, la position des deux groupements est inchangée sur le cycle benzénique.

Activité 33

L'étape (1) correspond à la protection de la fonction, l'étape (2) correspond à l'oxydation (transformation du groupement méthyle en acide carboxylique) et l'étape (3) à la régénération de la fonction amine.

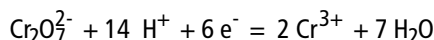
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $G - COOH / G - CH_3$:



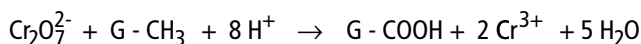
Remarque

On a remplacé le noyau benzénique portant le groupement acétamide par la lettre G.

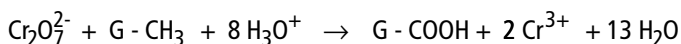
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$:



On additionne tout simplement puisque les deux couples mettent en jeu six électrons :

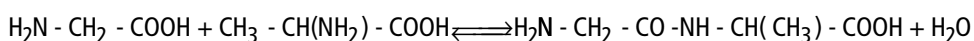


Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :

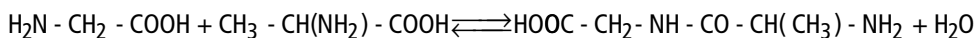


Activité 34

Dans la première réaction, la fonction acide de la glycine réagit sur la fonction amine de l'alanine :



Dans la seconde réaction, la fonction acide de l'alanine réagit sur la fonction amine de la glycine :



En comparant les formules chimiques des deux dipeptides, il est facile de voir qu'elles sont différentes : on peut donc bien obtenir deux dipeptides différents.

Activité 35

On a obtenu le dipeptide Ala-Gly : $H_2N - CH(CH_3) - CO - NH - CH_2 - COOH$ en bloquant la fonction amine de l'alanine et la fonction acide de la glycine.

Pour obtenir le dipeptide Gly-Ala : $H_2N - CH_2 - CO - NH - CH(CH_3) - COOH$, il faudrait donc bloquer la fonction acide de l'alanine et la fonction amine de la glycine.

On ferait donc réagir la glycine sur le dicarbonate de tertiobutyle pour bloquer sa fonction amine.

On ferait ensuite réagir l'alanine sur l'éthanol pour bloquer sa fonction acide.

On ferait réagir les deux composés obtenus, puis on réaliserait l'hydrolyse du produit pour avoir le dipeptide Gly-Ala.

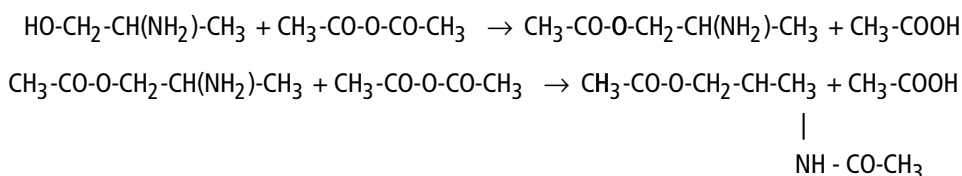
Exercices d'apprentissage

Exercice 6

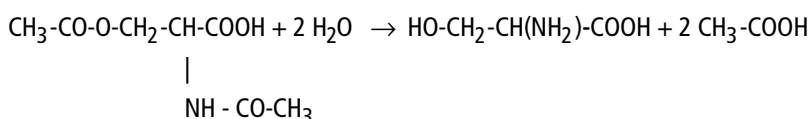
- ❶ Il faut oxyder la fonction alcool primaire pour la transformer en acide carboxylique.
- ❷ Si l'on ne prend aucune précaution, on peut aussi oxyder la fonction amine - NH₂ en groupement nitro - NO₂.
- ❸ Il faudrait bloquer la fonction amine en la transformant en fonction amide de façon qu'elle ne puisse plus s'oxyder. Pour cela, on pourrait utiliser l'anhydride acétique.
- ❹ Mais lorsqu'on fera réagir l'anhydride acétique sur le 2,aminopropan-1-ol, la fonction alcool pourra, elle aussi, réagir pour se transformer en fonction ester, ce qui rendra la synthèse impossible puisqu'on ne pourra pas retransformer cette fonction ester en fonction acide.
- ❺ Si l'on veut transformer le 2,aminopropan-1-ol en alanine, il faut oxyder les deux fonctions, la fonction amine en groupement nitro, et la fonction alcool en acide carboxylique, puis utiliser un réactif chimiosélectif capable de réduire le groupement en fonction amine, sans toucher à la fonction acide carboxylique.

Exercice 7

- ❶ On doit oxyder le groupement méthyle - CH₃ du 2,aminopropan-1-ol en groupement acide carboxylique en utilisant un oxydant fort.
- ❷ Si l'on ne prend aucune précaution, lors de cette oxydation, on transformera la fonction alcool en fonction acide et la fonction amine en groupement nitro - NO₂.
- ❸ On doit donc bloquer ces deux fonctions avant de réaliser l'oxydation.
- ❹ On fait réagir l'anhydride acétique sur le 2,aminopropan-1-ol :



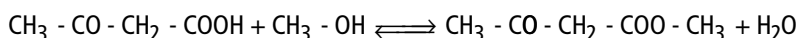
- ❺ Une fois l'oxydation du produit réalisée, il faudra réaliser une hydrolyse pour obtenir la sérine :



Exercice 8

❶ Si l'on ne prend aucune précaution, on réduira la fonction acide carboxylique en même temps que la fonction cétone.

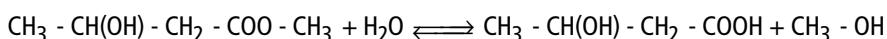
❷ On réalise une estérification suivant :



❸ On va réduire la fonction cétone et obtenir : $\text{CH}_3 - \text{CH(OH)} - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3$

❹ L'hydrure d'aluminium et de lithium est un réducteur beaucoup plus fort que le borohydrure de sodium et, si on l'utilisait, on risquerait de réduire aussi la fonction ester.

❺ Lorsqu'on hydrolyse la fonction ester, il se produit la réaction :

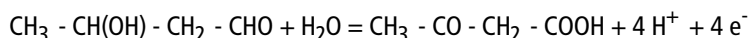
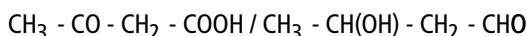


Exercice 9

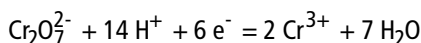
❶ La molécule s'appellera le 3,hydroxybutanal puisque le carbone qui porte la fonction aldéhyde a le numéro 1.

❷ Si on fait réagir le dichromate de potassium sur cette molécule, on va oxyder et la fonction alcool et la fonction aldéhyde pour donner : $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.

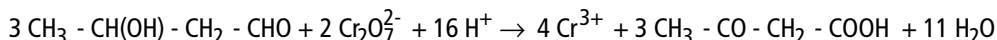
❸ La réaction met en jeu le couple :



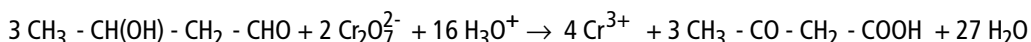
et le couple : $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$



On obtient l'équation en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :



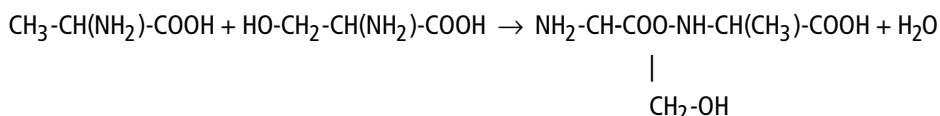
En tenant compte que cette réaction se déroule en milieu acide, on peut écrire :



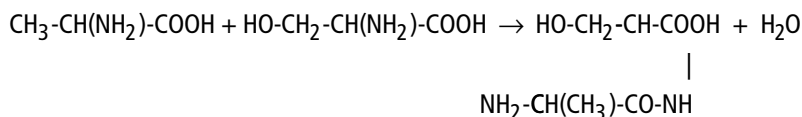
❹ On devra protéger la fonction alcool en la transformant en fonction ester, en faisant réagir le 3,hydroxybutanal sur l'anhydride acétique, par exemple. Ensuite, on réalisera l'oxydation de la fonction aldéhyde en fonction acide carboxylique par la solution de dichromate de potassium. Enfin, on devra hydrolyser la fonction ester pour obtenir la molécule : $\text{CH}_3 - \text{CH(OH)} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$.

Exercice 10

❶ On peut faire réagir la fonction amine de l'alanine sur la fonction acide carboxylique de la sérine :



On peut aussi faire réagir la fonction acide carboxylique de l'alanine sur la fonction amine de la sérine :



- ② Par convention, les peptides s'écrivent avec l'abréviation conventionnelle de l'acide α -aminé qui a le groupement -NH_2 libre, à gauche, et l'abréviation conventionnelle de l'acide α -aminé qui a le groupement -COOH libre, à droite. Le premier dipeptide se nomme donc Ser-Ala et le second se nomme Ala-Ser.
- ③ Pour être sûr d'obtenir le dipeptide Ser-Ala, il faut bloquer la fonction acide carboxylique de l'alanine et la fonction amine de la sérine.

Chapitre 4

Activités

Activité 36

En ce début de xxi^{e} siècle, on a pu constater que la teneur en dioxyde de carbone de l'atmosphère augmentait, faiblement mais régulièrement, depuis une cinquantaine d'années. Deux questions se sont alors posées : cette augmentation présente-t-elle des dangers et, si oui, comment y faire face ?

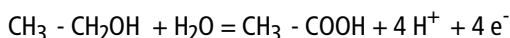
L'augmentation de la teneur en CO_2 est essentiellement due à deux facteurs : l'utilisation massive des combustibles fossiles et la déforestation. On peut s'efforcer de freiner la déforestation mais il semble bien difficile, tant que les ressources en combustibles fossiles restent suffisantes, de réduire leur utilisation. Pourtant, les scientifiques sont en grande majorité d'accord pour dire que cette augmentation de la teneur en CO_2 a deux conséquences : augmentation de la température moyenne sur Terre et acidification des eaux de mer.

Ces deux conséquences sont susceptibles d'entraîner des catastrophes, en particulier la montée des eaux des mers qui submergeraient une partie non négligeable des territoires habités. Devant de telles menaces, il faut donc s'efforcer de limiter l'augmentation de la teneur en CO_2 et, pour cela, on envisage plusieurs procédés. Le premier consiste à récupérer le CO_2 à la source de production et à le stocker ou à l'utiliser comme solvant ou comme réfrigérant.

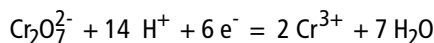
Le second réside, toujours après récupération, en sa transformation soit lors de réactions chimiques difficiles à réaliser, en carburant (mélange $\text{CO} + \text{H}_2$), soit, en utilisant des végétaux, en carburant ou en nourriture.

Si l'augmentation de la teneur en CO_2 présente un réel danger pour l'humanité, les scientifiques travaillent mais ne sont pas encore prêts pour apporter les solutions à ce problème.

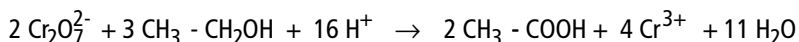
Activité 37 On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{CH}_3 - \text{COOH} / \text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$:



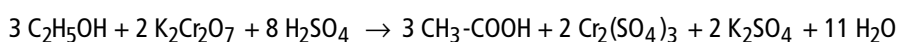
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 3 et la seconde par 2 :



Il faut alors tenir compte que les ions dichromate proviennent du dichromate de potassium ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) et les ions H^+ de l'acide sulfurique H_2SO_4 . Il va ensuite se former du sulfate de potassium (K_2SO_4) et du sulfate de chrome ($\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$), ce qui nous permet bien d'écrire :



Pour obtenir trois moles d'acide acétique, soit une masse $m = 3 \times 60 = 180$ g, il faut utiliser trois moles d'éthanol, deux moles de dichromate de potassium et huit moles d'acide sulfurique soit :

$$\sum(\text{masses de tous les réactifs}) = (3 \times 46) + (2 \times 294) + (8 \times 98) = 1510 \text{ g}$$

On peut alors calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$\text{UA} = \frac{\text{masse d'acide acétique formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{180}{1510} = 0,12$$

Activité 38 Dans le cas de la réaction : $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{Pt}} \text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O}$, pour obtenir une mole d'acide acétique, soit une masse $m = 60$ g, il faut utiliser une mole d'éthanol et une mole de dioxygène, soit :

$$\sum(\text{masses de tous les réactifs}) = 46 + 32 = 78 \text{ g}$$

On peut alors calculer l'utilisation atomique (UA) en formant le rapport :

$$\text{UA} = \frac{\text{masse d'acide acétique formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{60}{78} = 0,77$$

Tout ce qui n'est pas l'acide acétique constitue les déchets, ce qui veut dire que, pour la première réaction, on génère $(1510 - 180) = 1330$ g de déchets pour produire trois moles d'acide acétique, soit, pour produire une mole :

$$M_{\text{déchets}} = \frac{1330}{3} = 443 \text{ g}$$

Dans le second cas, le déchet correspond à une mole d'eau, soit 18 g.

Il est évident que, dans le cadre de la chimie durable, le second procédé de synthèse de l'acide acétique est beaucoup plus efficace que le premier.

Activité 39

On calcule le facteur E, dans les deux cas, grâce à la relation :

$$E = \frac{1 - UA}{UA}$$

Dans le premier cas, on trouve :

$$E = \frac{1 - 0,12}{0,12} = 7,3$$

Dans le second cas, on trouve :

$$E = \frac{1 - 0,77}{0,77} = 0,30$$

On a montré que :

$$E = \frac{\frac{\Sigma M_R}{\Sigma M_R} - \frac{M_P}{\Sigma M_R}}{\frac{M_P}{\Sigma M_R}} = \frac{\Sigma M_R - M_P}{M_P} = \frac{M_{\text{déchets}}}{M_P}$$

Dans le premier cas, pour produire 1 kg d'acide acétique, on génère :

$$M_{\text{déchets}} = E \cdot M_P = 7,3 \times 1 = 7,3 \text{ kg.}$$

Dans le second cas, pour produire 1 kg d'acide acétique, on génère :

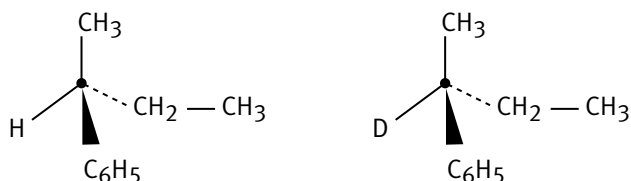
$$M_{\text{déchets}} = E \cdot M_P = 0,3 \times 1 = 0,3 \text{ kg}$$

Remarque

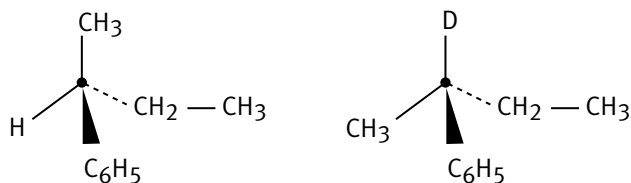
On peut retrouver ces deux résultats en utilisant les deux dernières réponses de l'activité précédente.

Activité 40

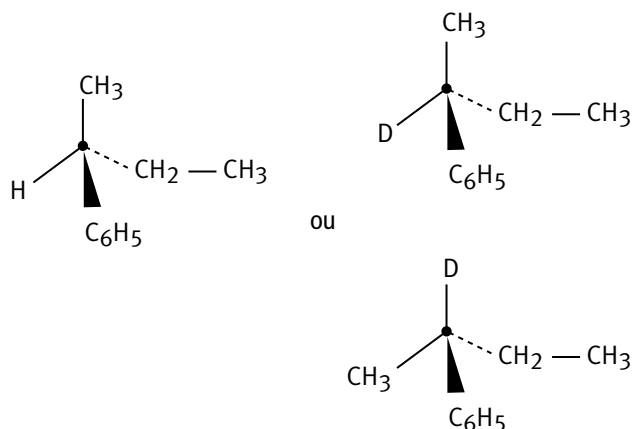
Dans le pentan-3-ol, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, l'atome de deutérium viendra prendre la place de l'atome d'hydrogène :



Dans le méthanol, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, l'atome de deutérium viendra prendre la place du groupement méthyle :



Dans le DMSO, si l'on prend comme produit de départ l'énantiomère ci-dessous, on pourra obtenir, en quantité égale, soit l'une, soit l'autre des deux molécules précédentes :



Activité 41

La molécule de perchloroéthylène, qui a pour formule $\text{Cl}_2\text{C} = \text{CCl}_2$, ne possède pas de proton, c'est donc obligatoirement un solvant aprotique. La formule montre que cette molécule est symétrique et donc qu'elle ne sera pas polaire. Le perchloroéthylène est donc un solvant aprotique apolaire.

Activité 42

On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine des transports.

Jusqu'au milieu du xix^{e} siècle, les gens voyagent en diligence et les marchandises, essentiellement par voie d'eau, en utilisant, la plupart du temps, les fleuves et les rivières navigables. Les routes sont mauvaises, parfois impraticables par mauvais temps ; on ne voyage que si c'est absolument nécessaire. La conséquence directe de tout cela, c'est que la majorité de la population française, qui cultive la terre, naît, vit et meurt au même endroit. Avec l'arrivée du chemin de fer, des chantiers gigantesques vont être entrepris pour amener les trains dans toutes les régions de France. Il ne faut pas croire que tout le monde s'en réjouit : toutes les personnes qui vivaient grâce au transport des marchandises sur l'eau vont bientôt être réduites au chômage puisqu'elles ne pourront jamais concurrencer ce nouveau moyen de transport qui peut apporter des tonnages plus importants, n'importe où (à condition qu'il y ait une gare) et beaucoup plus rapidement. Mais, pour le reste de la population, les voyages deviennent beaucoup plus faciles, et on commence à se déplacer d'une région à l'autre (en général, de la province vers Paris).

Sur mer, on assiste beaucoup plus lentement, mais tout aussi sûrement, à la disparition des bateaux à voile. Là encore, la machine à vapeur diminue le temps de transport et, surtout, permet de savoir, avec des délais raisonnables, combien de temps durera le voyage.

Le début du xx^{e} siècle voit la naissance de l'automobile et de l'avion. C'est la Première Guerre mondiale qui va promouvoir, dans une large mesure, ces deux moyens de transport. On va construire des routes mais les automobiles restent chères et seules les classes les plus privilégiées de la société peuvent les acquérir. Le reste de la population voyage en autobus ; mais, sur de longues distances, c'est toujours le train qui reste le moyen de transport le plus utilisé.

Jusqu'à la Seconde Guerre mondiale, les transports par avion pour les passagers restent anecdotiques ; par contre, il faut signaler la mise en place d'un service aéropostal qui va permettre un acheminement beaucoup plus rapide du courrier. Là où il fallait parfois plusieurs mois pour qu'une lettre parvienne à son destinataire, il ne faudra plus que quelques jours.

C'est après la Seconde Guerre mondiale que l'automobile va devenir le mode de transport de monsieur Tout-le-Monde, et cela va profondément modifier le mode de vie de la société française. Par exemple, aujourd'hui, si l'on ne dispose pas de ce mode de transport, il est très difficile de trouver un emploi.

Au ^{xx}e siècle, l'aviation a aboli les distances. Lors de vols supersoniques que le *Concorde* réalisait vers l'Amérique du Nord, on a pu arriver avant d'être parti, puisque, en raison du décalage horaire, l'heure d'arrivée était antérieure à celle du départ.

Disons enfin un mot des fusées. Si le fait d'avoir marché sur la Lune n'a rien changé dans notre vie de tous les jours, l'existence des satellites que les fusées permettent de mettre en orbite l'a, par contre, assez sensiblement modifiée. La plupart des gens ne se déplacent plus sans mettre en route leur GPS !

Pour faire fonctionner les moteurs des automobiles et des avions, on utilise de plus en plus de pétrole. Or, lors de la combustion des carburants, il se forme d'énormes quantités de dioxyde de carbone, qui est un gaz à effet de serre. Nous avons parlé des conséquences possibles de l'augmentation de la teneur en CO₂ de l'air, et la société française comme les autres dans le monde redoutent les effets de ce phénomène car elles sont, aujourd'hui, tout à fait incapables de fonctionner normalement sans ces moyens de transport. Pour les automobiles, on s'oriente de plus en plus vers des véhicules propulsés par un moteur électrique. Mais, en dehors des problèmes technologiques qui font que ces véhicules ne sont pas encore capables de rendre les mêmes services que ceux dotés d'un moteur à explosion, il demeure que les batteries doivent être rechargées et qu'il faudra donc pouvoir leur fournir l'électricité dont elles auront besoin.

Exercices d'apprentissage

Exercice 11

L'industrie chimique traditionnelle a très mauvaise réputation : la plupart des gens pensent qu'elle est polluante et qu'il est dangereux de vivre à proximité d'une unité de production. Après la catastrophe provoquée par l'explosion de l'usine AZF de Toulouse, il est difficile de ne pas leur donner raison. Chimie verte et chimie durable voudraient modifier l'image de cette industrie, en modifiant les modes de production.

Pour diminuer la pollution, il faut limiter au maximum la production des déchets et, pour cela, choisir des modes de production qui permettent la meilleure économie d'atomes. En particulier, quand on utilisera le « bon » catalyseur, il sera possible de choisir des réactifs qui ne serviront qu'à obtenir le produit désiré : on pourra ainsi avoir un facteur E égal à zéro, ce qui est encore loin de la réalité.

La plupart des solvants utilisés présentent des risques environnementaux : il faudra donc, là encore, essayer de trouver des procédés de synthèse sans solvant ou avec des solvants non dangereux.

Une des pistes qui paraît porteuse d'avenir est de bien observer la nature pour comprendre comment les végétaux ou les animaux parviennent à synthétiser certaines substances. On peut alors soit les utiliser directement *in situ* pour obtenir le produit désiré, soit s'efforcer de reproduire leur mode de production. Alors que, dans l'industrie chimique traditionnelle, il faut atteindre des températures de plus en plus élevées, donc dépenser de plus en plus d'énergie, on s'est aperçu que certains organismes obtiennent le même résultat à température ambiante : on peut citer l'exemple des diatomées capables de fabriquer du verre, sans chauffage.

En conclusion, les deux objectifs de la chimie verte et de la chimie durable sont de fabriquer les mêmes produits qu'aujourd'hui, mais en dépensant beaucoup moins d'énergie, et en polluant le moins possible.

Exercice 12

❶ Pour 112 g de but-1-ène, on en a deux moles puisque $M = 56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Or, avec deux moles de butène, on obtient deux moles de butanol, soit :

$$2 \times 0,6 = 1,2 \text{ mol de butan-2-ol et } 2 \times 0,4 = 0,8 \text{ mol de butan-1-ol.}$$

On obtient donc une masse $m = 0,8 \times (58+16) = 59,2 \text{ g}$.

$$\text{On peut alors calculer } UA = \frac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{59,2}{112 + 36} = 0,40$$

❷ Avec deux moles d'acide butyrique, on obtient deux moles de butan-1-ol, soit une masse $m = 2 \times (58+16) = 148 \text{ g}$.

On peut alors calculer :

$$UA = \frac{\text{masse de butan-1-ol formé}}{\sum(\text{masses de tous les réactifs})} = \frac{148}{(176 + 38 + 36)} = 0,59$$

❸ Si l'on ne regarde que l'utilisation atomique, c'est la réduction de l'acide butyrique qui est la méthode la plus efficace.

❹ Pour choisir la méthode la plus efficace, il faudrait aussi considérer :

- le coût des réactifs ;
- la quantité d'énergie consommée pour chaque réaction ;
- la nocivité des déchets.

Exercice 13

On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine de la santé :

C'est peut-être dans ce domaine que les progrès scientifiques posent le plus de problèmes à la société. L'imagerie médicale débute avec la Première Guerre mondiale. Marie Curie crée, pendant ce conflit, les premières unités de radiographie. C'est évidemment un progrès considérable pour la chirurgie puisque on peut savoir, avant d'opérer, où se situe exactement le projectile qu'il va falloir retirer. À partir de ces premiers balbutiements, l'imagerie médicale fait d'immenses pro-

grès tout au long du xx^e siècle, surtout depuis que les ordinateurs apportent leur aide pour le traitement des données.

Parallèlement, grâce aux nombreuses découvertes qui ont été faites, dans le domaine de la santé, au siècle dernier, on a assisté à une baisse considérable de la mortalité infantile et à un allongement spectaculaire de la durée de la vie. Les Français vivent de plus en plus vieux et restent donc plus longtemps incapables de vivre de façon autonome. Ajoutons que, contrairement au mode de vie d'autrefois, où les personnes âgées restaient dans leur famille, pour de multiples raisons, cela n'est souvent plus possible aujourd'hui. Il faut (et il faudra) créer les structures nécessaires pour accueillir cette partie de la population. Certains estiment que vivre quand on n'est plus capable de s'assumer ne présente aucun intérêt, et ils demandent le droit de « mourir dignement ». C'est un grand débat qui risque d'agiter encore quelques années la société française.

Nous avons dit un mot, en début de paragraphe, des problèmes d'éthique posés par certaines découvertes médicales, mais il ne faut pas oublier que ces progrès ont un coût. La France dispose d'un système de santé qui permet, à tous, de se soigner, mais qui est aujourd'hui menacé car il est chaque année en déficit. Ce n'est qu'un exemple, pourtant représentatif des problèmes qui lient science et société. La science a toujours besoin de plus de moyens pour progresser. La société, qui gère les moyens financiers, pourra-t-elle toujours les lui accorder ?

Exercice 14

On peut essayer de dresser un rapide bilan pour voir comment la société française a évolué en raison des progrès scientifiques et techniques réalisés dans le domaine des moyens de communication :

Pendant des siècles, la société française est avant tout rurale. On est très solidaire entre voisins ; à la belle saison, on s'entraide pour les travaux des champs et, l'hiver, on va successivement chez l'un ou chez l'autre, pour la veillée, autour de la cheminée. À une journée de marche du village, c'est « l'étranger » ; on ne communique pas avec lui et, d'ailleurs, bien souvent, on en serait incapable car on ne parle pas le même « patois ». Le pouvoir ne peut communiquer avec les gouverneurs de province que par des messagers qui parcourent les distances à cheval et qui parviennent, ou non, à destination car les routes sont loin d'être sûres. Si la sécurité va s'améliorer au cours du temps, il faudra attendre l'époque napoléonienne et le télégraphe Chappe pour que les choses changent vraiment, tout au moins pour les communications entre le pouvoir central et les provinces. Un peu plus tard, le télégraphe puis le téléphone vont permettre de se parler plus facilement et en temps réel, mais ces moyens de communication ne touchent que la partie la plus privilégiée de la société.

La presse existe depuis le $xvii^e$ siècle mais elle n'est disponible que dans les villes car il n'existe pas de moyens de distribution et, de plus, une grande partie de la population est illettrée.

Ce n'est qu'au début du xx^e siècle, avec l'invention de la TSF, que l'on commence à établir une communication directe entre les organes officiels et les individus, encore ne se fait-elle que dans un seul sens ; mais, dans le même temps, le téléphone a fait des progrès considérables même s'il faudra attendre la seconde moitié du xx^e siècle pour que cet appareil entre dans presque tous les foyers et le xxi^e siècle pour que chacun de nous possède son téléphone portable qui permet de communiquer quand on veut et où on veut.

Il en est de même pour la télévision qui fait son apparition après la Seconde Guerre mondiale et qui va prendre une place de plus en plus importante dans tous les foyers.

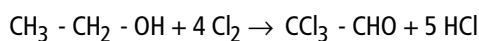
Mais la vraie révolution dans la communication, c'est, bien sûr, Internet, et les réseaux. Au départ, les ordinateurs sont d'énormes appareils réservés aux scientifiques et aux militaires. Mais, grâce aux progrès de l'électronique, le mini-ordinateur voit le jour et, rapidement, il va s'imposer comme un outil indispensable dans les foyers français où il remplace le Minitel, qui n'a pas pu résister à la mondialisation.

Aujourd'hui, n'importe qui peut communiquer avec un correspondant situé à l'autre bout de la planète mais, entretemps, on a oublié la solidarité entre voisins. C'est ainsi que, pendant la canicule de 2007, des personnes âgées sont décédées, par déshydratation, sans qu'aucun de leurs voisins, pourtant parfois nombreux, ne s'en aperçoivent.

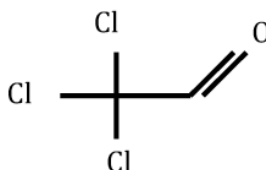
Chapitre 5

Exercices de synthèse

Exercice 15 ❶ L'équation de la réaction du dichlore sur l'éthanol s'écrit :



❷ Le chloral possède la fonction $-\text{CH}=\text{O}$, qui est caractéristique des aldéhydes. On devrait donc le nommer : le 2,2,2, trichloroéthanal. Sa formule topologique s'écrit :



❸ On commence par calculer la quantité d'éthanol :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{46}{(15 + 14 + 17)} = 1 \text{ mol} \text{ et la quantité de dichlore :}$$

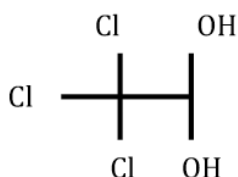
$$n = \frac{v}{V_{\text{mol}}} = \frac{96}{24} = 4 \text{ mol}$$

On peut déjà remarquer que la réaction se fait dans les conditions stœchiométriques.

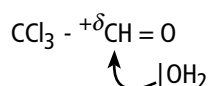
Si la réaction était quantitative, on obtiendrait donc une mole de chloral et cinq moles de chlorure d'hydrogène. Mais, comme le rendement est de 70 %, on n'obtiendra que 0,7 mol de chloral, soit une masse :

$$m_{\text{chloral}} = 0,7 \times (118,5 + 29) = 103,25 \text{ g}$$

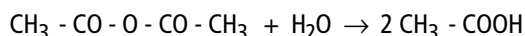
- 4 a) Le 2,2,2 trichloroéthan-1,1-diol a pour formule semi-développée : $\text{CCl}_3 - \text{CH}(\text{OH})_2$ et pour formule topologique :



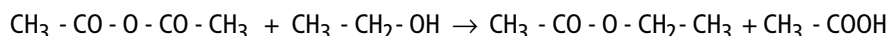
- b) Le carbone qui porte la fonction aldéhyde est un site pauvre en électrons du fait de la double liaison avec l'atome d'oxygène, mais aussi du fait des trois atomes de chlore liés au carbone voisin. Le doublet de l'atome d'oxygène d'une molécule d'eau va donc pouvoir porter son attaque sur ce carbone :



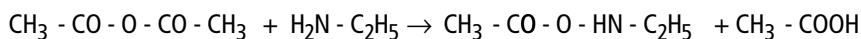
Exercice 16 1 Avec l'eau, l'équation de la réaction s'écrit :



Avec l'éthanol, l'équation de la réaction s'écrit :

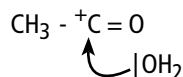


Avec l'éthylamine, l'équation de la réaction s'écrit :

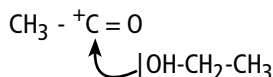


Dans les trois cas, il s'agira d'une addition nucléophile sur le carbocation qui s'est formé lors de la première étape, le doublet libre d'un atome viendra attaquer le carbone pauvre en électrons puisqu'il porte une charge +.

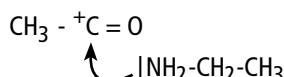
Dans le cas de l'eau, il s'agit de l'atome d'oxygène :



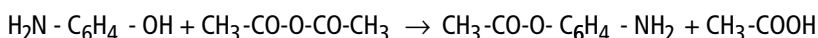
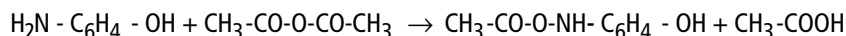
Dans le cas de l'éthanol, ce sera l'atome d'oxygène de la fonction alcool :



Dans le cas de l'éthylamine, ce sera l'atome d'azote de la fonction amine :



- 2 Le groupement $-\text{NH}_2$ mais aussi le groupement $-\text{OH}$ qui sont fixés sur le noyau benzénique peuvent réagir sur l'anhydride acétique :

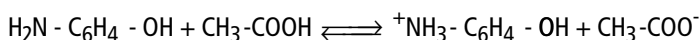


On pourrait donc obtenir la molécule : $\text{CH}_3\text{-CO-O- C}_6\text{H}_4\text{ - NH - CO-O-CH}_3$ qui n'est pas le paracétamol.

- ③ a) Puisqu'il ne doit se former que du paracétamol, on peut dire que l'anhydride acétique est un réactif chimiosélectif puisqu'il ne réagit que sur le groupement -NH_2 qui est fixé sur le noyau benzénique.

On doit en conclure que vis-à-vis de l'anhydride acétique, quand ils sont tous deux fixés sur un noyau benzénique, le groupement -NH_2 est plus réactif que le groupement -OH .

- b) Une amine est une base puisqu'un proton peut venir se fixer sur le doublet libre de l'atome d'azote. Lorsqu'on travaille dans l'acide acétique pur, il peut se produire la réaction :

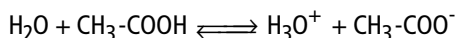


Lorsque cette réaction se produit, l'atome d'azote ne possède plus de doublet libre et l'attaque de l'atome d'azote sur le carbocation ne peut plus avoir lieu, ce qui empêche la formation du paracétamol.

Comme le doublet de l'atome d'azote ne peut plus attaquer le carbocation, on peut logiquement penser que c'est celui de l'atome d'oxygène qui l'attaquera et, au lieu de paracétamol, on risque d'obtenir : $\text{CH}_3\text{-CO-O- C}_6\text{H}_4\text{ - NH}_2$

- ④ a) Le 4,aminophénol est très peu soluble dans l'eau mais très soluble dans l'acide acétique. En utilisant un mélange d'eau et d'acide acétique, on facilite la dissolution du 4,aminophénol.

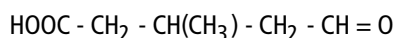
- b) On peut penser que l'eau va réagir avec l'acide acétique suivant :



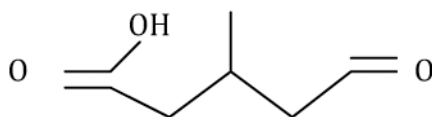
et que, de ce fait, l'acide acétique ne réagira plus sur le groupement -NH_2 qui est fixé sur le noyau benzénique.

Comme ce groupement -NH_2 , qui est fixé sur le noyau benzénique, est plus réactif qu'un groupement -OH , vis-à-vis de l'anhydride acétique, c'est d'abord le doublet de l'atome d'azote qui attaquera le carbocation et lorsqu'il n'y aura plus de 4,aminophénol, c'est le doublet de l'atome d'oxygène de l'eau qui l'attaquera, jusqu'à disparition complète de l'anhydride acétique. C'est ce qui permet d'expliquer pourquoi, en travaillant dans un mélange d'eau et d'acide acétique, on obtient un paracétamol plus pur que dans l'acide acétique pur.

Exercice 17 ① La formule semi-développée de la molécule A s'écrit :

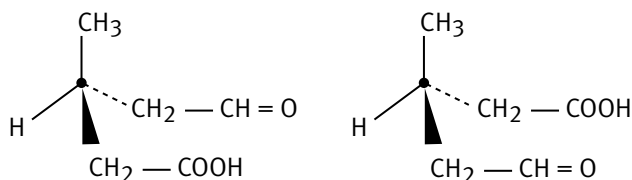


Sa formule topologique correspondra à :



- ② La molécule A possède un carbone asymétrique : le troisième ; en effet, il est entouré de deux $-\text{CH}_2-$, mais les groupements suivants sont différents, fonction aldéhyde d'un côté et fonction acide carboxylique de l'autre.

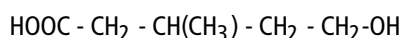
On peut donc représenter les deux énantiomères :



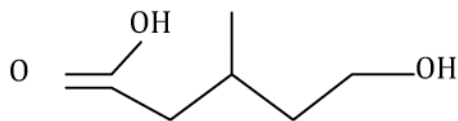
- ③ Pour être sûr d'obtenir la molécule B, on doit bloquer la fonction acide carboxylique pour qu'elle ne soit pas réduite en même temps que la fonction aldéhyde. On doit donc procéder de la façon suivante :

- faire réagir la molécule A sur l'anhydride acétique pour transformer la fonction acide en fonction ester ;
- utiliser un réducteur pas trop fort comme le borohydrure de sodium (NaBH_4) pour être sûr de ne réduire que la fonction aldéhyde ;
- hydrolyser l'ester pour retrouver la fonction acide carboxylique.

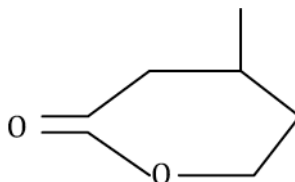
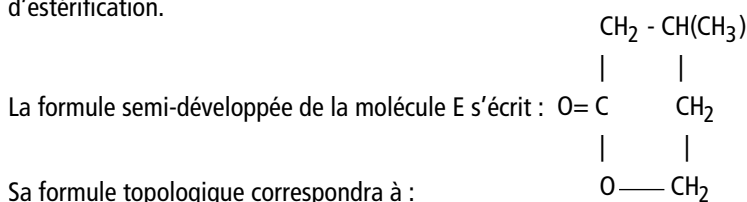
La formule semi-développée de la molécule B s'écrit :



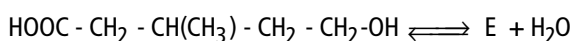
Sa formule topologique correspondra à :



- ④ La molécule B possède à la fois une fonction alcool et une fonction acide carboxylique ; en la chauffant, en milieu acide, on peut réaliser une réaction d'estérification.



- ⑤ On peut écrire la réaction d'estérification :



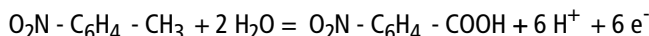
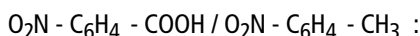
Une mole de molécule B donne une mole de molécule E si la réaction est quantitative. Dans ce cas, on n'en obtiendra que 0,55 mol.

$$100 \text{ g de molécule B représentent : } n = \frac{m}{M} = \frac{100}{(45 + 14 + 28 + 14 + 31)} = 0,76 \text{ mol}$$

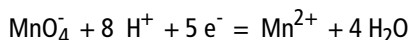
On obtiendra donc : $n_E = 0,76 \times 0,55 = 0,42 \text{ mol}$ soit une masse :

$$m_E = 0,42 \times (28 + 14 + 28 + 28 + 16) = 47,5 \text{ g}$$

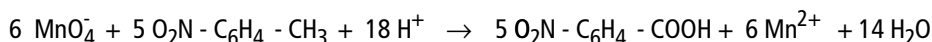
Exercice 18 ① On écrit la demi-équation qui correspond au couple



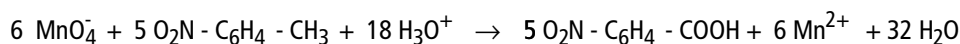
On écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



On additionne en multipliant la première demi-équation par 5 et la seconde par 6 :

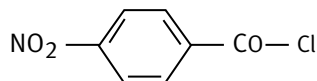


Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



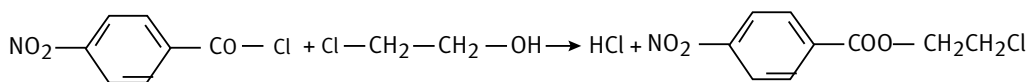
② a) Un chlorure d'acyle est beaucoup plus réactif qu'un acide carboxylique. En particulier, dans le cas d'une estérification, la réaction est limitée avec l'acide et elle devient totale avec le chlorure d'acyle.

b) La formule semi-développée du chlorure d'acyle peut s'écrire :



③ a) Le 2, chloroéthanol a pour formule : $\text{Cl} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$.

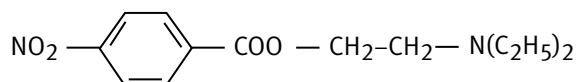
b) L'équation de la réaction d'estérification pourra s'écrire :



④ a) On a choisi le 2, chloroéthanol pour que le carbone situé en bout de chaîne soit un site pauvre en électrons et qu'il puisse ainsi subir une attaque nucléophile, puisque l'atome de chlore est très électronégatif.

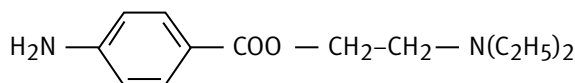
b) Comme on vient de l'expliquer, c'est sur le carbone situé en bout de chaîne que le doublet de l'atome d'azote de l'amine va pouvoir porter son attaque.

c) On obtiendra finalement :

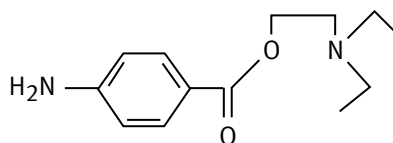


- ⑤ a) On ne peut pas choisir un réducteur trop fort car il risquerait aussi de réduire la fonction ester, et on n'obtiendrait plus la procaine. Il vaudra donc mieux choisir le borohydride de sodium (NaBH_4) que l'hydruide d'aluminium et de lithium (LiAlH_4).

b) La formule semi-développée de la molécule de procaine correspond donc à :

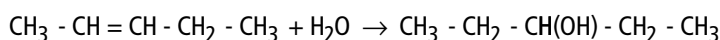


et la formule topologique :

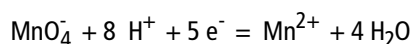


Exercice 19

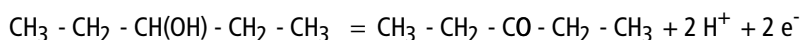
- ① Lorsqu'on fait réagir de l'eau sur un alcène, on obtient, en général, deux alcools, car le groupement -OH peut se fixer sur l'un ou l'autre des carbones de la double liaison. Dans le cas du pent-2-ène, on pourra donc obtenir :
 - le pentan-2-ol : $\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - le pentan-3-ol : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- ② Dans les deux cas, on est en présence d'un alcool secondaire (classe II) ; son oxydation ménagée ne peut conduire qu'à une cétone. On aura alors :
 - la pentan-2-one : $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - la pentan-3-one : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- ③ La bande intéressante sur le spectre IR est celle qui est bien visible à 1720 cm^{-1} . Elle permet de caractériser une cétone. Mais comme les deux produits obtenus sont des cétones, le spectre IR ne nous permet pas de savoir laquelle des deux a été isolée.
- ④ Sur le spectre RMN, on n'a que deux pics qui correspondent l'un à quatre protons et l'autre à six protons. C'est la pentan-2-one qui possède, par raison de symétrie, quatre et six protons équivalents. Sur le spectre RMN de la pentan-3-one, on devrait observer trois pics qui correspondraient l'un à cinq protons (ceux qui encadrent le groupement carbonyle), l'autre à deux protons et le dernier à trois protons.
- ⑤ On peut maintenant écrire les deux équations qui ont conduit à la pentan-2-one :



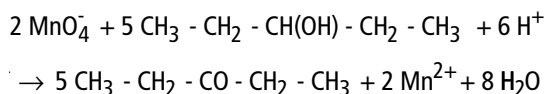
Pour la réaction d'oxydation, on écrit la demi-équation qui correspond au couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



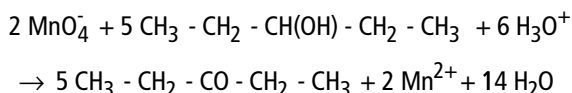
Puis celle qui correspond au couple cétone / alcool :



On additionne en multipliant la première demi-équation par 2 et la seconde par 5 :



Cette réaction se déroule en milieu acide, donc :



⑥ Il faut remarquer que si les deux réactions étaient quantitatives, avec une mole de pent-2-ène, on obtiendrait une mole de pentan-3-one.

On calcule alors la quantité de produit que représentent 20 g de pent-2-ène :

$$n_1 = \frac{m}{M} = \frac{20}{(60 + 12)} = 0,28 \text{ mol}$$

On calcule ensuite la quantité de produit que représentent 11 g de pentan-3-one :

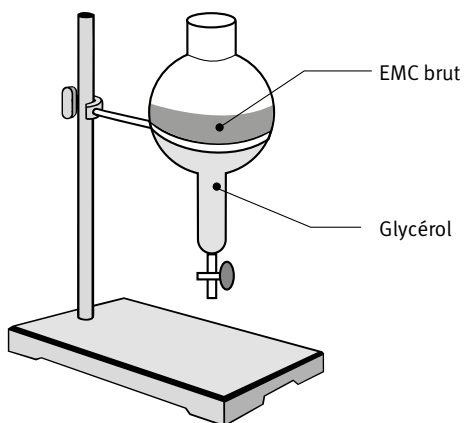
$$n_2 = \frac{m}{M} = \frac{11}{(60 + 12 + 16)} = 0,125 \text{ mol}$$

Le rendement s'obtient en faisant :

$$\eta = \frac{n_2}{n_1} = \frac{0,125}{0,28} \times 100 = 44,6 \%$$

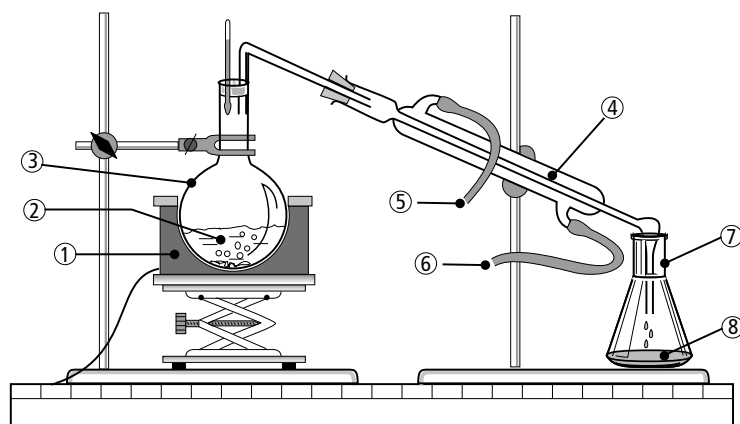
Exercice 20

① Le méthanoate de sodium n'apparaît pas dans l'équation de réaction. Cependant, si on l'introduit, au départ, dans le ballon, c'est qu'il y joue un rôle. On peut donc logiquement conclure que le méthanoate de sodium catalyse la réaction de la transestérification de l'huile de colza.



② Le glycérol est plus dense que tous les autres participants ; on en conclut que, dans l'ampoule à décanter, ce sera la phase inférieure et l'EMC brut, la phase supérieure.

- ③ 1 = chauffe-ballon
2 = EMC brut
3 = ballon
4 = réfrigérant
5 = sortie de l'eau froide
6 = entrée de l'eau froide
7 = erlenmeyer
8 = distillat



- ④ On va commencer à calculer les quantités de réactifs introduites dans le ballon :

– pour le méthanol : $n_1 = \frac{m}{M} = \frac{5}{46} = 0,109 \text{ mol}$;

– pour l'huile de colza que l'on considère comme du trioléate de glycérol pur :

$$n_2 = \frac{m}{M} = \frac{20}{885} = 2,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

On peut maintenant dresser le tableau d'avancement de la réaction :

	Trioléate de glycérol	3 méthanol	Glycérol	3 EMC
X = 0	$2,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	0,109 mol-	0	0
X quelconque	$2,26 \cdot 10^{-2} - X$	$0,109 - 3 X$	X	3 X
X maximal	0 mol	$4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$2,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$	$6,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

C'est bien l'huile de colza le réactif limitant. Il va donc rester du méthanol qui va se mélanger à l'EMC, d'où la nécessité de distiller la phase qui correspond à l'EMC brut pour obtenir de l'EMC purifié.

- ⑤ La température d'ébullition du méthanol est inférieure à celle de tous les autres produits ; c'est donc le méthanol qui distillera le premier à une température voisine de sa température d'ébullition, c'est-à-dire 65 °C.

- ⑥ Au maximum, on peut récupérer $6,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ d'EMC. En supposant que l'EMC soit de l'oléate de méthyle pur, cela représente une masse :

$$m_{\text{EMC}} = n \cdot M = 6,78 \cdot 10^{-2} \times 297 = 20,1 \text{ g}$$

Connaissant la masse volumique de l'EMC, on peut calculer le volume correspondant :

$$v = \frac{m}{\rho} = \frac{20,1}{0,87} = 23,1 \text{ cm}^3$$

- ⑦ Le point éclair du méthanol est de 12 °C. Si l'on veut éviter tout risque lors de la distillation, il faut placer l'erlenmeyer dans lequel on recueille le méthanol dans un bain d'eau glacée, pour être sûr qu'il ne va pas s'enflammer.

- ⑧ En France, la production de diester avait atteint 365 000 tonnes en 2002. Le diester est une source d'énergie renouvelable. Le rendement énergétique de sa production est très positif (plus de 300 %). Il est en outre biodégradable et non toxique. Le mélange optimal avec le gazole est à 30 %, ce qui réduirait de 35 % l'émission des gaz à effet de serre, sans compter les fumées. Son emploi dans les bus urbains est à promouvoir. En fait, tous les véhicules à moteur Diesel utilisent déjà un mélange à 5 % de diester, qui est à la fois antidétonant, lubrifiant et solvant des hydrocarbures lourds ; il permet, en outre, de réduire la teneur du gazole en soufre.

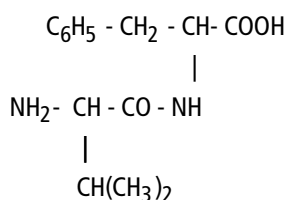
Grâce à l'incorporation du diester dans le gazole, on espère réduire de 2 % la consommation française de ce carburant, utilisé par la moitié des automobilistes. De plus, cette filière a créé 3 000 emplois. On peut donc conclure que le bilan technique, environnemental et économique du diester est favorable.

Cependant, l'espoir de découvrir des sources importantes d'énergie renouvelable d'origine végétale est illusoire. En France, pour répondre à la demande pressante des agriculteurs, le gouvernement a accepté, en 2005, la production supplémentaire de 480 000 tonnes de diester, ce qui représente environ une augmentation de 500 000 ha des terres cultivées en colza. Il est à craindre qu'une grande partie des jachères en fasse les frais. Du point de vue du rendement énergétique et des impacts écologiques, ce plan présente de graves défauts liés notamment à l'agriculture intensive et à la filière industrielle de production des biocarburants à partir des huiles.

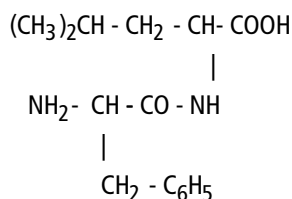
Exercice 21

- ① Pour n'obtenir que le dipeptide, il faut bloquer la fonction acide d'un des acides α -aminés et la fonction amine de l'autre. En choisissant de bloquer telle fonction de l'un et telle fonction de l'autre, on peut synthétiser un dipeptide particulier puisque la réaction d'un acide α -aminé sur un autre acide α -aminé peut donner naissance à deux dipeptides.

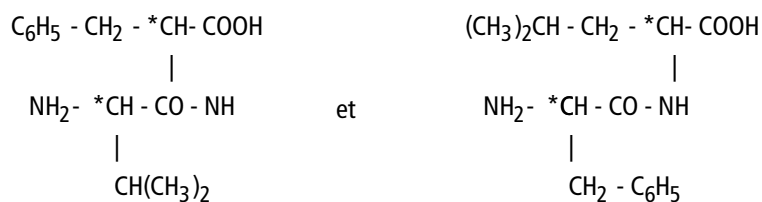
- ② Le dipeptide Val-Phe aura pour formule semi-développée :



Le dipeptide Phe-Val aura pour formule semi-développée :

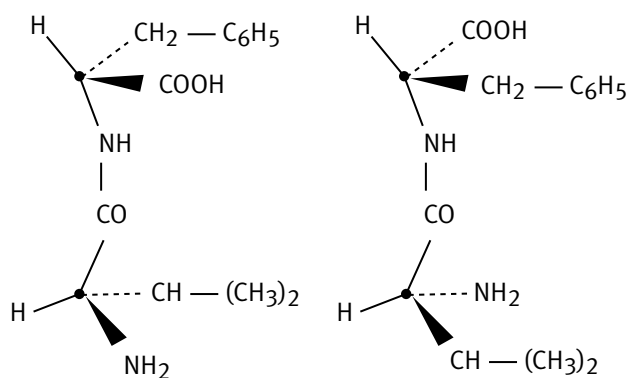


- ③ Chaque dipeptide possède deux carbones asymétriques que l'on peut repérer par des astérisques :

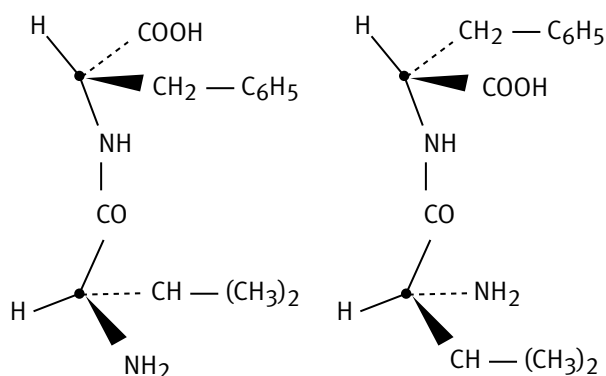


Chacun possédera donc deux paires d'énantiomères :

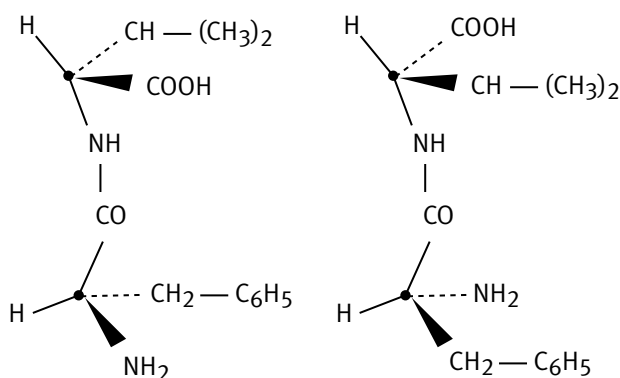
- Pour le dipeptide Val-Phe, la première paire d'énantiomères correspond à :



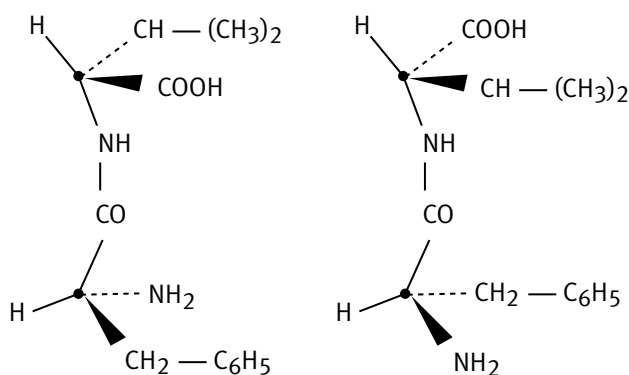
- Et la deuxième paire d'énantiomères à :



- Pour le dipeptide Phe-Val, la première paire d'énantiomères correspond à :

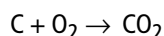


- Et la deuxième paire d'énantiomères à :

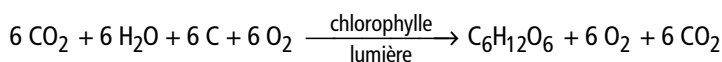


Exercice 22

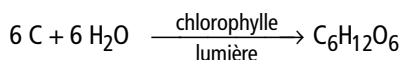
- 1 L'équation de la combustion complète du carbone s'écrit :



- 2 On multiplie par 6 l'équation de la combustion complète du carbone et on l'additionne à celle de la synthèse chlorophyllienne :



Après simplifications, il reste :



On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de carbone :

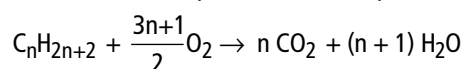
$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{12} = 83,3 \text{ mol}$$

	6 C	6 H ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆
X = 0	83,3 mol	n-	0
X quelconque	83,3 – 6 X	n – 6 X	X
X maximal	0 mol	0 mol	13,9 mol

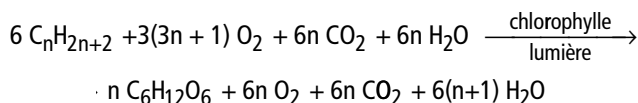
Quand on brûle 1 kg de charbon et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

- pour le dioxygène : 0 : tout le dioxygène perdu lors de la combustion est régénéré lors de la synthèse chlorophyllienne ;
- pour le glucose : + 2,5 kg ;
- pour l'eau : – 1,5 kg.

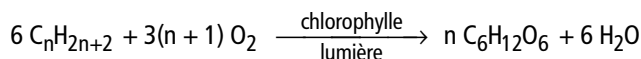
③ L'équation de la combustion complète d'un alcane peut s'écrire :



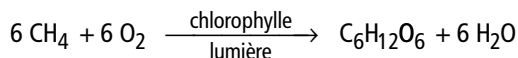
④ Pour combiner les deux équations, il faut multiplier par 6 l'équation de combustion et par n celle de la synthèse chlorophyllienne :



Après simplifications :



⑤ Pour le méthane, n = 1 et l'équation précédente devient :



On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de méthane :

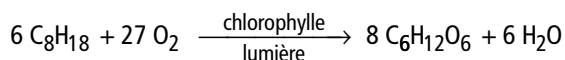
$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{16} = 62,5 \text{ mol}$$

	6 CH ₄	6 O ₂	C ₆ H ₁₂ O ₆	6 H ₂ O
X = 0	62,5 mol	n-	0	
X quelconque	62,5 – 6 X	n – 6 X	X	6 X
X maximal	0 mol	0 mol	10,4 mol	62,5 mol

Quand on brûle 1 kg de gaz naturel et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

- pour le dioxygène : – 2 kg ;
- pour le glucose : + 1,87 kg ;
- pour l'eau : + 1,125 kg.

⑥ Pour l'octane, $n = 8$ et l'équation précédente devient :



On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles d'octane :

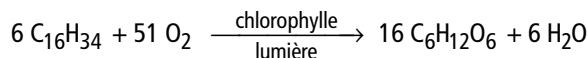
$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{114} = 8,8 \text{ mol}$$

	6 C₈H₁₈	27 O₂	8 C₆H₁₂O₆	6 H₂O
X = 0	8,8 mol	n-	0	
X quelconque	8,8 - 6 X	n - 27 X	8 X	6 X
X maximal	0 mol	0 mol	11,7 mol	8,8 mol

Quand on brûle 1 kg d'essence et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

- pour le dioxygène : - 1,27 kg ;
- pour le glucose : + 2,1 kg ;
- pour l'eau : + 0,16 kg.

⑦ Pour le cétane, $n = 16$ et l'équation précédente devient :



On dresse le tableau d'avancement de cette réaction après avoir calculé le nombre de moles de cétane :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{226} = 4,4 \text{ mol}$$

	6 C₁₆H₃₄	51 O₂	16 C₆H₁₂O₆	6 H₂O
X = 0	4,4 mol	n-	0	
X quelconque	4,4 - 6 X	n - 51 X	16 X	6 X
X maximal	0 mol	0 mol	11,8 mol	4,4 mol

Quand on brûle 1 kg de gazole et que les plantes transforment tout le dioxyde de carbone produit par la combustion, on peut dresser le bilan global :

- pour le dioxygène : - 1,21 kg ;
- pour le glucose : + 2,12 kg ;
- pour l'eau : + 0,08 kg.

⑧ Si l'on compare les résultats pour les quatre combustibles, on peut faire plusieurs constatations :

- Pour le glucose : c'est la combustion du charbon qui permet aux plantes d'en obtenir le plus ; pour les trois autres combustibles, plus n augmente, plus on s'approche du résultat obtenu avec le carbone.
- Pour le dioxygène : c'est la combustion du carbone qui offre le meilleur résultat puisqu'elle permet de ne pas perdre de dioxygène ; pour les trois autres combustibles, plus n augmente, plus la perte en dioxygène diminue.

Elle reste pourtant très importante, dans les trois cas, quand on compare le résultat avec le carbone.

- Pour l'eau : c'est la combustion du charbon qui entraîne la plus grande perte d'eau. Par contre, avec les trois autres combustibles, il y a gain d'eau mais plus n augmente et moins ce gain devient important.

Exercice 23

- ❶ Il faut revenir à la formule du dioxyde de carbone : $O = C = O$. Elle est parfaitement symétrique et, bien que les deux doubles liaisons $C = O$ soient polarisées, la molécule ne sera pas polaire puisque la polarisation de ces deux liaisons va s'annuler.

En conclusion, le dioxyde de carbone supercritique est, comme le sulfure de carbone, un solvant aprotique apolaire.

- ❷ La chimie durable se donne deux objectifs : économiser l'énergie et ne pas polluer, en limitant, au maximum, la production des déchets.

Du point de vue de l'énergie, il faut considérer les conditions d'obtention du CO_2 supercritique : la température de 31 °C ne va pas nécessiter une grosse dépense. Par contre, il faut le comprimer sous une pression de 73 bars et cela demande de faire fonctionner un compresseur mais, si l'on compare aux conditions d'obtention d'eau supercritique, on voit que c'est beaucoup plus facile pour le CO_2 que pour l'eau.

Du point de vue des déchets, la méthode semble idéale puisqu'il n'y en a pas. En effet, on nous explique qu'il suffit de refaire passer le CO_2 de l'état supercritique à l'état gazeux pour récupérer l'extrait organique et, une fois l'opération d'extraction réalisée, on retransforme le CO_2 gazeux en CO_2 supercritique.

On peut ajouter que, même s'il y a des pertes de dioxyde de carbone, contrairement au sulfure de carbone, par exemple, elles ne peuvent constituer un danger pour l'environnement.

Il faut enfin souligner que le rendement de l'extraction par le CO_2 supercritique est nettement supérieur à celui que l'on obtient avec les solvants classiques.

En conclusion, on peut voir dans cette méthode d'extraction par le CO_2 supercritique, d'abord, une manière intéressante d'utilisation du dioxyde de carbone que l'on aura pu récupérer dans l'atmosphère. Ensuite, on s'aperçoit qu'elle est aussi rentable d'un point de vue économique puisque l'obtention du fluide supercritique ne doit pas coûter beaucoup plus cher que l'achat d'un solvant traditionnel et, de plus, que le rendement de l'extraction est nettement meilleur qu'avec n'importe quel autre solvant. ■

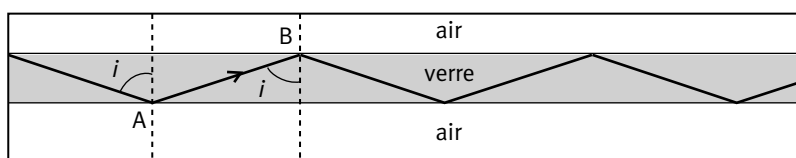
C Corrigé séquence 10

Chapitre 1

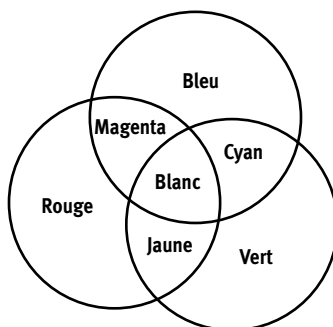
Test 1 $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \Rightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M}$

Faire sur la calculatrice $\sin^{-1}\left(\frac{1,00}{1,52}\right) \Rightarrow i_{\max} = 41,1^\circ$.

Test 2 L'angle i que fait le premier rayon avec la normale en A est supérieur à $i_{\max}$ puisqu'il y a réflexion totale en A ; comme l'angle i se retrouve ensuite en B, il y aura aussi réflexion totale, et ainsi de suite.



- Test 3**
- ❶ Les trois couleurs primaires sont le rouge, le bleu et le vert.
 - ❷ Les faisceaux de lumière doivent être de couleur rouge, bleue et verte et avoir la même intensité.
 - ❸ Par synthèse additive du vert et du bleu, on obtient la couleur cyan.
Par synthèse additive du rouge et du bleu, on obtient la couleur magenta.
Par synthèse additive du vert et du rouge, on obtient la couleur jaune.
 - ❹ Schéma avec les couleurs :



Test 4 La fréquence s'exprime par : $f = \frac{c}{\lambda}$.

Application numérique : $f = 182 \text{ kHz}$.

Test 5 La largeur L est égale à : $L = 2 \frac{\lambda D}{a}$.

Chapitre 2

Activités

Activité 1 De l'Antiquité au Moyen Âge, les systèmes de transmission étaient lents et peu fiables (pigeons voyageurs, signaux optiques, messagers...).

En 1464, Louis XI instaure la poste comprenant un ensemble de relais répartis dans le royaume.

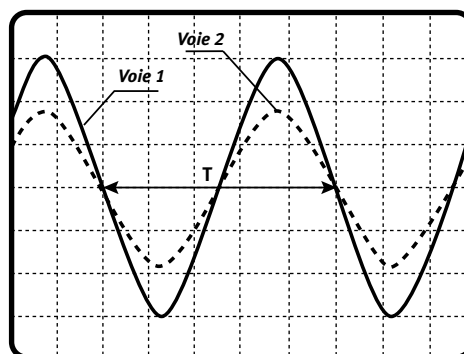
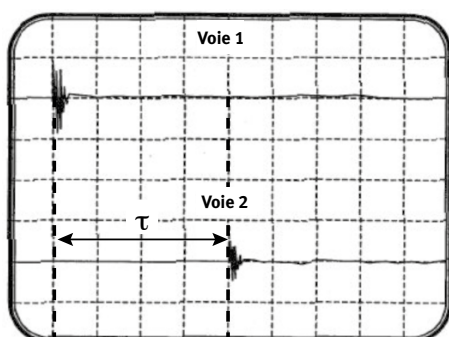
En 1792, le Français Claude Chappe propose un système de transmission optique de l'information par l'intermédiaire de tours disposées à portée de vue les unes des autres ; il ne faut plus que quelques heures à un message pour traverser la France.

En 1843, l'Américain Samuel Morse invente le télégraphe, ce qui permet de communiquer rapidement entre différents pays.

En 1887, l'Allemand Heinrich Hertz met en évidence la propagation des ondes électromagnétiques dans l'air, ce qui donnera la radio...

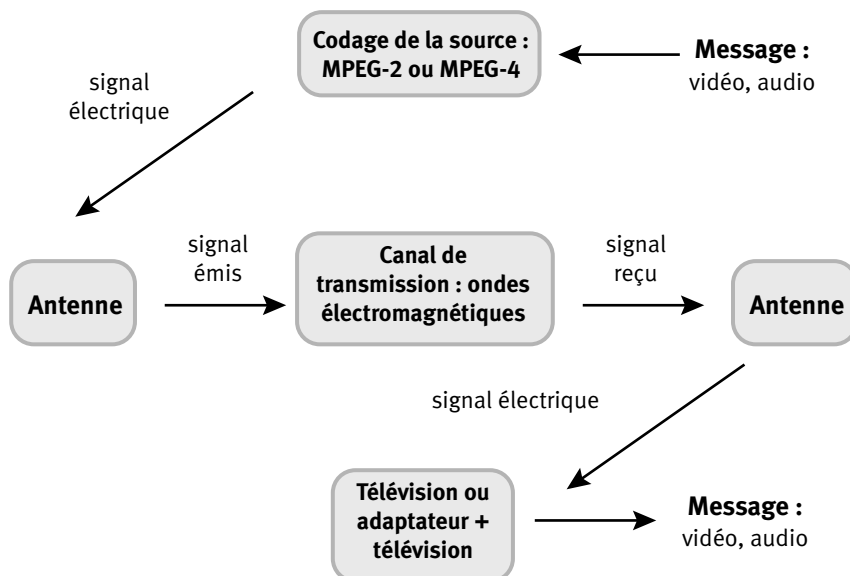
Activité 2 ❶ L'onde sonore se propage d'abord dans l'air, puis dans le fond du premier pot de yaourt, ensuite dans le fil, puis dans le fond du second pot de yaourt et finalement dans l'air.

❷ Le retard correspond à : $\tau = 20 \text{ ms}$.

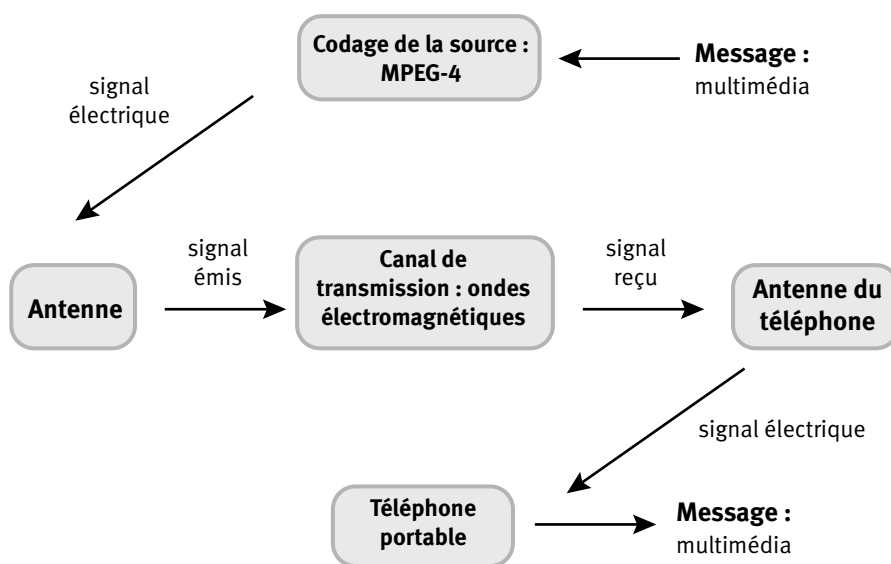


- ③ Par définition : $v = \frac{D}{\tau}$ soit $v = 1,0 \cdot 10^3 \text{ m.s}^{-1}$.
La célérité de l'onde le long de la corde est supérieure à celle dans l'air.
Une onde se propage plus rapidement dans un milieu solide que dans un milieu gazeux.
- ④ Le point A est plus proche de l'émetteur (haut-parleur) que ne l'est le point B.
L'onde est amortie au cours de sa propagation. L'amplitude de la perturbation diminue lorsque l'onde s'éloigne de la source vibratoire.
- ⑤ La période est égale à : $T = 5 \text{ ms}$. La fréquence de l'onde qui se propage dans le fil et donnée par : $f = \frac{1}{T}$ soit $f = 2 \cdot 10^2 \text{ Hz}$.
- ⑥ Les signaux se retrouvent dans la même configuration lorsque $D = n \cdot \lambda$ avec n entier.
 $\Rightarrow \lambda = 5,00 \text{ m}$.
Par définition : $\lambda = v \cdot T$ soit $v = \frac{\lambda}{T}$.
A.N. : $v = 1,0 \cdot 10^3 \text{ m.s}^{-1}$.
- ⑦ Les ondes électromagnétiques peuvent se propager dans le vide, contrairement aux ondes mécaniques qui nécessitent la présence de matière.

Activité 3 Chaîne de transmission pour une habitation recevant la TNT par une antenne de toit



Chaîne de transmission pour un téléphone portable recevant du multimédia



Activité 4 Avec 8 bits, on peut représenter $2^8 = 256$ états différents ; le plus petit est 0, le plus grand 255, soit 256 états différents.

Activité 5

	1 Ko	1 Mo	10 Ko	3 Mo
Valeur en octets	1 024	1 048 576	10 240	3 145 728

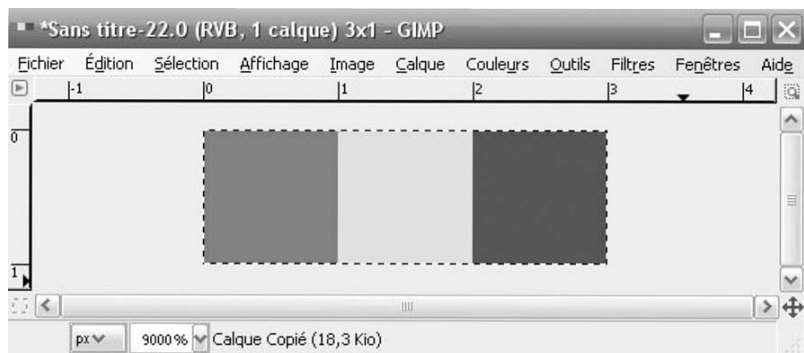
Activité 6

Nombre décimal	2^3	2^2	2^1	2^0	Nombre binaire
0	0	0	0	0	0000
1	0	0	0	1	0001
2	0	0	1	0	0010
3	0	0	1	1	0011
4	0	1	0	0	0100
5	0	1	0	1	0101
6	0	1	1	0	0110
7	0	1	1	1	0111
8	1	0	0	0	1000
9	1	0	0	1	1001
10	1	0	1	0	1010
11	1	0	1	1	1011
12	1	1	0	0	1100
13	1	1	0	1	1101
14	1	1	1	0	1110
15	1	1	1	1	1111

Activité 7

Connectez-vous
sur cned.fr
pour la version
couleur

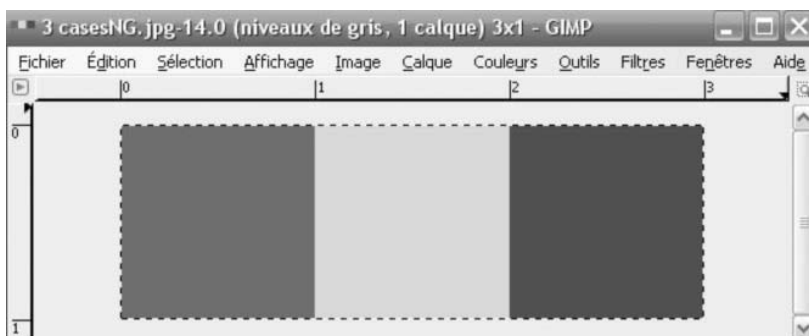
❶



❷

1 ^{re} case			2 ^e case			3 ^e case		
R	V	B	R	V	B	R	V	B
220	56	57	247	216	27	46	47	253

❸



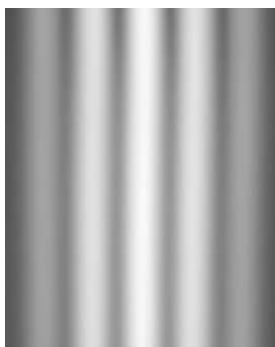
1 ^{re} case	2 ^e case	3 ^e case
91	209	255

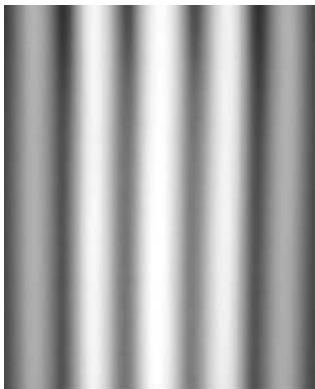
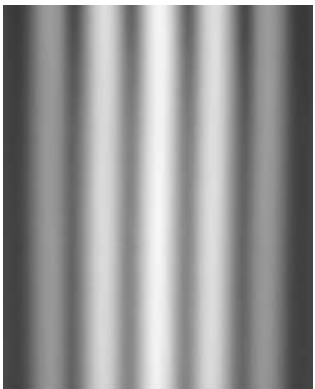
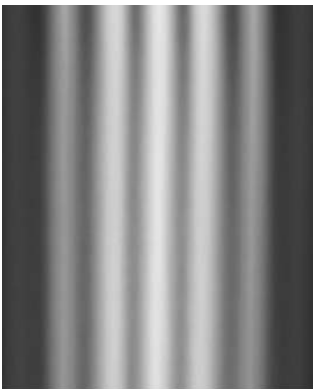
❹ La taille de l'image en mémoire est de 11 Ko en niveau de gris et de 18 Ko en RVB.

Activité 8

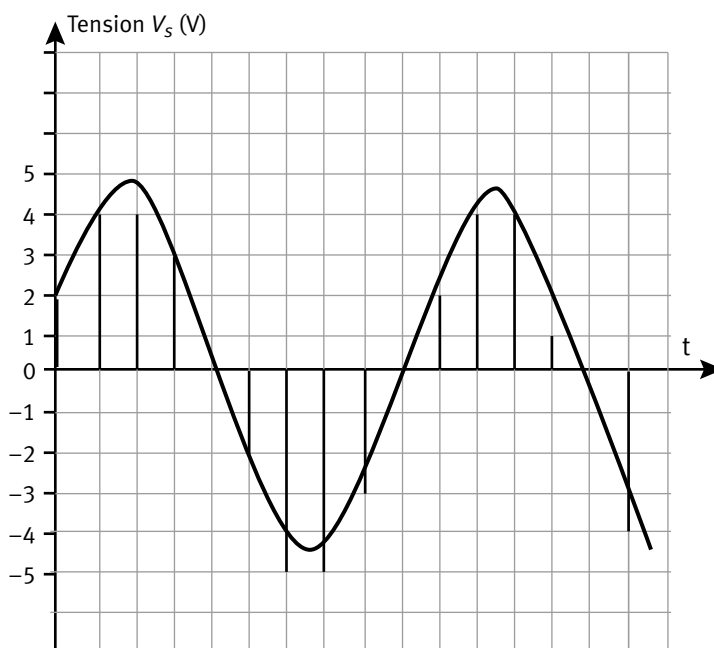
Connectez-vous
sur cned.fr
pour la version
couleur

Étude d'un phénomène optique : interférences en lumière blanche



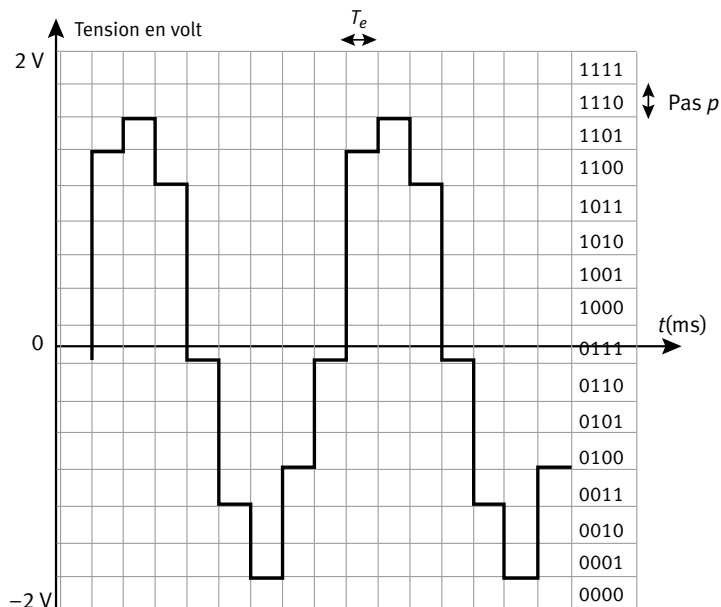
Composante Rouge en niveau de gris	Composante Verte en niveau de gris	Composante Bleu en niveau de gris
		

Activité 9

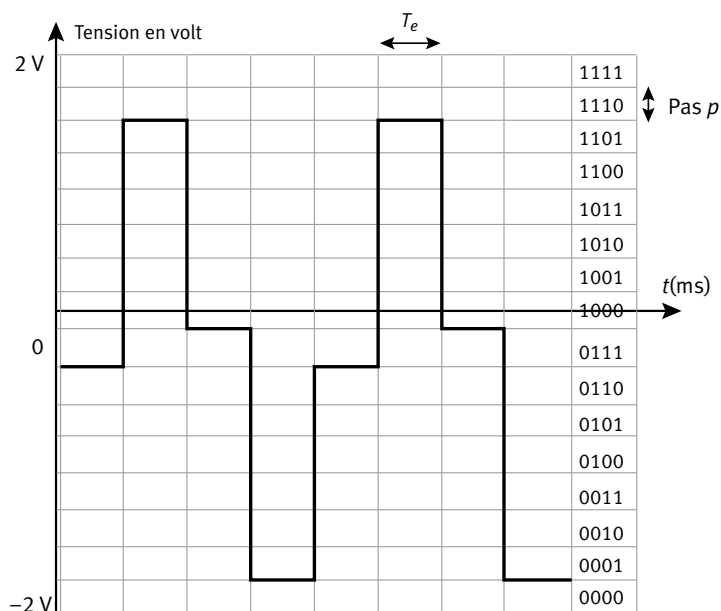


Activité 10

Le premier signal restituera le mieux le signal analogique ; il donne plus d'informations que le signal représenté dans le 2^{ème} schéma. La période du signal analogique est égale à 1 ms.



$T_e = 0,125$ ms (1 ms correspond à 8 divisions)



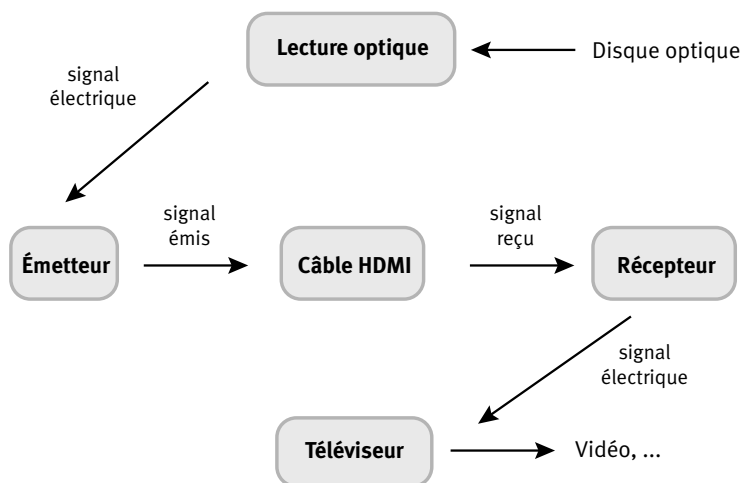
$T_e = 0,25$ ms (1 ms correspond à 4 divisions).

$$\text{Valeur du pas : } p = \frac{2U_m}{n} \Rightarrow p = \frac{4}{15} = 0,27 \text{ V}$$

n correspond à la valeur du plus grand nombre binaire de la carte (1111) c'est-à-dire 15.

Exercices d'apprentissage

Exercice 1 Chaîne de transmission entre un disque Blu-ray et l'écran de télévision :



Exercice 2 Écrivons le nombre $13_{(10)}$ en base 2. Pour cela, on divise successivement par 2, et on obtient :

$$\begin{array}{r|l}
 13 & 2 \\
 \hline
 1 & 6 \quad 2 \\
 & 0 \quad 3 \quad 2 \\
 & & 1 \quad 1
 \end{array}$$

Donc $13_{(10)} = 1101_{(2)}$

Exercice 3 Couleur d'un pixel de code RVB « 255; 0; 255 » : le rouge et le bleu sont au maximum et il n'y a pas de vert ; on obtient du magenta.

Code RVB d'un pixel de couleur cyan : « 0, 255, 255 ».

Code en niveaux de gris d'un pixel blanc : 255.

Exercice 4 Valeur du pas utilisé pour cette numérisation : $p = \frac{2U_m}{n}$ où n correspond à la valeur du plus grand nombre binaire de la carte, soit : 11111111, soit $n = 255$.

A.N. : $p = 0,016 \text{ V}$.

Chapitre 3

Activité 11 Propagation libre ou guidée ?

	Propagation libre	Propagation guidée
Câble coaxial		x
Transmission hertzienne	x	
Fibre optique		x
Câble HDMI		x
Réseau Wi-fi	x	
Télécommande infrarouge	x	

Activité 12

Le *High Definition Multimedia Interface* (HDMI) (en français, « Interface Multimédia Haute Définition ») est une norme et interface audio/vidéo totalement numérique. Le HDMI permet de relier une source audio/vidéo comme un lecteur Blu-ray à un dispositif compatible tel un téléviseur HD.

En termes de capacités, l'interface HDMI permet d'obtenir des débits de l'ordre de 5 Gb/s. Elle permet ainsi de transmettre :

- des signaux audio multicanaux (jusqu'à huit voies PCM 24 bits/192 kHz) avec une fréquence d'échantillonnage de 32 kHz, 44,1 kHz, 48 kHz ou 192 kHz ;
- des signaux vidéo en haute définition (jusqu'à 1920×1080) sur trois canaux codés sur 24 bits (huit bits par canal).

La norme HDMI est numérique, et les câbles transmettent des signaux numériques. De fait, on ne retrouve pas les mêmes problèmes qu'avec les câbles vidéo analogiques (Péritel, S-Vidéo, composite, composante YUV) qui dégradent la qualité du signal (donc de l'image) en fonction de divers paramètres : longueur de câble, perturbation électrique ou électromagnétique, qualité du blindage, finition du connecteur (or, argent...), etc.

Il existe en revanche d'autres limitations, liées soit à la version HDMI, soit à la longueur maximale du câble.

Activité 13

Il est nécessaire d'utiliser une antenne extérieure dans les automobiles pour capter les ondes utilisées en radio parce que la carcasse métallique de l'automobile joue le rôle de miroir pour les ondes hertziennes.

Activité 14

La longueur L de l'antenne d'émission doit au minimum avoir une longueur égale au quart de la longueur d'onde de l'onde émise : $L = \frac{\lambda}{4}$. La longueur d'onde est reliée à la fréquence : $\lambda = \frac{c}{f} \Rightarrow L = \frac{c}{4f}$.

Longueur L que devraient avoir les antennes d'émission pour diffuser :

- ❶ Pour une fréquence sonore de 500 Hz : $L = 150\,000$ m, soit 150 km, ce qui est impossible à réaliser.
- ❷ Pour un signal de fréquence 500 kHz : $L = 150$ m.

Activité 15

Débit	20 Gbit.s ⁻¹	50 Mbit.s ⁻¹	5 kbits.s ⁻¹
Débit en bit.s ⁻¹	20.10 ⁹	50.10 ⁶	5.10 ³
Débit en bit.s ⁻¹ avec les puissances de 2	20x2 ³⁰	50x2 ²⁰	5x2 ¹⁰

Activité 16

Le coefficient d'atténuation de la transmission est défini par : $\alpha = \frac{10}{L} \log \left(\frac{P_e}{P_s} \right)$.

$$\log \left(\frac{P_e}{P_s} \right) = \frac{\alpha L}{10} \Rightarrow \boxed{\frac{P_e}{P_s} = 10^{\frac{\alpha L}{10}}} \text{ A.N. : } \frac{P_e}{P_s} = 100.$$

La puissance de sortie est 100 fois plus faible que la puissance d'entrée.

Activité 17

Un tableau comparatif permet de résumer ces documents.

	Grandes ondes	Ondes FM
Atténuation	500 à 1000 km	100 km
Bruit	Diffraction Perturbations atmosphériques	Peu sensible à la diffraction Perturbations liées au relief

Exercices d'apprentissage

Exercice 5

	USB 2.0	Modem	HD-Vidéo (1 080 p 60 Hz)
Débit	480 Mbit/s	56 kbit/s	2,4 Gbit/s.

Exercice 6

Le coefficient d'atténuation de la transmission est défini par : $\alpha = \frac{10}{L} \log \left(\frac{P_e}{P_s} \right)$.

$$\log \left(\frac{P_e}{P_s} \right) = \frac{\alpha L}{10} \Rightarrow \boxed{P_s = \frac{P_e}{10^{\frac{\alpha L}{10}}}} \text{ A.N. : } P_s = 0,32 \text{ mW}.$$

Exercice 7

Recherchons la taille du fichier en bits : $125.10^6 \times 8 = 1,00$ Gbit.

Le débit est défini par : $D = \frac{n}{\Delta t}$, ce qui donne : $\Delta t = \frac{n}{D}$. A.N. : $\Delta t = 76$ s.

Chapitre 4

Activités

Activité 18

- ❶ Une lumière polychromatique contient plusieurs radiations de fréquences différentes.
- ❷ Le domaine du visible s'étend du violet au rouge.
- ❸ L'irisation d'un CD ou d'un DVD est due à la diffraction de la lumière blanche.
- ❹ Par définition, la valeur de la fréquence ν de la radiation utilisée est donnée par la relation : $\lambda_B = \frac{c}{\nu}$, donc $\boxed{\nu = \frac{c}{\lambda_B}}$.
A.N. : $\nu = 7,41.10^{14}$ Hz.
- ❺ Les CD et les DVD conventionnels utilisent des lasers infrarouges et rouges qui sont de longueurs d'onde supérieures à celle du laser Blu-ray.

Activité 19

- ❶ a) On suppose θ suffisamment petit : $\tan \theta \approx \theta$; d'autre part : $\tan \theta = \frac{\frac{L}{2}}{D} = \frac{L}{2D}$
 $\Rightarrow \boxed{\theta \approx \frac{L}{2D}}$.
b) Relation entre θ , λ_D et a : $\theta = \frac{\lambda_D}{a}$ avec λ_D en mètres, θ en radians et a en mètres.
c) $\theta \approx \frac{L}{2D}$ et $\theta = \frac{\lambda_D}{a} \Rightarrow \boxed{\lambda_D = \frac{La}{2D}}$.
- ❷ a) La tache de diffraction est plus fine pour le Blu-ray.
b) Les deux figures de diffraction vérifient $\lambda_D = \frac{La}{2D}$ et $\lambda_B = \frac{L'a}{2D}$.
 $\frac{\lambda_D}{\lambda_B} = \frac{\frac{La}{2D}}{\frac{L'a}{2D}} = \frac{L}{L'}$ d'où : $\boxed{\lambda_D = \frac{L}{L'} \lambda_B}$. A.N. : $\lambda_D = 6,5.10^2$ nm.
 $\lambda_D > \lambda_B$: on vérifie bien que les lasers infrarouges et rouges sont de longueurs d'onde supérieures à celle du laser Blu-ray.

Activité 20

VHS	CD	DVD	Blu-ray
1980	1990	2000	2010

Fin des années 1970 : première VHS.

Début des années 1980 : arrivée du CD d'une capacité de 650 Mo.

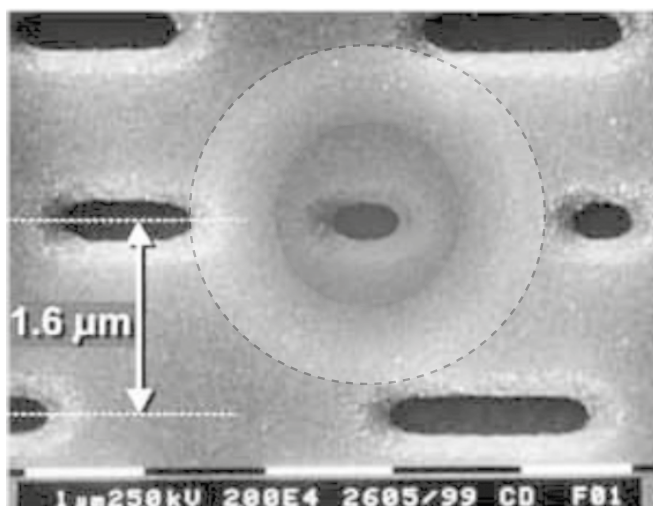
1995 : arrivée du DVD.

2007 : lancement du Blu-ray.

Activité 21 1 Gio correspond à 2^{30} octets.

Activité 22

	CD	DVD	Blu-ray
Longueur d'onde (nm)	780	650	405
Espacement entre les lignes (μm)	1,6	0,74	0,30
Ouverture numérique	0,45	0,60	0,85
Diamètre du spot laser (μm)	2,1	1,3	0,58



La taille de la tache de diffraction observée sur la photo est supérieure à $2,1 \mu\text{m}$, valeur trouvée dans le tableau ; il est difficile de mesurer le diamètre exact de la tache.

Activité 23 Pour un disque inscriptible, il n'y a pas création de nouvelles cuvettes ; un laser d'écriture modifie, par chauffage, les zones du substrat situées avant la surface réfléchissante, changeant ainsi l'indice de réfraction de cette zone. Cela revient à modifier la différence de marche du rayon de lecture et ainsi à créer des interférences comparables à celles dues aux cuvettes.

Exercices d'apprentissage

- Exercice 8**
- 1 Le phénomène lié à la taille du spot est le phénomène de diffraction ; plus la longueur d'onde est faible et plus la taille du spot diminue (en tenant compte de l'ouverture numérique du dispositif optique).
 - 2 Comme le montre le tableau, la taille des cuvettes diminue du CD au Blu-ray ; il est donc possible de stocker beaucoup plus de données numériques ; la capacité augmente donc en passant du CD au Blu-ray.

Exercice 9 Sur un CD : 187 photos.
Sur un DVD : 1 100 photos de 4 Mo.

Chapitre 5

Exercices de synthèse

Exercice 1

❶ Le signal analogique représente une grandeur physique sous la forme de variation continue (signal bleu). Un signal est dit numérique s'il représente une grandeur physique sous la forme d'une grandeur ne prenant que des valeurs discrètes de codage par nombre, ce qui est le cas du signal rouge.

❷ La carte d'acquisition est une carte 4 bits.

❸ Les tensions minimale et maximale mesurables sont -2 V et $+4\text{ V}$, soit $U_m = 2\text{ V}$.

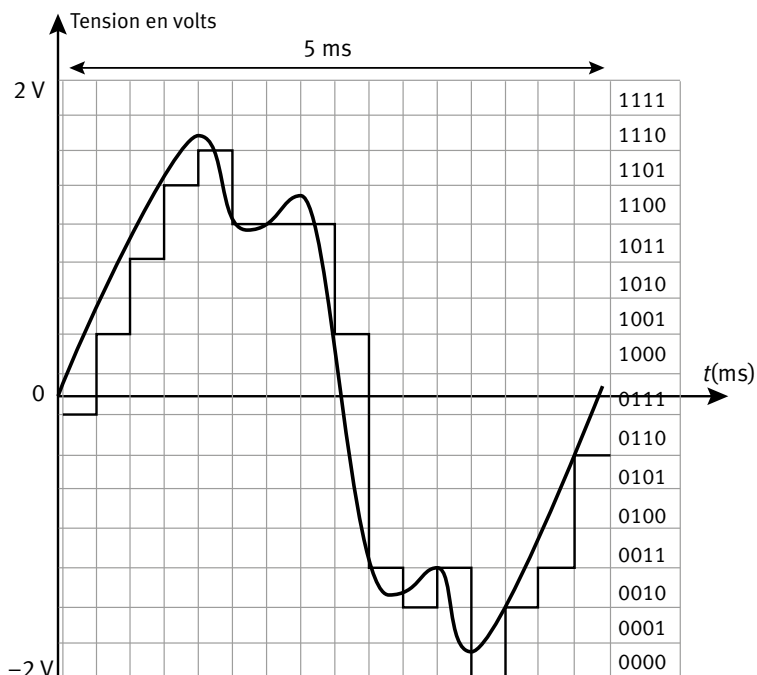
La valeur du pas utilisé pour cette numérisation s'écrit : $p = \frac{2U_m}{n}$. n est égal à 15.

A.N. : $p = 0,27\text{ V}$.

❹ Pour que la numérisation d'un son soit la plus fidèle possible, il faut donc utiliser une carte d'acquisition avec un nombre de bits important.

❺ La fréquence d'échantillonnage est égale à l'inverse de la période d'échantillonnage : $f_e = \frac{1}{T_e}$. A.N. : $f_e = 3,2\text{ kHz}$.

Le stockage demandera plus de mémoire.



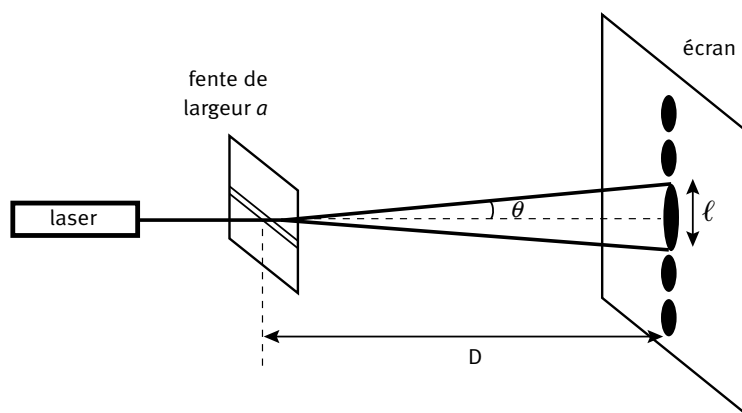
Exercice 2 Analyse de documents scientifiques

	CD	DVD	Blu-ray	HVD
Procédé de lecture	Par interférence ; lecture avec un laser	Par interférence ; lecture avec un laser	Par interférence ; lecture avec un laser	Par interférence ; lecture avec deux lasers
Capacité de stockage (Gio)	0,75	4,4	23	3 900
Capacité de stockage par rapport au CD	1	5,9 (7 annoncée)	30,7	5 200 (6 000 annoncée)
Capacité de stockage par rapport au DVD		1	5,9 (4 à 5 fois annoncée)	886 (830 fois annoncée)
Nbre de disques pour 160 Gio		37 (20 DVD annoncés)	7 (4 annoncés)	

Les capacités données dans les documents 1, 2 et 3 ne correspondent pas. Ces documents ne précisent pas si ces disques sont double-couche, ce qui multiplie pratiquement les capacités par 2.

Exercice 3 Diffraction

- I. ① Le phénomène mis en évidence dans cette expérience est la diffraction.
- ② a) En l'absence du phénomène de diffraction, le rayon lumineux se propagerait en ligne droite. En réalité, après passage par la fente fine, la lumière se propage en formant des cônes lumineux qui forment des taches sur l'écran. L'angle θ représente la demi-largeur angulaire de la tache centrale de diffraction.
- b) θ s'exprime en radians (rad) ; λ , la longueur d'onde, s'exprime en mètres (m) ; a , la largeur de la fente, s'exprime en mètre (m).
- c) Plus la largeur a de la fente est petite, plus l'écart angulaire θ est grand (cf. relation (1)). La largeur de la tache centrale augmente.



③ On a $\tan\theta = \frac{\ell}{2D}$; θ est petit $\Rightarrow \theta = \frac{\ell}{2D}$ relation (2).

④ $\theta = \frac{\lambda}{a}$ et $\theta = \frac{\ell}{2D} \Rightarrow a = 2 \frac{\lambda D}{\ell}$. A.N. : $a = 10.10^{-5}$ m.

II. Il est possible de diminuer la longueur d'onde ou d'augmenter l'ouverture numérique. ■