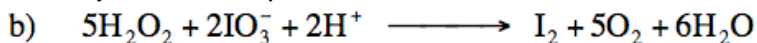


Correction du devoir de vacances de physique chimie pour les TS

Exercice 1 : formation de diiode par réaction entre l'eau oxygénée et l'ion iodate

Partie A : étude quantitative de la réaction chimique

1/ La première équation proposée ne respecte pas la règle de **conservation des éléments chimiques**. Par exemple, il y a 5 atomes d'oxygène dans les réactifs mais seulement 3 dans les produits. Et la troisième équation ne respecte pas la règle de **conservation de la charge électrique** donc l'équation de la transformation considérée est :



2/ tableau d'avancement de la réaction :

Equation	$5\text{H}_2\text{O}_2$	+	2IO_3^-	+	2H^+	→	I_2	+	5O_2	+	$6\text{H}_2\text{O}$
E.I	$(n_A)_i$		$(n_B)_i$		excès		0		0		solvant
E.F	$(n_A)_i - 5x_{\max}$		$(n_B)_i - 2x_{\max}$		excès		x_{\max}		$5 x_{\max}$		solvant

3/ Quantité initiale de peroxyde d'hydrogène : $n_A^i = C_A V_A = 11,6 \times 10,0 \cdot 10^{-3} = 0,116 \text{ mol} = 116 \text{ mmol}$

Quantité initiale d'ions iodate : $n_B^i = C_B V_B = 1,00 \times 40,0 \cdot 10^{-3} = 0,0400 \text{ mol} = 40,0 \text{ mmol}$

4/ Si le peroxyde d'hydrogène est le réactif limitant :

$$n_{A_i} - 5 x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\max} = \frac{(n_A)_i}{5} = \frac{116}{5} = 23,2 \text{ mmol}$$

Si l'ion iodate est le réactif limitant : $n_{B_i} - 2 x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow$

$$x_{\max} = \frac{(n_B)_i}{2} = \frac{40}{2} = 20,0 \text{ mmol}$$

L'ion iodate IO_3^- est donc le réactif limitant et l'avancement maximal est $x_{\max} = 20,0 \text{ mmol}$.

5/ quantité de matière et volume de dioxygène gazeux O_2 libéré :

$$(n_{\text{O}_2})_f = 5 x_{\max} = 5 \times 20,0 \cdot 10^{-3} = 0,100 \text{ mol} \quad \text{donc} \quad V_{\text{O}_2} = (n_{\text{O}_2})_f \times V_m = 0,100 \times 24,0 = 2,40 \text{ L}$$

6/ quantité de matière de diiode I_2 formé : $(n_{\text{I}_2})_f = x_{\max} = 20,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Concentration finale en diiode : $(C_{\text{I}_2})_f = \frac{(n_{\text{I}_2})_f}{V_{\text{solution}}} = \frac{20,0 \cdot 10^{-3}}{50,0 \cdot 10^{-3}} = 4,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$

avec $V_{\text{solution}} = V_A + V_B$

Pour la concentration finale en diiode, on peut utiliser la notation : $[\text{I}_2]_f$

Partie B : vérification expérimentale de la concentration en diiode à l'état final

1/ Mesures d'absorbance

L'énoncé indique que la solution obtenue est de couleur « rouge - brun ». Cela suppose qu'elle absorbe majoritairement dans le domaine des radiations bleues (couleur complémentaire de la couleur de la solution). Pour travailler dans le domaine d'absorbance maximale, on va donc prendre un filtre bleu, soit 440 nm.

2/ Préparation des solutions filles

2a Au cours de la dilution, la quantité de soluté reste constante : $(V_0)_{\text{prélevé}} \times C_0 = V_3 \times C_3$
On en déduit le volume $(V_0)_{\text{prélevé}}$ de solution mère à prélever pour préparer $V_3 = 100 \text{ mL}$ de la solution fille S_3 :

$$(V_0)_{\text{prélevé}} = \frac{V_3 \times C_3}{C_0} = \frac{100 \cdot 10^{-3} \times 2,5 \cdot 10^{-3}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \quad \text{soit} \quad 25 \text{ mL}$$

2b protocole de dilution :

On verse la solution mère dans un **bécher**.

On en prélève 25 mL à l'aide d'une **pipette jaugée de 25,0 mL**.

On verse ce prélèvement dans une **fiole jaugée de 100,0 mL**. On ajoute de l'eau jusqu'aux $\frac{3}{4}$ puis on agite. On rajoute alors de l'eau jusqu'au trait de jauge et on agite encore.

3/ Application de la loi de Beer - Lambert

Le graphe $A = f(C)$ obtenu est une droite passant par l'origine.

D'après la loi de Beer - Lambert ($A = k \times C$ avec k constante), l'absorbance A de la solution doit être proportionnelle à la concentration C de l'espèce colorée (ici, le diiode).

Le graphe obtenu vérifie bien cette proportionnalité.

4/ Détermination de la concentration de diiode

Graphiquement, je lis $C = 3,9 \times 10^{-3}$ mol/L pour $A = 0,67$. Cette concentration correspond à la solution diluée.

La solution étudiée était 100 fois plus concentrée, sa concentration est donc :

$$C_{\text{solution}} = 100 \times C = 100 \times 3,9 \times 10^{-3} = 3,9 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

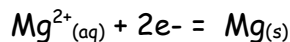
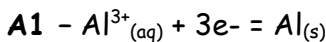
5/ Conclusion

La concentration théorique du diiode dans la solution est de $4,0 \times 10^{-1}$ mol/L or, expérimentalement, on trouve une concentration de $3,9 \times 10^{-1}$ mol/L. Ce résultat expérimental est donc tout à fait cohérent avec ce que prévoit l'étude théorique. L'écart relatif entre valeurs théorique et expérimentale est très faible :

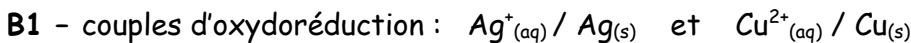
$$\frac{0,40 - 0,39}{0,40} = 0,025 \quad \text{soit} \quad 2,5\% \text{ d'écart}$$

Exercice 2 : les réactions d'oxydoréduction

Partie A

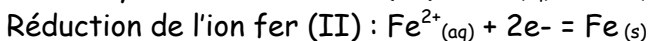
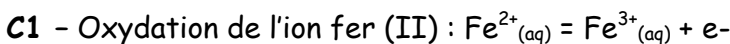


Partie B

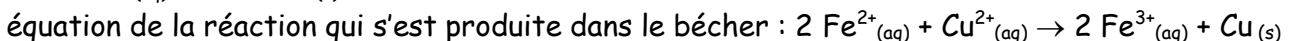
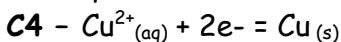
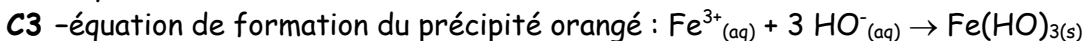


B1 - Les ions argent Ag^+ sont réduits durant cette réaction : un ion argent gagne un électron selon la demi-équation : $Ag^{+}_{(aq)} + e^- = Ag_{(s)}$

Partie C



C2 - Le précipité orangé est un précipité d'hydroxyde de fer III. On en déduit que l'ion fer (II) a été oxydé en ion fer III.

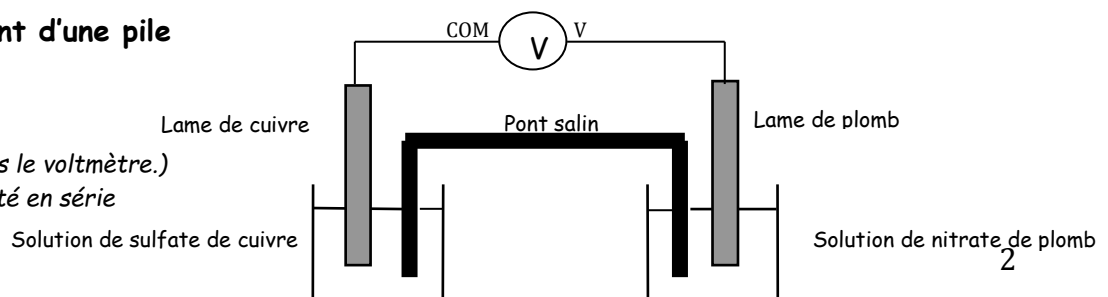


Partie D : fonctionnement d'une pile

1 - Schéma

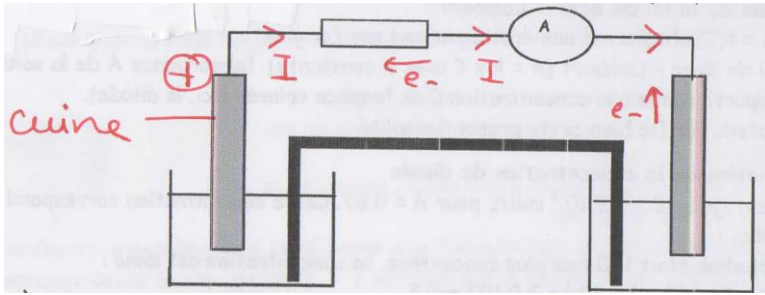
(Attention, pas de courant dans le voltmètre.)

Le voltmètre est toujours monté en série



2 - Le voltmètre indique une tension négative donc la borne COM est branchée à la borne positive et la borne V à la borne négative : la plaque de cuivre constitue donc le pôle positif de la pile et la plaque de plomb la plaque négative.

3 -



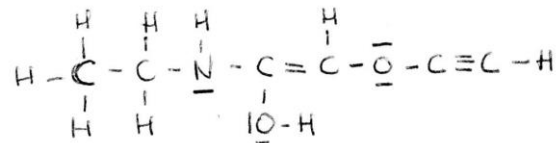
4 - À la borne positive (plaque de cuivre), le courant sort vers le circuit extérieur, donc les électrons arrivent, il y a une réaction de réduction : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

À la borne négative (plaque de plomb), le courant arrive du circuit extérieur, donc les électrons partent, il y a une réaction d'oxydation : $Pb_{(s)} \rightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$

5 - Après une heure de fonctionnement, la plaque de cuivre aura augmenté de masse. En effet, les ions cuivre $Cu^{2+}_{(aq)}$ sont réduits en atomes de cuivre $Cu_{(s)}$.

Exercice 3 : molécules organiques

Partie A : géométrie autour d'un atome



1/ Représentation de Lewis :

2/ La géométrie autour des atomes de carbone n°1 et 2 est tétraédrique.

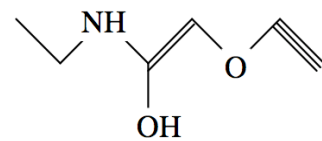
La géométrie autour des atomes de carbone n°3 et 4 est plane.

La géométrie autour des atomes de carbone n°5 et 6 est linéaire

3/ La géométrie autour des deux atomes d'oxygène est coudée.

4/ La géométrie autour de l'atome d'azote est pyramidale.

5/ formule topologique de cette molécule :



Partie B : Le monofluorométhane

1/ structure électronique de l'atome de carbone ${}_6C$: $(K)^2 (L)^4$ (il a 4 protons donc 4 électrons)

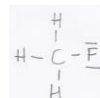
Structure électronique de l'atome d'hydrogène ${}_1H$: $(K)^1$

Structure électronique de l'atome de fluor ${}_9F$: $(K)^2 (L)^7$

2/ L'atome de carbone a 4 électrons périphériques, il lui en manque 4 pour respecter la règle de l'octet, il va donc former 4 doublets liants. Ces 4 électrons étant pris dans des doublets liants, il ne forme pas de doublets non liants.

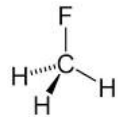
L'atome d'hydrogène a 1 électron périphérique, il lui en manque 1 pour respecter la règle du duet, il va donc former 1 doublet liant et 0 doublets non liants.

L'atome de fluor a 7 électrons périphériques, il lui en manque 1 pour respecter la règle de l'octet, il va donc former 1 doublet liant. Les 6 autres électrons forment 3 doublets non liants.



3/ représentation de Lewis de la molécule de fluorométhane :

4/ Cette molécule a une géométrie tétraédrique. Cela correspond à l'angle maximal entre les 4 doublets liants. En effet, les doublets d'électrons chargés négativement se repoussent les uns les autres. (Représentation de Cram ci-contre).

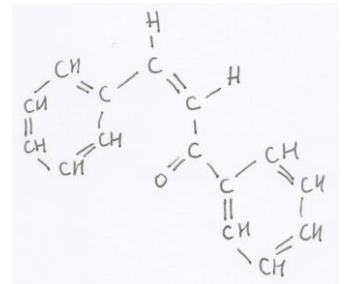


Partie C : Les chalcones (5 à 10 min ; 1,5 pt)

1/ Formule brute de la chalcone : $C_{15}H_{12}O$

2/ La molécule présentée est l'isomère E.

Les atomes d'hydrogène sont de part et d'autre de la double liaison.



3/

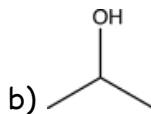
Isomère Z de la molécule :

Partie D : alcools

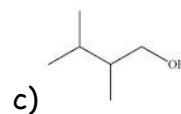
1. a) 2-méthylbutan-2-ol



b) propan-2-ol



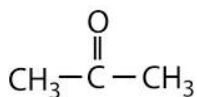
c) 2,3-diméthylbutan-1-ol



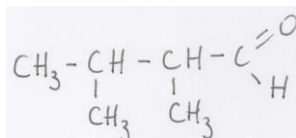
2. a)

3. Le 2-méthylbutan-2-ol ne peut pas subir d'oxydation ménagée car c'est un alcool III.

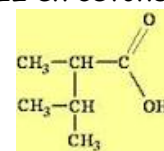
Le propan-2-ol peut être oxydé en propanone (oxydation d'un alcool II en cétone).



propanone



2,3-diméthylbutanal



acide 2,3-diméthylbutanoïque

Le 2,3-diméthylbutan-1-ol peut être oxydé en 2,3-diméthylbutanal puis en acide 2,3-diméthylbutanoïque (oxydation d'un alcool I en aldéhyde et acide carboxylique).

Partie E : Identification et représentation d'un alcane

Soit n le nombre d'atomes de carbone. La formule brute d'un alcane est C_nH_{2n+2} .

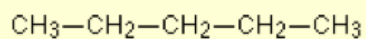
Sa masse molaire est donc $M = n M_C + (2n + 2) M_H$

Soit $M = 12n + 2n + 2$

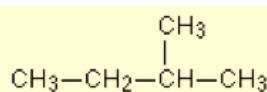
D'où $n = (M - 2) / 14 = (72 - 2) / 14 = 5$

La formule brute de l'alcane recherché est donc C_5H_{12} .

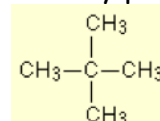
Pentane



méthylbutane



diméthylpropane



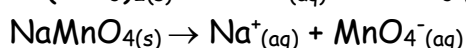
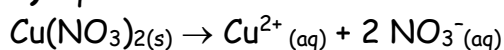
Exercice 4 : cohésion d'un cristal ionique et dissolution

Partie A : noms et formules de quelques composés ioniques

1) Noms et formules chimiques des solides ioniques :

- nitrate de cuivre $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- permanganate de sodium NaMnO_4
- sulfate de fer III $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

2) équation de dissolution de ces solides ioniques dans l'eau :





3) relations entre concentrations :

$$[\text{Cu}^{2+}] = c_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} \quad \text{et} \quad [\text{NO}_3^-] = 2 c_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2}$$

$$[\text{Na}^+] = c_{\text{NaMnO}_4} \quad \text{et} \quad [\text{MnO}_4^-] = c_{\text{NaMnO}_4}$$

$$[\text{Fe}^{3+}] = 2 c_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \quad \text{et} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 3 c_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$$

Partie B : étude de la structure cristalline ionique du sel

1. Composition de l'ion sodium ${}_{11}^{23}\text{Na}^+$: 11 protons, 12 neutrons et 10 électrons.

Composition de l'ion chlorure ${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$: 17 protons, 18 neutrons et 18 électrons.

2. masse de chacun des deux ions :

$$m_{\text{Na}^+} = 23 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 3,84 \cdot 10^{-26} \text{ kg} \quad ; \quad m_{\text{Cl}^-} = 35 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 5,85 \cdot 10^{-26} \text{ kg} ;$$

$$q_{\text{Na}^+} = +e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

3. charge électrique globale portée par chaque ion : $q_{\text{Cl}^-} = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

4. distance entre un ion chlorure et un ion sodium voisin : $d = \frac{a}{2} = \frac{5,64 \cdot 10^{-10}}{2} = 2,82 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

5. Deux ions voisins ont des charges opposées donc la force d'interaction électrique entre les deux est attractive.

$$F_C = k \times \left| \frac{q_{\text{Cl}^-} \times q_{\text{Na}^+}}{d^2} \right| = 9,0 \cdot 10^9 \times \frac{(1,6 \cdot 10^{-19})^2}{(2,82 \cdot 10^{-10})^2} = 2,9 \cdot 10^{-9} \text{ N}$$

Elle a pour valeur :

6. Valeur de la force d'interaction gravitationnelle qui s'exerce entre ces deux ions :

$$F_G = G \times \frac{m_{\text{Cl}^-} \times m_{\text{Na}^+}}{d^2} = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{5,8 \cdot 10^{-26} \times 3,8 \cdot 10^{-26}}{(2,82 \cdot 10^{-10})^2} = 1,8 \cdot 10^{-42} \text{ N}$$

Conclusion : la force due à l'interaction gravitationnelle est de l'ordre de 10^{33} fois plus petite que la force due à l'interaction électrique donc la cohésion du cristal ionique s'explique entièrement par l'interaction électrique.

La gravité est totalement négligeable à cette échelle, et l'interaction forte n'a encore aucune influence puisque les distances entre ions sont très supérieures à la portée de l'interaction forte ($10^{-10} \text{ m} \gg 10^{-15} \text{ m}$).

Partie C : dissolution du sel dans l'eau

1. La molécule d'eau est polaire. Celles constituant les huiles (molécules essentiellement constituées de carbone et d'hydrogène) sont apolaires. Expliquer rapidement pourquoi.

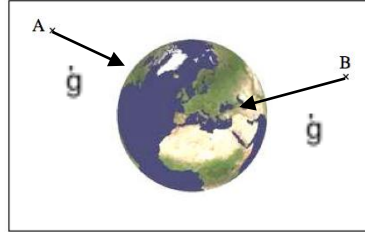
Les atomes d'oxygène et d'hydrogène ont des électronégativités très différentes (forte pour l'atome O, faible pour l'atome H) donc les liaisons O-H sont fortement polarisées. La molécule d'eau comporte deux liaisons O-H polarisées. D'autre part, la molécule d'eau est coudée. Le centre géométrique des charges positives (situé au milieu des deux atomes d'hydrogène) ne coïncide donc pas au centre géométrique des charges négatives (situé sur l'atome d'oxygène).

Les atomes de carbone et d'hydrogène ayant des électronégativités proches, la liaison C - H n'est quasiment pas polarisée. Il en résulte que les molécules d'huile sont apolaires.

2. La cohésion du cristal de chlorure de sodium est assurée par des forces électriques entre les ions, or la molécule d'eau est polaire et peut donc dissocier le cristal, en arrachant les ions à la surface un à un par attraction électrostatique. Les ions arrachés sont ensuite hydratés (solvatés par des molécules d'eau), puis d'autres ions arrachés par de nouvelles molécules d'eau, et le cristal est ainsi rapidement dissout.

Exercice 5 : champ de pesanteur

Partie A : notion de champ



- 1.
2. Le champ de pesanteur terrestre est un champ vectoriel. Il est défini en chaque point par une direction, un sens et une intensité.
3. Le champ de pesanteur terrestre n'est pas uniforme autour de la Terre. Sa direction varie autour de la Terre et son intensité varie avec l'altitude. (cf. schéma de gauche)
On peut considérer que le champ de pesanteur est uniforme à l'échelle humaine quotidienne. Il garde en effet la même direction, le même sens et la même valeur. (cf. schéma de droite)

Partie B : mesure historique de l'intensité de la pesanteur sur Terre

1. D'après l'expression proposée, la période d'un pendule ne dépend pas de la masse suspendue utilisée mais uniquement de la longueur du fil et de l'intensité de la pesanteur.

$$2. \quad T = 2\pi \sqrt{\frac{L}{g}} \quad \text{d'où : } T^2 = 4\pi^2 \frac{L}{g} \quad \text{et donc } g = \frac{4\pi^2 \times L}{T^2}$$

$$3. \quad g = \frac{4\pi^2 \times L}{T^2} \quad \text{A.N. : } g = \frac{4\pi^2 \times 1,0^2}{2,0^2} = 9,9 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2} \quad (2 \text{ ch signif}). \quad (g \text{ en m}\cdot\text{s}^{-2} \text{ ou N}\cdot\text{kg}^{-1})$$

4. intensité de la pesanteur g à l'équateur :

$$g = \frac{4\pi^2 \times 1,000^2}{2,009^2} = 9,781 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$$

Intensité de la pesanteur g aux pôles :

$$g = \frac{4\pi^2 \times 1,000^2}{2,004^2} = 9,830 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$$

Partie C : Les interactions fondamentales

- 1/ L'interaction forte prédomine entre deux protons d'un noyau atomique.
- 2/ L'interaction gravitationnelle prédomine entre la Terre et le Soleil.

Exercice 6 : couleurs et lumières

1^{ère} partie : QCM sur les couleurs

1C - Un filtre cyan absorbe la lumière rouge.

Le filtre apparaît de couleur cyan car il nous transmet la lumière bleue et la lumière verte. Il ne transmet pas la lumière rouge.

2B - Pour tracer un trait rouge, une imprimante utilise des encres jaune et magenta.

Le trait rouge absorbe les lumières verte et bleue et ne transmet que la lumière rouge.

L'encre jaune absorbe la lumière bleue et l'encre magenta absorbe la lumière verte.

3A - Eclairée en lumière blanche, une solution aqueuse n'absorbant aucune radiation monochromatique apparaît incolore. Un objet coloré absorbe certaines lumières colorées. Un objet blanc diffuse toutes les lumières dans toutes les directions. Un objet incolore ne fait que transmettre la lumière.

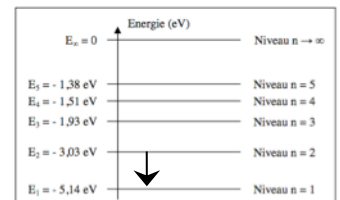
2^{ème} partie : éclairage routier

1/ L'état fondamental correspond au niveau d'énergie $n = 1$. C'est le niveau d'énergie le plus bas (ici $E_1 = -5,14 \text{ eV}$).

2a/ énergie perdue par un atome de sodium lors de l'émission de la radiation de longueur d'onde dans le vide $\lambda = 589 \text{ nm}$:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{A.N. : } E = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{589 \cdot 10^{-9}} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J} \quad E = \frac{3,37 \cdot 10^{-19}}{1,60 \cdot 10^{-19}} = 2,11 \text{ eV}$$

2b/ On remarque que $E_2 - E_1 = -3,03 - (-5,14) = 2,11 \text{ eV} = E$
 Cette radiation est donc émise lors de la **transition du niveau $n = 2$ au niveau $n = 1$** .



3/ $E_2 + E = -3,03 + 1,10 = -1,93 \text{ eV} = E_3$

L'atome de sodium dans l'état E_2 **peut absorber** un photon d'énergie $E = 1,10 \text{ eV}$. L'atome passe alors au niveau d'énergie $n = 3$.

4/ longueur d'onde de la raie associée à cette transition : $E = \frac{hc}{\lambda}$ D'où : $\lambda = \frac{hc}{E}$

$$\text{A.N. : } \lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{1,10 \times 1,60 \cdot 10^{-19}} = 1,13 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 1,13 \cdot 10^3 \text{ nm}$$

La lumière ainsi absorbée appartient aux infrarouges.

Exercice 7 : énergies

Partie A : pendule simple et énergies mécaniques

A1. expression de l'énergie potentielle de pesanteur du pendule : $E_{pp} = m g z$

En choisissant $E_{pp} = 0$ pour $z = 0$ avec E_{pp} en J ; la masse m du pendule en kg ; l'intensité g de la pesanteur en N.kg^{-1} ; l'altitude z en m.

A2. L'énergie potentielle du pendule est nulle pour un angle nul ($\theta = 0^\circ$) entre le fil et la verticale. En effet la bille est alors au point G_0 choisi comme origine des altitudes. $z = 0$ donc $E_{pp} = 0$

A3. énergie potentielle de pesanteur du pendule en A : $E_{pp}(A) = m g z_A$

$$\text{A.N. : } E_{pp}(A) = 30 \cdot 10^{-3} \times 9,8 \times 0,20 = 5,9 \cdot 10^{-2} \text{ J}$$

A4. a) Les frottements étant négligeables, l'énergie mécanique de la bille se conserve :

$$E_m(G_0) = E_m(A) \quad \text{soit } E_c(G_0) + E_{pp}(G_0) = E_c(A) + E_{pp}(A)$$

La bille est considérée comme ponctuelle. Son énergie cinétique est $E_c = 1/2 m v^2$.

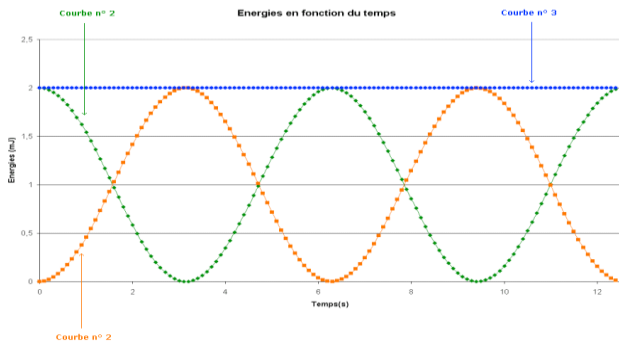
$$\text{On a donc : } 1/2 m v_0^2 + 0 = 0 + E_{pp}(A)$$

On en déduit la valeur vitesse de la bille au point G_0 : $v_0 = \sqrt{\frac{2 \times E_{pp}(A)}{m}}$ (rq : $v_0 > 0$)

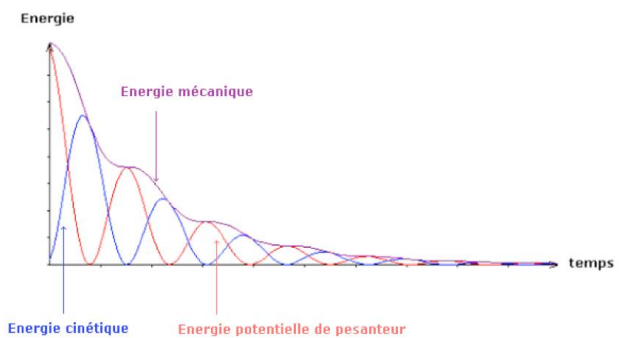
A.N. : $v_0 = \sqrt{\frac{2 \times 5,9 \cdot 10^2}{30 \cdot 10^3}} = 2,0 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$

b) La bille va monter de l'autre côté à la même altitude avant de redescendre. En effet l'énergie mécanique de la bille dans le champ de pesanteur en A est égale à l'énergie mécanique en B. Or l'énergie cinétique est nulle en ces deux points, donc l'énergie potentielle de pesanteur à la même valeur en A et B, donc l'altitude à la même valeur.

A5. a)



b)



Partie B : étude d'une réaction de combustion

B1 - Masse de paraffine brûlée $m_{\text{paraffine}} = m_f - m_i$ $m_{\text{paraffine}} = 11,79 - 11,04 = \underline{0,75 \text{ g}}$
 énergie libérée par la combustion de la bougie : $E_0 = P \times m_{\text{paraffine}} = 46 \times 0,75 = \underline{34,5 \text{ kJ}}$

B2 - énergie reçue par l'eau durant l'expérience : $E_1 = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times (T_f - T_i)$ $T_f - T_i = \theta_f - \theta_i$
 $E_1 = 250 \times 4,18 \times (44,0 - 19,0) = 26,1 \cdot 10^3 \text{ J} = \underline{26,1 \text{ kJ}}$

B3 - énergie reçue par la canette métallique : $E_2 = m_{\text{alu}} \times c_{\text{alu}} \times (\theta_f - \theta_i)$
 $E_2 = 21,0 \times 0,90 \times (44,0 - 19,0) = 470 \text{ J}$ soit $\underline{0,47 \text{ kJ}}$

B4 - énergie pour faire fondre la paraffine : $E_3 = L \times m_{\text{paraffine}}$ $E_3 = 1,42 \times 0,75 = \underline{1,07 \text{ kJ}}$
 (calcul intermédiaire, un chiffre significatif de plus)

B5 - énergie cédée au milieu extérieur durant l'expérience : $E_4 = E_0 - E_1 - E_2 - E_3$
 $E_4 = 34,5 - 26,1 - 0,47 - 1,07 = \underline{6,9 \text{ kJ}}$

B6 - rendement du dispositif de chauffage : $\eta = E_1 / E_0$ $\eta = 26,1 / 34,5 = 0,76$
76% de l'énergie libérée par la combustion sert à chauffer l'eau.

Partie C : conversions d'énergie

C1 - Dans le moteur à explosion, il y a conversion d'énergie chimique en énergie mécanique.

C2 - Dans l'alternateur, il y a conversion d'énergie mécanique en énergie électrique.

C3 - L'énergie « perdue » au niveau du moteur, de la transmission et de l'alternateur est sous forme thermique.