

## Devoir de vacances de physique chimie pour les TS

A rendre (corrigé en vert) avant la retraite de rentrée.  
(Barème sur 40 pts.)

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

(1 h ; 8,5 pts)

L'« Eau oxygénée » est le nom commun d'une solution de peroxyde d'hydrogène de formule chimique  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Ce composé réagit très violemment avec les ions iodate de formule  $\text{IO}_3^-$ . La réaction se produit en milieu acide et conduit à la formation de dioxygène gazeux  $\text{O}_2$  et de diiode  $\text{I}_2$ . De l'eau est aussi produite lors de la transformation.

Dans un grand bécher, on verse 10,0 mL d'eau oxygénée très concentrée ( $c_A = 11,6 \text{ mol/L}$ ) suffisamment acidifiée puis 40,0 mL de solution d'iodate de potassium  $\text{K}^+ + \text{IO}_3^-$  de concentration  $c_B = 1,00 \text{ mol/L}$ . Une vive réaction se produit et libère beaucoup de chaleur. La solution se colore en rouge - brun.

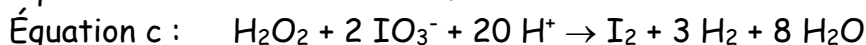
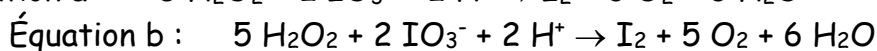
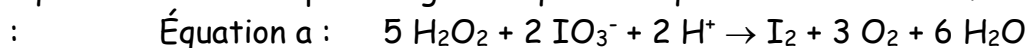
Les ions potassium sont spectateurs. L'acidification du système réactionnel correspond à la présence d'ions hydrogène  $\text{H}^+$  **en excès**. L'eau, bien qu'apparaissant dans les produits, est ici **le solvant**. Elle est présente en très grande quantité et la quantité produite est négligeable devant la quantité présente au départ : on pourra donc considérer que le volume total du système chimique ne change pas durant la transformation.

Données : Volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Masse molaire de quelques éléments :  $M_H = 1,0 \text{ g/mol}$  ;  $M_O = 16,0 \text{ g/mol}$  ;  $M_I = 132 \text{ g/mol}$

#### **Partie A : étude quantitative de la réaction chimique (30 min ; 4,5 pts)**

1/ (0,75 pt) En justifiant à l'aide des règles de conservation, éliminer deux des trois équations suivantes pour ne garder que celle qui modélise la transformation chimique étudiée :



2/ (0,5 pt) A partir de cette équation, construire le tableau d'avancement de la réaction.

3/ (1 pt) Calculer les quantités initiales en réactifs.

4/ (0,75 pt) Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$ .

5/ (0,75 pt) Calculer la quantité de matière puis le volume de dioxygène gazeux  $\text{O}_2$  libéré.

6/ (0,75 pt) Calculer la quantité de matière de diiode  $\text{I}_2$  formé. Déterminer alors la concentration finale en diiode.

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

(25 min ; 4 pts)

Une fois la transformation terminée, on se propose de vérifier que la concentration en diiode calculée théoriquement (question A.6) correspond à la concentration réelle du diiode dans la

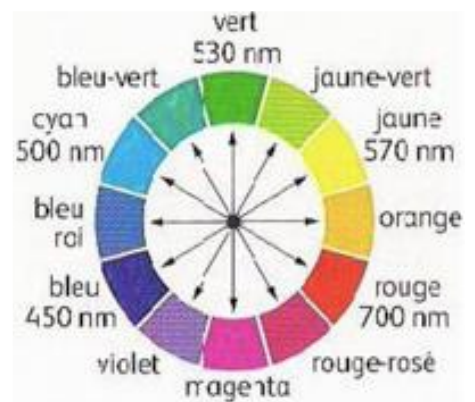
solution. Le diiode étant la seule espèce chimique colorée du mélange réactionnel, on réalise pour cela un dosage colorimétrique par étalonnage du diiode en solution.

Tout d'abord, on doit mesurer l'absorbance de la solution obtenue expérimentalement. Comme celle-ci est trop concentrée (et donc trop sombre) pour que son absorbance soit mesurée directement, on la dilue 100 fois puis on mesure l'absorbance de la solution diluée :  $A_{\text{diluée}} = 0,67$ . Ensuite, on prépare à partir d'une solution mère  $S_0$  de concentration en diiode  $c_0 = 1,00 \cdot 10^{-2}$  mol/L, trois solutions filles  $S_1$ ,  $S_2$  et  $S_3$  de concentrations respectives en diiode  $c_1 = 7,50 \cdot 10^{-3}$  mol/L,  $c_2 = 5,00 \cdot 10^{-3}$  mol/L et  $c_3 = 2,50 \cdot 10^{-3}$  mol/L puis on mesure les absorbances de la solution mère et des trois solutions filles. Les résultats des mesures sont consignés dans le tableau suivant :

Solution	$S_0$	$S_1$	$S_2$	$S_3$
Concentration en mmol/L	10,0	7,5	5,0	2,5
Absorbance	1,72	1,28	0,83	0,45

### 1/ Mesures d'absorbance

**(0,25 pt)** L'énoncé indique que la solution obtenue est de couleur rouge - brun. Pour effectuer les mesures d'absorbance, doit-on utiliser un filtre de longueur d'onde 440 nm ou un filtre de longueur d'onde 660 nm ? Justifier à partir du cercle chromatique.



### 2/ Préparation des solutions filles

**2a - (1 pt)** Quel volume de solution mère faudra-t-il prélever pour préparer 100 mL de la solution fille  $S_3$  ? Justifier par un calcul.

**2b - (1 pt)** Détailler le protocole de dilution pour préparer cette solution fille en nommant le matériel.

### 3/ Application de la loi de Beer - Lambert

**(1 pt)** Tracer le graphe  $A = f(C)$  et commenter son allure. Faire apparaître un lien cohérent entre le graphique obtenu et la loi de Beer - Lambert qui modélise l'absorbance des solutions en fonction de leur concentration.

### 4/ Détermination de la concentration de diiode

**(0,5 pt)** Déduire, par une méthode au choix, la concentration molaire en diiode de la solution diluée, puis celle du mélange réactionnel étudié.

### 5/ Conclusion

**(0,25 pt)** Comparer le résultat obtenu expérimentalement par mesure d'absorbance (question B.4) au résultat prévu par la théorie (question A.6) et conclure.

## Exercice 2 : les réactions d'oxydoréduction (30 min ; 4 pts)

### Partie A (5 min ; 0,5 pt)

Soient les deux couples d'oxydoréduction :  $Al^{3+} / Al$  et  $Mg^{2+} / Mg$

**A1 - (0,25 pt)** Ecrire les deux demi-équations correspondant à ces couples.

**A2 - (0,25 pt)** Ecrire l'équation de la réaction entre les ions aluminium  $\text{Al}^{3+}$  et le magnésium métallique Mg.

**Partie B** (5 min ; 0,5 pt)

$2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$  est l'équation équilibrée d'une réaction d'oxydoréduction.

**B1 - (0,25 pt)** Ecrire les deux couples d'oxydoréduction engagés dans cette réaction.

**B1 - (0,25 pt)** Les ions argent  $\text{Ag}^+$  sont-ils oxydés ou réduits durant cette réaction ? Justifier.

**Partie C** (10 min ; 1,5 pt)

On mélange dans un bécher une solution de sulfate de cuivre de formule  $(\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$  et une solution de sulfate de fer (II) de formule  $(\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-})$ . L'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  intervient dans un couple d'oxydoréduction  $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$  alors que l'ion fer intervient dans deux couples différents  $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})$  et  $(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$

Les ions sulfate sont ici des ions spectateurs. Après quelques minutes d'attente, on observe un dépôt métallique au fond du tube et on prélève un peu de solution pour réaliser un test à l'hydroxyde de sodium, de formule  $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$  : un précipité orangé apparaît.

**C1 - (0,25 pt)** L'ion fer (II) peut être oxydé ou réduit : écrire les deux demi-équations qui montrent ces deux possibilités.

**C2 - (0,5 pt)** Identifier le précipité formé et en déduire si l'ion fer (II) a été oxydé ou réduit pendant la réaction d'oxydoréduction.

**C3 - (0,25 pt)** Ecrire l'équation de formation du précipité orangé.

**C4 - (0,5 pt)** Ecrire la demi-équation du couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  puis l'équation de la réaction qui s'est produite entre le sulfate de cuivre et le sulfate de fer (II) dans le bécher.

**Partie D : fonctionnement d'une pile** (10 min ; 1,5 pt)

On réalise une pile électrochimique « cuivre / plomb » : un premier bécher contient une plaque de cuivre plongée dans une solution de sulfate de cuivre et dans un second, une plaque de plomb est plongée dans une solution de nitrate de plomb. La jonction ionique est réalisée à l'aide d'un papier imbibé d'une solution concentrée d'eau salée  $(\text{Na}^+ + \text{Cl}^-)$ .

**D1 - (0,25 pt)** Schématiser la pile.

**D2 - (0,25 pt)** On place un voltmètre entre les bornes de la pile, la borne COM étant reliée à la plaque en cuivre et la borne V à la plaque en plomb. Le voltmètre affiche :  $U = -0,82 \text{ V}$ . Déterminer la polarité de la pile.

**D3 - (0,25 pt)** La pile alimente maintenant une résistance notée R : représenter la résistance et déduire de la polarité le sens du courant électrique dans les fils puis le sens de déplacement des électrons dans les fils.

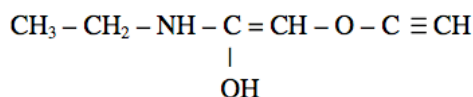
**D4 - (0,5 pt)** En déduire les demi-équations des demi-réactions qui se produisent dans chaque bécher à partir des couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ .

**D5 - (0,25 pt)** Après une heure de fonctionnement, la plaque de cuivre aura-t-elle augmenté ou diminué de masse ? Justifier.

### Exercice 3 : molécules organiques (45 min ; 7 pts)

**Partie A : géométrie autour d'un atome (10 min ; 1,5 pt)**

1/ (0,25 pt) Donner (sans justifier) la représentation de Lewis de la molécule représentée ci-contre.



2/ (0,5 pt) Numéroté les atomes de carbone de gauche à droite et indiquer, sans justifier, la géométrie autour de chacun de ces atomes de carbone.

3/ (0,25 pt) Indiquer la géométrie autour des deux atomes d'oxygène.

4/ (0,25 pt) Indiquer la géométrie autour de l'atome d'azote.

5/ (0,25 pt) Donner la formule topologique de cette molécule.

**Partie B : Le monofluorométhane (5 à 10 min ; 1,25 pts)**

Le monofluorométhane est un composé organique de formule chimique  $\text{CH}_3\text{F}$ .

1/ (0,25 pt) Donner les structures électroniques des atomes de carbone  ${}_6\text{C}$ , d'hydrogène  ${}_1\text{H}$  et de fluor  ${}_9\text{F}$ .

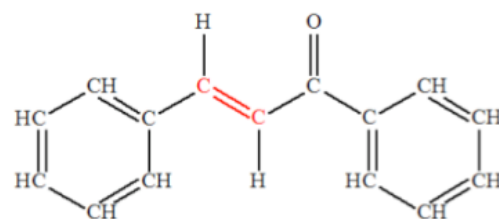
2/ (0,5 pt) En déduire, pour chaque atome, le nombre de liaisons covalentes qu'il va engendrer et le nombre de doublets non liants qu'il va porter.

3/ (0,25 pt) Donner la représentation de Lewis de la molécule de monofluorométhane.

4/ (0,25 pt) Comment peut-on qualifier la géométrie de cette molécule ? Justifier. La représenter (représentation de Cram).

**Partie C : Les chalcones (5 à 10 min ; 0,75 pt)**

Les chalcones sont des colorants jaunes. Ce sont des intermédiaires réactionnels lors de la biosynthèse des anthocyanes responsables des couleurs bleu, rouge, mauve et orange des pommes, du miel, du raisin...



La représentation topographique de la chalcone est donnée ci-dessus.

1/ (0,25 pt) Donner la formule brute de la chalcone.

2/ (0,25 pt) La seule double liaison  $\text{C} = \text{C}$  qui ne soit pas dans un cycle présente une isomérie Z/E : la molécule présentée est-elle l'isomère E ou Z ? Justifier.

3/ (0,25 pt) Représenter l'autre isomère de position de la molécule.

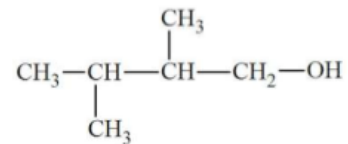
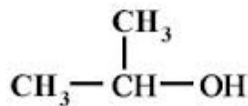
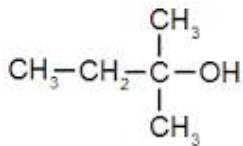
**Partie D : alcools (15 min ; 2,5 pts)**

1. (0,75 pt) Nommer les alcools correspondant aux formules suivantes :

a)

b)

c)



2. (0,75 pt) Écrire la formule topologique de ces alcools.

3. (1 pt) **Oxydation ménagée** : Quelles molécules obtient-on en faisant réagir ces alcools avec un oxydant ? (Donner leur nom et leur formule semi-développée ou topologique.)

**Partie E : Identification et représentation d'un alcane** (5 min ; 1 pt)

(1 pt) Un alcane a pour masse molaire  $M = 72 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Déterminer la formule brute puis tous les isomères (représentations semi-développées ou topologiques et noms) qui peuvent correspondre à cet alcane.

Masses molaires ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) : Carbone : 12,0      Oxygène : 16,0      Hydrogène : 1,0

**Exercice 4 : cohésion d'un cristal ionique et dissolution** (50 min ; 6 pts)

**Partie A : noms et formules de quelques composés ioniques** (10 à 15 min ; 1,5 pt)

1) (0,5 pt) Donner le nom et la formule chimique des solides ioniques constitués :

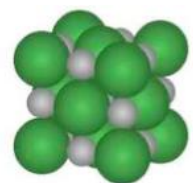
- d'ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  et d'ions nitrate  $\text{NO}_3^-$
- d'ions sodium  $\text{Na}^+$  et d'ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$
- d'ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  et d'ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$

2) (0,5 pt) Écrire l'équation de la dissolution de ces solides ioniques dans l'eau.

3) (0,5 pt) Donner les relations entre concentrations des ions présents en solution et concentration  $c$  de la solution.

**Partie B : étude de la structure cristalline ionique du sel** (25 min ; 3,5 pts)

Le chlorure de sodium, appelé « sel » en cuisine, est un cristal ionique, c'est-à-dire un solide constitué d'ions sodium  $\text{Na}^+$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$ . Sa formule chimique  $\text{NaCl}$  indique qu'il y a, dans le cristal, une proportion d'un ion sodium pour un ion chlorure. Comme tout cristal, il est globalement neutre. Sa structure ionique est dite « cubique face centrée ».



Cristal ionique de  
Chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ )

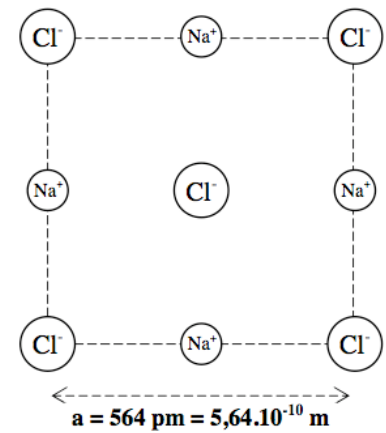
1 (0,5 pt) Donner la composition de chacun des deux ions formés à partir des atomes  $_{11}^{23}\text{Na}$  et  $_{17}^{35}\text{Cl}$ .

2 (0,5 pt) Calculer la masse de chacun des deux ions. On notera ces deux masses  $m_{\text{Na}^+}$  et  $m_{\text{Cl}^-}$ .

3. (0,5 pt) Calculer la charge électrique globale portée par chaque ion. On les notera  $q_{\text{Na}^+}$  et  $q_{\text{Cl}^-}$ .

*Interactions : les ions sont répartis dans un cristal ionique selon un empilement ordonné très strict. Ici, les ions chlorure  $\text{Cl}^-$  sont aux sommets de cubes contigus d'arête « a » et aux centres de chaque face de ce cube. Les ions sodium  $\text{Na}^+$  sont aux milieux de chaque arête et*

au centre de chaque cube. Si l'on représente cette structure dans le plan, on obtient l'organisation suivante :



4. (0,25 pt) Sachant que  $a = 564 \text{ pm}$ , calculer la distance entre un ion chlorure et un ion sodium voisin, notée  $d_{\text{Na-Cl}}$ .

5. (1 pt) Calculer la valeur de l'interaction électrique entre ces deux ions.

Indiquer si cette interaction est attractive ou répulsive. Justifier.

6. (0,75 pt) Calculer la force d'interaction gravitationnelle qui s'exerce entre ces deux mêmes ions. Conclure sur la nature de l'interaction qui assure la cohésion du cristal.

Données :  $m_{\text{nucléons}} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  ;  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  ;  $k = 9,0 \cdot 10^9 \text{ SI}$  ;  $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ SI}$

**Partie C : dissolution du sel dans l'eau (5 à 10 min ; 1 pt)**

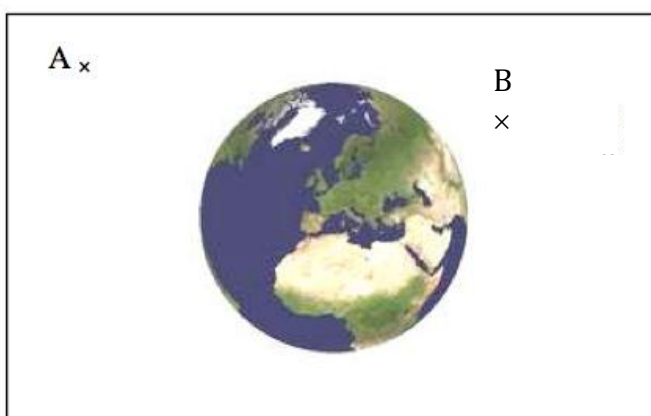
1. (0,5 pt) La molécule d'eau est polaire. Celles constituant les huiles (molécules essentiellement constituées de carbone et d'hydrogène) sont apolaires. Expliquer rapidement pourquoi.

2. (0,5 pt) Bien qu'ayant une très forte cohésion comme l'étude précédente l'a montré, le cristal de chlorure de sodium se dissout très rapidement dans l'eau. Expliquer brièvement.

**Exercice 5 : champ de pesanteur (20 min ; 3 pts)**

**Partie A : notion de champ (5 min ; 1 pt)**

1. (0,5 pt) Représenter le champ de pesanteur sans soucis d'échelle aux points A et B sur les deux schémas suivants :



2. (0,25 pt) Le champ de pesanteur terrestre est-il un champ vectoriel ou scalaire ? Justifier.

3. (0,25 pt) Le champ de pesanteur terrestre est-il uniforme autour de la Terre ? à l'échelle humaine quotidienne ? Justifier.

**Partie B : mesure historique de l'intensité de la pesanteur sur Terre (10 min ; 1,5 pt)**

Les premières mesures de la norme du champ de pesanteur ont été effectuées avec des pendules à partir du XVIII<sup>ème</sup> siècle. Un pendule est un dispositif constitué d'un fil de longueur variable  $L$ . L'extrémité haute du fil est fixe. Une masse ponctuelle est attachée à l'extrémité basse et peut ainsi osciller. La période  $T$  des oscillations d'un tel dispositif est donnée par la relation :

$$T = 2\pi \sqrt{\frac{L}{g}} \quad \text{où } L \text{ est la longueur du fil et } g \text{ l'intensité de la pesanteur du lieu.}$$

1. (0,25 pt) D'après l'expression proposée, la période d'un pendule dépend-elle de la masse suspendue utilisée ?

2. (0,25 pt) Montrer que  $g = \frac{4\pi^2 \times L}{T^2}$

3. (0,5 pt) Les premières mesures, prises sans grande précision, donnaient une période  $T = 2,0$  s pour une longueur de fil de  $L = 1,0$  m. Calculer la valeur de la norme du champ de pesanteur à partir de ces mesures. Donner le résultat avec un nombre convenable de chiffres significatifs.

Des mesures plus précises, prises en différents points du globe terrestre, montrèrent plus tard que pour une même longueur de fil  $L = 1,000$  m, les périodes étaient légèrement différentes entre l'équateur et les pôles :  $T_{\text{équateur}} = 2,009$  s et  $T_{\text{pôles}} = 2,004$  s.

4. (0,5 pt) Calculer les valeurs de l'intensité de la pesanteur  $g$  à l'équateur puis aux pôles. Donner le résultat avec un nombre convenable de chiffres significatifs.

### Partie C : Les interactions fondamentales (5 min ; 0,5 pt)

1/ (0,25 pt) Quelle interaction prédomine entre deux protons d'un noyau atomique ?

2/ (0,25 pt) Quelle interaction prédomine entre la Terre et le Soleil ?

### Exercice 6 : couleurs et lumières (30 min ; 4 pts)

#### Partie A : QCM sur les couleurs (10 min ; 1,5 pt)

(Les réponses doivent être brièvement justifiées).

1 - (0,5 pt) Un filtre cyan : A : transmet la lumière rouge.

B : absorbe les lumières verte et bleue.

C : absorbe la lumière rouge.

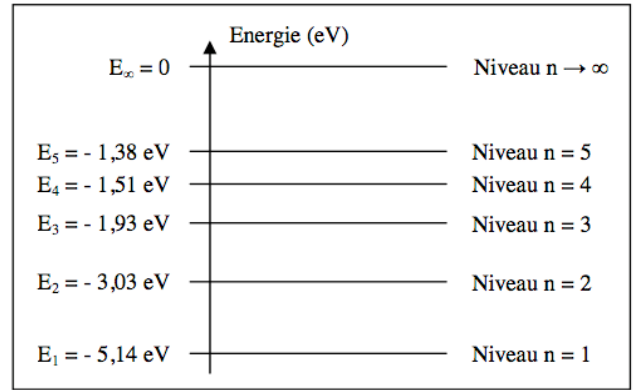
2 - (0,5 pt) Pour tracer un trait rouge, une imprimante utilise des encres :

A : jaune et cyan      B : jaune et magenta      C : verte et bleue      D : rouges

3 - (0,5 pt) Eclairée en lumière blanche, une solution aqueuse n'absorbant aucune radiation monochromatique apparaît : A : incolore      B : blanche      C : colorée

#### Partie B : éclairage routier (15-20 min ; 2,5 pts)

Certaines rues sont éclairées par des lampes qui contiennent du sodium gazeux à très faible pression. Les atomes de ce gaz sont excités par un faisceau d'électrons qui traversent le tube. Lors de leur désexcitation vers l'état fondamental, ils émettent de la lumière jaune. Le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome de sodium est donné ci-contre.



1/ (0,25 pt) À quel niveau d'énergie du diagramme correspond l'état fondamental ?

On considère une raie jaune, de longueur d'onde dans le vide  $\lambda = 589 \text{ nm}$ , émise par une telle lampe.

2a/ (1 pt) Calculer, en électronvolt, l'énergie perdue par un atome de sodium lors de l'émission de cette radiation.

2b/ (0,5 pt) Indiquer par une flèche, sur le diagramme des niveaux d'énergie, la transition correspondante.

3/ (0,25 pt) L'atome de sodium, considéré maintenant dans l'état  $E_2$ , reçoit une radiation lumineuse constituée de photons d'énergie  $E = 1,10 \text{ eV}$  : cette radiation lumineuse peut-elle être absorbée par l'atome de sodium à l'état  $E_2$  ? Justifier la réponse.

4/ (0,5 pt) Sur un spectre, à quelle longueur d'onde correspond la raie associée à cette transition ? Justifier.

A quel domaine appartient la lumière ainsi absorbée ?

Données :  $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$  ;  $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$  ;  $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

### Exercice 7 : énergies (50 min ; 7,5 pts)

#### Partie A : pendule simple et énergies mécaniques (20 min ; 3,25 pts)

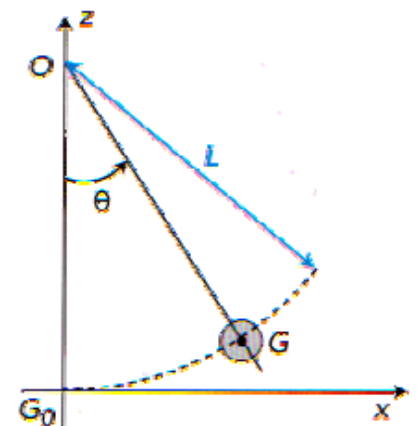
Un pendule simple est constitué d'une bille de masse  $m = 30 \text{ g}$  suspendue à l'extrémité d'un fil inextensible de masse négligeable. L'autre extrémité du fil est accrochée en un point  $O$  fixe dans le référentiel terrestre.

Le repère  $(G_0 ; x ; z)$  est orienté comme indiqué sur la figure ci-contre.

L'altitude de  $G_0$  est prise pour référence des énergies potentielles de pesanteur.

L'intensité de la pesanteur vaut  $g = 9,8 \text{ N/kg}$ .

A1. (0,5 pt) Rappeler l'expression de l'énergie potentielle de pesanteur du pendule en fonction de l'altitude  $z$ . Préciser les unités.





**A2. (0,25 pt)** Pour quel angle  $\theta$  entre le fil et la verticale l'énergie potentielle du pendule est-elle nulle ? Justifier.

*On écarte la bille de sa position d'équilibre d'un angle  $\theta_{\max}$ .*

*Le point G est alors à l'altitude  $z_A = 20$  cm.*

**A3. (0,5 pt)** Calculer l'énergie potentielle de pesanteur du pendule dans cette position, notée A.

**A4.** *On lâche alors la bille, et le pendule se met à faire des oscillations. Si l'on considère que, la vitesse de déplacement de la bille étant faible, tout type de frottement est négligeable :*

**a) (0,75 pt)** Calculer la vitesse de la bille lorsqu'elle passe à sa position d'équilibre  $G_0$ . Justifier.

**b) (0,25 pt)** À quelle hauteur la bille va-t-elle monter de l'autre côté avant de redescendre ? Justifier. (On notera B la position correspondante).

**A5.** *Dans la cadre d'une séance de TP, on filme ce mouvement du pendule d'une extrémité à l'autre (appelé « demi-période d'oscillation »), on réalise le pointage de la vidéo et on crée dans un tableur les courbes d'énergies cinétique, potentielle de pesanteur et mécanique en fonction du temps.*

**a) (0,5 pt)** Représenter et nommer les allures ces trois courbes d'énergies.

**b) (0,5 pt)** Dans la réalité, le frottement de l'air n'est pas vraiment négligeable. Représenter à nouveau les allures des trois courbes d'énergie.

## **Partie B : étude d'une réaction de combustion (25 min ; 3,5 pts)**

*La combustion de la paraffine, constituant principal des bougies, a pour équation :*



*Dans la bougie, l'énergie est stockée sous forme chimique. Lors de la combustion, cette énergie est libérée sous forme de chaleur. Il s'agit donc à une conversion « d'énergie chimique » en « énergie thermique ».*

*On réalise une expérience similaire à celle étudiée en TP : on introduit 250 g d'eau à la température de 19,0°C dans une canette en aluminium et on allume une bougie afin de chauffer l'eau. La canette en aluminium pèse 21,0 g et la température de l'eau monte jusqu'à 44,0°C après quelques minutes. La bougie, qui pesait initialement 11,79 g, pèse après combustion 11,04 g.*

*Données :*

*Capacité massique de l'eau :  $c_{eau} = 4,18$  J / g / K*

*Capacité massique de l'aluminium :  $c_{alu} = 0,90$  J / g / K*

*Pouvoir calorifique de la paraffine :  $P = 46$  kJ / g*

*Energie nécessaire à la fusion puis à la vaporisation de la paraffine brûlée :  $L = 1,42$  kJ/g*

*Lors de la combustion de la paraffine de la bougie, de l'énergie est libérée. Cette énergie sert à la fois à :*

- chauffer l'eau qui est dans la canette (c'est l'énergie utile dans notre expérience).
- chauffer la canette en aluminium.
- faire fondre la paraffine de la bougie puis la vaporiser.
- chauffer l'air environnant car le système n'est pas adiabatique.

**B1 - (1 pt)** Exprimer puis calculer la masse de paraffine disparue et l'énergie  $E_0$  libérée par la combustion de la bougie.

**B2 - (0,5 pt)** Exprimer puis calculer l'énergie  $E_1$  reçue par l'eau durant l'expérience.

**B3 - (0,5 pt)** Exprimer puis calculer l'énergie  $E_2$  reçue par la canette métallique durant l'expérience.

**B4 - (0,5 pt)** Exprimer puis calculer l'énergie  $E_3$  nécessaire à faire fondre la paraffine de la bougie.

**B5 - (0,5 pt)** Déduire de toutes ces valeurs l'énergie  $E_4$  cédée au milieu extérieur durant l'expérience.

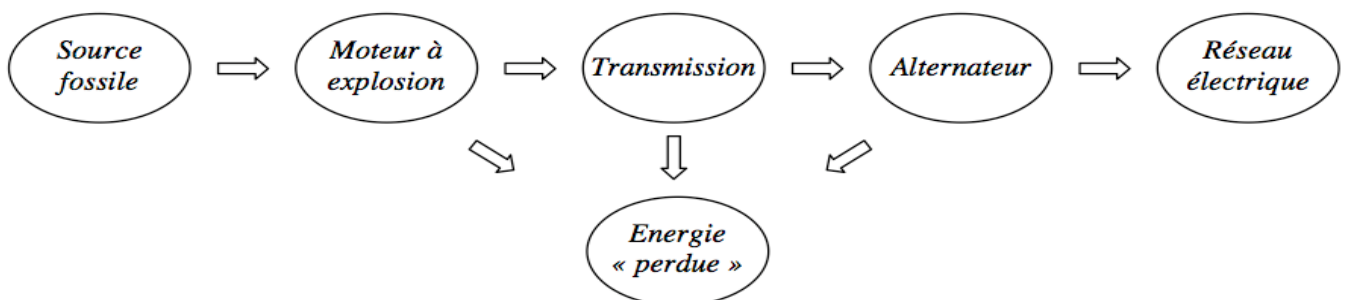
**B6 - (0,5 pt)** L'objectif de cette manipulation étant de chauffer de l'eau, exprimer puis calculer le rendement du dispositif de chauffage.

### Partie C : conversions d'énergie (5 min ; 0,75 pt)

Un groupe électrogène est un dispositif autonome capable de produire de l'électricité. La plupart des groupes sont constitués d'un moteur thermique qui actionne un alternateur. Leur taille et leur poids peuvent varier de quelques kilogrammes à plusieurs dizaines de tonnes.

[http://fr.wikipedia.org/wiki/Groupe\\_electrogene](http://fr.wikipedia.org/wiki/Groupe_electrogene)

Soit un petit groupe électrogène, embarqué sur un voilier, constitué d'un moteur diesel consommant du gasoil, d'un réservoir de 10 litres, et d'une transmission mécanique couplée à un alternateur. L'ensemble constitue une chaîne énergétique que l'on peut représenter de la manière suivante :



**C1 - (0,25 pt)** Quelle conversion d'énergie réalise le moteur à explosion ?

**C2 - (0,25 pt)** Quelle conversion d'énergie réalise l'alternateur ?

**C3 - (0,25 pt)** Sous quelle forme est convertie l'énergie « perdue » au niveau du moteur, de la transmission et de l'alternateur ?

# Révisions de physique chimie pour la TS

## REVISION DE 2<sup>de</sup>

### GENERALITES

Revoir les puissances de 10, la notation scientifique et les conversions d'unités.

### CHIMIE

#### Composition d'un atome

#### Calcul de quantité de matière

- Utilisation du nombre d'Avogadro ;
- Connaître les relations entre quantité de matière, masse et masse molaire  $n = m / M$  ;
- Connaître la définition de la densité et de la masse volumique ; savoir calculer une masse à partir du volume d'un corps pur et donc sa quantité de matière.

#### Concentration molaire d'une solution

- Connaître la relation  $c = n / V$  et savoir l'utiliser avec les bonnes unités
- Connaître le lien entre concentration molaire et concentration massique
- Savoir réaliser une dissolution : c'est-à-dire préparer une solution aqueuse de concentration donnée à partir d'un solide (calculs à mener et étapes du protocole)
- Savoir réaliser une dilution : c'est-à-dire préparer une solution aqueuse de concentration donnée à partir d'une solution mère (calculs à mener et étapes du protocole)
- Connaître la verrerie utilisée pour la dissolution et la dilution

#### Réaction chimique

- Etablir l'état initial et l'état final d'une transformation chimique.
- Savoir écrire l'équation de la réaction chimique avec les nombres stœchiométriques assurant la conservation des éléments et de la charge.

### PHYSIQUE

#### Forces et mouvement

- Savoir représenter une force.
- Connaître les caractéristiques du poids (point d'application, direction, sens, valeur)
- Connaître les caractéristiques de la force gravitationnelle
- Connaître le principe d'inertie

#### Signaux périodiques

- Connaître et utiliser les définitions de la période et de la fréquence d'un phénomène périodique.

## Révisions de physique chimie pour la TS

### REVISION DE 1ère S

#### Source de lumière colorée

- domaine des ondes électromagnétiques
- interaction lumière-matière : émission et absorption. quantification des niveaux d'énergie de la matière. Modèle corpusculaire de la lumière : le photon. Énergie d'un photon  $E = h\nu = hc / \lambda$ .

#### Matière colorée

- réaction chimique ; réactif limitant, stœchiométrie, notion d'avancement.
- Dosage de solutions colorées par étalonnage. Loi de Beer-Lambert.
- Molécules organiques : structures moléculaires. Liaison covalente. formule de Lewis ; géométrie des molécules. Rôle des doublets non liants. Isomérisation Z/E

#### Cohésion et transformation de la matière

- La matière à différentes échelles : du noyau à la Galaxie. Particules élémentaires : électrons, neutrons, protons. Charge élémentaire  $e$ .
- Interactions fondamentales : interactions électromagnétique et gravitationnelle.
- Solide ionique. Solide moléculaire. Liaison hydrogène.
- Variation de température d'un système par transfert thermique.

#### Champs et forces

- Champ électrostatique créé par un condensateur plan
- Champ de pesanteur. Loi de la gravitation ; champ de gravitation. Lien entre champ de gravitation et champ de pesanteur.

#### Formes et principe de conservation de l'énergie

- Énergie cinétique, énergie potentielle de pesanteur, conservation ou non de l'énergie mécanique

#### Convertir l'énergie et économiser les ressources

- Oxydant, réducteur, couple oxydant/réducteur, réaction d'oxydoréduction.

#### Chimie organique

- Nomenclature des alcanes et des alcools ;
- Nomenclature des aldéhydes, cétones, acide carboxylique ;
- Formules semi développées et topologiques.