

*Cette épreuve est constituée de trois exercices. Elle comporte deux pages numérotées 1 et 2.  
L'usage d'une calculatrice non programmable est autorisé.  
Traiter les questions suivantes :*

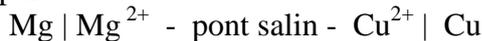
### Premier exercice (7 points)

#### L'usage des métaux magnésium et cuivre dans une pile électrochimique.

L'histogramme ci-contre montre le numéro atomique et le nombre de masse pour les atomes de magnésium et de cuivre.

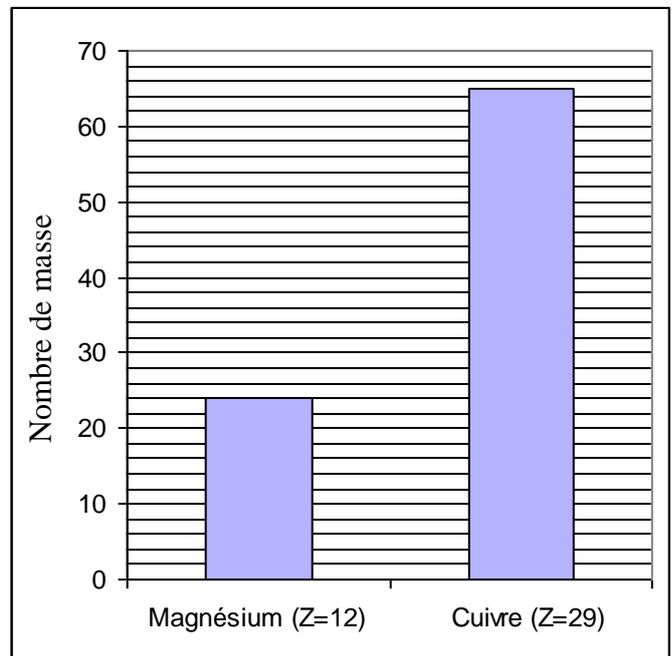
- 1- Déduire, en se référant à l'histogramme, le nombre de neutrons pour chacun des atomes de magnésium et de cuivre.
- 2- Écrire la configuration électronique de l'atome de magnésium.
- 3- L'élément magnésium est très réactif par rapport à l'élément cuivre. Il a une tendance à perdre des électrons plus grande que celle du cuivre. Ces métaux sont utilisés pour construire une pile électrochimique (G) magnésium - cuivre.

Cette pile électrochimique (G) est représentée par :



Le schéma ci-contre représente la pile électrochimique (G).

- a- Recopier le schéma de la pile électrochimique (G). Indiquer, sur ce schéma : l'anode, la cathode et le cation dans chaque demi-pile.
- b- Écrire la demi-équation électronique de la réduction, celle de l'oxydation et déduire l'équation bilan de la réaction qui a lieu quand la pile électrochimique (G) fonctionne.
- c. Quand le pont salin est enlevé, la lampe s'éteint. Justifier.



Sens de déplacement des électrons

Lampe

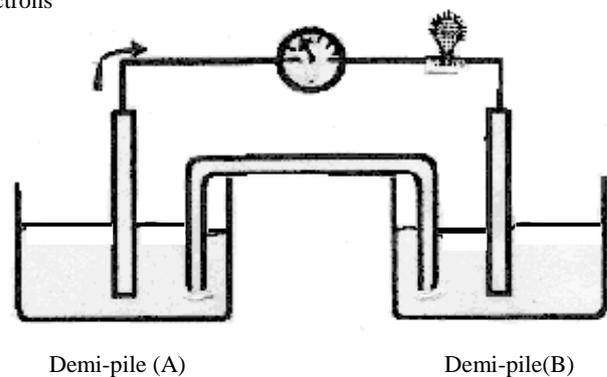


Schéma de la pile électrochimique (G).

## Deuxième exercice (6points) Les gaz inertes

Les éléments du groupe VIII ( 18<sup>ème</sup> colonne) sont nommés gaz inertes. Ils ont diverses utilisations. L'hélium (He, Z = 2) est non inflammable; il est utilisé pour gonfler des ballons . Le néon (Ne, Z = 10) et l'argon (Ar, Z = 18) sont utilisés dans des lampes d'éclairage. Parfois, les plongeurs sous-marins utilisent un mélange respiratoire constitué de dioxygène et d'hélium.

Le tableau ci-dessous montre les pourcentages d'abondance relative des isotopes du néon.

% d'abondance relative	Isotopes du néon
0.13	<sup>22</sup> Ne
7.82	<sup>21</sup> Ne
92.05	<sup>20</sup> Ne

- 1- Les trois isotopes du néon ont la même configuration électronique. Justifier.
- 2- Identifier, en se basant sur la **Remarque**, l'isotope le plus lourd du néon mentionné dans le tableau et donner son pourcentage d'abondance relative.
- 3- Dire pourquoi les gaz inertes existent dans la nature comme gaz monoatomiques.
- 4- La masse d'un échantillon (S) du gaz néon est égale à 4 g. Calculer le nombre de moles du gaz néon dans l'échantillon (S).
- 5.-Relever du texte les utilisations de l'hélium.

**Remarque :** l'isotope le plus lourd est l'isotope ayant le plus grand nombre de neutrons dans son noyau.

**Donnée:** la masse molaire du néon, M (Ne) = 20 g.mol<sup>-1</sup>

## Troisième exercice (7points) Les halogénoalcanes

Les halogénométhanés sont des composés utilisés comme réfrigérants, solvants, anesthésiques...

Ils sont obtenus à partir de la réaction du méthane avec les dihalogènes selon l'équation:



Où X<sub>2</sub> est la formule d'une molécule de dihalogène comme Cl<sub>2</sub> ou Br<sub>2</sub>.

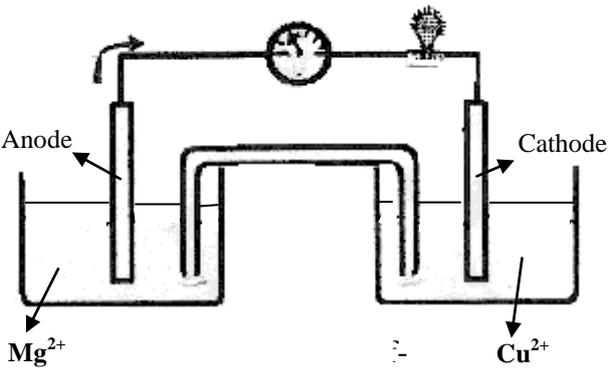
- 1- Justifier si la réaction, représentée par l'équation ci-dessus, est une réaction d'addition ou de substitution.
- 2- Donner les noms systématiques des composés suivants CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> et CH<sub>3</sub>Br .
- 3- Les halogénoalcanes, comme le chlorométhane, sont obtenus à partir des alcanes en remplaçant un ou plusieurs atomes d'hydrogène par des atomes d'halogène. Le composé C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Cl<sub>2</sub> a deux isomères **(I)** et **(II)**. La formule développée de l'isomère **(I)** est donnée ci-contre :
 

```

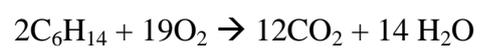
          H   H
          |   |
        H-C - C-Cl
          |   |
          H   Cl
        
```

La formule développée de l'isomère **(I)**

  - a) Écrire la formule développée de l'isomère **(II)** et donner son nom systématique.
  - b) Identifier lequel des deux isomères **(I)** et **(II)** peut être obtenu par la réaction d'une molécule d'éthène avec une molécule de dichlore.
- 4- Un étudiant a donné le nom 2-éthylbutane à un alcane (A) à chaîne carbonée ramifiée.
  - a) Écrire la formule semi-développée correspondant à ce nom.
  - b) Montrer que ce nom est non correct. Donner le nom correct de l'alcane (A).
- 5- Donner la formule moléculaire de (A) et écrire l'équation de sa réaction de combustion complète.

Réponses attendues	Notes	Commentaires
<b>Premier exercice (7 pts.)</b>		
<p>1 – D'après l'histogramme, le nombre de masse du magnésium est <math>A = 24</math> et celui du cuivre <math>A = 65</math></p> <p><math>Z</math> du magnésium est 12 et <math>Z</math> du cuivre est 29.</p> <p>or <math>N = A - Z</math> ; (<math>N</math>= nombre de neutrons).</p> <p><math>N_{Mg} = 24 - 12 = 12</math></p> <p><math>N_{Cu} = 65 - 29 = 36</math></p>	<p><math>\frac{1}{4} + \frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{4}</math></p> <p><math>\frac{1}{4}</math></p> <p><math>\frac{1}{4}</math></p>	<p><math>A_{Cu} \neq 65</math> zéro</p> <p><math>N_{Cu}</math> décimal zéro</p>
<p>2 – Comme l'atome est neutre :</p> <p>Nombre de protons = nombre d'électrons = <math>Z</math>.</p> <p>Pour Mg <math>Z = 12</math> alors la configuration électronique est :</p> <p><math>K^2L^8M^2</math></p>	<p><math>\frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{2}</math></p>	
<p>3 – a-</p>  <p>b – Demi-équation électronique d'oxydation :</p> <p><math>Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-</math></p> <p>Demi-équation électronique de réduction :</p> <p><math>Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu</math></p> <p>Equation bilan :</p> <p><math>Cu^{2+} + Mg \rightarrow Cu + Mg^{2+}</math></p> <p>c – La lampe s'éteint car le circuit devient ouvert.</p>	<p><math>2 \frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{2}</math></p> <p><math>\frac{1}{2}</math></p>	<p>Schéma <math>\frac{1}{2}</math></p> <p>anode <math>\frac{1}{2}</math></p> <p>cathode <math>\frac{1}{2}</math></p> <p>cation <math>Mg^{2+}</math> : <math>\frac{1}{2}</math></p> <p>cation <math>Cu^{2+}</math> : <math>\frac{1}{2}</math></p> <p>Les porteurs de charges cessent de circuler.</p>
<b>Deuxième exercice (6 pts.)</b>		
<p>1 – Les isotopes d'un élément ont le même numéro atomique <math>Z</math>.</p> <p>Or dans un atome: nombre d'électrons = nombre de protons = <math>Z</math>, donc ils ont la même configuration électronique.</p>	<p>1</p>	

Réponses attendues	Notes	Commentaires
<p>2 – Le nombre de masse d'un atome est :  <math>A = Z + N</math> alors <math>N = A - Z</math>.  Or les isotopes d'un élément ont même <math>Z</math>, donc l'isotope ayant la plus grande valeur de <math>A</math> a le plus grand nombre de neutrons et est l'isotope le plus lourd, d'après le tableau l'isotope le plus lourd est <math>^{22}\text{Ne}</math>.</p> <p>Son % d'abondance relative est : 0,13%.</p>	<p>1 ½</p> <p>½</p>	<p><math>N = A - Z</math>  <math>N = 22 - 10 = 12</math>  <math>N = 21 - 10 = 11</math>  <math>N = 20 - 10 = 10</math>  alors <math>^{22}\text{Ne}</math> a le plus grand nombre de neutrons, il est l'isotope le plus lourd. (1 ½)</p>
<p>3 – Les gaz inertes sont monoatomiques car leurs couches de valence sont saturées par suite ils sont chimiquement stables.</p>	1	Ils ont déjà un duet ou un octet.
<p>4 - <math display="block">n_{\text{mol}} = \frac{m_g}{M_{g,\text{mol}^{-1}}} \quad \text{ou} \quad \frac{1\text{mol} \rightarrow 20\text{g}}{x \leftarrow 4\text{g}}</math></p> <p><math display="block">n = \frac{4}{20} = 0,2 \text{ mol} \quad \text{ou} \quad x = \frac{4 \times 1}{20} = 0,2 \text{ mol}</math></p>	<p>½</p> <p>½</p>	Sans unité – ¼
<p>5 - - Gonfler des ballons.  - Mélange gazeux respiratoire.</p>	<p>½</p> <p>½</p>	
Troisième exercice (7 pts.)		
<p>1 – C'est une réaction de substitution car un atome d'hydrogène du méthane est remplacé par un atome d'un halogène.  Ou, un alcane est stable donc il ne fait pas une réaction d'addition donc c'est une réaction de substitution.</p>	1	Le nombre d'atomes liés à l'atome de carbone n'a pas augmenté.
<p>2 – <math>\text{CH}_2\text{Cl}_2</math> : dichlorométhane.  <math>\text{CH}_3\text{Br}</math> : monobromométhane.</p>	<p>½</p> <p>½</p>	bromométhane est acceptable.
<p>3 – a – La formule développée de l'isomère (II) est :</p> $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & & \\ &   & &   & & & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{H} & \\ &   & &   & & & \\ & \text{Cl} & & \text{Cl} & & & \end{array}$ <p>son nom est : 1,2 - dichloroéthane</p> <p>b – L'isomère (II) peut être obtenu par addition d'une molécule de dichlore sur une molécule d'éthène car la liaison double est rompue et un atome de chlore s'est fixé sur chaque atome de carbone.</p>	<p>½</p> <p>½</p> <p>1</p>	<p>L'équation suivante :  <math>\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}</math>  est acceptable.</p>
<p>4 – a - <math>\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3</math></p> $\begin{array}{c}   \\ \text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ <p>b – Ce nom est non correct car la chaîne principale doit être la plus longue : 5 atomes de carbone et non quatre.  Son nom correct est : 3- méthylpentane</p>	<p>½</p> <p>½</p> <p>½</p>	<p>Car la chaîne longue n'est pas respectée.</p>
<p>5 – La formule moléculaire de A est: <math>\text{C}_6\text{H}_{14}</math>  L'équation de sa combustion complète est :</p>	½	$\text{C}_6\text{H}_{14} + \frac{19}{2} \text{O}_2 \rightarrow$



1

 $6\text{CO}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$   
est acceptable.