

Corrigé - Chimie

Exercice 1 (7 points)

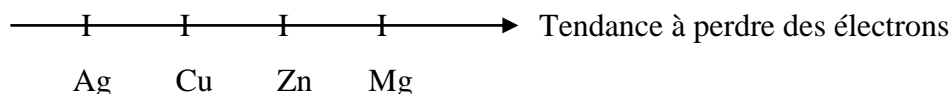
Réactions Redox

1. 1. Dans le bécher (B), on observe un dépôt de cuivre sur la lame de zinc. Ainsi, les ions Cu^{2+} , responsable de la coloration bleue, se transforment en atomes de cuivre. Par suite, la concentration des ions Cu^{2+} diminuent au cours du temps (dans un même volume), d'où la coloration bleue devient de moins en moins intense. **1**
2. Les ions Cu^{2+} se transforment en atomes de cuivre en gagnant 2 électrons. Les 2 électrons gagnés par les ions Cu^{2+} sont perdus par l'atome de zinc. En effet, le zinc se transforme en ions Zn^{2+} en perdant 2 électrons. D'où le zinc subit donc une oxydation. C'est l'espèce oxydée. **1**
3. La demi-équation d'oxydation: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ **1 ½**
 La demi-équation de réduction: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
 Nombre d'électrons gagnés = Nombre d'électrons perdus
 Equation-bilan : $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$
4. La lame de zinc s'oxyde en ion Zn^{2+} , ainsi, sa masse diminue au cours du temps **1**
2. D'après les résultats expérimentaux dans le bécher (B), on peut déduire que le Zn a plus tendance à perdre des électrons que le Cu. **1 ½**

Dans le bécher (A), un dépôt de zinc est observé sur la lame de Mg. Ainsi, les ions Zn^{2+} subissent une réduction et se transforment en atomes de zinc en gagnant 2 électrons. Par suite, les atomes de magnésium subissent une oxydation et se transforment en ions Mg^{2+} en perdant 2 électrons. Donc le magnésium a plus tendance à perdre des électrons que le Zn.

Dans le bécher (C), aucun changement n'est observé. Donc l'argent a moins tendance à perdre ses électrons que le Cu.

Pour conclure :



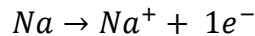
3. D'après l'axe de la tendance à perdre des électrons, l'argent a moins tendance à perdre des électrons que le Zn. Ainsi, en plongeant un fil d'argent dans une solution contenant des ions Zn^{2+} , aucun changement n'est observé. D'où les réponses a et b sont incorrectes, et la réponse c est correcte. **1**

(Choix : ¼ - Justification : ¾)

Exercice 2 (6 points)**Le sulfure de sodium**

1. 1. Le sodium étant un métal alcalin, il a tendance à perdre un électron pour assurer sa stabilité $\frac{1}{2}$
($\frac{1}{4}$)

D'où l'équation d'ionisation est donnée par : ($\frac{1}{4}$)



2. La charge relative du nuage électronique d'un ion de sodium est $q_{nuage} = 10^-$ **1**

Or, $q_{nuage} = \text{nombre d'électrons} \times \text{charge relative d'un électron}$

$$\text{Donc, Nombre d'électrons} = \frac{q_{nuage}}{\text{charge relative}} = \frac{10^-}{1^-} = 10$$

Ainsi, le nuage de l'ion sodium contient 10 électrons.

D'où, l'atome de sodium contient 11 électrons dans son nuage, en perdant un électron, l'ion de sodium possède maintenant 10 électrons.

Or, l'atome est électriquement neutre, donc nombre de protons = nombre d'électrons = 11

2. 1. $A = Z + N$ avec A: Nombre de masse, Z : Numéro atomique, N : Nombre de neutrons. **1**

Or, d'après la donnée, un atome de soufre possède autant de protons que de neutrons ($Z = N$)

$$\text{Donc } A = 2Z$$

$$32 = 2Z$$

$$Z = \frac{32}{2} = 16$$

D'où réponse **b** correspond au numéro atomique du soufre ($\frac{1}{4}$: **Choix** – $\frac{3}{4}$: **Justification**)

2. Puisque l'atome est électriquement neutre, nombre de protons = nombre d'électrons = 16. $\frac{1}{2}$

D'où, la configuration électronique du soufre est : $K^2L^8M^6$

3. Puisque l'atome de soufre possède 6 électrons sur sa dernière couche, donc il se trouve dans **1**
la colonne 16.

Puisque l'atome de soufre possède 3 niveaux d'énergie, donc il se trouve à la 3^{ème} période.

3. L'atome de sodium possède 1 électron sur sa dernière couche et a besoin de perdre 1 électron pour **1** $\frac{1}{2}$
acquérir la configuration électronique du gaz rare le plus proche et répondre à la loi de l'octet. Ainsi,
l'ion Na^+ se forme.

L'atome de soufre possède 6 électrons de valence et a besoin de gagner 2 électrons pour acquérir la
configuration électronique du gaz rare le plus proche et répondre à la loi de l'octet. Ainsi, l'ion sulfure
 S^{2-} se forme.

Les ions Na^+ et S^{2-} de charges opposées s'attirent par une force électrostatique pour former le composé ionique Na_2S

4. Le sulfure de sodium, exposé à l'air humide, dégage du sulfure d'hydrogène qui donne une odeur d'œuf pourri. C'est ce qui explique l'odeur désagréable diffusée au laboratoire (sachant que le degré d'humidité est élevé au laboratoire) 1/2

Exercice 3 (7 points)

L'acétone

1. 1. La formule moléculaire de l'acétone est : C_3H_6O 1
2. $C = O$: L'atome de carbone et l'atome d'oxygène partagent 2 doublets liants donc c'est une liaison covalente double. 1
3. L'atome d'oxygène partage 2 doublets liants avec un atome de carbone et possède 2 doublets non liants donc il possède 6 électrons de valence. 1
4. Sachant que la température d'ébullition de l'acétone est de $56,05^\circ C$, ainsi, à $60^\circ C$, ce dernier se trouve à l'état gazeux. 1
5. D'après le document 1, l'atome de carbone partage 4 liaisons, donc possède 4 électrons célibataires (ou valence = 4) 1
- L'atome d'oxygène partage 2 liaisons, donc possède 2 électrons célibataires (ou valence = 2)
- L'atome d'oxygène partage 1 liaison, donc possède 1 électron célibataire (ou valence = 1)
- D'où, la représentation de Lewis du composé A est : (- 1/2 sans les doublets non liants de l'oxygène)

2. 1. La configuration électronique du chlore est : $K^2L^8M^7$ 1
- L'atome de chlore possède 7 électrons périphériques. Il se trouve donc sur la colonne 17.
- L'iode étant à la même colonne que le chlore, il se trouve aussi sur la colonne 17. D'où il appartient à la famille des halogènes
2. La représentation de Lewis d'un atome d'iode : $\text{I} \cdot$ 1
- La représentation de Lewis d'une molécule d'iodoforme :

