

Département de chimie

Classe de troisième
 Février 2016

Corrigé de l'examen I de chimie

Présentation (1 pt)

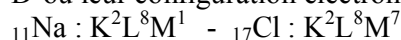
Exercice I : Un désinfectant et blanchisseur courant : l'Eau de Javel (13½ pts)

A- Éléments et composés chimiques

1. Configuration électronique des atomes Na et Cl (1½ pts)

L'atome étant électriquement neutre, Z = nombre de p = nombre d'e⁻

D'où leur configuration électronique :



2. Place dans le tableau de classification périodique (1½ pts)

Cl : ses électrons étant répartis sur 3 niveaux d'énergie, il appartient à la 3^{ème} période.

Ayant 7 électrons de valence, il appartient au groupe VII. Donc c'est un halogène.

3. Représentations de Lewis (½ pt)

Le Na, ayant 1 électron de valence, sa représentation de Lewis est : Na •

Le Cl, ayant 7 électrons de valence, sa représentation de Lewis est : $\underline{\underline{\text{Cl}}}$ •

Valences (1 pt)

La valence étant le nombre d'électrons célibataires dans la représentation de Lewis, donc valence (Na) = 1 et valence (Cl) = 1.

4. Formation et nature de la liaison dans le chlorure de sodium (2½ pts)

Afin de se stabiliser et d'établir la règle de l'octet :

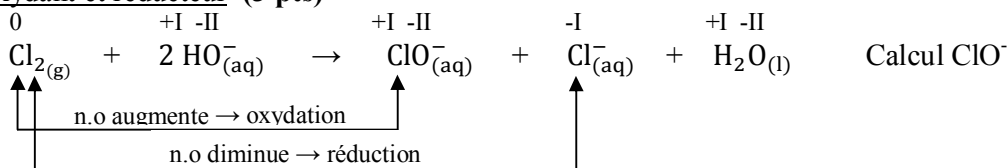
- l'atome Na doit perdre 1 électron formant ainsi l'ion Na⁺

- l'atome Cl doit gagner 1 électron formant ainsi l'ion Cl⁻

Comme l'un de ces atomes a besoin de gagner des électrons et l'autre d'en perdre, il y aura donc transfert d'électrons de l'atome Na vers l'atome Cl. Les ions formés s'attirent d'une manière électrostatique pour former le composé ionique : chlorure de sodium NaCl. La liaison ainsi formée est ionique.

B- Préparation d'une Eau de Javel

1. Oxydant et réducteur (3 pts)



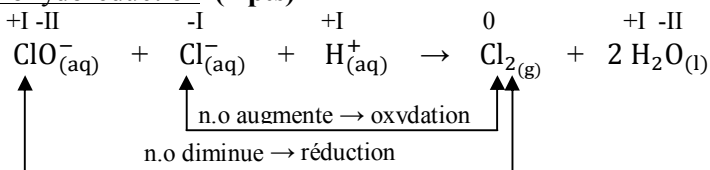
L'oxydant est l'espèce qui subit une réduction donc c'est le Cl₂ car n.o(Cl) diminue en passant du Cl₂ au Cl⁻.

Le réducteur est l'espèce qui subit une oxydation donc c'est le Cl₂ car n.o(Cl) augmente en passant du Cl₂ au ClO⁻.

On remarque que le Cl₂ est en même temps oxydant et réducteur.

2. Eau de Javel et espèce acide

a) Réaction d'oxydoréduction (2 pts)



Comme les n.o. des éléments varient entre réactifs et produits, donc il y a oxydation et réduction, ce qui montre que c'est une réaction d'oxydoréduction.

b) Le gaz toxique qui se dégage est le dichlore Cl₂. (½pt)

c) Il est recommandé de ne pas l'utiliser avec un acide car il dégage un gaz toxique : le dichlore. (1 pt)

Exercice II : L'élément fer (7½ pts)

1. Masse d'un atome de fer (2 pts)

Sachant que $1,39 \times 10^{22}$ atomes de fer ont une masse de 1,3 g, alors 1 atome de fer aura une masse de :

$$m(\text{atome Fe}) = \frac{1,3}{1,39 \times 10^{22}} = 9,35 \times 10^{-23} \text{ g}$$

2. Nombre de masse (2½ pts)

masse (atome) = m (noyau) car les e⁻ ont une masse négligeable par rapport à celle des nucléons
 = m (des nucléons)
 = A × m_p

$$\text{alors } A = \frac{m(\text{atome})}{m(\text{nucléon})} = \frac{9,35 \cdot 10^{-23}}{1,67 \cdot 10^{-24}} = 56$$

3. Nombre d'électrons de l'ion Fe²⁺ (1½ pts)

charge (nuage électronique) = charge (des e⁻)
 = nb d'e⁻ × (-e)

$$\text{alors nombre d'e}^- (\text{ion}) = \frac{\text{charge (des e}^-)}{-e} = \frac{-3,84 \cdot 10^{-18}}{-1,6 \cdot 10^{-19}} = 24$$

Z(Fe) (1½ pts)

L'ion Fe²⁺ provient de l'atome Fe qui a perdu 2 électrons

donc nb d'e⁻ (Fe) = 24 + 2 = 26

L'atome étant électriquement neutre, Z(Fe) = nombre de p = nombre d'e⁻ = 26

Exercice III : Bague en argent (8 pts)

1. Calcul de la quantité de matière de Ag (1½ pts)

$$n(\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} \text{ avec } \begin{cases} n \text{ en mol} \\ m \text{ en g} \\ M \text{ en g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{cases}$$
$$= \frac{8}{108}$$
$$= 7,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Calcul du nombre d'atomes Ag (1½ pts)

$$n(\text{Ag}) = \frac{N(\text{Ag})}{N_A} \text{ alors}$$
$$N(\text{Ag}) = n(\text{Ag}) \times N_A \text{ avec } \begin{cases} n \text{ en mol} \\ N : \text{ nombre d'atomes} \end{cases}$$
$$= 7,41 \cdot 10^{-2} \times 6,02 \cdot 10^{23}$$
$$= 4,46 \cdot 10^{22} \text{ atomes Ag}$$

2. La bague, plongée dans une solution de chlorure d'or ($\text{Au}_{(\text{aq})}^{3+} + 3\text{Cl}_{(\text{aq})}^-$), jaunit.

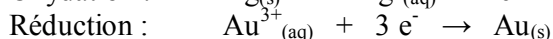
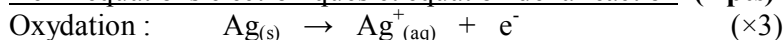
a) Changement observé (1 pt)

Une réaction d'oxydoréduction a lieu entre les ions or Au^{3+} de la solution et les atomes Ag de la bague.

Chaque atome Ag de la bague perd 1 e^- et se transforme en un ion Ag^+ qui passe en solution.

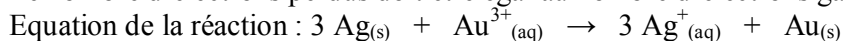
Alors que chaque ion Au^{3+} présent en solution, gagne 3 e^- et se transforme en un atome Au qui se dépose sur la bague ; ce qui la fait jaunir.

b) Demi-équations électroniques et équation de la réaction (2 pts)



Equation de la réaction

Le nombre d'électrons perdus doit être égal au nombre d'électrons gagnés.



3. Masse d'argent perdu (2 pts)

$$\begin{aligned} \text{Nombre d'atomes (Ag)}_{\text{réagissant}} &= N - N_1 \\ &= 4,46 \times 10^{22} - 3,20 \times 10^{22} \\ &= 1,26 \times 10^{22} \text{ atomes Ag} \end{aligned}$$

Masse d'argent correspondante :

$$\begin{aligned} n(\text{Ag}) &= \frac{m(\text{Ag})}{M(\text{Ag})} = \frac{N(\text{Ag})}{N_A} \text{ d'où } m(\text{Ag})_{\text{perdu}} = \frac{N(\text{Ag}) \times M(\text{Ag})}{N_A} \\ &= \frac{1,26 \times 10^{22} \times 108}{6,02 \times 10^{23}} \\ &= 2,26 \text{ g} \end{aligned}$$