Contrôle n°2 des chapitres n°2, 3 et 4, classe de première du 16.11.2023,
(Durée : une heure trente) correction

Données :

A température et pression ambiante le volume molaire de n'importe quel gaz est de $V_M=24.L.mol^{-1}$

Masse molaire ! $M_C=12g.mol^{-1}$ $M_O=16g.mol^{-1}$ $M_H=1,0\ g.mol^{-1}$ $M_{Fe}=55,8\ g.mol^{-1}$, $M_S=32g.mol^{-1}$

Commentaires :

I. (5,5pts) Les réactions d'oxydo-réduction

1. (1pt) Donner le nom de la particule qui est échangée lors d'une réaction d'oxydo-réduction

Lors d'une réaction d'oxydoréduction les électrons sont échangés

2. (1pt) Définir ce qu'est un oxydant et un réducteur

Lors de la réaction d'oxydoréduction l'oxydant capte des électrons alors que réducteur en donne.

3. (3,5pts) Donner les demi-équations électroniques des couples suivants :

a. $Fe^{2+}_{(aq)}/Fe_{(s)}$

$$Fe^{2+}_{(aq)}+2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$$

b. $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$

$$Zn^{2+}_{(aq)}+2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$$

c. $H_2O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$

$$H_2O_{2(aq)}+2\ H^+_{(aq)}+2e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}$$

d. $O_{2(g)}/H_2O_{2(aq)}$

$$O_{2(aq)}+2\ H^+_{(aq)}+2e^- \rightarrow H_2O_{2\ (aq)}$$

e. $MnO_4^-{}_{(aq)}/Mn^{2+}_{(aq)}$

$$MnO_4^-{}_{(aq)}+8H^+_{(aq)}+5e^- \rightarrow 4H_2O_{\ (l)}+Mn^{2+}_{(aq)}$$

f. $O_{2(aq)}/H_2O_{(l)}$

$$O_{2(g)}+4H^+_{(aq)}+4e^- \rightarrow 2\ H_2O_{(l)}$$

g. $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$

$$2H^+_{(aq)}+2e^- \rightarrow H_{2(g)}$$

II. (4pts) Tableau d'avancement

1. (1pt) Le sulfure de fer : **$FeS_{(s)}$** se forme à partir du fer : **$Fe_{(s)}$** et du soufre **$S_{(s)}$** selon l'équation bilan : **$Fe_{(s)} + S_{(s)} \rightarrow FeS_{(s)}$**.Compléter le tableau d'avancement suivant, si la réaction est totale et que $x_f=x_{max}$

Equation de réaction		$Fe_{(s)}$ +	$S_{(s)}$ →	$FeS_{(s)}$.
Etat du système	Avancement(mol)	n(Fe)	n,(S)	n(FeS)
Etat initial	x=0	**2**	**3**	**0**
Etat intermédiaire	x	**2-x**	**3-x**	**x**
Etat final	x_{max}	**0**	**1**	**2**

Justifications

Pour Fe le réactif limitant : 2-x_{max}=0 on a x_{max}=2

Pour S réactif limitant :3-x_{max}=0 on a x_{max}=3.

Le plus petit x_{max} est de 2 moles et le réactif limitant est donc le Fer et x_{max}=2mol.

2. (1pt) **m_{Fe}= 5,58 g** de fer réagit avec **m_S=6,4g** de soufre $S_{(s)}$. Compléter le tableau d'avancement suivant pour une réaction totale en donnant la masse de sulfure de fer **m_{FeS}** formée.

Equation de réaction		$Fe_{(s)}$ +	$S_{(s)}$ →	$FeS_{(s)}$.
Etat du système	Avancement(mol)	n(Fe)	n,(S)	n(FeS)
Etat initial	x=0	**0 ,1**	**0,2**	**0**
Etat intermédiaire	x	**0,1-x**	**0,2-x**	**x**
Etat final	x_{max}	**0**	**0,1**	**0,1**

Réponses et justifications

On a : n_S= m_S/ M_S=6,4/32=0,2mol et a n_{Fe} m_{Fe} / M_{Fe} =5,56/55,8=0,1mol

De plus Pour Fe réactif limitant : 0,1-x_{max}=0 on a x_{max}=0,1 mol

Pour S réactif limitant : 3-x_{max}=0 on a x_{max}=3. Le réactif limitant est toujours le Fer et x_{max}=0,1mol.

3. (1pt) Le dihydrogène **$H_{2(g)}$** réagit avec le dioxygène **$O_{2(g)}$** pour former de l'eau **$H_2O_{(g)}$.** Donner l'équation bilan de la réaction et compléter le tableau d'avancement. Donner la masse d'eau obtenue si **0,4 gramme** de **dihydrogène** réagit avec **6,4 grammes** de **dioxygène.**

Equation de réaction		**$2H_{2(g}$**	**+ $O_{2(g)}$)**	**→$2H_2O_{(g)}$**
Etat du système	Avancement(mol)	n(H_2)	n(O_2)	n(H_2O)
Etat initial	x=0	**0,2**	**0,2**	**0**
Etat intermédiaire	x	**0,2-2x**	**0,2-x**	**2x**
Etat final	x_{max}	**0**	**0,1**	**0,2**

Réponses et justifications ……..

On a $n_0(H_2)$ =$m(H_2)$ / $M(H_2)$ =0,4/2=0,2mol et $n_0(O_2)$ = $m(O_2)/M(O_2)$ =6,4/32=0,2mol

Soit $n(H_2)$=0,2-2x_{max} donne x_{max} =0,1mol et $n(O_2)$=0,2-x_{max} donne x_{max} =0,2mol

Ainsi le dihydrogène est le réactif limitant et parvient à 0 mol en premier

4. (1pt) Quelle masse de dioxygène faudrait-il prendre pour respecter les proportions stœchiométriques de la réaction chimique de la question n°3 avec 0,4 grammes de dihydrogène ?

Pour que le mélange soit stœchiométrique il faut que les deux réactifs s'épuisent en même temps et possèdent le même avancement maximal soit : $n(H_2)_f$=0= $n_0(H_2)$-2x_{max} et $n(0_2)_f$=0= $n_0(0_2)$-x_{max}

On en déduit : x_{max} =$n_0(H_2)$/2 et x_{max} =$n_0(0_2)$. Soit $n_0(0_2)$= $n_0(H_2)$/2=0,1 mol pour une masse de $m(O_2)$=0,1*32=3,2g

III. (11pts) Dosage

Solution S_0

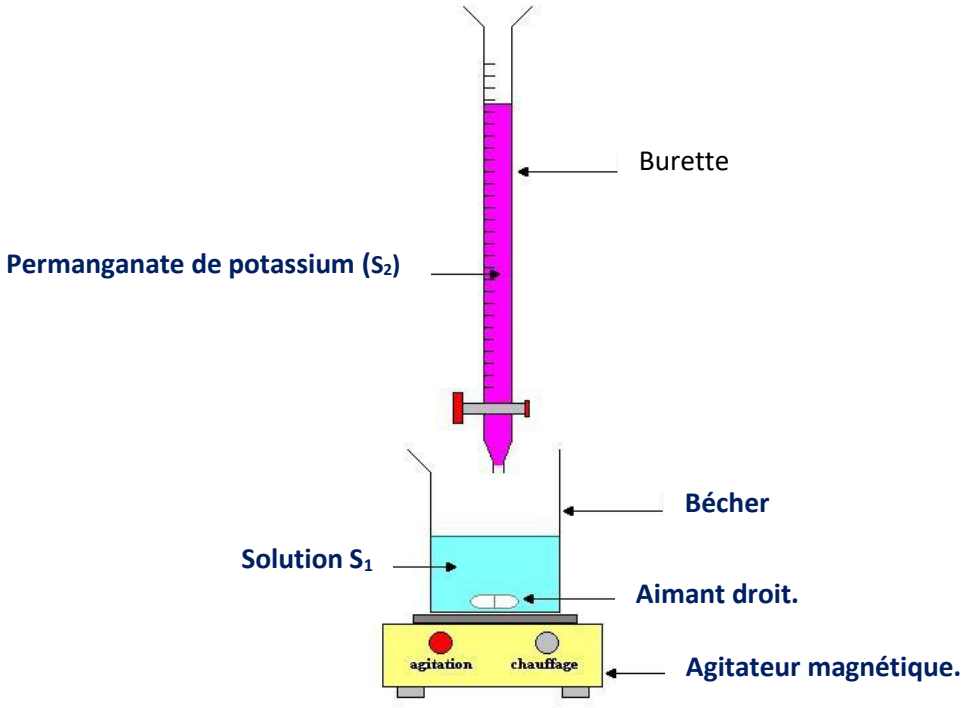


Le peroxyde d'hydrogène, **solution S_0** , est un composé chimique de formule H_2O_2. Sa solution aqueuse est appelée eau oxygénée. Elle est incolore et légèrement plus visqueuse que l'eau.
Le peroxyde d'hydrogène possède à la fois des propriétés **oxydantes** par exemple vis-à-vis d'ions iodure et des propriétés **réductrice** par exemple vis-à-vis des **ions permanganate.** (Voir I.3 questions d et f)
Lorsqu'elle est "**dite**" à "10 volumes" ou 3% sa concentration molaire vaut : **C_0 = 0,88 mol.L^{-1}**

1) (1pt) Pour **vérifier** cette concentration le peroxyde d'hydrogène est dilué dix fois, pour obtenir **100mL** de la solution **S_1** de concentration **estimée** à C_1 =**0,088 mol.L^{-1}**. Donner le protocole de cette dilution.

On a la relation : $C_1*V_1=C_0*V_0$. On en déduit que $V_0= C_1*V_1/ C_0$=10mL.
Soit on prélève 10 mL avec une pipette jaugée de la solution mère S_0 que l'on verse dans une fiole jaugée de 100mL de la solution fille S_1 , puis on complète jusqu'au trait de jauge.

- (2pts) 10mL de la solution **S_1** est dosée à l'aide d'une solution **S_2** de permanganate de potassium, de concentration **C_2=0, 02mol.L^{-1}**. Elle est de couleur **violette**, due à l'ion **MnO_4^-** . Il participe au couple : **$MnO_4^{-+}{}_{(aq)}$ /$Mn^{2+}{}_{(aq)}$** . L'ion Mn^{2+} est lui incolore. Compléter le schéma ci-dessous du protocole de ce dosage. Le volume versé à l'équivalence de la solution S_2 est **V_{2E}=17,6mL.**



Déroulement du dosage :
Verser 10mL de la solution S_1 dans le bécher à l'aide d'une pipette jaugée.
Placer l'aimant dans le bécher puis maintenir une agitation modérée et régulière.
Verser millilitre par millilitre la solution de permanganate.
Lorsque la couleur violette du permanganate persiste dans le bécher relever le volume à l'équivalence.

Procéder à un deuxième dosage en veillant à l'équivalence à verser goutte à goutte

a. (1pt) Trouver parmi les demi-équations électroniques de la question 3 du I de la page 1/4 celles qui interviennent dans ce dosage.
Les deux couples sont : $MnO_4^-{}_{(aq)}$ /$Mn^{2+}{}_{(aq)}$ et $O_{2(g)}$/$H_2O_{2(aq)}$

b. (1pt) Donner l'équation bilan du dosage.
On a la première demi équation électronique : ❶ $MnO_4^-{}_{(aq)}+8H^+{}_{(aq)}+ 5e^- \rightarrow 4H_2O_{(l)} + Mn^{2+}{}_{(aq)}$
Et la deuxième demi équation électronique : $O_{2(aq)} +2 H^+{}_{(aq)}+2e^- \rightarrow H_2O_{2(aq)}$
Dans le sens du dosage on a : ❷ $H_2O_{2(aq)} \rightarrow O_{2(aq)} +2 H^+{}_{(aq)}+2e^-$

c. (2pts) Ecrire l'équation liant $n_E(MnO_4^-)$ à n (H_2O_2) au moment de l'équivalence.

On a les deux équations dans le sens du dosage :

❶ $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- \rightarrow 4H_2O_{(l)} + Mn^{2+}_{(aq)}$

❷ $H_2O_{2\,(aq)} \rightarrow O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

Pour obtenir l'équivalence des électrons libérés par le réducteur et acceptés par l'oxydant on multiplie la relation ❶ par deux et la relation ❷ par 5, on obtient alors : …

$$2MnO_4^-{}_{(aq)} + 5\,H_2O_{2\,(aq)} + 6\,H^+_{(aq)} \rightarrow 8H_2O_{(l)} + 2Mn^{2+}_{(aq)} + 5\,O_{2(aq)}$$

d. (2pts) En déduire la concentration en H_2O_2 de l'eau oxygénée dosée.

D'après l'équation bilan $n_0(H_2O_2)/5 = n_E(MnO_4^-)/2$

On en déduit $(C_1 * V_1)/5 = (C_2 * V_2)/2$

L'application numérique donne

$$C_1 = 5*(C_2*V_2)/2 = 5*(0{,}02*17{,}4*10^{-3})/(2*10*10^{-3}) = 8{,}7*10^{-2}\,mol.L^{-1}$$

e. (2pts) Le résultat de ce dosage est-il cohérent avec les données de la bouteille d'eau oxygénée ? Peut- on justifier qu'un litre de cette eau oxygénée puisse libérer 10 litres de dioxygène selon la réaction suivante : $2H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$?

<u>Pour la concentration de la solution commerciale</u>

La concentration de la solution mère S_0 est dix fois plus grande soit de $8{,}7*10^{-1}\,mol.L^{-1}$

La valeur est voisine de celle attendue de $8{,}8*10^{-1}\,mol.L^{-1}$ et correspond à une erreur de 10%

<u>Pour le volume de dioxygène :</u>

D'après l'équation bilan $n(O_2) = n(H_2O_2)/2$ soit

$n(O_2) = 4{,}35.10^{-1}\,mol.L^{-+1}$

Le volume de dioxygène sera donc de $V(O_2) = n(O_2) * V_M = 4{,}35.10^{-1}*24 = 10{,}44L$ donc la bouteille est censée libérée un peu plus de 10 litres de dioxygène.