Contrôle n°2 spécialité sciences physiques du 17.11.2025 correction	
Données	**Masses molaires : M_C =12,0g.mol^{-1} M_O =16,0g.mol^{-1} M_H =1,00g.mol^{-1}** **M_{Fe} =55,8g.mol^{-1} M_S =32,0g.mol^{-1} M_{Mn} =55,0g.mol^{-1} M_K =39,1g.mol^{-1}** **Masse volumique acide éthanoïque :$\rho_{C_2H_4O_2} = \rho_1 = 1,05 g.mL^{-1}$** **Masse volumique acide alcool isoamylique :$\rho_{C_5H_{12}O} = \rho_2 = 0,82 g.mL^{-1}$** **Les ions permanganate MnO_4^- colorent une solution en violet et les ions Cu^{2+} en bleu.**

I. (7,5pts) Réaction d'oxydoréduction

1. (3,5pts) réaction d'oxydoréduction

I.1.1. (0,5pt) Définir un oxydant, un réducteur, une équation d'oxydoréduction.

Un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.

Un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.

Une réaction d'oxydoréduction est un échange d'un ou plusieurs électrons, entre un oxydant et un réducteur.

I.1.2. (1pt) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ et le réducteur du couple $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$

L'oxydant du couple $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$ est : $Cu^{2+}_{(aq)}$.

Le réducteur du couple $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$ est : $Zn_{(s)}$.

Les demi-équations électroniques dans le sens de la réaction chimiques d'oxydoréduction sont :

❶ $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

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

Dans les équations ❶ et ❷ il y a un échange de deux électrons, on en déduit l'équation bilan de réaction d'oxydoréduction est :

$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

I.1.3. (1pt) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple $MnO_4^-{}_{(aq)}/ Mn^{2+}_{(aq)}$ et le réducteur du couple $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$

L'oxydant du couple $MnO_4^-{}_{(aq)}/ Mn^{2+}_{(aq)}$ est : $MnO_4^-{}_{(aq)}$.

Le réducteur du couple $Fe^{3+}_{(aq)}/Fe^{2+}_{(aq)}$ est : $Fe^{2+}_{(aq)}$.

Les demi-équations électronique dans le sens de la réaction chimiques sont :

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

❹ $Fe^{2+}_{(aq} \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)}) + e^-$

La demi-équation électronique ❹ doit être multipliée par 5 pour que le nombre d'électrons cédés par le réducteur soit égal à celui captés par l'oxydant dans la réaction❸ . On en déduit que l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction est :

$MnO_4^-{}_{(aq} + 8\ H^+_{(aq} + 5\ Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4\ H_2O_{(l)} + 5\ Fe^{3+}_{(aq)}$

I.1.4. (1pt) Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se produisant entre l'oxydant du couple $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} /Cr^{3+}_{(aq)}$ et le réducteur du couple $CH_3COOH_{(aq)}/ CH_3CH_2OH_{(aq)}$

L'oxydant du couple $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}/Cr^{3+}_{(aq)}$ est : $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}$.

Le réducteur du couple $CH_3COOH_{(aq)}/ CH_3CH_2OH_{(aq)}$ est : $CH_3CH_2OH_{(aq)}$.

Les demi-équations électronique dans le sens de la réaction chimiques sont :

❺ $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 14H^+_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(l)}$

❻ $CH_3CH_2OH_{(aq)} + H_2O \rightarrow CH_3COOH_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$

Le plus petit dénominateur commun entre les 6 électrons captés par l'oxydant dans la demi-équation ❺ et les 4 électrons libérés par le réducteur dans la demi-équation ❻ est 12 électrons.

Il faut donc multiplier la relation ❺ par 2 et la relation ❻ par 3 pour obtenir le plus petit pour échanger 12 électrons.

On en déduit l'équation bilan :

$2\,Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 3\,CH_3CH_2OH_{(aq)} + 28H^+_{(aq)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow 4Cr^{3+}_{(aq)} + 14H_2O_{(l)} + 3\,CH_3COOH_{(aq)} + 12H^+_{(aq}$

En simplifiant pour H^+ et H_2O on obtient :

$$\boxed{2\,Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 3\,CH_3CH_2OH_{(aq)} + 16H^+_{(aq)} \rightarrow 4Cr^{3+}_{(aq)} + 11H_2O_{(l)} + 3\,CH_3COOH_{(aq)}}$$

2. (4pts) L'eau de javel

L'eau de Javel, désinfectant d'usage courant, est fabriquée par action du dichlore gazeux sur une solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+_{(aq} + HO^-_{(aq)}$).

I.2.1(1pt) Cette réaction d'oxydoréduction met en jeu les deux couples donnés ci-dessous.

$$ClO^-_{(aq)} / Cl_{2(g)} \quad \text{et} \quad Cl_{2(g)} / Cl^-_{(aq)}$$

Ecrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondantes.

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

❽ $Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-_{(aq)}$

I.2.2 (1pt) A partir de ces deux demi-équations d'oxydoréduction, donner une équation chimique ayant pour seuls réactifs $Cl_{2(g)}$ et H_2O,

Si les réactifs sont l'eau et le dichlore, qui est l'oxydant, alors la réaction ❼ va dans le sens inverse et la réaction ❽ dans le sens direct. Le nombre d'électrons échangés est identique entre l'oxydant et le réducteur on en déduit l'équation d'oxydoréduction :

$2Cl_{2(g)} + 2\,H_2O \rightarrow 2Cl^-_{(aq)} + 2ClO^-_{(aq)} + 4\,H^+_{(aq)}$

I.3.2 (2pts) Pour ajuster l'équation en milieu basique il suffit d'ajouter de part et d'autre de la flèche autant d'ions $HO^-_{(aq)}$ qu'il y a d'ions $H^+_{(aq)}$ dans l'équation avec : $HO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} \rightarrow H_2O$. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation décrite dans l'extrait du protocole.

On ajoute de part et d'autre 4 ions hydroxyde OH^- et on obtient :

$4OH^-_{(aq)} + 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2Cl^-_{(aq)} + 2ClO^-_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$

En simplifiant on en déduit l'équation d'oxydoréduction :

$2Cl_{2(g)} + 4OH^-_{(aq)} \rightarrow 2Cl^-_{(aq)} + 2ClO^-_{(aq)} + 2H_2O_{(l)}$

Dans une équation bilan il faut les plus petits coefficients stœchiométriques possible, on en déduit l'équation bilan : $\boxed{Cl_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}}$

II. (13pts) Tableau d'avancement

II.1(3pts) Réaction du fer avec le soufre

Le fer : Fe, réagit avec le soufre :S, dans une réaction totale pour former du sulfure de fer :FeS, selon l'équation bilan : $\mathbf{Fe_{(s)}+S_{(s)} \rightarrow FeS_{(s)}}$.

II.1.1(1pt) Recopier et compléter le tableau d'avancement

Etat du système	Avancement (mol)	Réactifs Fe	+ S	Produit FeS
Etat initial	x=0	**5**	**3**	**0**
Etat intermédiaire	x	**5-x**	**3-x**	**x**
Etat final	x_{max}=3	**2**	**0**	**3**

Justification du tableau

La réaction est considérée comme totale ainsi le x_f correspond à x_{max}

Première hypothèse :

Le Fer est le réactif limitant alors $n_{Fe}= 5- x_{max} =0$, soit $x_{max}=5mol$

Deuxième hypothèse

Le réactif limitant est le soufre et $n_S=3- x_{max} =0$, soit $x_{max}=3mol$

Le plus petit des x_{max} montre que le soufre s'épuise en premier et qu'il est le réactif limitant.

On en déduit, une fois la réaction chimique terminée :

$n_S=0mol$

$n_{Fe} = n_{0Fe}- x_{max} =5-3=2mol$

$n_{FeS}= x_{max}=3mol$

II.1.2 (2pts) Donner, à l'aide d'un nouveau tableau d'avancement, la masse de sulfure de fer obtenue après la réaction de **5,58 grammes** de fer avec **6,40 grammes** de soufres.

On a les quantités de matières initiales :

$$n_{0Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{5,58}{55,8} = 0,1mol \quad \text{et } n_{0S} = \frac{m_S}{M_S} = \frac{6,40}{32,0} = 0,2mol$$

On en déduit le tableau d'avancement :

Etat du système	Avancement (mol)	Réactifs Fe	+ S	Produit 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, 1	0	0,1	0,1

Justification du tableau

Première hypothèse :

Le Fer est le réactif limitant alors $n_{Fe}= 0,1- x_{max} =0$, soit $x_{max}=0,1mol$

Deuxième hypothèse

Le réactif limitant est le soufre et $n_S=0,2- x_{max} =0$, soit $x_{max}=0,2mol$

Le fer e s'épuise en premier et il est le réactif limitant et $x_{max}=0,2mol$.

On en déduit, une fois la réaction chimique terminée : :

$n_{Fe}=0mol$

$n_S = n_{0S}- x_{max} =0,2-0,1=0,1mol$

$n_{FeS}= x_{max}=0,1mol$

On peut ainsi calculer la masse de sulfure de fer obtenue :

$$m_{FeS} = n_{FeS} * M_{FeS} = 0,1 * (55,8+32) = 8,78g$$

II.2(4pts) Couleurs de solutions

Un volume V_1=**2mL** de permanganate de potassium $(K^+ + MnO_4^-)$ de concentration C_1=**0,1mol .L^{-1}** réagit avec V_2=**10mL** de chlorure de de fer II $(Fe^{2+} + 2Cl^-)$ de concentration C_2=**0,05 mol.L^{-1}** .

II.2.1 Déterminer à l'aide d'un tableau d'avancement la couleur de la solution une fois la réaction chimique terminée.

On a l'équation bilan : $MnO_4^-{}_{(aq)} + 8\,H^+_{(aq)} + 5\,Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4\,H_2O_{(l)} + 5\,Fe^{3+}_{(aq)}$

On a :

$$n_{0(MnO_4^-)} = C_1 * V_1 = 0,1 * 2 * 10^{-3} = 2 * 10^{-4} mol.L^{-1}$$

$$n_{0(Fe^{2+})} = C_2 * V_2 = 0,05 * 10 * 10^{-3} = 5 * 10^{-4} mol.L^{-1}$$

On obtient le tableau d'avancement :

Etat du système	Avancement (mol)	Réactifs MnO_4^-		$+8\,H^+$ $+5\,Fe^{2+}$	Produits $Mn^{2+}_{(aq)}$	$+4\,H_2O_{(l)}$	$+5\,Fe^{3+}_{(aq)}$
Etat initial	x=0	$2 * 10^{-4}$	Excès	$5 * 10^{-4}$	0	Solvant	0
Etat intermédiaire	x	$2 * 10^{-4} - x$	Excès	$5 * 10^{-4} - 5x$	x	Solvant	5x
Etat final	x_{max}	10^{-4}	Excès	0	10^{-4}	Solvant	$5 * 10^{-4}$

Justification de l'état final :

Hypothèse 1 :

Le permanganate est le réactif limitant et : $2 * 10^{-4} - x_{max} = 0$ et

$$x_{max} = 2 * 10^{-4} mol$$

Hypothèse 2 :

L'ion Fer II est le réactif limitant et : $5 * 10^{-4} - 5x_{max} = 0$ et $x_{max} = 10^{-4} mol$

Le x_{max} le plus petit est celui du Fer II soit x_{max}=10^{-4}mol, soit le fer est le réactif limitant. Dans le tableau il reste des ions permanganate une fois la réaction chimique terminée et la solution est violette.

II.2.2 Quel volume V_2' de chlorure de Fer II faut-il verser pour obtenir des **proportions stœchiométriques.**

Les proportions stœchiométriques sont celles pour lesquelles les deux réactifs s'épuisent au même moment, soit :

$$n_{0(MnO_4^-)} - x_{max} = n_{0(Fe^{2+})} - 5 * x_{max} = 0$$

On en déduit la condition de stœchiométrie : $\frac{n_{0(Fe^{2+})}}{5} = \frac{n_{0(MnO_4^-)}}{1}$

On en déduit alors pour un volume V_2' l'égalité : $C_1 * V_1 = \frac{C_2 * V'_2}{5}$

Le volume V'_2 ***a pour valeur*** $V'_2 = \frac{5 * C_1 * V_1}{C_2} = \frac{5 * 0,1 * 2 * 10^{-3}}{0,05} = 0,020L$ ***soit*** $20mL$

II.3(6pts) Synthèse de l'arôme de banane

On désire synthétiser de l'acétate d'isoamyle qui est utilisé pour aromatiser à la banane des denrées alimentaires telles que des bonbons. Pour cela, on mélange **V_1 =17mL d'acide éthanoïque** : $C_2H_4O_2$ avec **V_2=32mL d'alcool isoamylique :** $C_5H_{12}O$

On obtient **n_3=0,20 mol d'acétate d'isoamyle $C_7H_{14}O_2$** et **n_4=0,20 mol d'eau**

II.3.1 Ecrire l'équation de la réaction qui se produit dans ce mélange.

$C_2H_4O_{2(l)}$+ $C_5H_{12}O_{(l)}$ → $C_7H_{14}O_{2(l)}$ + $H_2O_{(l)}$

II.3.2 Montrer que les quantités de matières initiales d'acide éthanoïque : n_1 et d'alcool isoamylique n_2 sont : **n_1= n_2=0,30mol**.

n_1=(V_1. ρ_1)/ M_1=(17.1,05)/(2.12+4.1+2.16)=0,30mol

n_2=(V_2. ρ_2)/ M_2=(32.0,82)/(5.12+12.1+16)=0,30mol

Les valeurs sont bien celles de l'énoncé

II.3.3 Quel est l'avancement maximal de la réaction **x_{max}** ?

Les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques, ainsi les deux réactifs sont limitants et x_{max}= n_1= n_2=0,3mol

II.3.4 Déterminer l'avancement final de la réaction **x_f** à l'aide d'un tableau d'avancement

Etat du système	Avancement (mol)	**Réactifs** **$C_2H_4O_{2(l)}$ + $C_5H_{12}O_{(l)}$**		**Produits** **$C_7H_{14}O_{2(l)}$ + $H_2O_{(l)}$**	
Etat initial	x=0	**0,3**	**0, 3**	**0**	**0**
Etat intermédiaire	x	**0,3-x**	**0,3-x**	**x**	**x**
Etat final	**x_f=0,2**	**0,1**	**0,1**	**0,2**	**0,2**

Justification lorsque la réaction chimique est terminée :

n(**$C_2H_4O_2$**) = **n_1- x_f=0,3-0,2=0,2mol**

n(**$C_5H_{12}O$**) = **n_2- x_f=0,3-0,21=0,2mol**

II.3.5 La réaction est-elle totale ? Justifier

La réaction n'est pas totale car il reste 0,1 mol de quantité de matière des réactifs et

$x_f < x_{max}$