Calculatrice autorisée

Exercice 1 : Le pigment des ocres

9 points

Données

- Masses molaires atomiques : $M(\mathrm{Fe}) = 55{,}8\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$; $M(\mathrm{O}) = 16{,}0\,\mathrm{g{\cdot}mol^{-1}}$.
- Volume molaire des gaz dans les conditions où l'on mesure le volume de dioxygène : $V_\mathrm{m} = 22{,}4\,\mathrm{L{\cdot}mol^{-1}}$.

Les ocres du Roussillon sont des roches tendres formées notamment d'argile, de silice et d'un pigment minéral coloré, l'oxyde de fer(III), de formule Fe_2O_3. On peut préparer ce solide en chauffant du fer métallique dans du dioxygène. La transformation est modélisée par la réaction d'équation :

$$4\,Fe_{(s)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$$

Au cours d'une expérience, on fait réagir une masse $m = 50{,}2\,\mathrm{g}$ de fer avec une quantité de matière $n_0(\mathrm{O_2}) = 0{,}900\,\mathrm{mol}$ de dioxygène. On admet que la transformation est totale.

1) Calculer la quantité de matière initiale de fer $n_0(\mathrm{Fe})$.

2) Compléter le tableau d'avancement ci-dessous (quantités de matière en mol).

Équation de la réaction		$4\,Fe_{(s)}$	$3\,O_{2(g)}$	$2\,Fe_2O_{3(s)}$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)		
État initial	$x = 0$			
En cours	x			
État final	x_max			

3) Déterminer l'avancement maximal x_max et le réactif limitant.

4) Quelle masse d'oxyde de fer(III) obtient-on en fin de réaction ?

5) Calculer le volume de dioxygène consommé au cours de l'expérience.

Exercice 2 : Permanganate et acide oxalique

11 points

Les ions permanganate $MnO_4^-{}_{(aq)}$ réagissent avec l'acide oxalique, de formule $H_2C_2O_4$. En solution, les ions permanganate donnent une teinte violette (rose lorsque la solution est très diluée) ; on admet qu'aucune des autres espèces présentes n'est colorée.

Pour que la réaction ait lieu, le milieu réactionnel doit être acidifié par ajout d'acide sulfurique concentré. Les ions hydrogène H^+ sont ainsi introduits en large excès : on n'en tiendra pas compte pour rechercher le réactif limitant.

La réaction qui se produit a pour équation :

$$5\,H_2C_2O_{4(aq)} + 2\,MnO_4^-{}_{(aq)} + 6\,H^+_{(aq)} \longrightarrow 2\,Mn^{2+}_{(aq)} + 10\,CO_{2(g)} + 8\,H_2O_{(l)}$$

1) **a.** Établir les demi-équations électroniques mises en jeu, puis retrouver l'équation de la réaction.

b. Donner les deux couples oxydant/réducteur qui interviennent dans cette transformation.

2) Dans un bécher, on mélange un volume $V_A = 40{,}0\,\text{mL}$ d'une solution d'acide oxalique de concentration en quantité de matière $C_A = 3{,}0 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}$ et un volume $V_B = 25{,}0\,\text{mL}$ d'une solution contenant des ions permanganate à la concentration en quantité de matière $C_B = 2{,}4 \times 10^{-2}\,\text{mol·L}^{-1}$.

a. Calculer la quantité de matière initiale d'acide oxalique n_{A0}, puis celle d'ions permanganate n_{B0}.

b. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous (quantités de matière en mol).

Équation		$5\,H_2C_2O_4$	$2\,MnO_4^-$	$6\,H^+$	$2\,Mn^{2+}$	$10\,CO_2$	$8\,H_2O$
État	Avancement	Quantités de matière (mol)					
Initial	$x = 0$			excès			solvant
En cours	x			excès			solvant
Final	$x_{\max}$			excès			solvant

c. Identifier le réactif limitant et déterminer l'avancement maximal $x_{\max}$.

d. Décrire, en justifiant, l'évolution de la couleur du mélange pendant la transformation.

e. Déterminer la quantité de matière d'ions permanganate qu'il aurait fallu introduire pour que l'acide oxalique et les ions permanganate soient introduits dans les proportions stœchiométriques.