

Exercice 1

① Répondre par vrai ou faux

- ☐ Lors d'une réaction d'oxydoréduction, le réducteur capte des électrons.
- ☐ La réduction est une transformation chimique qui conduit la formation d'un réducteur.
- ☐ La réaction d'oxydoréduction est une transformation chimique qui fait l'intervenir un échange des protons entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.
- ☐ Lors de l'oxydation, il se consomme un oxydant.

Exercice 2

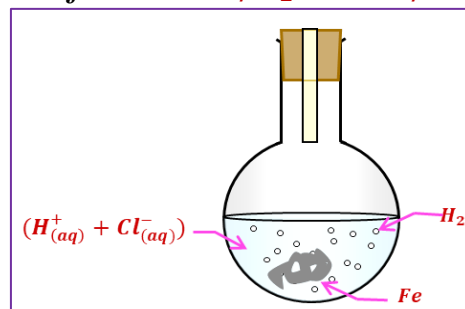
① Compléter le tableau ci-dessous

Oxydant	réducteur	Couple <i>ox/red</i>	Demi-équation $ox + ne^- \rightleftharpoons red$
Au^{3+}	Au		
		Cl_2/Cl^-	
		Ag^+/Ag	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$
Fe^{3+}	Fe^{2+}		
		H_2O_2/H_2O	$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$
		NO_3^-/N_2 (en milieu acide)	

Exercice 4

On introduit un morceau de fer de masse $m = 2,79g$ dans un ballon contenant un volume $V = 50ml$ d'une solution de l'acide chlorhydrique ($H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$) de concentration $C = 4 \times 10^{-1} mol.L^{-1}$. Lors de cette réaction il se produit les ions ferreux $Fe_{(aq)}^{2+}$ et le dihydrogène gazeux $H_{2(g)}$. Les couples oxydoréductions mis en jeu sont: H^+/H_2 et Fe^{2+}/Fe .

- ① Déterminer les réactifs et les produits de cette réaction.
- ② Calculer les quantités de matières initiales des réactifs.
- ③ Écrire la demi-équation d'oxydoréduction associée à chaque couple et déduire l'équation bilan.
- ④ Construire le tableau d'avancement de cette réaction.
- ⑤ Déterminer le réactif limitant de cette réaction et la valeur de son avancement maximal.
- ⑥ Calculer le volume de dihydrogène formé à la fin de cette réaction.



Données : La masse molaire de fer: $M(Fe) = 55,8g.mol^{-1}$
 Le volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24L.mol^{-1}$

Exercice 4

On introduit une plaque mince d'aluminium **Al** de masse **$m = 4,05$** dans un bécher contenant un volume **$V = 100\text{mL}$** d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (**$\text{Cu}_{(aq)}^{2+} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$**) de concentration **$C = 0,9\text{mol.L}^{-1}$** . Il se produit une transformation chimique conduit à la formation du cuivre métallique **Cu** et des ions d'aluminium **$\text{Al}_{(aq)}^{3+}$**

- ① Déterminer les réactifs et les produits et déduire les couples mis en jeu lors de cette transformation chimique.
- ② Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit dans le bécher.
- ③ Calculer les quantités de matière initiales des réactifs.
- ④ Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction.
- ⑤ Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal de cette réaction.
- ⑥ Calculer la composition du système à l'état final.
- ⑦ Calculer la masse du cuivre produite à l'état final.
- ⑧ Calculer la masse d'aluminium restante à l'état final.

Données : La masse molaire de cuivre: **$M(\text{Cu}) = 63,5\text{g.mol}^{-1}$**
 La masse molaire d'aluminium: **$M(\text{Al}) = 27\text{g.mol}^{-1}$**

Exercice 5

On mélange dans un erlenmeyer un volume **$V_1 = 100,0\text{mL}$** d'une solution (**S_1**) de l'eau oxygénée **$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)}$** (solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène), de concentration **$C_1 = 4 \times 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$** avec un volume **$V_2 = 50,0\text{mL}$** d'une solution (**$S_2$**) d'iodure de potassium (**$\text{K}_{(aq)}^+ + \text{I}_{(aq)}^-$**), de concentration **C_2** et quelques gouttes de l'acide sulfurique concentré. L'équation de la réaction est : **$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2\text{I}_{(aq)}^- + 2\text{H}_{(aq)}^+ \rightarrow \text{I}_{2(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$**

- ① Pourquoi on ajoute des gouttes de l'acide sulfurique concernée au mélange au début de l'expérience ?
- ② Déterminer les demi-équations d'oxydoréduction et déduire les couples mis en en jeu lors de cette transformation.
- ③ Construire le tableau d'avancement associé à cette réaction en fonction de **C_1, V_1, C_2, V_2, x** et **x_{max}**
- ④ La courbe ci-contre représente l'évolution de la quantité de matière des ions d'iodure **$\text{I}_{(aq)}^-$** en fonction de l'avancement **x** . Exploitant cette courbe déterminer :
 - a** – La quantité de matière initiale des ions d'iodures **$\text{I}_{(aq)}^-$** dans le mélange
 - b** – L'avancement maximal de la réaction
 - c** – Le réactif limitant de cette réaction.
 - b** – La concentration de la solution (**S_2**)
- ⑤ Calculer la quantité de matière de la diode **$\text{I}_{2(aq)}$** formée à la fin de la réaction.

