

## transformation lente et rapide : Exercices

### **Exercice 1**

Établir les demi-équations d'oxydoréduction des couples suivants dans un milieu acide :

- a.  $MnO_4^-(aq)/Mn^{2+}(aq)$
- b.  $MnO_2(s)/Mn(s)$
- c.  $MnO_4^-(aq)/MnO_2(s)$
- d.  $MnO_4^-(aq)/Mn(s)$

### **Exercice 2**

Les ions bichromates  $Cr_2O_7^{2-}$  réagissent avec les ions fer (II) pour donner des ions chrome (III) et fer (III) .

1. Quels sont les couples oxydant/réducteur mis en jeu ? Écrire les demi-équations d'oxydoréduction .
2. Établir l'équation de cette réaction .

### **Exercice 3**

On réalise l'oxydation des ions iodures  $I^-(aq)$  par les ions peroxodisulfates  $S_2O_8^{2-}(aq)$ , les couples mis en jeu sont :

$S_2O_8^{2-}(aq) : SO_4^{2-}$  et  $I_2(aq)/I^-(aq)$ . cette réaction est lente .

À l'état initial , on mélange  $V_1 = 50,0ml$  d'une solution d'iodure de potassium ,  $K^+(aq) + I^-(aq)$ , à  $C_1 = 1,0mol/l$  et  $V_2 = 50,0ml$  d'une solution de peroxodisulfate de potassium ,  $2K^+(aq) + S_2O_8^{2-}(aq)$ , à  $C_2 = 0,20mol/l$ . On détermine la concentration du diiode au cours du temps .

Au bout de 30 minutes , on trouve :  $[I_2]_{30min} = 6,0 \times 10^{-2}mol/l$ , la réaction est - elle finie ?

### **Exercice 4**

On se propose de déterminer la teneur en dioxyde d'étain  $SnO_2(s)$  d'un minerai d'étain .

1. Un échantillon de masse  $m = 0,44g$  de minerai est broyé, puis traité , en milieu acide et à chaud , par de la poudre de plomb  $Pb(s)$  en excès : on obtient des ions d'étain  $Sn^{2+}(aq)$  et des ions de plomb  $Pb^{2+}(aq)$  .
  - a. Pourquoi utilise-t-on un excès de plomb ? Pourquoi opère-t-on à chaud ?
  - b. Écrire l'équation de la réaction du dioxyde d'étain avec le plomb (couples mis en jeu :  $SnO_2(s)/Sn^{2+}(aq)$  et  $Pb^{2+}(aq)/Pb(s)$  ) .
2. On suppose que  $Pb(s)$  ne réagit qu'avec  $SnO_2(s)$  dans l'échantillon . Lorsqu'on estime la réaction complète , le solide restant est filtré et rincé avec de l'eau , ajoutée ensuite au filtrat . La solution (S) ainsi obtenue est titrée par une solution de dichromate de potassium , de concentration  $C = 0,020mol/l$  . L'élément étain repasse à l'état de dioxyde d'étain .

- a. Établir l'équation de la réaction de titrage de la solution (S) par celle de dichromate de potassium  
couples mis en jeu :  $SnO_2(s)/Sn^{2+}(aq)$  et  $Cr_2O_7^{2-}(aq)/Cr^{3+}(aq)$
  - b. Le titrage nécessite un volume  $V_E = 21,7ml$  de la solution de dichromate de potassium .  
Déterminer la quantité  $n_i(Sn^{2+})$  d'ions  $Sn^{2+}(aq)$  titrée .
3. En déduire le pourcentage massique de  $SnO_2(s)$  dans le minerai .

### Exercice 5

La fonte est un alliage comportant essentiellement du fer et du carbone . Afin de connaître sa teneur en fer , on réalise les opérations suivantes : on prélève une masse  $m = 10g$  de fonte que l'on traite par une solution d'acide sulfurique en excès . Le volume de la solution obtenue est ajusté à  $1,0l$ . On prélève  $V_1 = 10,0ml$  de cette solution , que l'on dose par manganimétrie. Il faut verser  $V_2 = 15,3ml$  d'une solution de permanganate de potassium à  $C_2 = 0,022mol/l$  pour obtenir une coloration persistante .

1. Établir l'équation de la réaction du fer avec la solution d'acide sulfurique . Pourquoi utilise-t-on un excès d'acide sulfurique ?
2.
  - a. Établir l'équation de la réaction de titrage
  - b. Déterminer la quantité de fer contenu dans l'échantillon de fonte
3. Quel est le pourcentage massique globale du fer dans la fonte ?

Données : couples oxydant/réducteur mis en jeu :

