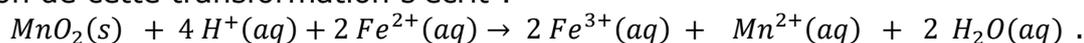


**EXERCICE 1 : Oxyde de manganèse**

L'oxyde de manganèse  $MnO_2(s)$  sert à fabriquer des céramiques de couleur noire. On place 40,0 mg d'oxyde de manganèse et 40,0 mL d'une solution de sulfate de fer (II) ( $Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ ) de concentration en ions fer  $C_2$  égale à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ , en milieu acide.

L'équation de cette transformation s'écrit :



**Données :**  $M_O = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{Mn} = 54,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Calculer les quantités de matière pour chaque réactif. Les ions hydrogène sont ici en excès.
2. Dresser le tableau d'avancement.
3. Déterminer le réactif limitant et calculer l'avancement maximal  $\xi_{max}$ .
4. En déduire la composition molaire de l'état final du système.
5. Déterminer la concentration  $C'_2$  en ion fer (II) afin que le mélange initial soit stœchiométrique.

**EXERCICE 2 : PRECIPITATION DE L'HYDROXYDE DE CUIVRE II**

On mélange 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration telle que  $[Cu^{2+}] = 0,5 \text{ mol} \cdot L^{-1}$  et 80 mL d'hydroxyde de sodium telle que  $[HO^-] = 2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

L'équation de la réaction de précipitation est :  $Cu^{2+}(aq) + 2 HO^-(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$

**Données :**  $M_{Cu} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_H = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Calculer les quantités de matière pour chaque réactif.
2. Dresser le tableau d'avancement.
3. Déterminer le réactif limitant et calculer l'avancement maximal  $\xi_{max}$ .
4. Calculer la masse de précipité  $Cu(OH)_2$  obtenu.
5. Quelle est la concentration finale en ions  $HO^-$  s'il n'y a pas de variation du volume ?

**EXERCICE 3 : SYNTHÈSE DE L'ACIDE SULFURIQUE**

L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  est la réaction entre le sulfure d'hydrogène  $H_2S$  et le dioxyde de soufre  $SO_2$ . Le soufre S et l'eau sont les seuls produits de cette réaction chimique.

1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.
2. Préparer un tableau d'évolution pour le système suivant : 4 mol  $SO_2$  et 5 mol  $H_2S$ . Déterminer l'avancement maximal et le réactif limitant.
3. Quelle est la composition molaire de l'état final ?

On considère maintenant le mélange initial suivant : 3,5 mol  $SO_2$  et  $n$  mol  $H_2S$ .

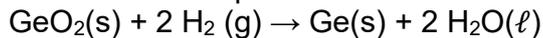
4. Déterminer  $n$  pour que le mélange soit stœchiométrique ; en déduire la composition molaire finale.

#### EXERCICE 4 : OBTENTION DU GERMANIUM

---

Le germanium de formule Ge est utilisé dans la fabrication des composants électroniques et de la fibre optique. Il est obtenu à partir du dioxyde de germanium  $\text{GeO}_2(\text{s})$ , que l'on fait réagir avec du dihydrogène gazeux  $\text{H}_2(\text{g})$ .

On obtient du germanium et de l'eau selon l'équation bilan suivante :



On souhaite transformer 1,0 tonne de roche contenant du dioxyde de germanium ( $\text{GeO}_2$ ).

##### Données :

- Pourcentage massique de dioxyde de germanium dans la roche : 9,0 %
- 1 tonne =  $10^6$  g
- Masses molaires :  $M(\text{H}) = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Ge}) = 72,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Montrer que la quantité de matière présente de dioxyde de germanium dans 1 tonne de roche est :  $n = 860,4 \text{ mol}$
2. Déterminer la quantité de matière minimale de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ) à introduire pour que tout le dioxyde de germanium soit transformé. Les réactifs seront introduits en quantités stœchiométriques.
3. En déduire le volume de dihydrogène correspondant.  
On supposera que le volume molaire dans les conditions expérimentales est  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .