

**CHIMIE - TRAVAUX DIRIGES N° 5****La réaction chimique****Exercice n° 1 : Equilibrer une réaction chimique**

Equilibrer les réactions bilans suivantes.

- 1)  $\_\text{N}_2\text{O} = \_\text{N}_2 + \_\text{O}_2$
- 2)  $\_\text{Fe} + \_\text{O}_2 = \_\text{Fe}_3\text{O}_4$
- 3)  $\_\text{H}_2\text{O}_2 + \_\text{I}^- + \_\text{H}_3\text{O}^+ = \_\text{I}_2 + \_\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\_\text{CaCO}_3 + \_\text{H}^+ = \_\text{Ca}^{2+} + \_\text{CO}_2 + \_\text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\_\text{C}_4\text{H}_{10} + \_\text{O}_2 = \_\text{CO}_2 + \_\text{H}_2\text{O}$

**Exercice n° 2 : Formation du trioxyde de soufre**

On peut former du trioxyde de soufre par l'oxydation du dioxyde de soufre par le dioxygène, cette réaction sera supposée totale. Le dioxygène est issu de l'air représente 20% de sa composition.

On part d'un mélange air + dioxyde de soufre.

- 1) Ecrire l'équation bilan.
- 2) On part d'un mélange 1 mol d'air et 1 mol de  $\text{SO}_2$ . Calculer l'avancement final.
- 3) Même question en partant de 5 mol d'air et 2 mol de  $\text{SO}_2$ .

**Exercice n° 3 : Réaction redox entre les ions argent et le cuivre**

On verse dans un bécher  $V = 20,0 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent contenant des ions argent ( $\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$ ) et des ions nitrate ( $\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$ ), de concentration  $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$ . On y ajoute  $0,127 \text{ g}$  de poudre cuivre. La solution initialement incolore devient bleue (formation d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ ) et il se forme un dépôt d'argent. Les ions nitrates n'interviennent pas dans la réaction.

$$M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1} \quad M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

- 1) Ecrire l'équation chimique modélisant la réaction.
- 2) On suppose la réaction totale. Calculer l'avancement maximal.
- 3) Déterminer, à l'état final : les concentrations molaires des ions en solution et les masses du (ou des ) solide(s) présent(s).

**Exercice n° 4 : Equilibre de Deacon**

On étudie l'équilibre :  $\text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{HCl}_{(\text{g})} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})} + 2 \text{Cl}_{2(\text{g})}$ .

On réalise l'équilibre à partir de  $2,2 \text{ mol}$  de dioxygène et  $2,5 \text{ mol}$  de chlorure d'hydrogène introduites dans 1 réacteur porté à 1 température  $T_1$  et maintenu sous pression constante de 1 bar. On constate, à l'état d'équilibre que le réacteur contient 2 fois plus (en mol) de dioxygène que de chlorure d'hydrogène.

- 1) Calculer la quantité de dichlore obtenue.
- 2) Calculer la valeur de la constante d'équilibre  $K^\circ_1$  à la température  $T_1$ .

**Exercice n° 5 : Oxydation des ions fer II par les ions argent I**

Une solution de volume  $V = 500 \text{ mL}$ , contient des ions argent  $\text{Ag}^+$ , des ions fer II  $\text{Fe}^{2+}$  et fer III  $\text{Fe}^{3+}$  et un dépôt d'argent en poudre. Cette solution est le siège de la réaction :  $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} = \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$ . La constante de réaction  $K^\circ = 3,2$ .

On suppose qu'initialement :  $[\text{Ag}^+] = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $[\text{Fe}^{2+}] = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ,  $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $n(\text{Ag}) = 50 \text{ mmol}$ .

- 1) Calculer le quotient de réaction, en déduire le sens d'évolution du système.
- 2) Déterminer la composition du système à l'équilibre.