

**Attention:** Un soin particulier sera apporté à l'écriture et à la définition des termes employés. La qualité de la rédaction sera prise en compte dans la notation.

**Exercice 1 : Cinétique chimique**

---

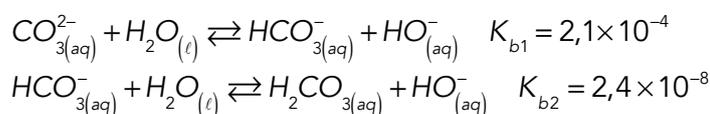
A 573 K, le gaz  $\text{NO}_{2(g)}$  se décompose de la façon suivante :  $\text{NO}_{2(g)} \rightarrow \text{NO}_{(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)}$ . Dans une enceinte, la concentration initiale de  $\text{NO}_{2(g)}$  vaut  $1,9 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Au bout de combien de temps 75 % de  $\text{NO}_{2(g)}$  se sont-ils décomposés ?

La décomposition de  $\text{NO}_{2(g)}$  est une réaction d'ordre deux avec à 573 K,  $k = 1,1 \text{ L.mol}^{-1}.\text{s}^{-1}$

**Exercice 2 : Equilibre acide-base**

---

L'ion carbonate  $\text{CO}_3^{2-}$  est une dibase dans l'eau et donne l'ion hydrogénocarbonate qui donne à son tour l'acide carbonique :



Quel est le  $pH$  d'une solution de  $\text{Na}_2\text{CO}_{3(aq)}$  à  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$  ? Il faudra justifier les hypothèses éventuelles utilisées.

**Exercice 3 : Equilibre de précipitation**

---

On considère une solution aqueuse qui contient des ions barium  $\text{Ba}^{2+}$  à une concentration de  $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ .

**a)** Quelle concentration des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  est nécessaire pour observer le début de la précipitation de  $\text{BaSO}_{4(s)}$  ? ( $K_s = 1,1 \times 10^{-10}$ )

**b)** Quand la concentration des ions sulfate à l'équilibre vaut  $0,010 \text{ mol.L}^{-1}$ , quelle est la concentration des ions barium qui restent en solution ?