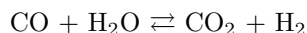


TD : Équilibres chimiques

Exercice 1 : Calcul de constantes thermodynamiques

1) On étudie la réaction de conversion du monoxyde de carbone, tous les constituants étant gazeux :

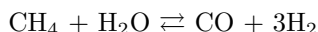


On lit dans les tables thermodynamiques, à 298 K :

| | CO | H ₂ O | CO ₂ | H ₂ |
|---|--------|------------------|-----------------|----------------|
| $\Delta_f H_{298}^\circ$ (kJ.mol ⁻¹) | -110,5 | -241,8 | -393,5 | 0 |
| S_{298}° (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹) | 197,6 | 188,7 | 213,7 | 130,6 |

- Établir l'expression de la constante d'équilibre K° en fonction de T en faisant une hypothèse raisonnable.
- Calculer, à $T = 1100$ K, la composition du système à l'équilibre obtenu à partir d'un mélange équimolaire de CO et H₂O.

2) On étudie la réaction de conversion du méthane :



On détermine, par une étude expérimentale, la constante d'équilibre pour différentes températures :

| | | | | | |
|-----------|-------|------|------|------|------|
| T (K) | 700 | 800 | 900 | 1000 | 1200 |
| K° | 0,003 | 0,03 | 0,77 | 12,2 | 760 |

- Déterminer les grandeurs thermodynamiques standard.

Exercice 2 : Déplacement d'équilibre

Les équilibres suivants sont-ils déplacés, et dans quel sens, si l'on augmente ou diminue :

- la pression totale (en modifiant le volume offert au système)
 - la température
 - la quantité de l'un des constituants (à volume constant pour les systèmes comportant une phase gazeuse)
- a) $\text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{CO}(g) + \text{H}_2(g) \quad \Delta H^\circ = 131 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- b) $\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g) \quad \Delta H^\circ = -41 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- c) $4 \text{HCl}(g) + \text{O}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g) \quad \Delta H^\circ = 32 \text{ kJ.mol}^{-1} (\text{HCl})^{-1}$
- d) $\text{CS}_2(g) \rightleftharpoons \text{C}(s) + \text{S}_2(g) \quad \Delta H^\circ = -117 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- e) $\text{H}_2\text{O}(l) + \text{HCl}(g) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq) \quad \Delta H^\circ = -75 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- f) $\text{HCOOH}(l) + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(l) \rightleftharpoons \text{HCOOCH}_2\text{CH}_3(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \quad \Delta H^\circ \approx 0$