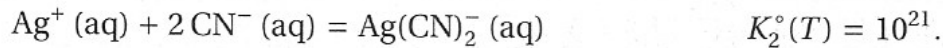
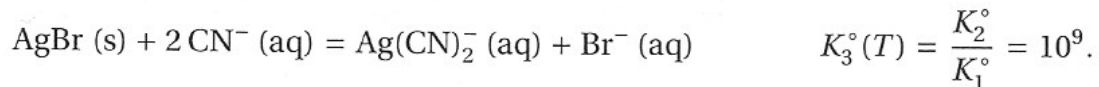


Détermination de la constante thermodynamique d'équilibre pour une combinaison de réactions



On cherche à déterminer la constante d'équilibre $K_3^\circ (T)$ de la réaction :



La réaction (3) est telle que (3) = (2) - (1). Or, toute grandeur extensive de ce système respecte la combinaison :

$$\begin{aligned} \Delta_r G_3^\circ &= \Delta_r G_2^\circ - \Delta_r G_1^\circ \\ -RT \ln(K_3^\circ) &= -RT \ln(K_2^\circ) + RT \ln(K_1^\circ) \\ \ln(K_3^\circ) &= \ln(K_2^\circ) - \ln(K_1^\circ) = \ln\left(\frac{K_2^\circ}{K_1^\circ}\right) \\ K_3^\circ (T) &= \frac{K_2^\circ}{K_1^\circ} \end{aligned}$$

Détermination et composition de l'état final

Exemple de l'utilisation d'un paramétrage avec constante de dissociation α

Détermination d'une constante d'acidité

a) Calculer le $\text{p}K_A$, à 25 °C, du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$, les données thermodynamiques étant les suivantes :

	NH_4^+	NH_3	H^+
$\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)	-132,5	-80,3	0
S_m° ($\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)	113,4	111,3	0

b) En déduire le coefficient de dissociation de $[\text{NH}_4^+]_0 = C = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, puis le pH de la solution.

Exploitation de la relation de Van't Hoff

En fonction des informations données par l'énoncé des exercices, la relation de Van't Hoff permet de déterminer différentes grandeurs chimiques.

Application de la méthode

Soit l'équilibre de Deacon : $4 \text{HCl (g)} + \text{O}_2 \text{(g)} = 2 \text{H}_2\text{O (g)} + 2 \text{Cl}_2 \text{(g)}$.

Données à 298 K :

Espèce	HCl (g)	O ₂ (g)	H ₂ O (g)	Cl ₂ (g)
$\Delta_f H_i^\circ$ en kJ mol ⁻¹	-92,3	0	-241,8	0
S_m° en J K ⁻¹ mol ⁻¹	186,8	205,0	188,7	223,0

1. Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction à 298 K.
2. En déduire la constante d'équilibre K° (320 K) en se plaçant dans l'approximation d'Ellingham.