

FSM

SERIE 1

Exercice 1

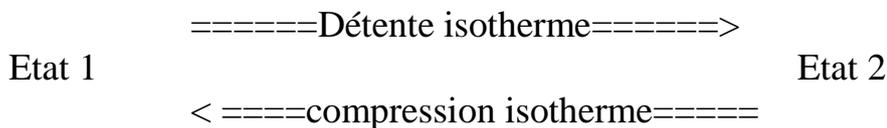
Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenus à 25°C sous la pression de 5 atmosphères (état 1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (état 2) :

- a) de façon réversible.
- b) de façon irréversible.

A la même température le gaz est ramené de l'état 2 à l'état 1. Déterminer le travail mis en jeu lorsque la compression s'effectue :

- c) de façon réversible.
- d) de façon irréversible

Solution



V1 = 2 litres, V2 = 10 litres, T1 = 298K, T2 = T1=298K, P1 = 5atm. P2 = ?
 Après lecture de l'énoncé le gaz se détend de manière isotherme. La quantité de matière ne change pas donc PV=cte. Donc on peut déterminer la pression P2 en utilisant P1V1=P2V2=nRT1=> P2 = 1atm

a) Travail mis en jeu pour la détente réversible isotherme :

Comme la transformation est lente, donc il y a équilibre à chaque instant donc Pext=Pgaz, et comme le gaz est un gaz parfait :

$$W_{rev}(1 \rightarrow 2) = (-5. 1,013 \cdot 10^5) \cdot 2 \cdot 10^{-3} \cdot \ln 10/2 = -1630,4J$$

P en Pascal et V en m³ => P.V en Joules

$$W_{rev}(1 \rightarrow 2) = -1630,4J$$

b) Travail mis en jeu pour la détente irréversible isotherme :

Lors d'une transformation rapide, la pression extérieure égale à la pression de l'état final. Pext =Pfinal

$$W_{irrev}(1 \rightarrow 2) = -\int_1^2 P_{ex} dV = -\int_1^2 P_{gaz} dV = -\int_1^2 P_{final} dV = -P_{final} \int_1^2 dV = -P_2(V_2 - V_1)$$

P_{ext} = P_{final} = P₂ = Cte

$$W_{irrev}(1 \rightarrow 2) = - 1. 1,013 \cdot 10^5 \cdot (10 - 2) \cdot 10^{-3} = - 810,4 J$$

c) Travail mis en jeu pour la compression réversible isotherme :

$P_{\text{ext}} = P_{\text{gaz}}$ à chaque instant (transformation très lente)

$$W_{\text{rev}}(2 \rightarrow 1) = -\int_2^1 P_{\text{ext}} dV = -\int_2^1 P_{\text{gaz}} dV = -\int_2^1 \frac{nRT}{V} dV = -nRT \ln\left(\frac{V_1}{V_2}\right) = P_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

$$W_{\text{rev}}(2 \rightarrow 1) = 1630,4 \text{ J}$$

d) Travail mis en jeu pour la compression irréversible isotherme : $P_{\text{ext}} = P_{\text{final}}$ transformation rapide = Cte

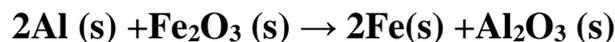
$$W_{\text{irrev}}(1 \rightarrow 2) = -\int_2^1 P_{\text{ext}} dV = -\int_2^1 P_{\text{gaz}} dV = -\int_2^1 P_{\text{final}} dV = -P_{\text{final}} \int_2^1 dV = -P_1 (V_1 - V_2)$$

$$W_{\text{irrev}}(2 \rightarrow 1) = 4052 \text{ J}$$

On remarque que la compression irréversible demande beaucoup plus de travail.

Exercice 2

Calculer l'enthalpie standard de réduction de l'oxyde de fer (III) par l'aluminium à 25°C.

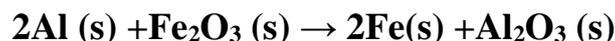


Sachant que : $\Delta H_f^\circ, 298 \text{ (Fe}_2\text{O}_3, \text{s}) = -196,5 \text{ kcal.mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ, 298 \text{ (Al}_2\text{O}_3, \text{s}) = -399,1 \text{ kcal.mol}^{-1}$

Solution

Par application de la loi de Hess, l'enthalpie de réaction est la différence des enthalpies de formation des produits et celles des réactifs (tenir compte des coefficients stœchiométriques) :



L'enthalpie molaire standard de réduction de l'oxyde de fer est :

$$\Delta H_{\text{r}, 298}^\circ = 2 \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Fe, s)} + \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Al}_2\text{O}_3, \text{s}) - 2 \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Al, s)} - \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Fe}_2\text{O}_3, \text{s})$$

L'enthalpie molaire standard de formation d'un corps simple est nulle.

$$\Rightarrow \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Fe, s)} = 0 \text{ et } \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Al, s)} = 0$$

$$\Delta H_{\text{r}, 298}^\circ = \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Al}_2\text{O}_3, \text{s}) - \Delta H_{\text{f}}^\circ, 298 \text{ (Fe}_2\text{O}_3, \text{s})$$

$$\Delta H_{\text{r}, 298}^\circ = -202,6 \text{ kcal/mol.}$$

L'enthalpie de réaction est négative, la réaction est exothermique.