

EXERCICES – SÉRIE 4

Thermochimie

- 4.1. Un réacteur chimique est construit en acier et a une masse de 450 kg. Le réacteur contient 200 kg d'eau. Quelle quantité de chaleur est nécessaire pour augmenter la température de l'ensemble de 5°C à 100°C (point d'ébullition de l'eau sous 1 atm) ? C_p (acier) : 0.46 J·K⁻¹·g⁻¹ ; C_p (eau liquide) : 4.18 J·K⁻¹·g⁻¹ ; C_p (vapeur) : 2.01 J·K⁻¹·g⁻¹.
- 4.2. On refroidit 300 g d'eau à 50°C en y ajoutant 150 g de glace à 0°C. Quelle sera la température résultante du mélange ? $\Delta H_{\text{fus}}^0(\text{H}_2\text{O}) = 6.01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 4.3. Calculer l'enthalpie standard de réduction de l'oxyde ferrugineux Fe₂O₃ par l'aluminium à 25°C. Les enthalpies standard de formation ΔH_f^0 de Fe₂O₃ (s) et de Al₂O₃ (s) sont respectivement de -821.4 kJ·mol⁻¹ et -1668.0 kJ·mol⁻¹.
- 4.4. La chaleur dégagée par la combustion de l'acétylène C₂H₂ à 25°C et sous une pression constante de 1 atm est de 1298 kJ·mol⁻¹. Quelle est l'enthalpie standard de formation de l'acétylène gazeux ? Les enthalpies standard de formation ΔH_f^0 de CO₂ (g) et H₂O (g) sont respectivement de -393.3 kJ·mol⁻¹ et -285.5 kJ·mol⁻¹.
- 4.5. L'enthalpie standard de formation de la vapeur d'eau à 25°C est de -241.82 kJ·mol⁻¹. Evaluer sa valeur à 100°C. $C_{p,m}(\text{H}_2) = 28.8 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; $C_{p,m}(\text{O}_2) = 29.37 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 4.6. Quelle est la chaleur dégagée dans la préparation de 22.4 litres de H₂S dans les conditions normales à partir de FeS et d'acide chlorhydrique dilué ? $\Delta H_f^0 = -94.89 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour FeS (s), 0.0 kJ·mol⁻¹ pour H⁺ (aq), -167.2 kJ·mol⁻¹ pour Cl⁻ (aq), -87.78 kJ·mol⁻¹ pour Fe²⁺ (aq) et -20.06 kJ·mol⁻¹ pour H₂S (g).
- 4.7. Calculer la variation d'entropie molaire lorsqu'un échantillon d'hydrogène gazeux occupant un volume de 1.12 litres se détend de façon isotherme jusqu'à un volume de 2.24 litres. $k_B = 1.380 \times 10^{-23} \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.
- 4.8. Calculer l'entropie de fusion de la glace à 0°C et de vaporisation de l'eau à 100°C, sachant que $\Delta H_{\text{fus}}^0(\text{H}_2\text{O}) = 6.01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $\Delta H_{\text{vap}}^0(\text{H}_2\text{O}) = 40.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 4.9. Une personne au repos dissipe environ 100 Watt de chaleur. Evaluer l'entropie produite dans le milieu extérieur au cours d'une journée à 20°C.
- 4.10. Le cerveau d'un étudiant moyen en période de travail intense, par exemple lorsqu'il s'attaque à des problèmes de thermochimie, fonctionne à une puissance de 25 W environ. Quelle masse de glucose faudra-t-il que l'étudiant consomme pour maintenir ce rendement pendant une heure ? L'enthalpie libre standard d'oxydation de C₆H₁₂O₆ en CO₂ et en vapeur d'eau à 37°C est $\Delta G^0 = -2828 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- 4.11. Quelle quantité de chaleur recueille-t-on lorsque 20,0 g de vapeur d'eau à 100°C sont condensés et refroidis à 20°C sous une pression de 1 bar ?

4.12 L'oxyde de calcium CaO (aussi appelé chaux vive) peut être préparé à partir du carbonate de calcium CaCO₃ (le calcaire) selon la réaction isobare :



a) Calculer l'enthalpie molaire standard ΔH_r° de la réaction à $T = 298 \text{ K}$.

b) Calculer l'enthalpie molaire standard ΔH_r° de la réaction à $T = 700 \text{ K}$.

Données : Composé : CaCO₃ (s) CaO (s) CO₂ (g)
 $C_{p,m} [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}]$: 82,1 36,9 43,2

Question d'examen :

4.13 Chauffé à 1000 K, le trioxyde de soufre SO₃ est un gaz qui se dissocie partiellement selon l'équilibre : $2 \text{SO}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Données : $T = 25^\circ\text{C}$

	$\Delta H_f^\circ [\text{kJ mol}^{-1}]$	$S^\circ [\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}]$	$C_{p,m} [\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}]$
SO ₂ (g)	-296,8	248,1	30,87
O ₂ (g)		205,0	29,36
SO ₃ (g)	-395,7	256,7	50,67

- En postulant que la capacité calorifique standard des gaz est indépendante de T , calculer la valeur de l'enthalpie molaire standard de la réaction de décomposition de SO₃(g) à la température $T = 1000 \text{ K}$. Cette réaction est-elle endo- ou exothermique ?
- En postulant par simplification que l'entropie molaire standard des gaz est indépendante de la température, calculer l'enthalpie libre molaire standard de la réaction de décomposition de SO₃ (g) à $T = 1000 \text{ K}$.
- La réaction de décomposition de SO₃ (g) est-elle spontanée à $T = 1000 \text{ K}$? A quelle température pourrait-on attendre une inversion de la spontanéité de la réaction ? On postulera cette fois que l'enthalpie standard de la réaction ne varie que très faiblement avec la température sur l'intervalle considéré.