

## **EXERCICES – SÉRIE D**

### **Premier principe de la thermodynamique – Chaleur – Capacité calorifique – Enthalpie – Loi de Hess**

- D.1.** La réaction suivante est menée dans un récipient ouvert à la pression atmosphérique et à une température constante de 125°C. Tous les gaz sont considérés comme parfaits.



L'énergie interne du système diminue pendant la réaction de  $\Delta U = -742,70 \text{ kJ}$  par mole de cyanamide  $\text{NH}_2\text{CN}$ . Quelle quantité de chaleur est échangée pendant la réaction et dans quel sens ?

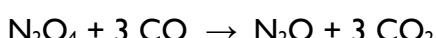
- D.2.** Un échantillon de 25,0 g d'un alliage métallique est porté à une température de 100°C avant d'être plongé dans 90,0 g d'eau à la température de 25,32 °C. La température de l'eau s'élève jusqu'à une valeur finale de 27,18°C. En négligeant tout échange de chaleur avec l'environnement et la capacité calorifique du récipient, calculer la valeur de la capacité calorifique spécifique  $C_p$  de l'alliage.

- D.3.** Quelle quantité de chaleur doit-on fournir dans les conditions standard pour transformer 40,0 g de glace à  $-10^\circ\text{C}$  en vapeur d'eau à 120°C ? Utiliser les données des tableaux de la page 3.

- D.4.** 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 ?

- D.5.** Déterminer la valeur de l'enthalpie standard molaire de vaporisation de l'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$ ) à 25°C. Données :  $T_{\text{éb.}} = 351,5 \text{ K}$ ,  $\Delta H_{\text{vap}}^{\circ} (T = T_{\text{éb.}}) = 43,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $C_p$  (éthanol liquide) =  $2,42 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$ ,  $C_p$  (éthanol gazeux) =  $1,88 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$ .

- D.6.** En utilisant les données du tableau au verso, calculer l'enthalpie standard  $\Delta H^{\circ}$ , par mole de  $\text{N}_2\text{O}$  de la réaction suivante. La réaction est-elle exothermique ou endothermique ?



- D.7.** L'oxyde de calcium  $\text{CaO}$  (aussi appelé chaux vive) peut être préparé à partir du carbonate de calcium  $\text{CaCO}_3$  (le calcaire) selon la réaction isobare :



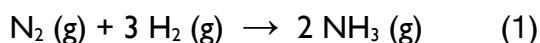
a) Calculer l'enthalpie molaire standard  $\Delta H_r^{\circ}$  de la réaction à  $T = 298 \text{ K}$ .

b) Calculer l'enthalpie molaire standard  $\Delta H_r^{\circ}$  de la réaction à  $T = 700 \text{ K}$ .

Données :	Composé :	$\text{CaCO}_3 (\text{s})$	$\text{CaO} (\text{s})$	$\text{CO}_2 (\text{g})$
	$C_{p,m} [\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] :$	82,1	36,9	43,2

- D.8.** La quantité de chaleur dégagée par la combustion en  $\text{CO}_2 (\text{g})$  et  $\text{H}_2\text{O} (\text{l})$  d'une mole d'acétylène ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) dans les conditions standard à 25°C est  $|q| = 310,7 \text{ kcal}$ . Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'acétylène gazeux.

**D.9.** La synthèse de l'ammoniac  $\text{NH}_3$  est réalisée selon la réaction :



En plus des tableaux de la page suivante, on dispose des données à  $25^\circ\text{C}$  suivantes :

$$\text{Enthalpie de vaporisation de H}_2\text{O} \quad \Delta H_{\text{vap}}^0 = 44,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$2 \text{NH}_3(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H_r^0 = -633,2 \text{ kJ}$$

Calculer l'enthalpie de la réaction (1) à  $T = 25^\circ\text{C}$  et sous une pression  $P = 1$  bar. En déduire l'enthalpie molaire standard de formation  $\Delta H_f^0$  de l'ammoniac gazeux à la même température.

Réponses :

D.1.  $q = -737,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .  $q < 0 \Rightarrow$  la chaleur est dégagée.

D.2.  $C_p$  (alliage) =  $0,384 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{g}^{-1}$ .

D.3.  $q = 122,94 \text{ kJ}$

D.4.  $q = -51,91 \text{ kJ}$

D.5.  $\Delta H_{\text{vap}}^0 = +44,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D.6.  $\Delta H_r^0 = -777,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . La réaction est exothermique.

D.7. a)  $\Delta H_r^0(298 \text{ K}) = +177,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , b)  $\Delta H_r^0(700 \text{ K}) = +176,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D.8.  $\Delta H_f^0(\text{C}_2\text{H}_2) = +226,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

D.9.  $\Delta H_r^0 = -91,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta H_f^0(\text{NH}_3) = -45,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Capacité calorifique spécifique de divers matériaux			
Matériaux	$C_p$ [ J · K <sup>-1</sup> · g <sup>-1</sup> ]	Matériaux	$C_p$ [ J · K <sup>-1</sup> · g <sup>-1</sup> ]
air	1,01	éthanol (l)	2,42
eau (s)	2,03	PE	2,30
eau (l)	4,18	granit	0,80
eau (g)	2,01	cuivre	0,38

Enthalpies molaires standard de changement d'état (à la $T$ de transition)				
Substance	Point de fusion [ K ]	$\Delta H_{fus}^0$ [ kJ · mol <sup>-1</sup> ]	Point d'ébullition [ K ]	$\Delta H_{vap}^0$ [ kJ · mol <sup>-1</sup> ]
eau	273,2	6,01	373,2	40,7
éthanol	158,7	4,60	351,5	43,5
ammoniac	195,4	5,65	239,7	23,4
hélium	3,5	0,021	4,2	0,084

Enthalpies standard de formation à $T = 25^\circ\text{C}$			
Composé	$\Delta H_f^0$ [ kJ · mol <sup>-1</sup> ]	Composé	$\Delta H_f^0$ [ kJ · mol <sup>-1</sup> ]
CO (g)	– 110,4	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	– 1668,2
CO <sub>2</sub> (g)	– 393,3	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	– 821,4
N <sub>2</sub> O (g)	+ 81,0	H <sub>2</sub> O (g)	– 241,6
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> (g)	+ 9,7	H <sub>2</sub> O (l)	– 285,6
PCl <sub>3</sub> (g)	– 306,0	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	– 192,3
PCl <sub>5</sub> (g)	– 398,8	HCl (g)	– 92,4
POCl <sub>3</sub> (g)	– 529,2	HF (g)	– 268,4
CaCO <sub>3</sub> (s)	– 1205,9	HI (g)	+ 25,9
CaO (s)	– 634,9	I <sub>2</sub> (g)	+ 62,3