



FIGURE 1 – Exemple de soudure entre deux rails (d'après wikipédia)

Exemple 1 :

On donne les enthalpies standard de formation à 298 K :

- oxyde ferrique $Fe_2O_{3(s)}$: $\Delta_f H^\circ(Fe_2O_{3(s)}) = -824 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
- alumine, $Al_2O_{3(s)}$: $\Delta_f H^\circ(Al_2O_{3(s)}) = -1670 \text{ kJ.mol}^{-1}$;

1 - Écrire les équations de réaction associées à la formation de chacun de ces oxydes.

2 - Calculer l'enthalpie standard de la réaction d'aluminothermie correspondant à la réaction entre l'oxyde de fer $Fe_2O_{3(s)}$ et l'aluminium à 298 K.

Exemple 2 :

On donne les enthalpies standard de formation à 298 K :

- du chlorure de sulfuryle SO_2Cl_2 : $\Delta_f H^\circ(SO_2Cl_2) = -390 \text{ kJ.mol}^{-1}$;
- du dioxyde de soufre SO_2 : $\Delta_f H^\circ(SO_2) = -297 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Calculer l'enthalpie standard de la réaction de dissociation de SO_2Cl_2 en dioxyde de soufre et dichlore à 298 K. (Tous ces composés sont gazeux).

Exemple 3 :

Un chalumeau est alimenté en dihydrogène et dioxygène à la température de 298 K.

1 - Écrire la réaction de combustion du dihydrogène avec des coefficients stoechiométriques entiers et minimaux et déterminer son enthalpie standard de réaction.

2 - Calculer la température de flamme adiabatique du chalumeau alimenté dans les proportions stoechiométriques.

3 - Si le chalumeau est alimenté avec de l'air et du dihydrogène : (2 mol de H_2 , 1 mol de O_2 et 4 mol de N_2) quelle est alors la température de flamme ?

Données : à 298 K

- $C_{p,m}^\circ(N_2) = 29 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$;
- $C_{p,m}^\circ(H_2O) = 34 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$;
- $\Delta_f H^\circ(H_2O_{(g)}) = -241,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$



Exemple 4 :

On introduit un volume de $V_1 = 100 \text{ mL}$ de soude (Na^+, OH^-) de concentration $c_1 = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ dans un calorimètre de capacité thermique $C_{cal} = 100 \text{ J.K}^{-1}$. La température de l'ensemble est alors de $\theta_1 = 20,0^\circ\text{C}$. On ajoute un volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$) de concentration $c = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ à la température $\theta_2 = \theta_1$. On note c_{eau} la capacité thermique massique de l'eau liquide et $\theta_f = 26,1^\circ$ la température finale une fois la réaction effectuée.

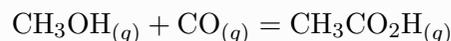


- 1 - Établir la réaction susceptible de se produire. Calculer sa constante de réaction et conclure.
- 2 - Déterminer l'avancement x de la réaction.
- 3 - Exprimer puis calculer l'enthalpie standard de réaction en fonction des masses m_1 et m_2 et des températures.

Données : $K_e = 10^{-14}$; $\rho = 1,0 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$; $c_p = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$

Exemple 5 :

Le procédé industriel Monsanto de synthèse de l'acide éthanoïque a été mis au point en 1971. Il consiste en la carbonylation du méthanol en présence d'un catalyseur à base de rhodium. Il permet la fabrication de plus d'un million de tonnes d'acide éthanoïque par an.



- 1 - Calculer l'entropie standard de la réaction à 298 K.
- 2 - Justifier le signe de cette entropie standard.

composé	$\text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_{(g)}$
$S_m^\circ \text{ (J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})$	239,8	197,7	282,4

Exemple 6 :

À 298 K, les potentiels chimiques standard du carbone graphite (G) et du carbone diamant (D) sont tels que

$$\mu^\circ(\text{D}) - \mu^\circ(\text{G}) = 2,85 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

. Sous quelle variété allotropique le carbone est il stable sous une pression de 1 bar.



Exemple 7 :

Le premier réducteur utilisé pour réduire l'oxyde de chrome (III) Cr_2O_3 en chrome métallique fut le dihydrogène qui est alors oxydé en vapeur d'eau. Dans un récipient de volume $V = 10 \text{ L}$, initialement vide, on introduit 0,1 mol de dihydrogène gazeux et $5,0 \cdot 10^{-4}$ mol de $\text{Cr}_2\text{O}_3_{(s)}$. Le récipient est porté à 1407 K.

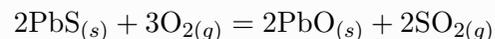
- 1 - Écrire l'équation de la réaction de réduction d'une mole de Cr_2O_3 solide en chrome métallique solide par H_2 gazeux.
- 2 - Justifier l'absence de valeur dans les données pour l'enthalpie de formation de $\text{Cr}_{(s)}$ et $\text{H}_{2(g)}$.
- 3 - Calculer l'enthalpie standard, l'entropie standard. et l'enthalpie libre standard de cette réaction à 1300 K. Commenter ces valeurs.
- 4 - Dans quelle domaine de température la réaction est elle favorisée thermodynamique ?

Données supposées indépendantes de la température :

composé	$\text{Cr}_2\text{O}_3_{(s)}$	$\text{Cr}_{(s)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ \text{ (kJ.mol}^{-1})$	-1140				-242
$S^\circ \text{ (J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1})$	81	24	131	205	189

Exemple 8 :

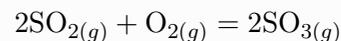
La première étape du procédé industriel d'élaboration du plomb consiste en une étape de grillage de la galène selon la réaction effectuée à 700 °C :



Calculer la variance d'un système à l'équilibre contenant PbS, O₂, PbO et SO₂. Que peut-on déduire de cette valeur ?

Exemple 9 :

On étudie l'équilibre suivant dans un domaine de température où tous les composés sont gazeux et assimilés à des gaz parfaits. :



La constante thermodynamique K associée à l'équilibre étudié est déterminé à deux températures différentes :

$$K(T = 300 \text{ K}) = 4,2 \cdot 10^{24} \quad \text{et} \quad K(T = 600 \text{ K}) = 2,5 \cdot 10^7$$

Calculer l'enthalpie standard de réaction à 298 K. Commenter le signe de la valeur obtenue. *Données* : R = 8,314 J.K⁻¹.mol⁻¹

Exemple 10 :

Le ciment Portland est le plus utilisé au monde. Son « clinker » est fabriqué dans un four à 1700 K sous un bar par la réaction entre du calcaire CaCO₃ et de l'argile assimilée à de la silice SiO₂. Il y a formation de gaz carbonique CO₂.

Données :

- Constante des gaz parfaits R = 8,314 J · K⁻¹ · mol⁻¹
- Masses molaires et données thermodynamiques :

Atome	H	C	O	Si	Ca
Masse atomique (g.mol ⁻¹)	1	12	16	28	40

Constituant	CO _{2(g)}	CaCO _{3(s)}	SiO _{2(s)}	Ca ₃ SiO _{5(s)}
$\Delta_f H^0$ (kJ.mol ⁻¹)	-393	-1206	-910	-2930
S_m^0 (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹)	213,6	92,29	41,28	130,5

Constituant	N _{2(g)}	O _{2(g)}	H ₂ O _(g)	CH _{4(g)}	CO _{2(g)}
$C_{p,m}^0$ (J.mol ⁻¹ .K ⁻¹)	29,1	29,4	33,6	35,3	37,1

- 1 - Écrire le bilan réactionnel (réaction (1)) entre la silice et le carbonate de calcium qui engendre une mole du constituant solide principal du ciment, c'est-à-dire une mole de silicate de calcium Ca₃SiO₅.
- 2 - Calculer, à partir des données, l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$ pour une mole de silicate formée.
- 3 - Calculer, à partir des données, l'entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$ pour une mole de silicate formé.
- 4 - En déduire que l'expression de l'enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ$ peut s'écrire : $\Delta_r G_1^\circ(T) = A \left(1 - \frac{T}{T_i}\right)$ Donner les valeurs de A et T_i.
- 5 - Évaluer la constante d'équilibre de la réaction (1) à 1700 K. Commenter le choix industriel pour la valeur de T.
- 6 - Déterminer la masse de CO₂ produite par tonne de ciment produit, en ne considérant que le CO₂ produit par la réaction (1). Commenter sachant que la production de ciment dans le monde représente 4,6 milliards de tonnes par an. A titre d'information, les émissions totales de la France sont d'environ 4,5 milliards de tonnes de CO₂ par an.