Thermochimie

Exercice 1 :

$$R = \frac{P.V}{n.T} = \frac{1 \times 22,4}{1 \times 273,15} = 0,082 \text{ L.atm.}$$

$$= 0,082 \times 10^{-3} \times 10^{5}$$

$$= 8,2 \text{ pa.m}^3.\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$= 8,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$= 1,96 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Exercice 2 :

$$2CuO + C \longrightarrow CO_2 + 2Cu$$

$t=0$	0,02	0,05	0	0
t_ε	$0,02-2\varepsilon$	$0,05-\varepsilon$	ε	2ε
t_f	0	0,04	0,01	0,02

avec $\varepsilon = 0,01$

thermodynamiquement possible, donc S(blanc) est plus stable

Exercice 7:

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

a/ $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

"Hess" $\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{produits}) - \sum \Delta H_f(\text{réactifs})$

$= \Delta H_f(CaO_{(s)}) + \Delta H_f CO_{2(g)} - \Delta H_f$

$= -393,14 - 634,11 + 179,11$

$= +182,86\ KJ/mol$

$\Delta S_r = \sum S(\text{produit}) - \sum S(\text{réactifs})$

$= S_{CaO(s)} + S_{CO_2(g)} - S_{CaCO_3(s)}$

$= 213,6 + 39,71 - 92,8$

$= +160,51\ J/mol.K$

$\Delta G = \Delta H + T\Delta S = +182,86 \times 10^3 - 298 \times +160,51 = \oplus +135,330$

Donc réaction est impossible thermodynamiquement

b/

$\Delta G < 0 \Rightarrow \Delta H - T\Delta S < 0$

$T > \frac{\Delta H_r}{\Delta S_r} = +1139\ K$

$\approx 866°C$

$\delta Q = d(U+PV) \Rightarrow Q = \Delta U + RT\Delta n$

$\Delta H = \Delta U + RT\Delta n$

à $T°$ $\Rightarrow \Delta U = Q = \Delta H - RT\Delta n$ (2-3 (gaz))

$\Delta U = \Delta H + RT$

$= -362,5$ KJ/mol

Exercice 4:

$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)} + E = -22,08$ KJ

avec $25°C = 298$ K

donc $\Delta H_R(T) = \Delta H_R°(25°) + \int_{298}^{T} \Delta C_p dT$

$= -22,08 + \int_{T_0}^{T} (2C_p(NH_{3(g)}) - C_p(N_{2(g)}) - 3C_p(H_{2(g)}))$

Exercice 5:

Rappel:

$S = \int \frac{\delta Q}{T} dT$

et $\Delta S_{univ} = \Delta S_{syst} + \Delta S_{ext}$

$S_{(g)} > S$

$\Delta H_R° = \Sigma \Delta H_f°(\text{produit}) - \Sigma \Delta H_f°(\text{réactif})$

$\Delta S_R = \Sigma S(\text{produits}) - \Sigma S(\text{réactifs})$

$CH_3OH_{(g)} + CO_{(g)} \xrightarrow{\Delta H_R(25°)} CH_3CO_2H_{(g)}$

Exercice 3 :

Rappel :

1) $\Delta U = W + Q \Rightarrow dU = \delta w + \delta Q$

$= -pdV + \delta Q$

transf° isochore $\Rightarrow dU = \delta Q \Rightarrow \Delta U = Q_v$

$d(p.v) = p\,dV + V\,dp$

$dU = -d(pV) + \delta Q$

$\delta Q = d(U + pV) \Rightarrow \delta Q = dH$

$\Delta H = Q_p$

2) $C_2H_5OH_{(liq)} + 3\,O_{2(g)} \longrightarrow 2\,CO_{2(g)} + 3\,H_2O_{(liq)} + E$

$\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{produits}) - \sum \Delta H_f(\text{réactifs})$

$= 2\,\Delta H_f(CO_{2(gaz)}) + 3\,\Delta H_f(H_2O_{(liq)})$

$- \Delta H_f(C_2H_5OH_{(liq)}) - 3\,\Delta H_f(O_{2(g)})$

or $\Delta H_f(O_2) = 0$

donc $\Delta H_r = -1365\ KJ/mol$

2)

a/ $\Delta H_r^\circ(298) = \Delta H_f(CH_3CO_2H) - \Delta H_f(CO) - \Delta H_f(CH_3OH) = \boxed{-148,8\ kJ\ mol^{-1}}$

b/ $\Delta S_r^\circ(298) = S_{CH_3CO_2H} - S_{CO(g)} - S_{CH_3OH}$

$= \boxed{-2155,1\ J.K^{-1}mol^{-1}}$

Exercice 5:

$CH_3OH_{(g)} + CO \longrightarrow CH_3CO_2H$

$\Delta H_r^\circ(298) = \Delta H_f^{(g)}(CH_3CO_2H) - \Delta H(CO) - \Delta H_f(CH_3O$

Exercice 6:

$\Rightarrow\Rightarrow \quad = \Rightarrow$

$\Delta S_{ext} = -\frac{\Delta H_r}{T}$

conditions pour la spontanéité :

$\Delta S_r - \frac{\Delta H}{T} > 0$

$\Delta S_r > \frac{\Delta H}{T} \Rightarrow T > \frac{\Delta H_r}{\Delta S_r}$

$\Delta H_r - T\Delta S < 0$

et S

S_n (blanc) $\xleftarrow{\text{gris}}$ $\xrightarrow{}$ S_n (gris) — correct

S : 2,37 $\xrightarrow{298K}$ 25,75 J.mol^{-1}

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$= 2,21 \times 10^3 - 298(25,75 - 2,37)$

$= +2,\ \times 10^3\ J.mol^{-1}$

$\Delta G > 0 \Leftrightarrow$ La réaction n'est pas thermo-