

5

1

a) Energia reticular o energia de xarxa és la quantitat d'energia que es desprèn quan es forma un mol de compost iònic sòlid a partir dels ions corresponents en estat gasós.

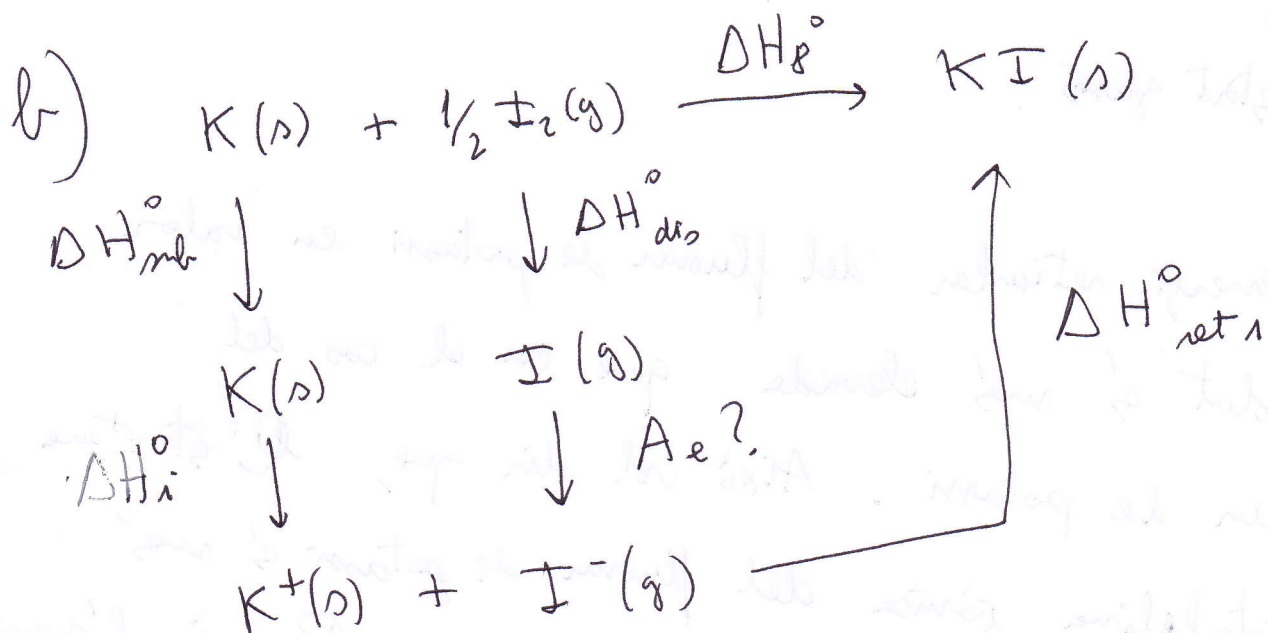
L'energia reticular del fluorur de potassi en valor absolut és més elevada que en el cas del iodur de potassi. Això vol dir que, l'estructura cristal·lina iònica del fluorur de potassi és més forta que la del iodur de potassi. Perquè l'energia reticular (U) depèn de la mida i de la

càrrega dels ions. Serà més gran com més petit és el radi dels ions i més gran és la seva càrrega.

En aquest cas, els més petits que

anions F^- del KF són els anions I^- del KI

Per tant, en el KF , els F^- i els cations K^+ es poden apropar més i per tant tindran una més gran atracció elèctrica entre ells i més forta és la xarxa tridimensional cristal·lina.

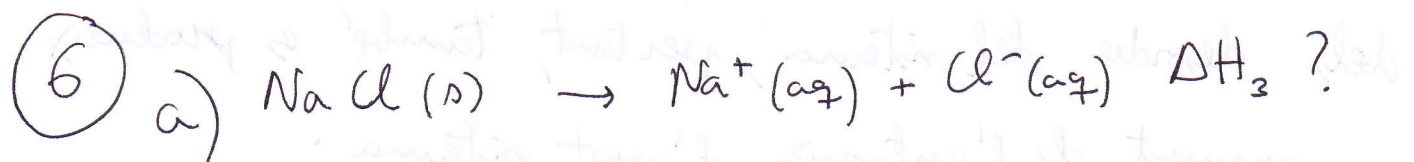


$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{sub}^\circ + \Delta H_i^\circ + \Delta H_{dis}^\circ + Ae + \Delta H_{ret1}^\circ$$

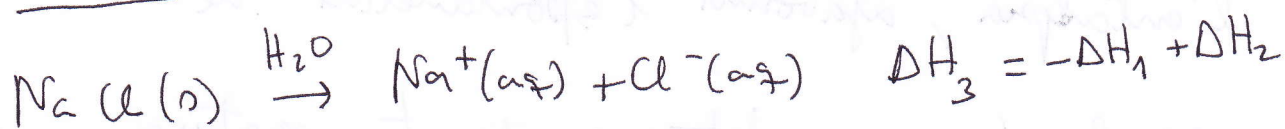
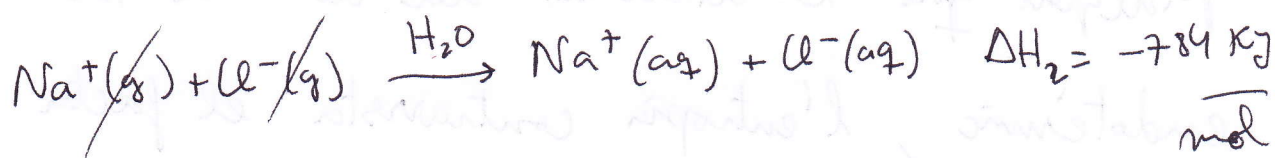
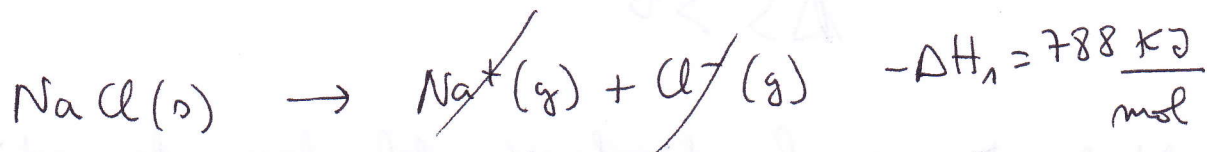
$$Ae = \Delta H_f^\circ - \Delta H_{sub}^\circ - \Delta H_i^\circ - \Delta H_{dis}^\circ - \Delta H_{ret1}^\circ$$

$$Ae = -330's - 43's - 418'3 - 150'9 - (-631'8)$$

$$Ae = -311'4 \text{ KJ/mol}$$



Llei de Hess:



$\Delta H_3 = 788 - 784 = 4 \text{ kJ/mol}$

Reacció
endotèrmica

$\Delta H_{\text{dissolució}} = \Delta H_{\text{solvatació}} - U$

ΔH_1 és l'energia reticular d'un compost iònic

ΔH_2 és l'energia calòrica de solvatació

b) El canvi de l'entropia té un paper important en la dissolució de compostos iònics, ja que sempre que es produeix el trencament de la xarxa iònica que fa que es dispersen els ions, es produeix un augment

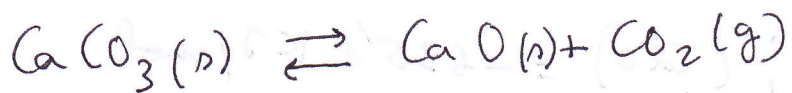
(4)
del desordre del sistema, per tant, també es produeix
un augment de l'entropia d'aquest sistema:

$$\Delta S > 0$$

Malgrat que la dissolució del clorur de sodi és
endotèrmic, l'entropia contraresta el factor de
l'entalpia, afavorint l'espontaneïtat de la
dissolució a una determinada temperatura.

Així, un procés és espontani si en ell s'observa
una disminució de l'entalpia lliure ($\Delta G < 0$) i
com $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, com que el
terme $T \cdot \Delta S$ és més gran que ΔH , el procés de
dissolució serà espontani encara que sigui endotèrmic.

(7)



a)

$$\Delta S_r^\circ ?$$

$$\Delta S_r^\circ = n_{\text{CO}_2} \cdot S_{\text{CO}_2}^\circ + n_{\text{CaO}} \cdot S_{\text{CaO}}^\circ - n_{\text{CaCO}_3} \cdot S_{\text{CaCO}_3}^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = 1 \cdot 213'7 + 1 \cdot 39'8 - 1 \cdot 92'9$$

$$\Delta S_r^\circ = 160'6 \text{ J/Kmol}$$

Segons el 2n principi de la termodinàmica:

L'entropia de l'univers en un procés espontani sempre augmenta.

$$\Delta S_{\text{univers}} > 0$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{exterior}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = 160'6 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} + \left(-600'1 \frac{\text{J}}{\text{Kmol}} \right)$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = -439'5 \frac{\text{J}}{\text{Kmol}} < 0 \quad \text{aquesta}$$

reacció no és espontània en condicions estàndard perquè no compleix el 2n principi de la termodinàmica

b)

(6)

Dades: $\Delta H_f^\circ (\text{CaO}) = -635'1 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3) = -1207 \text{ KJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393'5 \text{ KJ/mol}$

$$\Delta H_n^\circ = n_{\text{CO}_2} \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + n_{\text{CaO}} \cdot \Delta H_f^\circ (\text{CaO}) - n_{\text{CaCO}_3} \cdot \Delta H_f^\circ (\text{CaCO}_3)$$

$$\Delta H_n^\circ = 1 \cdot (-393'5) + 1 \cdot (-635'1) - 1 \cdot (-1207)$$

$$\Delta H_n^\circ = 178'4 \text{ KJ/mol} = 178'4 \cdot 10^3 \text{ J/mol}$$

$$\Delta G_n^\circ = \Delta H_n^\circ - T \cdot \Delta S_n^\circ$$

Equilibri $\rightarrow \Delta G_n^\circ = 0 \rightarrow 0 = \Delta H_n^\circ - T \cdot \Delta S_n^\circ \rightarrow$

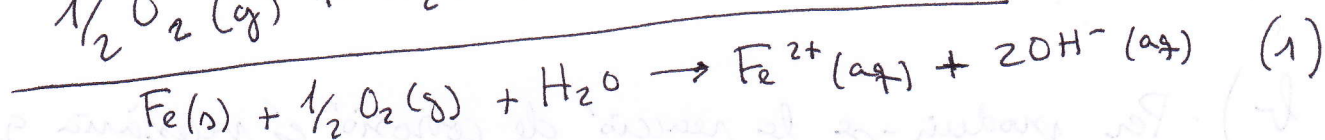
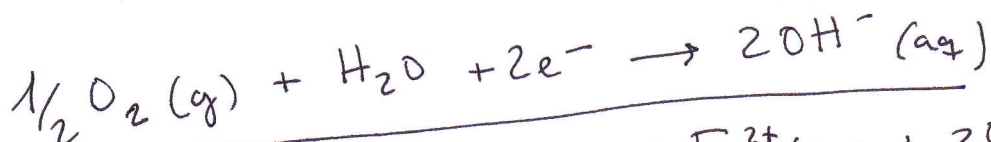
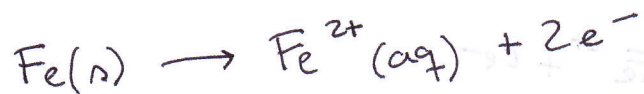
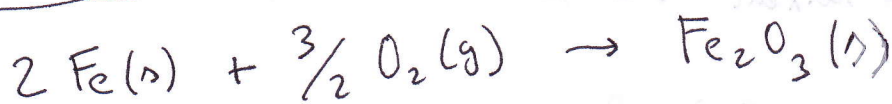
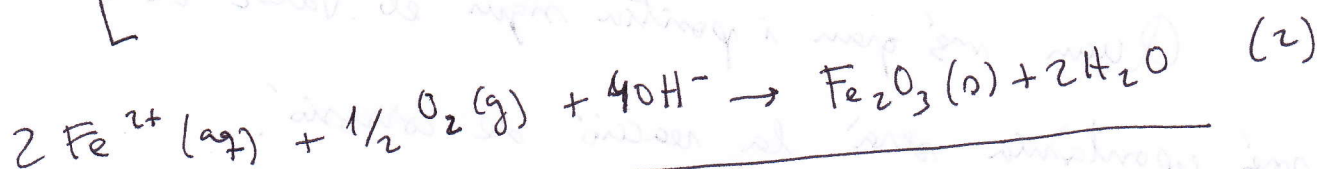
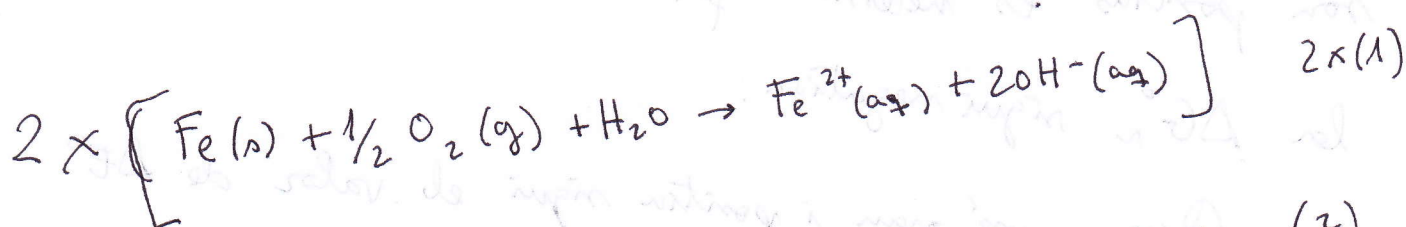
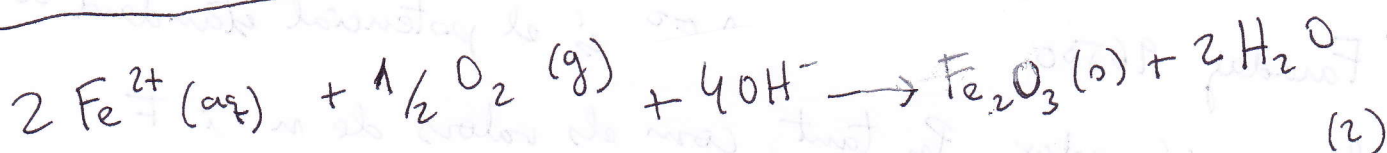
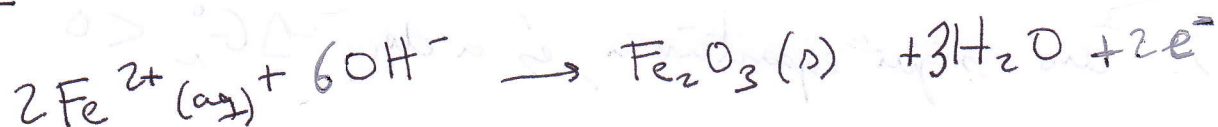
$$\rightarrow T = \frac{\Delta H_n^\circ}{\Delta S_n^\circ} = \frac{178'4 \cdot 10^3 \text{ J/mol}}{160'6 \text{ J/Kmol}} =$$

$$T = 1110'8 \text{ K}$$

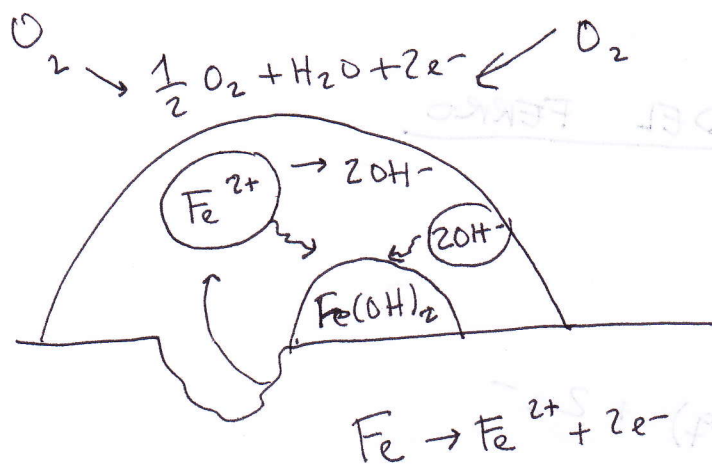
a partir d'aquesta temperatura

la reacció serà espontània

(8)

a) CORROSIÓN DEL FERRO1a fase:2a fase:

rovell



b) Per produir-se la reacció de corrosió és necessària que la reacció sigui espontània, és a dir, $\Delta G_r^\circ < 0$

$$\Delta G_r^\circ = -n \cdot F \cdot \Delta E^\circ$$

on n són els electrons intercanviats, F és la constant de Faraday 96500 C/mol i ΔE° és el potencial estàndard de la reacció redox. Per tant, com els valors de n i F són positius es necessita que ΔE° també ho sigui perquè la ΔG_r° sigui negativa.

Quan més gran i positiu sigui el valor de ΔE° més espontània serà la reacció de corrosió.

Per tant, l'ordre decreixent de la corrosió dels metalls

és: $Zn > Ni > Fe > Ag$

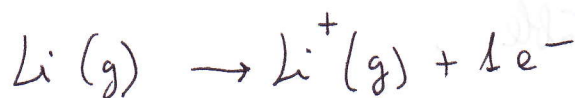
→
↓ facilitat de corrosió

(9)

(9)

a) $EI(\text{Li})$? $A_e(\text{F})$?

$$EI(\text{Li}) = 520 \text{ kJ}$$



$$A_e(\text{F}) = -328 \text{ kJ}$$



L'energia reticular d'un sòlid iònic és l'energia que es despen quan es forma un 1 mol d'un sòlid iònic formant-se una xarxa cristal·lina tridimensional a partir dels seus cations i anions en estat gasós.

$$\text{E} \boxed{U(\text{LiF}) = -1047 \text{ kJ}}$$

b) L'energia reticular depèn de la grandària i la càrrega dels cations i anions que formen la xarxa tridimensional.

El iodur de potassi (KI) té una energia reticular més petita en valor absolut, s'a dir, es despen menys energia en formar-se el cristall, ja que el K^+ s'és més gran que el Li^+ .

i l'anio F^- e' me' petit qe el I^- . Per tant, quan me' petits siguin podran apropar-se me' i la forza electrica d'atraccio qe e' me' forta i la xarxa me' stable.

$$E(I) = 200 \text{ kJ}$$

$$A_e(F) = -358 \text{ kJ}$$

$$U(I,F) = -404 \text{ kJ}$$