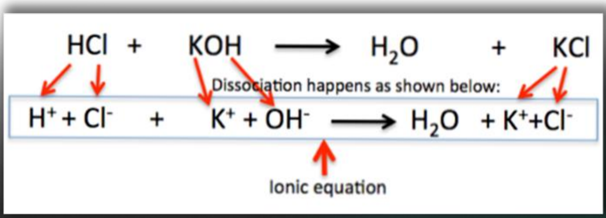
SHORT NOTE

5

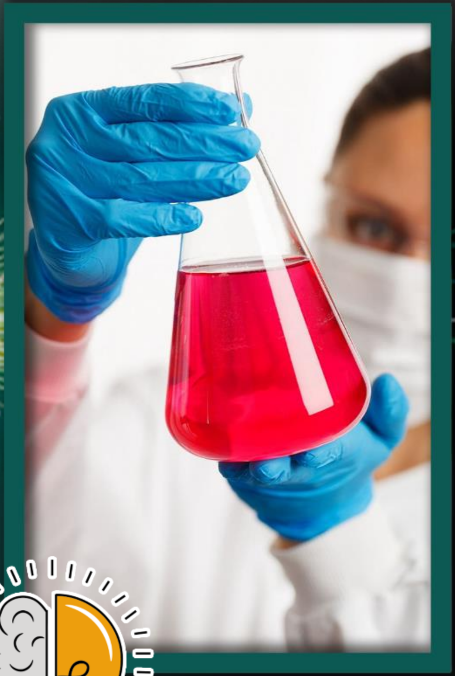
Chemistry

ශක්ති විද්‍යාව

Energetics



කෙටි සටහන්



මොරටුව විශ්ව විද්‍යාලයීය ලියෝ සමාජය

පද්ධතිය

විශ්වයෙන් අධ්‍යනයට භාජනය වන කොටස පද්ධතියයි.

වටපිටාව

පද්ධතියෙන් පරිභාහිර සියල්ල වටපිටාවයි.

සීමාව

පද්ධතිය වටපිටාවෙන් වෙන්කරන මායිමයි.

- මායිමේ ස්වභාවය අනුව පද්ධති ප්‍රධාන වර්ග 3කි.

විවෘත පද්ධති	**සංවෘත පද්ධති**	**ඒකලිත පද්ධති**
සීමාව හරහා ශක්තිය හා පදාර්ථය යන දෙකම හුවමාරු වේ.	සීමාව හරහා ශක්තිය හුවමාරු විය හැකි නමුත් පදාර්ථය හුවමාරු නොවේ.	සීමාව හරහා ශක්තිය හෝ පදාර්ථය හුවමාරු නොවේ.
පද්ධතියේ මුළු ශක්තිය හෝ පදාර්ථය නියත නොවේ.	පද්ධතියේ මුළු පදාර්ථය නියත නමුත් මුළු ශක්තිය නියත නොවේ.	පද්ධතියේ මුළු ශක්තිය හා මුළු පදාර්ථය නියත වේ.
පද්ධතිය මත හෝ ඉන් ඉවතට කාර්යය කල හැක.	පද්ධතිය මත හෝ ඉන් ඉවතට කාර්යය කල හැක.	පද්ධතිය මත හෝ ඉන් ඉවතට කාර්යය කල නොහැක.

අන්වීක්ෂීය ගුණ

පද්ධතියක පවතින තනි අංශුවක් පිළිබඳව සලකා නිර්ණය කරනු ලබන ගුණයි.

උදා -: අණුවල වේගය, චාලක ශක්තිය

මහේක්ෂීය ගුණ

පද්ධතියක් සමස්තයක් වශයෙන් සලකා නිර්ණය කරනු ලබන ගුණයි.

විත්ති ගුණ -: පදාර්ථ ප්‍රමාණය මත රදා පවතින ගුණයි.

උදා -: පරිමාව ස්කන්ධය, මවුල ප්‍රමාණය, තාප ධාරිතාව, එන්තැල්පිය

ඝටනා ගුණ -: සමස්තයක් වශයෙන් සලකා නිර්ණය කරනු ලබන ගුණයි.
උදා -: පරිමාව, ස්කන්ධය, මවුල ප්‍රමාණය, තාප ධාරිතාව

පද්ධතියක අවස්ථාව

පද්ධතියක උෂ්ණත්වය, පීඩනය, සංයුතිය ආදී තොරතුරු පද්ධතියේ අවස්ථාව නම් වේ.

අවස්ථා ශ්‍රිත

පද්ධතියක් පවතින අවස්ථාවට සුවිශේෂී අගයන් සහිත ගුණ අවස්ථා ශ්‍රිත නම් වේ.

මෙම ගුණ පද්ධතියේ ඉතිහාසය මත රදා නොපවතී.

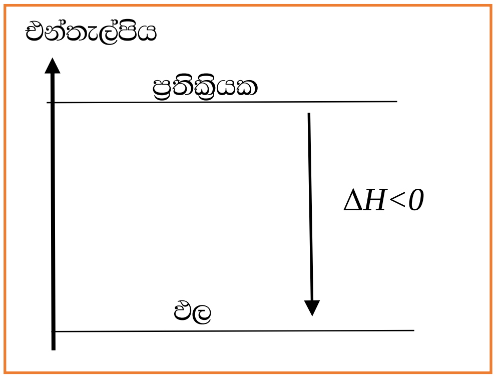
අවස්ථා ශ්‍රිතයක වෙනස්වීමේ ප්‍රමාණය ආරම්භක හා අවසාන අවස්ථාව මත පමණක් රදා පවතින අතර වෙනස සිදුකරන මාර්ගයෙන් ස්වායක්ත වේ.

තාපදායක ප්‍රතික්‍රියා

යම් ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදුවීමෙන් පසු ඵල නැවත මුල් උෂ්ණත්වයට පැමිණීමේ දී පරිසරයට තාප ශක්තිය මුදා හරින ක්‍රියාවලියකි.

පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ශක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ශක්තියට වඩා අඩු ය.

පද්ධතිය විසින් වටපිටාවට තාපය නිදහස් කරන තාපදායක ක්‍රියාවලියක ΔH ඍණ වේ.

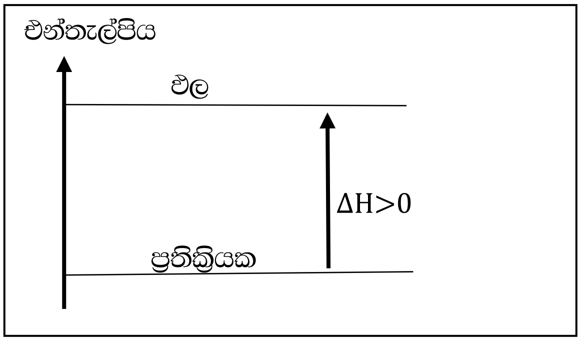


තාපඅවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා

යම් ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදුවීමෙන් පසු ඵල නැවත මුල් උෂ්ණත්වයට පැමිණීමේ දී පරිසරයෙන් තාප ශක්තිය අවශෝෂණය කරන ක්‍රියාවලියකි.

පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ශක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ශක්තියට වඩා වැඩි ය.

පද්ධතිය විසින් වටපිටාවෙන් තාපය අවශෝෂණය කරගන්නා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියක ΔH ධන වේ.



සම්මත අවස්ථාව

නියම කරන ලද උෂ්ණත්වයක හා සම්මත පීඩනයේ (1atm) පවතින ද්‍රව්‍යයක් සම්මත අවස්ථාවේ පවතින ද්‍රව්‍යයක් ලෙස හඳුන්වයි.

එන්තැල්පිය

එන්තැල්පි විපර්යාසය (ΔH)

නියත පීඩනයක් යටතේ දී පද්ධතියකට සපයනු ලබන/පද්ධතියෙන් පිට කරනු ලබන තාප ප්‍රමාණයයි.

$$\Delta H = \sum \upsilon_p H(\text{ඵල}) - \sum \upsilon_r H(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$$

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය ($\Delta H^\circ / \Delta H^\circ_{rxn}$)

සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී ප්‍රතික්‍රියාවේ දැක්වෙන ප්‍රමාණ මගින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඵල සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$\Delta H^\circ = \sum \upsilon_p H^\circ(\text{ඵල}) - \sum \upsilon_r H^\circ(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$$

ඒකක -: **kJ mol^{-1}**

<u>සම්මත එන්තැල්පි පද</u>

සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය(ΔH°_f)

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති යම් ද්‍රව්‍යයක මවුලයක්, සම්මත අවස්ථාවේ සමුද්දේශ ස්වරූපයෙන් ඇති එහි සංඝටිත මූලද්‍රව්‍යවලින් උත්පාදනය කිරීමේදී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
$H_2(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$:
$\Delta H^\circ_{f\,(H_2O,l)} = -285.8$ **kJ mol^{-1}**

සමුද්දේශ ස්වරූපයේ (වඩා ස්ථායි ආකාරයේ) ඇති සංශුද්ධ මූලද්‍රව්‍යයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය ශුන්‍ය වේ.
උදා-:$Na(s)$, $H_2(g)$, $N_2(g)$, $O_2(g)$, $C(s,\ graphite)$, $Br_2(l)$

සම්මත දහන එන්තැල්පිය(ΔH°_C)

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක හෝ මවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති අතිරික්ත ඔක්සිජන් ප්‍රමාණයක සම්පූර්ණයෙන් දහනය වී සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඵල ලබා දීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$:
$\Delta H^\circ_{C(C_3H_8,g)} = -2219.9$ **kJ mol^{-1}**
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$:
$\Delta H^\circ_{C(C,s)} = -393.5$ **kJ mol^{-1}**

සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය(ΔH°_D)

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ප්‍රභේදයක බන්ධන මවුලයක් විඝටනය කරමින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය විශේෂයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය මූලද්‍රව්‍ය හෝ සංරචක බවට විඝටනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

මෙය අනිවාර්ය තාප අවශෝෂක ක්‍රියාවලියකි.

උදා-:
$H_2(g) \rightarrow 2H(g)$:

$\Delta H^\circ_{D\ (H_2,g)}$ = 432 kJ mol^{-1}

$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g)$:

$\Delta H^\circ_{D\ (CH_4,g)}$ = 428 kJ mol^{-1}

<u>බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය කෙරෙහි බලපාන සාධක :</u>

1. බන්ධන ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව
බන්ධනයක ඉලෙක්ට්‍රෝන සංඛ්‍යාව වැඩි වන විට බන්ධන ශක්තිය වැඩි වේ.
ඒක බන්ධන, ද්විත්ව බන්ධන, ත්‍රිත්ව බන්ධන පිළිවෙළට බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය වැඩි වේ.

2. බන්ධන දිග
බන්ධනය කෙටි වන විට එහි ශක්තිමත් බව වැඩි වේ.

බන්ධනය	බන්ධන දිග (pm)	ΔH°_D (kJ mol^{-1})
F – F	142	+158
Cl – Cl	199	+142
Br – Br	228	+193
I – I	266	+151

(F_2 හි ΔH°_D අපේක්ෂිත අගයට වඩා අඩු වී ඇත්තේ එහි සංයුජතා කවචයේ ඇති එකසර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුගල් අතර ප්‍රබල විකර්ෂණයක් ඇති බැවිනි.)

3. බන්ධනයේ ධ්‍රැවීයතාවය
බන්ධනය වී ඇති පරමාණු දෙක අතර විද්‍යුත් සෘණතා අන්තරය වැඩි වන විට බන්ධනයේ අයනික ලක්ෂණ වැඩි වී බන්ධන ශක්තිය වැඩි වේ.

සම්මත උදාසීනීකරණ එන්තැල්පිය(ΔH°_{neut})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ජලීය H^+ අයන මවුලයක් හා සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ජලීය OH^- අයන මවුලයක් ප්‍රතික්‍රියා වී ජලය මවුලයක් සෑදීම ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

ΔH°_{neut} = -57 kJ mol^{-1}

★ ප්‍රබල අම්ල - ප්‍රබල භෂ්ම සම්මත උදාසීනීකරණ එන්තැල්පිය

$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaCl(aq)$

ΔH°_{neut} = -57 kJ mol^{-1}

$HNO_3(aq) + KOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + KNO_3(aq)$

ΔH°_{neut} = -57 kJ mol^{-1}

$Ba(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + BaCl_2(aq)$

ΔH°_{neut} = - (57×2) kJ mol^{-1}
(H_2O 2mol ක් සෑදෙන බැවිනි.)

$Ba(OH)_2(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + BaSO_4(s)$

ΔH°_{neut} > - (57×2) kJ mol^{-1} (H_2O 2mol වලට අමතරව $BaSO_4$ අවක්ෂේපය සෑදෙන බැවිනි.)

★ දුබල අම්ල - ප්‍රබල භෂ්ම සම්මත උදාසීනීකරණ එන්තැල්පිය

$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + CH_3COO^-Na^+(aq)$

ΔH°_{neut} < - 57 kJ mol^{-1}
(CH_3COOH දුබල අම්ලයක් බැවින් එය අයනීකරණයට බාහිරින් තාපය අවශෝෂණය කරයි.)

$HF(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaF(aq)$

ΔH°_{neut} > - 57 kJ mol^{-1}
(HF දුබල අම්ලයක් බැවින් එය අයනීකරණය සඳහා සුළු තාපයක් බාහිරින් අවශෝෂණය කළ ද F^- සජලනය වීමේදී වැඩි තාපයක් පිට කරයි.)

★ ප්‍රබල අම්ල - දුබල භෂ්ම සම්මත උදාසීනීකරණ එන්තැල්පිය

$HCl(aq) + NH_4OH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NH_4Cl(aq)$

ΔH°_{neut} > - 57 kJ mol^{-1} ΔH°_{neut} < -57 kJ mol^{-1}
(NH_4OH දුබල භෂ්මයක් බැවින් එය අයනීකරණයට බාහිරින් තාපය අවශෝෂණය කරයි.)

සම්මත සද්‍රවණ එන්තැල්පිය(ΔH°_{sol})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය අයන මවුලයක් අතිරික්ත ද්‍රාවක ප්‍රමාණයක් හමුවේ 1.0moldm^{-3} පරිපූර්ණ ද්‍රාවණයක් සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$M^{n+}(g) + solvent \rightarrow M^{n+}(solvent)$

සම්මත සජලන එන්තැල්පිය(ΔH°_{hyd})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය අයන මවුලයක් අතිරික්ත ජල ප්‍රමාණයක ද්‍රවණය වී 1.0moldm^{-3} ද්‍රාවණ තත්ත්වයට පත් වීම ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
$Na^{+}(g)$ + water → $Na^{+}(aq)$

$\Delta H^{\circ}_{hyd(Na+,g)}$ = - **406 kJ mol^{-1}**

සම්මත ද්‍රවණ එන්තැල්පිය($\Delta H^{\circ}_{dissolution}$)

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව්‍යයක මවුලයක් ද්‍රාවක ප්‍රමාණයක ද්‍රවණය වී 1.0moldm^{-3}
ද්‍රාවණයක් සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
NaCl(s) + water → NaCl(aq)

$\Delta H^{\circ}_{dissolution}$ = 1 **kJ mol^{-1}**

සම්මත ඌර්ධවපාතන එන්තැල්පිය (ΔH°_{sub})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඝන තත්ත්වයේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක හෝ
මවුලයක් සම්පූර්ණයෙන්ම සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය තත්වයට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු
වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
Ca(s) → Ca(g) ΔH°_{sub} = 193 **kJ mol^{-1}**

සම්මත වාෂ්පීකරණ එන්තැල්පිය (ΔH°_{evap})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක මවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ
ඇති වායු අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
$Br_2(l)$ → $Br_2(g)$ ΔH°_{evap} = 30.91 **kJ mol^{-1}**

සම්මත විලයන එන්තැල්පිය (ΔH°_{fus})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඝන මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක මවුලයක් ද්‍රව අවස්ථාවට
පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
Al(s) → Al(l) ΔH°_{fus} = 10.7 **kJ mol^{-1}**

සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පිය (ΔH°_{at})

iïu; wjia:dfõ we;s uQ,øjHhla iïu; wjia:dfõ we;s tys jdhquh mrudKq
ujq,hla njg mßj¾;kh ùfï § isÿ jk tka;e,ams úm¾hdihs'

උදා-:
½ $Cl_2(g)$ → Cl(g) ΔH°_{at} = 121 **kJ mol^{-1}**

සම්මත පළමු අයනීකරණ එන්තැල්පිය(ΔH°_{IE1})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක වායුමය පරමාණු මවුලයකින් ඒ එකඑකක න්‍යෂ්ටියට
වඩා ම ලිහිල් ලෙස බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් ඉවත් වී සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ඒක ධන අයන මවුලයක් සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
Na(g) → $Na^{+}(g)$ + e ΔH°_{IE1} = 496 **kJ mol^{-1}**

සම්මත ඉලෙක්ට්‍රෝකරණ එන්තැල්පිය(ΔH°_{EG})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය පරමාණු මවුලයක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් ප්‍රතිග්‍රහණය
කර ගනිමින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ඒක ඍණ අයන මවුලයක් සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා-:
Cl(g) + e → $Cl^{-}(g)$ ΔH°_{EG} = -349 **kJ mol^{-1}**

අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය (ΔH°_{L})

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඝන තත්ත්වයේ ඇති අයනික සංයෝගයක මවුලයක් එහි වායුමය ධන හා ඍණ අයන බවට පත් වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

මෙය අනිවාර්ය තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියකි.

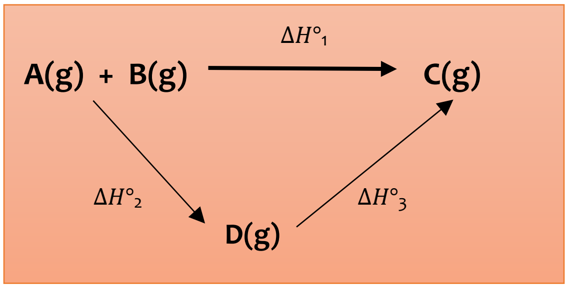
උදා-:
NaCl(s) → $Na^{+}(g)$ + $Cl^{-}(g)$ ΔH°_{L} = +788**kJ mol^{-1}**

හෙස් නියමය

ප්‍රතික්‍රියාවක ප්‍රතික්‍රියක හා ඵල වලට අදාළ තත්ව නියත නම් එම ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි විපර්යාසය එය සිදු කරන මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත වේ.

එනම්, ප්‍රතික්‍රියාව සම්මත අවස්ථාවේ දී සිදු කරන ලදි නම් ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව වෙත එළඹියේ කුමන මාර්ගයකින් වුව ද එන්තැල්පි විපර්යාසය නියත අගයක් ගනී.

උදා-:



හෙස් නියමයට අනුව,

$$\Delta H°_1 = \Delta H°_2 + \Delta H°_3$$

★ එන්තැල්පි විපර්යාසය ගණනය කළ හැකි ආකාර කිහිපයකි.

1. තාප රසායනික චක්‍ර මගින්
2. එන්තැල්පි සටහන් මගින්
3. වීජීය ක්‍රමයෙන්

උදා-:

$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$ -------(1)
$\Delta H° = -2219.9$ kJ mol^{-1}

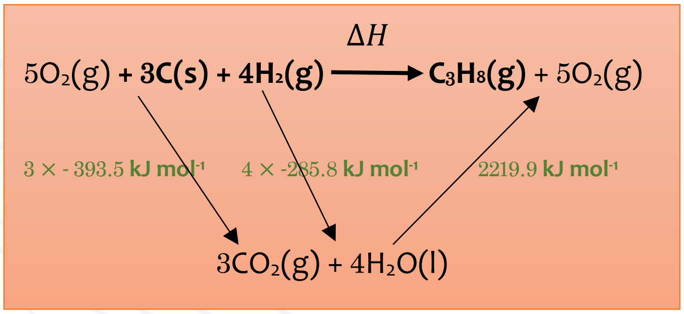
$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ -------- (2)
$\Delta H° = -393.5$ kJ mol^{-1}

$1/2O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ -------- (3)
$\Delta H° = -285.8$ kJ mol^{-1}

ඉහත දත්ත භාවිතයෙන් පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාවෙහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය ගණනය කරමු.

$$3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$$

★තාප රසායනික චක්‍ර මගින්

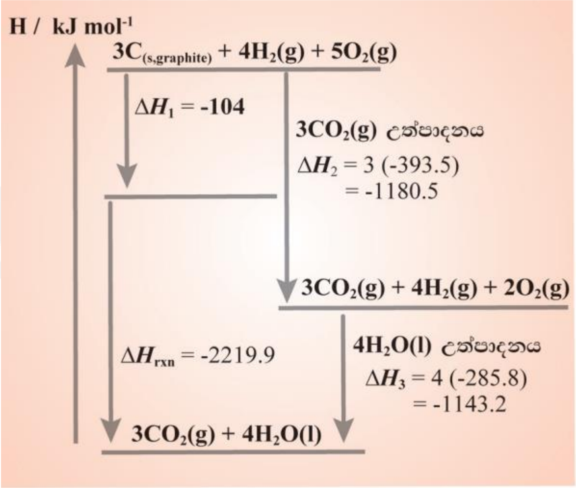


හෙස් නියමයට අනුව,

ΔH =3 (- 393.5 kJ mol^{-1}) + 4 (-285.8 kJ mol^{-1}) + 2219.9 kJ mol^{-1}

=- 103.8 kJ mol^{-1}

★ එන්තැල්පි සටහන් මගින්



★ වීජීය ක්‍රමයෙන්

(2) × 3 මගින්,

$3C(s) + 3O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g)$ -------- (4)
$\Delta H° = 3 \times -393.5$ kJ mol^{-1}

(3) × 4 මගින්,

$2O_2(g) + 4H_2(g) \rightarrow 4H_2O(l)$ -------- (5)
$\Delta H° = 4 \times -285.8$ kJ mol^{-1}

(1) න්,

$3CO_2(g) + 4H_2O(l) \rightarrow C_3H_8(g) + 5O_2(g)$ -------- (6)

$\Delta H° = 2219.9$ kJ mol^{-1}

(4)+(5),

$3C(s)+5O_2(g) + 4H_2(g) \rightarrow 3CO_2(g)+4H_2O(l)$ ---(7)

$\Delta H° = -2323.7$ **kJ mol⁻¹**

(6)+(7),

$3CO_2(g) + 4H_2O(l) + 3C(s) + 5O_2(g) + 4H_2(g)$

$\longrightarrow C_3H_8(g) + 5O_2(g) + 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$

$\Delta H° = -103.8$ **kJ mol⁻¹**

$3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$

$\Delta H° = -103.8$ **kJ mol⁻¹**

★ප්‍රතික්‍රියාවකට සහභාගි වන සියලුම ද්‍රව්‍යවල $\Delta H°_f$ අගයන් දී ඇති අවස්ථාවකදී ප්‍රතික්‍රියාවේ සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය ($\Delta H°$ / $\Delta H°_{rxn}$) ගණනය කිරීමට පහත සමීකරණය භාවිතා කළ හැක.

$$\Delta H°_{rxn} = \sum v_p H°_{f(ඵල)} - \sum v_r H°_{f(ප්‍රතික්‍රියක)}$$

මෙහස v_p හා v_r යනු පිළිවෙළින් ඵලවල හා ප්‍රතික්‍රියකවල ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණක වේ.

උදා-:

$a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D \qquad \Delta H°_{rxn} = ?$

මෙහස a, b, c, d යනු ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණක වේ.මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ $\Delta H°_{rxn}$ පහත දැක්වෙන සමීකරණයෙන් දෙනු ලැබේ.

$$\Delta H°_{rxn} = [\, c\Delta H°_{f[C]} + d\Delta H°_{f[D]}\,] - [\, a\Delta H°_{f[A]} + b\Delta H°_{f[B]}\,]$$

බෝන්හාබර් චක්‍රය

★අයනික සංයෝගයක දැලිස එන්තැල්පිය ප්‍රායෝගිකව සෙවිය නොහැක.

★එය ගණනය කරනුයේ එම අයනික සංයෝගය ආශ්‍රිතව ඇති අනෙකුත් එන්තැල්පි පද භාවිතයෙනි.

★එලෙස අයනික සංයෝගයක දැලිස එන්තැල්පිය ගණනය කිරීමට අඳිනු ලබන තාප රසායනික චක්‍ර මගින් බෝන්-හාබර් චක්‍ර ලෙස හඳුන්වයි.

බෝන්-හාබර් චක්‍රයක් මගින් LiF(s) හි oe,sia ú>gk එන්තැල්පිය සොයමු.

$LiF(s) \longrightarrow Li^+(g) + F^-(g) \quad \Delta H°_L = ?$

$Li(s) + 1/2F_2(g) \longrightarrow LiF(s)$

$\Delta H°_{f(Lif,s)} = -594.1$ **kJ mol⁻¹**

$Li(s) \longrightarrow Li(g)$

$\Delta H°_{sub} = \Delta H°_1 = 155.2$ **kJ mol⁻¹**

$1/2F_2(g) \longrightarrow F(g)$

$\Delta H°_{at} = \Delta H°_2 = 75.3$ **kJ mol⁻¹**

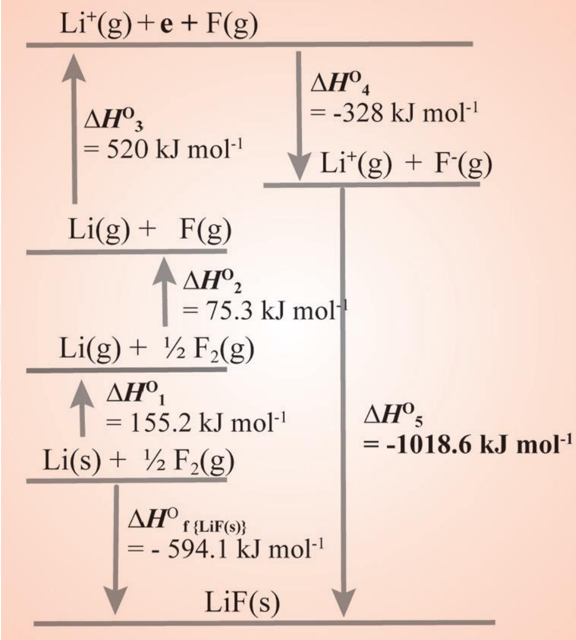
$Li(g) \longrightarrow Li^+(g) + e$

$\Delta H°_{IE1} = \Delta H°_3 = 520$ **kJ mol⁻¹**

$F(g) + e \longrightarrow F^-(g)$

$\Delta H°_{EG} = \Delta H°_4 = -328$ **kJ mol⁻¹**

$Li^+(g) + F^-(g) \longrightarrow LiF(s) \quad \Delta H°_5$



$LiF(s) \longrightarrow Li^+(g) + F^-(g) \quad \Delta H°_L = -\Delta H°_5$

බැවින්,

LiF(s) හි දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය =1018. 6 kJmol⁻¹

ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි

ආරම්භ වීමෙන් පසු ප්‍රතික්‍රියක අවසන් වන තුරු හෝ ඵල ඉවත් නොකරන ලද්දේ නම්
සමතුලිත අවස්ථාවකට එළඹෙන තුරු හෝ සම්පූර්ණත්වය කරා යන ප්‍රතික්‍රියා ස්වයංසිද්ධ ප්‍රතික්‍රියා ලෙස හඳුන්වයි.

එන්ට්‍රොපිය (s)

එන්ට්‍රොපිය යනු පද්ධතියක අක්‍රමවත් බව හෙවත් අහඹුතාව පිළිබඳ මිනුමකි.
එන්ට්‍රොපිය wjia:d Ys%;hls'

ඒකකය (**JK^{-1}mol^{-1}**

★ඝන ද්‍රව්‍යයක් ද්‍රව බවට පත් වීමේදී එහි එන්ට්‍රොපිය වැඩි වන අතර ද්‍රවයක් වාෂ්ප බවට පත් වීමේදී තවදුරටත් එන්ට්‍රොපිය වැඩි වේ'

★උෂ්ණත්වය වැඩි වන විට අණුවල උත්තාරණ හා භ්‍රමණ චලිත වේගවත් වන නිසා උෂ්ණත්වයේ ඉහළ යෑමත් සමඟ ද්‍රව්‍යයක එන්ට්‍රොපිය වැඩි වේ'

ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස ($\Delta S°_{rxn}$)

$$\Delta S°_{rxn} = \sum S°(\text{ඵල}) - \sum S°(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$$

★ප්‍රතික්‍රියක ඵල බවට පත් වීමේ දී මුළු වායු මවුල ප්‍රමාණයේ වැඩි වීමක් වේ නම් $\Delta S°_{rxn}$ හි අගය ධන වේ.
උදා-:
$2NH_3(g) \longrightarrow N_2(g) + 3H_2(g)$

★වායුමය ඵලවල මවුල ප්‍රමාණය, වායුමය ප්‍රතික්‍රියක මවුල ප්‍රමාණයට වඩා අඩු නම් $\Delta S°_{rxn}$ හි සලකුණ ඍණ වේ.
උදා-:
$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$

ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය(G)

ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය (G) එන්තැල්පිය හා එන්ට්‍රොපිය සංකලනය කිරීමෙන් ලබාගන්නා අවස්ථා ශ්‍රිතයකි.

$$G = H - TS$$

නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස ΔG,

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

ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය වෙනස ($\Delta G°_{rxn}/\Delta G°_r$)

නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ දී හා සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස,

$$\Delta G°_{rxn} = \Delta H°_{rxn} - T\Delta S°_{rxn}$$

★සමතුලිතතාවේ ඇති ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G°_{rxn} = 0$ වේ.
★ඉදිරි දිශාවට ස්වයංසිද්ධව සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G°_{rxn} < 0$ වේ.
★ඉදිරි දිශාවට ස්වයංසිද්ධ නොවන ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G°_{rxn} > 0$ වේ.

ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධතාව

$\Delta H°_{rxn}$ (−),$\Delta S°_{rxn}$ (+)
සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.

$\Delta H°_{rxn}$ (+),$\Delta S°_{rxn}$ (+)
ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.

$\Delta H°_{rxn}$ (−),$\Delta S°_{rxn}$ (−)
පහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.

$\Delta H°_{rxn}$ (+),$\Delta S°_{rxn}$ (−)
සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ නො වේ.
(ආපසු ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ ය)