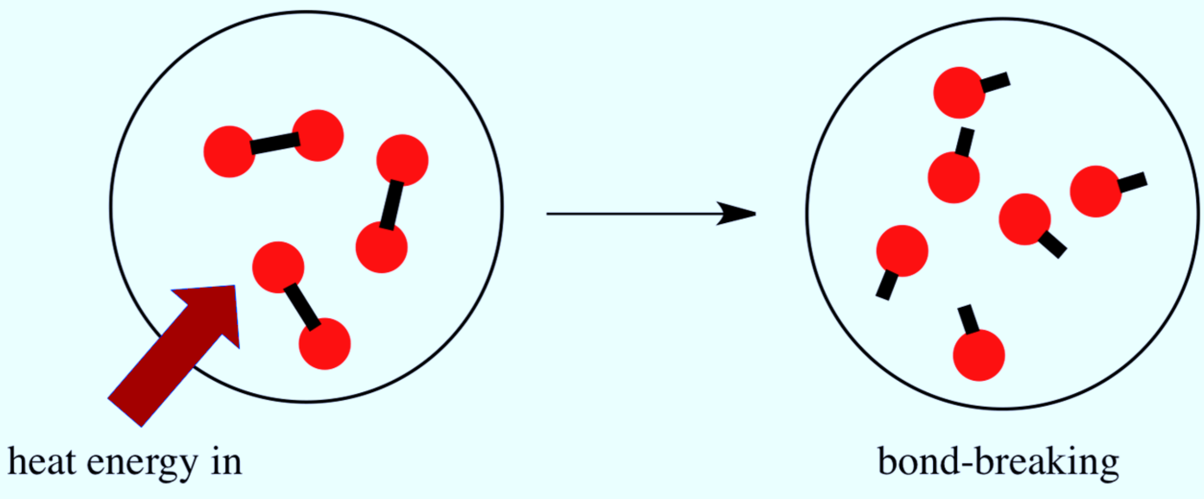
අ.පො.ස. (උසස් පෙළ)
රසායන විද්‍යාව

ශක්ති විද්‍යාව
Energetics



Credits go the kavindu84 @elakiri.com

තාප රසායනය- (Thermo Chemistry)

හැදින්වීම :

රසායන විද්‍යාව යනු පදාර්ථ පිළිබඳව හදාරණු ලබන විද්‍යා ශාඛාවයි. මෙහිදී පදාර්ථ ආශ්‍රිත කරුණු, ප්‍රතික්‍රියා, ව්‍යුහ යනාදියට අමතරව ප්‍රතික්‍රියා හා ආශ්‍රිත ශක්ති විපර්යාසය පිළිබඳව සලකා බලනු ලැබේ. රසායනික ප්‍රතික්‍රියා හෝ භෞතික විපර්යාස අශ්‍රිත ශක්ති විපර්යාස පිළිබඳව අධ්‍යනය කිරීම තාප රසායනයට අයත් වේ.

පද්ධතිය, වටපිටාව හා විශ්වය :

අපගේ සැලකිල්ලට බඳුන් වූ රසායනික ප්‍රතික්‍රියාව හෝ භෞතික විපර්යාසය හෝ පදාර්ථ් කොටස පද්ධතිය ලෙස නම් කෙරේ. පද්ධතිය හැර විශ්වයේ අන් සියල්ලම පද්ධතිය හා අශ්‍රිත වට පිටාව ලෙස සැලකේ. මේ අනුව, පද්ධතිය හා වට පිටාව එක් වූ කල විශ්වය ලැබේ. මෙය මෙසේ ලිවිය හැක.

පද්ධතිය (System) + වටපිටාව (Surroundings) = විශ්වය (Universe)

උදාහරණයක් ලෙස ජලීය සල්පියුරික් අම්ලය හා ජලීය සෝඩියම් හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ද්‍රාවණ අතර ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න. මෙහිදී ඇත්ත වශයෙන් සිදුවන්නේ ජලීය හයිඩ්‍රජන් අයන, ජලිය හයිඩ්‍රොක්සිල් අයන සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ද්‍රව ජලය සෑදීමයි. ජලීය සෝඩියම් අයන හා ජලීය සල්පේට් අයන ද්‍රාවණය තුල පවතී. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියාවෙන් පසු ලැබෙන ද්‍රාවණය ජලීය සෝඩියම් සල්පේට් ලෙස හැදින්වේ. මෙම ප්‍රතික්‍රියාව

$$H_2SO_4\,(aq) + 2NaOH\,(aq) \longrightarrow Na_2SO_4\,(aq) + 2H_2O\,(l)$$

ලෙස තුලිත සමීකරණයක් මගින් ඉදිරිපත් කල හැකිය. මෙම ප්‍රතික්‍රියාවට අදාළ ප්‍රතික්‍රියක හා සෑදෙන ඵල පද්ධතිය ලෙස හඳුන්වමු. එවිට, මෙම සංඝටක පවතින ජලීය මාධ්‍යය, මෙම පද්ධතියේ සමීපතම වටපිටාව වේ. එම වටපිටාවට ආසන්නතම වටපිටාව ප්‍රතික්‍රියාව සිදුවන බඳුනයි. ඉන් අනතුරුව විශ්වය ඇත.

කාමර උෂ්ණත්වයේ පැවති H_2SO_4 හ NaOH ද්‍රාවණ දෙක මිශ්‍රකරන විට ප්‍රතික්‍රියාව සිදුවේ. මෙහිදී පද්ධතියේ උෂ්ණත්වය් ඉහල යාමක් සිදුවේ. මෙසේ සිදු වූයේ ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව සිදු වීමේදී ශක්තිය, තාපය ලෙස වටපිටාවට ගමන් කල නිසායි. එවිට වටපිටාවේ උෂ්ණත්වය ඉහල යයි. දැන් ඔබ බීකරය ඇල්ලුවහොත් ඔබට රස්නයක්

දැනෙනු ඇත පද්ධතියේ සමීපතම වටපිටාව වන ජලයෙන්, තාපය බීකරයටද ගමන් කර ඇත. මේ අන්දමට, පද්ධතියෙන් තාපය පිටවූ විට එය නිරීකෂණය කළ හැක්කේ වටපිටාවේ උෂ්ණත්වය ඉහළ යාමක් ලෙසයි.

පද්ධතියක සිදුවන ශක්ති විපර්යාසයක් වටපිටාවේ උෂ්ණත්ව විපර්යාසයක් මගින් නිරීක්ෂණය කල හැකිය.

ශක්තිය :

කාර්යය කිරීමේ හැකියාව ශක්තිය ලෙස හඳුන්වයි. ශක්තිය මනින SI ඒකකය ජූල් (J) වේ. මීට අමතරව ශක්තිය මැනිම සඳහා කිලෝ ජූල්, කැලරි, කිලෝ කැලරි වැනි ඒකක භාවිතා කල හැකිය.

ශක්තියේ විවිධ ප්‍රභේද ඇත.

1. චාලක ශක්තිය.
2. විභව ශක්තිය.
3. විද්‍යුත් ශක්තිය.
4. ආලෝක ශක්තිය.
5. රසායනික ශක්තිය.

එන්තැල්පිය- (Enthalpy)- H

රසායන ද්‍රව්‍යක් අශ්‍රිතව පවතින සම්පූර්ණ රසායනික ශක්ති ප්‍රමාණය එන්තැල්පිය ලෙස හඳුන්වයි. එන්තැල්පිය නිරපේක්ෂ අගයක් ලෙස මැනිය නොහැක. නමුත් එක් රසායනික පද්ධතියක් වෙනත් රසායනික පද්ධතියක් බවට පරිවර්තනය වීමේදී එන්තැල්පි විපර්යාසයක් සිදුවේ. මෙය බොහෝ විට තාපය ලෙස නිරීක්ෂනය කල හැක.

එන්තැල්පිය රඳා පවතින සාධක

කිසියම් ද්‍රව්‍යක එන්තැල්පිය එහි භෞතික අවස්ථාව, එනම් ඝනයක්ද, ද්‍රව්‍යක්හ, වායුවක්ද එසේ නැතහොත් එය ජලීය මාධ්‍යයේ පවතීද යන වග මත රඳා පවතී. තවද, ද්‍රව්‍යය ඝනයක් නම් හා එයට විවිධ බහුරූපි අවස්ථා පවතී නම් [උදා : කබන් ඝනය දියමන්ති, ග්‍රැපයිට්, හා තවත් විවිධ ආකාර ලෙස පවතී] එය පවතින බහුරූපි අවස්ථාව මතද එහි එන්තැල්පිය රඳා පවතී. මේ නිසා එන්තැල්පිය දැක්වීමේදි ද්‍රව්‍යය ඝනයක්ද, ද්‍රව්‍යයක්ද, වායුවක්ද, එහි බහුරූපි අවස්ථාවා කුමක්ද යන වග සඳහන් කල යුතුය. සංකේතාත්මකව මේවා ආකාරය පහත දැක්වේ.

භෞතික තත්වය	සංකේතය
ඝන solid	(s)
ද්‍රව liquid	(l)
වායු gas	(g)
ජලීය ද්‍රාවණ aqueous solution	(aq)

කාබන් වල ඝන ග්‍රැපයිට් ආකාරය (s,graphite) ලෙසද සංකේතාත්මක ලෙස දැක්විය හැක. තවද එන්තැල්පිය, උෂ්ණත්වය (T) හා පීඩනය (P) වැනි භෞතික රාශීන් මතද රදා පවතී. මේ අනුව, රසායනික ප්‍රතික්රියා හා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි ගැන සාකච්ඡා කිරීමේදි අප උෂ්ණත්වය, පීඩනය, භෞතික අවස්ථාව හා බහුරූපි ආකාර ඇතොත් ඒ කුමන ආකාරයද යන වගද ඉදිරිපත් කල යුතුයි. තවද ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පිය ප්‍රතික්‍රියා කළ ප්‍රමාණය මතද රදා පවතී. මේ අනුව, අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමාණයද සදහන් කිරීම අත්‍යවශ්‍ය වේ. එබැවින් පහසුව සළකා එන්තැල්පි දත්ත සංසන්දනය කිරීම පිණිස සම්මත අවස්ථාව යන සංකල්පය යෝදා ගනු ලැබේ.

සංශුද්ධ ද්‍රව්‍යයක සම්මත අවස්ථාව යනු යම්කිසි නිශ්චිත උෂ්ණත්වයකදී 1 bar පීඩනයක් යටතේ එම ද්‍රව්‍යය පවතින වඩාත්ම ස්ථායි ආකාරයයි.

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

$1 \text{ atm} = 1.01325 \times 10^5 \text{ pa}$

බොහෝ එන්තැල්පි ඉදිරිපත් කල ඇත්තේ 1 atm බාහිර පීඩනයේදී වන අතර 1 bar හා 1 atm අතර එපමණ සැළකිය යුතු වෙනසක් නොමැති බැවින්, බොහෝ විට සම්මත අවස්ථාව සඳහා 1 atm පීඩනයද යොදා ගැනේ. පහසුව සදහා නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක් ලෙස බොහෝ විට යෝදා ගැනෙන්නේ 25 ^{0}C හෙවත් 298 K වේ.

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පිය, උෂ්ණත්වය, පීඩනය අදාළ ප්‍රතික්‍රියක හෝ ඵලවල භෞතික අවස්ථාව, බහුරූපි අවස්ථා ඇතොත් ඒ කුමන ආකාරයද යන වග, කුමන ද්‍රව්‍යයේ මවුල 1 කටද යන වග කාරණා මත රදා පවතී.

ශක්තිය :

කාර්යය කිරීමේ හැකියාව ශක්තිය ලෙස හඳුන්වයි. ශක්තිය මනින SI ඒකකය ජූල් (J) වේ. මීට අමතරව ශක්තිය මැනිම සඳහා කිලෝ ජූල්, කැලරි, කිලෝ කැලරි වැනි ඒකක භාවිතා කල හැකිය.

ශක්තියේ විවිධ ප්‍රභේද ඇත.

1. චාලක ශක්තිය.
2. විභව ශක්තිය.
3. විද්‍යුත් ශක්තිය.
4. ආලෝක ශක්තිය.
5. රසායනික ශක්තිය.

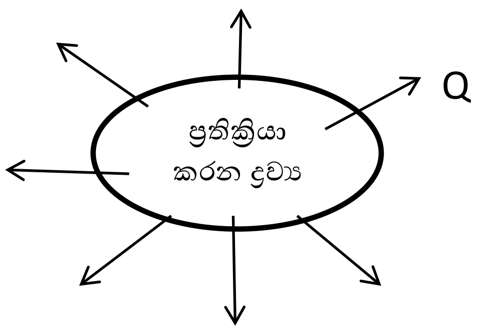
එන්තැල්පිය- (Enthalpy)- H

රසායන ද්‍රව්‍යක් අශ්‍රිතව පවතින සම්පූර්ණ රසායනික ශක්ති ප්‍රමාණය එන්තැල්පිය ලෙස හඳුන්වයි. එන්තැල්පිය නිරපේක්ෂ අගයක් ලෙස මැනිය නොහැක. නමුත් එක් රසායනික පද්ධතියක් වෙනත් රසායනික පද්ධතියක් බවට පරිවර්තනය වීමේදී එන්තැල්පි විපර්යාසයක් සිදුවේ. මෙය බොහෝ විට තාපය ලෙස නිරීක්ෂනය කල හැක.

මේ අනුව රසායනික ප්‍රතික්‍රියා වලදී තාප විපර්යාස සිදු වේ. රසයානික ප්‍රතික්‍රියා වලදී සිදු වන තාප විපර්යාස පදනම් කරගෙන රසායනික ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රධාන කොටස් 2 කට බෙදිය හැක.

1. තාප දායක ප්‍රතික්‍රියා.
2. තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා.

තාප දායක ප්‍රතික්‍රියා.(Exothermic Reaction)

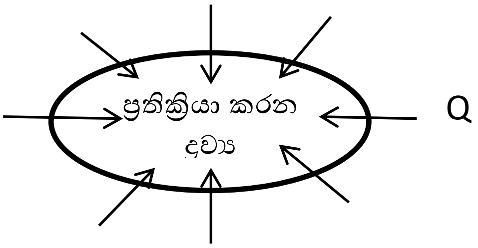


යම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වීමේදී බාහිර පරිසරයට තාපය පිටවේ නම් එවැනි ප්‍රතික්‍රියාවක් තාප දායක ප්‍රතික්‍රියාවක් ලෙස හඳුන්වයි. මෙවැනි ප්‍රතික්‍රියා සිදු වීමේදී ප්‍රතික්‍රියා මාධ්‍යය රත් වේ. අපට හමු වන බොහෝ ප්‍රතික්‍රියා තාප දායක ප්‍රතික්‍රියා වේ.

උදා:

1. $CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$
2. $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
3. $Ba(OH)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow BaSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$
4. $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$
5. $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා.(Endothermic Reaction)



යම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වන විට බාහිර පරිසරයෙන් තාපය අවශෝෂනය වේ නම් එවැනි ප්‍රතික්‍රියාවක් තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවක් ලෙස හඳුන්වයි.

උදා:

1. $CO(NH_2)_{2(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow CO(NH_2)_{2(aq)}$
2. $NH_4Cl_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow CO(NH_2)_{2(aq)}$
3. $NH_4NO_{3(S)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NH_4NO_{3(aq)}$
4. $Ba(OH)_{2(aq)} + 2NH_4CNS_{(aq)} \longrightarrow Ba(CNS)_{2(aq)} + 2NH_4OH_{(aq)}$

තාප විපර්යාස මැනීමේ ක්‍රම

තාප විපර්යාස මැනීමේ ප්‍රධාන ක්‍රම 2ක් ඇත.

1. නියත පීඩනයක් යටතේ තාප විපර්යාස මැනීම.
2. නියත පරිමාවක් යටතේ තාප විපර්යාස මැනීම.

I අවස්ථාවේදී පරිමාව නියතව පවතින අතර පීඩනය වෙනස්වේ. පිටවන සම්පූර්න තාපයම පද්ධතියේ උෂ්ණත්වය ඉහල නැංවීමට වැය වේ.

II අවස්ථාවේ පීඩනය නියතව පවතින අතර පරිමාව වෙනස් වේ. පිටවන තාපයෙන් කොටසක් පිෂ්ටනය චලනය කිරීම සඳහා වැය වන අතර ඉතිරි කොටස පද්ධතියේ උෂ්ණත්වය ඉහල නැංවීමට වැය වේ. එම නිසා

Δt_1 ට වඩා Δt_2 අඩු වේ. එම උෂ්ණත්ව විපර්යාස උපයෝගී කර ගෙන තාප විපර්යාස මැනීම සිදු වේ. නිසා Δt_1 ට වඩා Δt_2 අඩු වේ. එම උෂ්ණත්ව විපර්යාස උපයෝගී කරගෙන තාප විපර්යාස මැනීම සිදු වේ.එම නිසා අවස්ථා 2 කදී මනිනු ලබන තාප විපර්යාස එකිනෙකට වෙනස් වේ.

එන්තැල්පි විපර්යාසය (Change in Enthalpy)- H

නියත පීඩනයක් යටතේ මනිනු ලබන තාප විපර්යාසය එන්තැල්පි විපර්යාසය ලෙස හඳුන්වයි.

එන්තැල්පි විපර්යාසය ඉදිරිපත් කරනු ලබන්නේ ප්‍රතිඵල වල එන්තැල්පියෙන් ප්‍රතික්‍රියක වල එන්තැල්පිය අඩු කිරීමෙන් ලැබෙන අගයක් ලෙසයි.

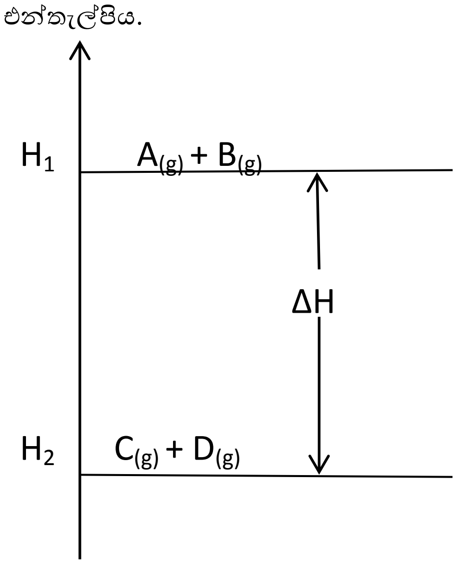
උදා:

$$A_g + B_g \longrightarrow C_g + D_g$$

ΔH = ප්‍රතිඵල වල එන්තැල්පිය - ප්‍රතික්‍රියක වල එන්තැල්පිය

$= H_2 - H_1$

තාප දායක ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ලකුණු සම්මුතිය-



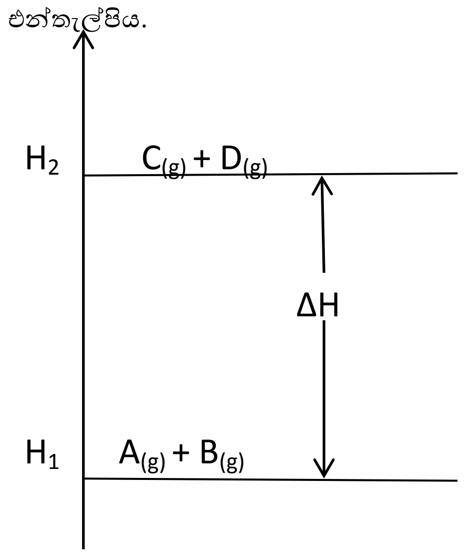
$$A_g + B_g \longrightarrow C_g + D_g$$

$\Delta H = H_2 - H_1$

=(-) අගයකි.

තාප දායක ප්‍රතික්‍රියාවකදී ප්‍රතික්‍රියක මගින් ප්‍රතිඵල ඇති වන විට ශක්තිය පිට වේ. මේ නිසා ප්‍රතික්‍රියක වල එන්තැල්පියට වඩා ප්‍රතිඵල වල එන්තැල්පිය අඩු වේ. එම නිස තාප දායක ප්‍රතික්‍රියාවකදී එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ලකුණ ඍණ වේ.

තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවකදී එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ලකුණු සම්මුතිය



$A_g + B_g \longrightarrow C_g + D_g$

$\Delta H = H_2 - H_1$

= (+) අගයකි

තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවකදී ප්‍රතික්‍රියක මගින් ප්‍රතිඵල ඇති වන විට ශක්තිය අවශෝෂණය වේ. මේ නිසා ප්‍රතික්‍රියක වල ශක්තියට වඩා ප්‍රතිඵල වල ශක්තිය වැඩි වේ. මේ නිසා තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා වලදී එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ලකුණ ධන වේ.

රසායනික සංයෝගයක සම්මත එන්තැල්පිය

ස්වභාවික සංශුද්ධ මූලද්‍රව්‍ය වල සම්මත එන්තැල්පිය 0 ලෙස සලකනු ලැබේ. මේ නිසා රසායනික සංයෝගයක සම්මත එන්තැල්පිය එම රසායනික සංයෝගයේ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පියට සමාන වේ.

මේ අනුව යම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසය සෙවීමේදී පහත සමීකරණය උපයෝගී කරගත හැක.

$\Delta H^{\ominus}$ = Σ ප්‍රතිඵල වල සම්මත එන්තැල්පිය - Σ ප්‍රතික්‍රියක වල සම්මත එන්තැල්පිය

සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Formation ($\Delta_f H^{\ominus}$) ($\Delta H_f^{\ominus}$)

සම්මත තත්ව යටතේ වූ සංයෝගයක මවුල 1 ක්, සම්මත තත්ව යටතේ වූ ස්වභාවික සංශුද්ධ මූලද්‍රව්‍ය මගින් සෑදීමේදි සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

සංයෝග කීපයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය නිරූපණය කිරීම සඳහා වූ සමීකරණ පහතින් දැක්වේ.

$H_2 (g) + 1/2O_2 (g) \longrightarrow H_2O (l)$

$C (s) + O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g)$

$C (s) + 2H_2 (g) \longrightarrow CH_4 (g)$

$8C (s) + 9H_2 (g) \longrightarrow C_8H_{18} (g)$

$2C (s) + 3H_2O + ½ O_2 (g) \longrightarrow C_2H_5OH (l)$

සම්මත දහන එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Combustion ($\Delta_c H^{\ominus}$) ($\Delta H_c^{\ominus}$)

සම්මත තත්ව යටතේදී මූල ද්‍රව්‍යක හෝ සංයෝගයක මවුල 1 ක් වැඩිපුර ඔක්සිජන් තුල පූර්ණව දහනය වීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි. මූලද්‍රව්‍ය සහ සංයෝග කීපයක සම්මට් හ දහන එන්තැල්පිය නිරූපණය කිරීම සඳහා වූ සමීකරණ පහතින් දැක්වේ.

$C (s) + O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g)$

$H_2 (g) + 1/2O_2 (g) \longrightarrow H_2O (l)$

$$CH_4\,(g) + 2O_2\,(g) \longrightarrow CO_2\,(g)\ 2H_2O\,(l)$$

$$C_8H_{18}\,(l) + 25/2O_2\,(g) \longrightarrow 8CO_2 + 9H_2O\ (l)$$

$$C_2H_5OH\,(l) + 3O_2\,(g) \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O\ (l)$$

$$C_6H_{12}O_6\,(s) + 6O_2\,(g) \longrightarrow 6CO_2 + 6H_2O\ (l)$$

මූලද්‍රව්‍ය සහ සංයෝග බොහෝමයක සම්මත දහන එන්තැල්පිය "බෝම්බ කැලරි මීටරය" මගින් පරීක්ෂණාත්මකව සොයාගත හැක.

සංයෝග බොහෝමයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය පරීක්ෂණාත්මකව කෙලින්ම නිර්ණය කල නොහැක. එයට ප්‍රධාන හේතුව මූලද්‍රව්‍ය එක එල්ලේ ප්‍රතික්‍රියා කොට සංයෝග නොසෑදීමයි.

සංයෝගයක උත්පාදන එන්තැල්පිය සෙවීම සඳහා එම සංයෝගයේ සහ එම සංයෝගය සෑදී ඇති මූලද්‍රව්‍යයන්හි සම්මත දහන එන්තැල්පි උපයෝගී කරගෙන තාප රසායනික නියම සහ ගණිතමය ක්‍රම උපයෝගී කර ගත හැක.

සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Bond Dissociation ($\Delta_D H^\ominus$) ($\Delta H_D^\ominus$)

සම්මත තත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින සහ සංයුජ ප්‍රභේදයක බන්ධන මවුල 1 ක් බිඳ දමා වායු පරමාණු එකක් බවට බිඳ දැමීමේදි සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$H - H\,(g) \xrightarrow{\Delta_D H^\ominus(H\text{-}H)} 2H\,(g)$$

$$Cl - Cl\,(g) \xrightarrow{\Delta_D H^\ominus(Cl\text{-}Cl)} 2Cl\,(g)$$

සම්මත මධ්‍යන්‍ය බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය ($\Delta_{Dmean}H^\ominus$)

වායුමය සහ සංයුජ ප්‍රභේදයක එකම වර්ගයේ බන්ධන කිහිපයක් ඇති විට එම එක් එක් බන්ධනය බිඳීමේදී සිදුවන සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසයන්ගේ එකතුව බන්දන ගනනින් බෙදූ විට ලැබෙන අගයටයි.

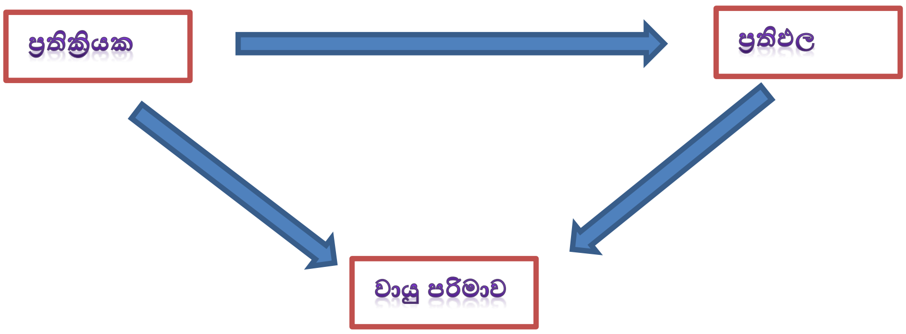
$$CH_4\,(g) \longrightarrow CH_3\,(g) + H\,(g)$$

$$CH_3\,(g) \longrightarrow CH_2\,(g) + H\,(g)$$

$$CH_2\,(g) \longrightarrow CH\,(g) + H\,(g)$$

$$CH\,(g) \longrightarrow C\,(g) + H\,(g)$$

යම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් පදනම් කරගෙන බන්ධන විඝටන එන්තැල්පීන් හා සම්බන්ධ ගැටළු විසඳීමේදී හේස් නියමය මත පදනම් වූ පහත ආකාරයේ තාප රසායනික චක්‍රයක් භාවිතා කල හැක.



සම්මත උදාසීන කරණ එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Neutralization ($\Delta_{Nut}H^{\ominus}$) ($\Delta H_{Nut}^{\ominus}$)

සම්මත තත්ව යටතේදී අම්ලයකින් ලැබෙන H^+ (aq) මවුල එකක් භෂ්මයකින් ලැබෙන OH^- (aq) මවුල එකක් සමග ප්‍රතික්‍රියා කර H_2O (*l*) මවුල එකක් සෑදීමේහී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

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

ප්‍රබල අම්ල, ප්‍රබල භෂ්ම සම්මත උදාසීන කරණ එන්තැල්පිය නියතයක් වේ. මෙය පහත ආකාරයට පැහැදිලි කල හැක.

NaOH සමග HCl ප්‍රතික්‍රියාව

$$Na^+(aq) + OH^-(aq) + H^+(aq) + Cl^-(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq) + H_2O(l)$$

ප්‍රබල අම්ල, ප්‍රබල භෂ්ම ජලීය ද්‍රාවණ තුලදී සම්පූර්ණයෙන්ම අයන බවට විඝටනය වේ. එම අම්ල සහ භෂ්ම ප්‍රතික්‍රියා කිරීමෙන් ලැබෙන ලවණද ජලය තුලදී සම්පූර්ණයෙන්ම අයන බවට විඝටනය වේ. මේ නිසා ප්‍රබල අම්ලයක් ප්‍රබල භෂ්මයක් සමග ප්‍රතික්‍රියා කිරීමේදි සිදුවන්නේ H^+(aq) සහ OH^-(aq) ප්‍රතික්‍රියා කර H_2O සෑදීම පමණි. එම නිසා H_2O මවුලයක් ඇති වීමට අදාල එන්තැල්පි විපර්යාසය එකම අගයක් වේ.

සම්මත ද්‍රාවණ එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Solution ($\Delta_{sol}H^{\ominus}$) ($\Delta H_{sol}^{\ominus}$)

සම්මත තත්ව යටතේදී දෙන ලද ද්‍රව්‍යක මවුල 1 ක් වැඩිපුර ජලය තුල දියවී ජලීය ද්‍රාවණ ස්වරූපයට පත්වීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

උදා : $NaOH(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(aq)$

$HCl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow HCl(aq)$

සම්මත සජලණ එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Hydration ($\Delta_{Hyd}H^{\Theta}$) ($\Delta H_{Hyd}{}^{\Theta}$)

සම්මත තත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින අයන මවුලයක් වැඩිපුර ජලය සමග ප්‍රතික්‍රියා කර ජලීය ද්‍රාවණ ස්වරූපයට පත්වීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$Na^{+}(g) + H_2O(l) \longrightarrow Na^{+}(aq)$$

$$Cl^{-}(g) + H_2O(l) \longrightarrow Cl^{-}(aq)$$

තාප රසායනය සම්බන්ධ නියම

ප්‍රධාන තාප රසායනික නියම 2කි.

1. ලැවෝසියර්-ලප්ලාස් නියමය
2. හේස් නියමය

ලැවෝසියර්-ලප්ලාස් නියමය

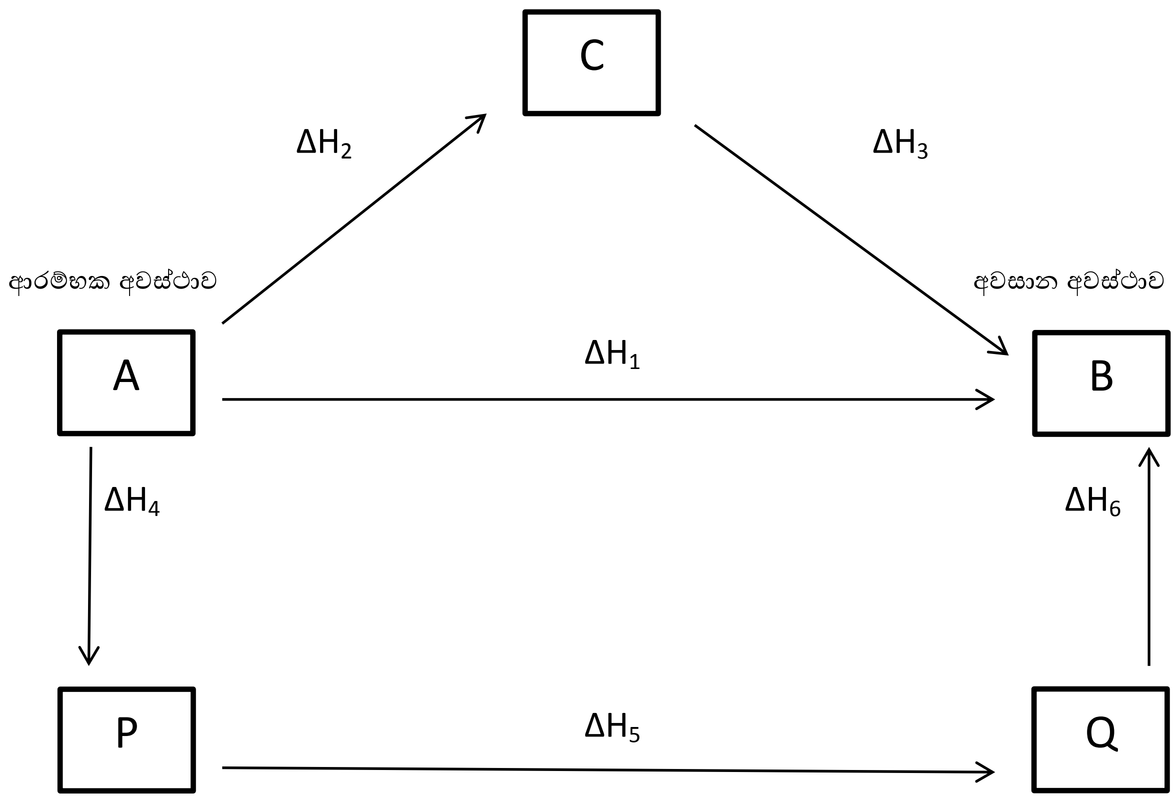
යම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වීමේදී කිසියම් තාප ප්‍රමාණයක් පිටවේ නම් (හෝ අවශෝෂණය වේ නම්) එම ප්‍රතික්‍රියාව ආපසු සිදු වීමේදී පිට වූ (හෝ අවශෝෂණය වූ) තාප ප්‍රමාණයට සමාන තාප ප්‍රමාණයක් අවශෝෂණය වේ (හෝ පිට වේ.)

$$A_g + B_g \longrightarrow C_g + D_g \qquad \Delta H = -x \text{ kJ}$$

$$C_g + D_g \longrightarrow A_g + B_g \qquad \Delta H = +x \text{ kJ}$$

හේස් නියමය (Hess Law)

යම් රසායනික ක්‍රියාවලියක ආරම්භක අවස්ථාව සහ අවසාන අවස්ථාව එකම වේ නම් එම රසායනික ක්‍රියාවලිය සිදු කිරීමේදී ඇති වන එන්තැල්පි විපර්යාසය එය සිදු කරන්නා වූ මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත වේ.



හේස් නියමයෙන්,

$\mathbf{\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6}$

තාප රසායනයේදී භාවිතා කරන සම්මත තත්ව

සම්මත උෂ්ණත්වය = 25^0C (298K)

සම්මත පීඩනය = 760 mmHg

$=1.013\times10^5$ Pa (Nm^{-2})

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය- (Standerd change in enthalpy)- ΔH^0 හෝ ΔH^Φ

දෙන ලද තුලිත මවුල සංඛ්‍යාවකට අදාලව සම්මත තත්ව යටතේ වූ ප්‍රතික්‍රියක මඟින් සම්මත තත්ව යටතේ වූ ප්‍රතිඵල සෑදීමේදී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ප්‍රභේද

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසයේ ප්‍රධාන ප්‍රභේද කීපයකි.

1. සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය
2. සම්මත දහන එන්තැල්පිය
3. සම්මත ද්‍රාවණ එන්තැල්පිය
4. සම්මත සජලන එන්තැල්පිය
5. සම්මත උදාසීනීකරණ එන්තැල්පිය
6. සම්මත ඌර්ධවපාතන එන්තැල්පිය
7. සම්මත තුකරණ එන්තැල්පිය
8. සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය
9. සම්මත මධ්‍යන බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය
10. පලමු අයණීකරණයේ සම්මත එන්තැල්පිය
11. පළමු ඉලෙක්ට්‍රෝණය ලබා ගැනීමේ සම්මත එන්තැල්පිය
12. සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය

එන්තැල්පි රූප සටහන් මගින් තාප රසායනික ගැටළු විසදීම :

එන්තැල්පි රූප සටහන් ඇදීමේදි පහත සදහන් කරුණු පිළිබදව සැලකිල්ලට යොමු කල යුතුය.

1. ස්වභාවික සංශුද්ධ මූලද්‍රව්‍ය වල එන්තැල්පිය 0 ලෙස සලකනු ලැබේ. මේ නිසා 0 අක්ෂයට සංශුද්ධ මූල ද්‍රව්‍ය ඇතුලත් විය යුතුයි.

2. තාප දායක ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පිය ලකුණු කිරීමේදී ප්‍රතික්‍රියක වලට පහලින් ප්‍රතිඵල දැක්විය යුතුයි.

3. තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසය ලකුණු කිරීමේදි ප්‍රතික්‍රියක වලට ඉහලින් ප්‍රතිඵල ලකුණු කල යුතුයි.

4. අක්ෂ දෙකක් අතර එන්තැල්පි විපර්යාසය සෑම විටම දැක්විය යුතුයි.

5. සෑම අක්ෂයකම ඇති පරමාණු තුලනය වී පැවතිය යුතුයි.

6. තාපදායක ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසය ලකුණු කිරීමේදි ඊතලය පහලට යොමු විය යුතු අතර තාප අවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසය ලකුණු කිරීමේදි ඊතලය ඉහලට යොමු විය යුතුයි.

C (s) හි සම්මත දහන එන්තැල්පිය = -393KJmol^{-1}

H_2 (g) හි සම්මත දහන එන්තැල්පිය = -286KJmol^{-1}

C_3H_8 (g) හි සම්මත දහන එන්තැල්පිය = -2200KJmol^{-1}

ඉහත දත්ත උපයෝගි කරගෙන C_3H_8 (g) හි සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය එන්තැල්පි රූප සටහනක් මගින් සොයන්න.

පළමුව දී ඇති දත්ත වලට අනුව අදාල තාප රසායනික සමීකරණ ලියමු.

$C (s) + O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g)$

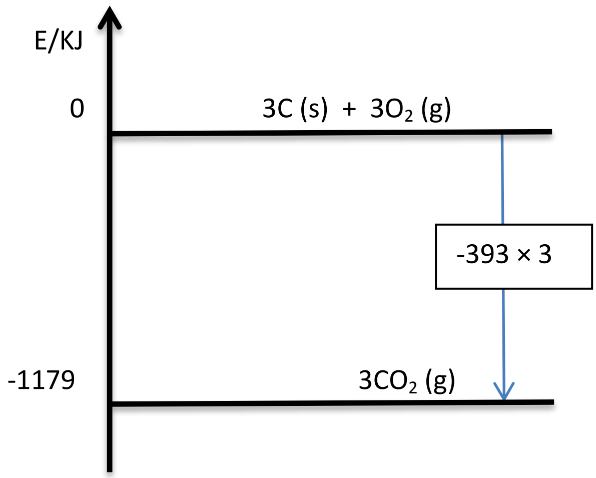
$H_2 (g) + \frac{1}{2} O_2 (g) \longrightarrow H_2O (l)$

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

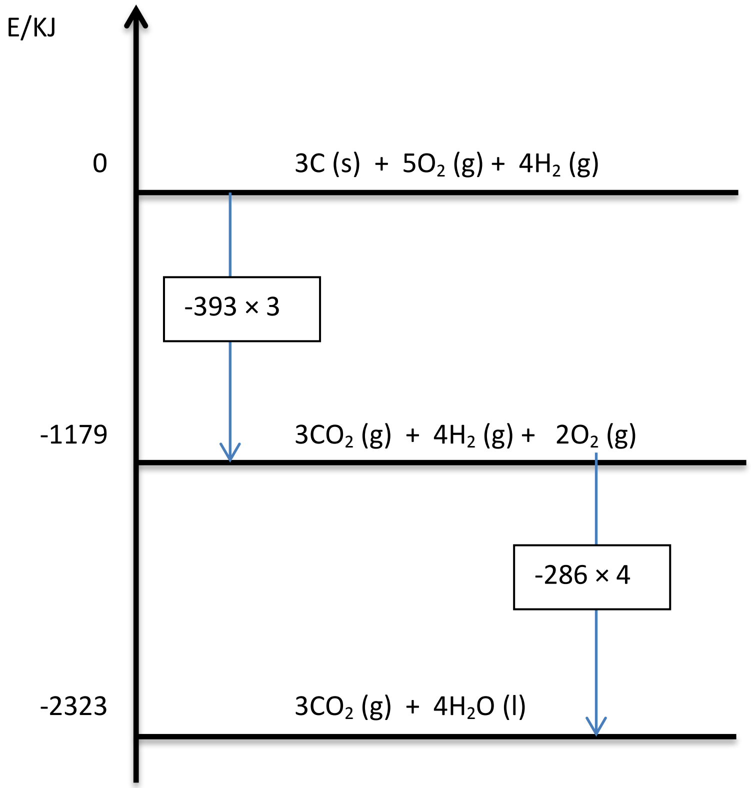
එන්තැල්පි විපර්යාසය සෙවිය යුතු සමීකරණය.

$3C (s) + 4H_2 (g) \xrightarrow{\Delta H_1} C_3H_8 (g)$

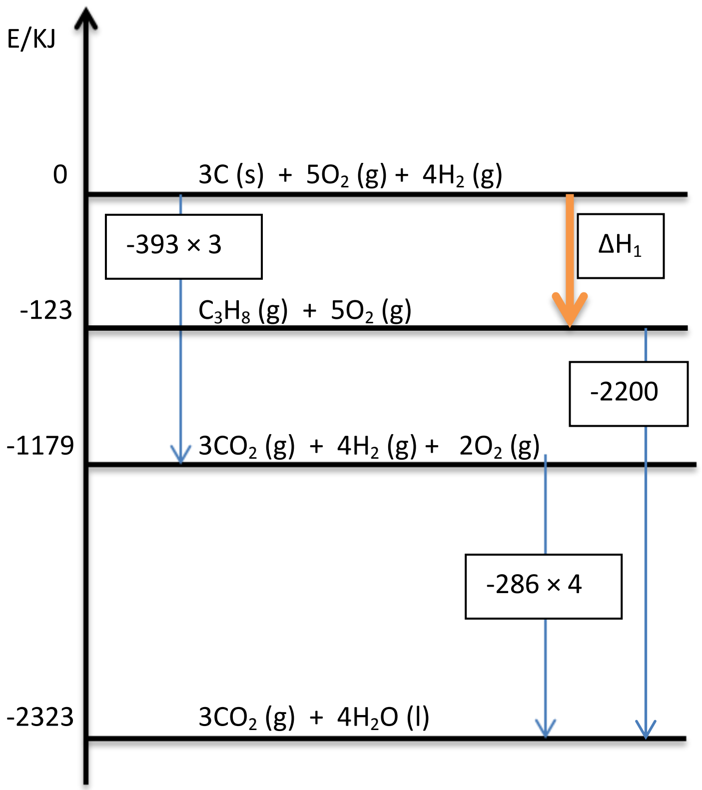
මුලින්ම C (s) මවුල 3 ක සම්මත දහන එන්තැල්පිය රූප සටහනේ දක්වමු.

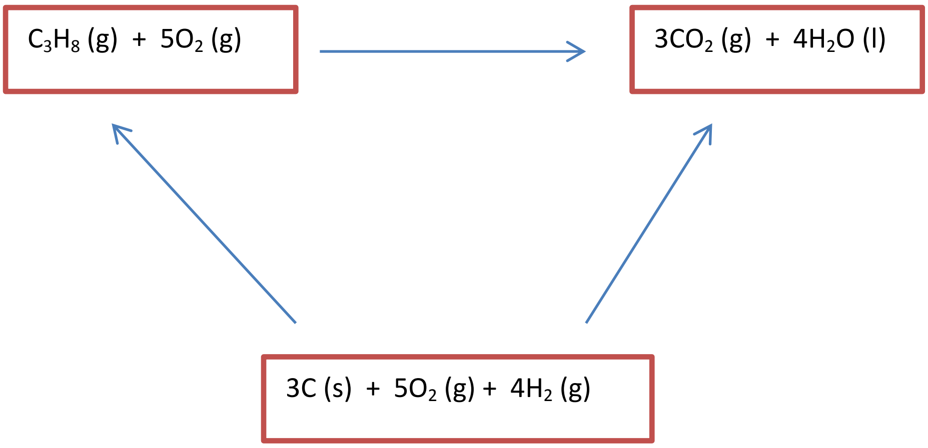


ඉහත එන්තැල්පි රූප සටහනේ 0 අක්ෂයට සාපේක්ෂව C (s) මවුල 3 ක දහන එන්තැල්පිය ලකුණු කර ඇත. මීලගට CO_2 (g) මවුල 3 ක් අඩංගු අක්ෂයට සාපේක්ෂව H_2 මවුල 4 ක සම්මත දහන එන්තැල්පිය ලකුණු කල යුතුයි.



ඉහත එන්තැල්පි රූප සටහනේ C_3H_8 (g) හි සම්මත දහන එන්තැල්පිය ලකුණු කරන්න.





ඉහත එන්තැල්පි රූප සටහන මගින් C_3H_8 (g) හි සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය සෙවිය හැක.

$$3C\,(s) + 4H_2\,(g) \xrightarrow{\Delta H_1} C_3H_8\,(g)$$

$$\Delta H_1 = (-393 \times 3) + (-286 \times 4) - (-2200)$$

$$= -123\ KJmol^{-1}$$

අයනික සංයෝග හා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි

හැඳින්වීම :

අයනික සංයෝග සාමාන්‍ය තත්ත්ව යටතේදී ඝන අවස්ථාවේ පවතින අතර ඒවායේ අයන ක්‍රමවත් පිළිවෙලකට ඇහිරී යෝධ දැලිස් ලෙස පවතී. මෙම අයන අතර ප්‍රබල ස්ථිති විද්‍යුත් ආකර්ෂණ බන ඇති අතර එබැවින් අයනික සංයෝග වල ද්‍රවාංක හා තාපාංක ඉහළ උෂ්ණත්වයන් වන බව ඔබ හදාර ඇත. මෙවැනි අයනික සංයෝග හා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි හැදෑරීම මගින් ඒවායේ බන්ධන වල ස්වභාවය හා සංයෝග වල ස්ථායිතාව පිළිබඳ පුරෝකථනය කල හැකිය.

සම්මත ඌර්ධවපාතන එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Sublimation ($\Delta_s H^\Theta$) (ΔH_s^Θ)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී ඝණ අවස්ථාවේ පවතින යම් ද්‍රව්‍යක මවුල 1 ක් සම්පූර්ණයෙන්ම එහි වාශ්පය බවට පත් කිරීමේදි සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$Na\,(s) \xrightarrow{\Delta_s H^\Theta} Na\,(g)$$

$$C\,(s) \xrightarrow{\Delta_s H^\Theta} C\,(g)$$

සම්මත තු කරණ එන්තැල්පිය, සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Atomization ($\Delta_{Atom} H^\Theta$)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී දෙන ලද මූලද්‍රව්‍යක් මගින් වායු අවස්ථාවේ පවතින පරමාණු මවුලයක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$C\,(s) \xrightarrow{\Delta_{Atom} H^\Theta} C\,(g)$$

$$\tfrac{1}{2}\,H_2\,(g) \xrightarrow{\Delta_{Atom} H^\Theta} H\,(g)$$

පලමු අයනීකරණයේ සම්මත එන්තැල්පිය (ප්‍රථම අයනීකරණ ශක්තිය) - ($\Delta I_1 H^\Theta$) (ΔHI_1^Θ)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින නිදහස් උදාසීන පරමාණු මවුලයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ඉවත් කොට වායු අවස්ථාවේ වූ ඒකාරෝපිත ධන අයන මවුලයක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$Na\,(g) \xrightarrow{\Delta I_1 H^{\Theta}} Na^{+}\,(g) + e$$

දෙවන අයනීකරණයේ සම්මත එන්තැපිය (දෙවන අයනීකරණ ශක්තිය) - (ΔI_2H^{Θ}) ($\Delta HI_2{}^{\Theta}$)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින ඒකාරෝපිත ධන අයන මවුලයකින් ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ඉවත් කොට වායු අවස්ථාවේ වූ ද්විආරෝපිත ධන අයන මවුලයක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$Na\,(g) \xrightarrow{\Delta I_2 H^{\Theta}} Na^{+}\,(g) + e$$

පළමු ඉලෙක්ට්‍රෝනය ලබා ගැනීමේ සම්මත එන්තැල්පිය (පළමු ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව) - ($\Delta E_{A1}H^{\Theta}$) ($\Delta HE_{A1}{}^{\Theta}$)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින නිදහස් උදාසීන පරමාණු මවුලයක් ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ලබාගෙන වායු අවස්ථාවේ වූ ඒකාරෝපිත සෘණ අයන මවුලයක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$O\,(g) + e \xrightarrow{\Delta E_{A1} H^{\Theta}} O^{-}\,(g)$$

$$Cl\,(g) + e \xrightarrow{\Delta E_{A1} H^{\Theta}} Cl^{-}\,(g)$$

දෙවන ඉලෙක්ට්‍රෝනය ලබා ගැනීමේ සම්මත එන්තැල්පිය - (දෙවන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව) - ($\Delta E_{A2}H^{\Theta}$) ($\Delta HE_{A2}{}^{\Theta}$)

සම්මත තත්ත්ව යටතේදී වායු අවස්ථාවේ පවතින ඒකාරෝපිත සෘණ අයන මවුලයක් ඉලෙක්ට්‍රෝන මවුලයක් ලබාගෙන වායු අවස්ථාවේ වූ ද්විආරෝපිත සෘණ අයන මවුලයක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$O^-(g) + e \xrightarrow{\Delta E_{A2}H^\ominus} O^{2-}(g)$$

O හි පලමු ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව සඳහා ΔH සෘණ අගයක් ගන්නා අතර දෙවන ඉලෙක්ට්‍රෝන බන්ධුතාව සඳහා ΔH අගයක් ගනී.

සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය - Standard Enthalpy of Lattice ($\Delta_l H^\ominus$) ($\Delta H_l^\ominus$)

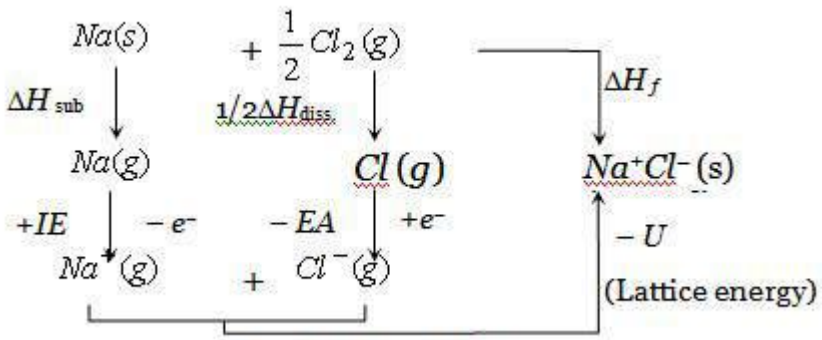
සම්මත තත්ත්ව යටතේ ඇති වායු අවස්ථාවේ පවතින (+) හා (-) අයන එක්වී ඝණ අවස්ථාවේ පවතින අයනික සංයෝගයක දැලිස මවුල එකක් සෑදීමේදී සිදුවන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$$Na^+(g) + Cl^-(g) \xrightarrow{\Delta_l H} NaCl\ (g)$$

$$Mg^{2+}(g)\ \ 2Cl^-(g) \xrightarrow{\Delta_l H} MgCl_2\ (g)$$

අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය කෙලින්ම නිර්ණය කල නොහැක. මේ නිසා අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය සෙවීම සඳහා එම අයනික සංයෝගයේ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය යොදා ගනිමින් තාප රසායනික වක්‍රයක් අඳිනු ලබයි. එය බෝන් හේබර් වක්‍රය ලෙස හඳුන්වයි.

NaCl (s) හි සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය සෙවීම සඳහා වූ බෝන් හේබර් වක්‍රය පහතින් දැක්වේ.



(Born Haber Cycle)

බෝන් හේබර් චක්‍රය

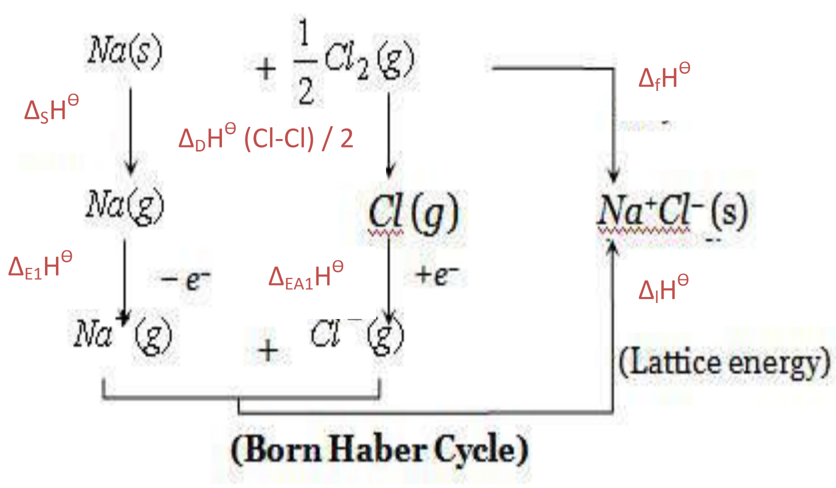
අයනිඅක සංයෝග සඳහා වන බෝන් හේබර් චක්‍රය මගින් අයනික සංයෝගයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පියට අනුයුක්ත වන සියළුම එන්තැල්පි විපර්යාස හඳුන්වා දෙනු ලබේ. මෙම සියළුම එන්තැල්පි වලින් දැලිස් එන්තැල්පිය හැර අනෙක් සියල්ලම පරීක්ෂණාත්මකව නිර්ණය කල හැකි රාශීන් වේ. එබැවින් බෝන් හේබර් චක්‍රයට අනුවායනික සංයෝග වල දැලිස් එන්තැල්පිය ගනනය කල හැක. මූලද්‍රව්‍ය සම්මත අවස්ථාවේදි ඒවායේ වඩාත්ම ස්ථායි අවස්ථාවෙන් පටන් ගෙන වායුමය අයන බවට පත් කිරීම සඳහා ශක්තිය සැපයිය යුතුය. මෙම සමස්ථ ක්‍රියාවලිය තාපදායක වේ. අනෙක් අතට වායුමය අයන එකතු වී අයනික දැලිසක් සාදන විට ශක්තිය මුදා හරී. මෙම ක්‍රියාවලිය තාපදායක වේ. සම්මත අවස්ථාවේ දී වඩාත්ම ස්ථායි ලෙස පවතින මූලද්‍රව්‍ය වලින් පටන් ගෙන සංයෝගයක අයනික දැලිස සෑදීමේ ක්‍රියාවලියට අදාල එන්තැල්පි විපර්යාසය සංයෝගයේ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය වේ.

මේ අනුව අයනික සංයෝගයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය සම්මත අවස්ථාවේ වඩාත්ම ස්ථායි ලෙස ඇති මූලද්‍රව්‍යය වලින් පටන් ගෙන ඒවායේ වායුමය අයන සාදා එම අයන එක්කර අයනික සංයෝගයේ මවුල එකක් සෑදීමේ සමස්ත ක්‍රියාවලියට අදාල එන්තැල්පීන්ගේ විජීය ඓක්‍යය ලෙස ප්‍රකාශ කල හැකිය. මෙය පලමු වරට ඉදිරිපත් කරන ලද්දේ බෝන් හා හේබර් යන විද්‍යාඥයින් තනි තනියෙන් කරන ලද පරීක්ෂණ වල ප්‍රතිඵලයක් ලෙස බැවින් මෙම එන්තැල්පි චක්‍රය බෝන් හේබර් චක්‍රය යන නමින් හැඳින්වේ.

අයනික සංයෝග වල දැලිස් එන්තැල්පිය ගනනය කිරීමට පමණක් නොව සංයෝග වල බන්දන සංශුද්ධ අයනික බන්ධන ද එසේ නැතහොත් කිසියම් ආකාරයක ඉලෙක්ට්‍රෝන හවුලේ තබා ගැනීමක් හෙවත් සහ සංයුජ ලක්ෂණ එම සංයෝගයට තිබේදැයි දැන ගැනීම සඳහා බෝන් හේබර් චක්‍රය යෝදා ගැත හැකිය.

අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය කෙලින්ම නිර්ණය කල නොහැක. මේ නිසා අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය සෙවීම සඳහා එම අයනික සංයෝගයේ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය යොදා ගනිමින් තාප රසායනික චක්‍රයක් අඳිනු ලබයි. එය බෝන් හේබර් චක්‍රය ලෙස හඳුන්වයි.

NaCl (s) හි සම්මත දැලිස එන්තැල්පිය සෙවීම සඳහා වූ බෝන් හේබර් චක්‍රය පහතින් දැක්වේ.



හේස් නියමයෙන්,

$$\Delta_f H^\ominus = \Delta_s H^\ominus + \Delta_D H^\ominus \text{ (Cl-Cl)} / 2 + \Delta_{E1} H^\ominus + \Delta_{EA1} H^\ominus + \Delta_L H^\ominus$$