

2. ගක්ති විද්‍යාව



අන්තර්ගතය

2.1 තාප-රසායන විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද

2.1.1 පද්ධතිය, වටපිටාව හා සීමාව

2.1.2 පද්ධති වර්ග

- විවෘත පද්ධති
- සංවෘත පද්ධති
- ඒකලිත පද්ධති
- සම්ජාතිය හා විෂමජාතිය පද්ධති

2.1.3 පද්ධතියක ගුණ

- අන්වික්ෂීය ගුණ
- මහේක්ෂ ගුණ
 - විත්ති ගුණ
 - සටනා ගුණ

2.1.4 පද්ධතියක අවස්ථාව

- ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිය
- ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලි
- ප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලිය
- අප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලිය

2.1.5 එන්තැල්පිය (H)

2.1.6 තාපය

- විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සහ තාප ධාරිතාව

2.2 විවිධ තාපරසායනික ක්‍රියාවලු / ප්‍රතික්‍රියා ආක්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

2.2.1 තාපදායක හා තාපාවශෝජක ක්‍රියාවලි

- සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

2.2.2 තාප-රසායනික සම්කරණ

2.2.3 එන්තැල්පි රුපසටහන්

2.2.4 එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

- සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_f^θ
- සම්මත දහන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_c^θ
- සම්මත බන්ධන විස්වන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_D^θ
- සම්මත උදාසීනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{neu}^θ
- සම්මත සදාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{sol}^θ
- සම්මත සර්ලන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{hyd}^θ
- සම්මත දාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\Delta H_{dissolution}^\theta$
- සම්මත උරුධවපානන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{sub}^θ
- සම්මත වාෂ්පීකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{evap}^θ
- සම්මත විශයන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{fus}^θ
- සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{at}^θ
- සම්මත පළමු අයනීකරණ ගක්ති එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{IEI}^θ
- සම්මත ඉලෙක්ට්‍රොනිකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{EG}^θ
- අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස් (විස්වන) එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_L^θ

2.2.5 වෙළු ලෙස ΔH (ΔH^θ)

නිර්ණය කිරීම : හෙස් නියමය

සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි

2.3 දැලිස් එන්තැල්පිය: බෝන්-භාබර වක්‍රය

2.4 රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ස්වයංසිද්ධනාව

- රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ටොමි වෙනස
- ගිබිස් යෝජ්‍ය ගක්තිය (G) හා ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධනාව

හැදින්වම

මෙම ඒකකයේ දී තාපය ආකාරයෙන් ප්‍රකාශයට පත් වන ගක්ති විපර්යාස පිළිබඳ හදාරනු ලැබේ. සැම රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක දී ම පාහේ තාපය ස්වරූපයෙන් ගක්තිය අවශ්‍යතාවය වීමක් හෝ විමෝෂවනය වීමක් සිදු වේ. මෙහි දී තාප ගක්තිය සහ තාපය අතර වෙනස අවබෝධ කර ගැනීම වැදගත් ය. තාපය යනු වෙනස් උෂ්ණත්වලින් යුත් වස්තු දෙකක් අතර තාප ගක්තිය ප්‍රව්‍යාරු වීමයි. එබැවින් අපි නිරන්තරයෙන් උණුපුම් වස්තුවක සිට සිසිල් වස්තුවක් වෙත 'තාපය ගලා යැමක්' ගැන කතා කරමු. 'තාපය' යන පදය ඒ වූ ආකාරයෙන් ගත් කළ ඉන් ගක්ති ප්‍රව්‍යාරුවක් අදහස් වන නමුදු, කිසියම් ක්‍රියාවලියක් ආග්‍රිත ගක්ති විපර්යාස විස්තර කිරීමේ දී අපි සිරිතක් ලෙස 'අවශ්‍යතාව වන තාපය' සහ 'විමෝෂවනය වන තාපය' ගැන කතා කරමු. තාප-රසායන විද්‍යාව යනු සම්මත අවස්ථාවට අනුරූපව රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී සිදු වන තාප විපර්යාස පිළිබඳ අධ්‍යාපනයයි.

මේ පරිච්ඡේදයේ දී අපි අනුක මට්ටමේ ගක්ති විපර්යාස හා ර්ට අනුරූපව පද්ධතිවල සිදු වන වෙනස්කම් පිළිබඳ අධ්‍යාපනය කරමු. මෙහි දී පළමුව තාප-රසායනයේ දී හමු වන මූලික පදනම් අර්ථ දැක්වීම් දත් යුතු වන අතර, තාපදායක හා තාපාවශේෂක ප්‍රතික්‍රියාවල දී නිපදවෙන සහ සැපයිය යුතු ගක්ති ප්‍රමාණ ආග්‍රිත ලකුණු පිළිබඳව ද සවියානක විය යුතු ය. තවද මෙහි දී විවිධ රසායනික ප්‍රතික්‍රියා / සිද්ධි ආග්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස අර්ථ දක්වනු ලබන අතර, එය සම්මත අවස්ථා කරා ද ව්‍යාප්ත කෙරෙනු ඇත. උච්ච පරිදි රසායනික සිද්ධි ආග්‍රිත ගණනය කිරීම් සඳහා තාප රසායනයේ මූලික නියමය (හෙස් නියමය) උපයෝගී කර ගනිමු. අවසාන වශයෙන් එන්තැල්පිය, එන්තැල්පිය සහ ගිබ්දි නිදහස් ගක්තිය අතර සම්බන්ධතාව ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$) ඇසුරෙන් ප්‍රතික්‍රියාවක් ස්වයංසිද්ධ ලෙස සිදු වීමට ඇති නැඹුරුව ගැන හදාරමු.

2.1 තාප-රසායනික විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද

2.1.1 පද්ධතිය, වට්පිටාව හා සීමාව

තාප-රසායනික විද්‍යාවේ මූලික සංකල්ප හා තීයම අර්ථ දැක්වීමන් හා පැහැදිලි කිරීමන් හාවිත කෙරෙන වැදගත් පද තීර්ණවනය කිරීම හා අවබෝධ කර ගැනීම ප්‍රයෝගනවත් ය.

• පද්ධතිය

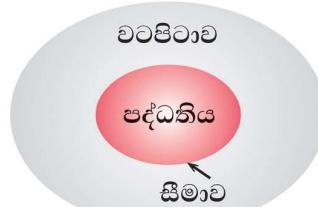
සෙසු විශ්වයෙන් වෙන් කොට ගනිමින් සැලකිල්ලට හාජන කෙරෙන, පදාර්ථයේ හෝ විශ්වයේ ඕනෑම ම කොටසක් තාප-රසායනික පද්ධතියක් ලෙස අර්ථ දැක්වේ (සරලව කිව හොත් අධ්‍යාපනයට හාජන වන වස්තුව පද්ධතිය ලෙස අර්ථ දැක්වේ).

• වට්පිටාව

පද්ධතියේ කොටසක් නොවන්නා වූ, එහෙත් ඒ හා අන්තර්ක්‍රියා කළ හැකි විශ්වයේ සෙසු සියල්ල වට්පිටාව වේ (සරලව කිව හොත් පද්ධතියෙන් පරිඛානිර සියල්ල වට්පිටාවයි).

• සීමාව

පද්ධතිය, වට්පිටාවන් වෙන් කෙරෙන මායිමය. (උදාහරණ වශයෙන් ප්ලාස්ටික බිත්ති සීමාව ලෙස සැලකිය හැක.)



2.1 රුපය පද්ධතිය, වට්පිටාව හා සීමාව පරිපාලන ලෙස පෙන්නුම් කිරීම

2.1.2 පද්ධති වර්ග

පද්ධතිය හා වටපිටාව අතර සිදු වන විවිධාකාර අන්තර්ක්‍රියා / ක්‍රියාවලි අනුව ආකාර කිහිපයක පද්ධති අර්ථ දැක්විය හැකි ය.

- **විවෘත පද්ධති**

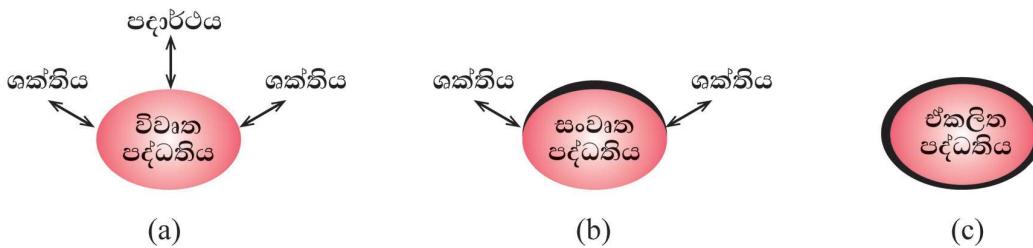
ගක්තිය හා පදාර්ථය / ස්කන්ධය යන දෙක ම වටපිටාව හා තුවමාරු කර ගත හැකි පද්ධතියක් විවෘත පද්ධතියක් සේ හැඳින්වේ. නිදුසුනක් ලෙස ජලීය ප්‍රාවණයක් අඩංගු විවෘත බෝතලයක් විවෘත පද්ධතියකි. මෙහි එක ම අවස්ථාවේ දී හෝ වෙන වෙන ම හෝ පදාර්ථය හා තාපය වටපිටාවෙන් පද්ධතියට එකතු කිරීමටත්, පද්ධතියෙන් වටපිටාවට බැහැර කිරීමටත් හැකි ය.

- **සංවාත පද්ධති**

සීමාව හරහා ගක්තියට පමණක් තුවමාරු වීමට ඉඩ දෙන, එහෙන් පදාර්ථය / ස්කන්ධයට ඒ හරහා තුවමාරු වීමට ඉඩ නොදෙන පද්ධතියකට සංවාත පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. මූදා තබන ලද බෝතලයක ඇතුළත් වන වාෂ්පය සමග සම්බුද්ධිතතාවේ ඇති ද්‍රවයක් මේ සඳහා නිදුසුන් වේ. බෝතලය රත් කිරීමෙන් හෝ සිසිල් කිරීමෙන් හෝ රට ගක්තිය එක් කිරීමටත් ඉන් ගක්තිය ඉවත් කිරීමටත් හැකි ය. එහෙන් පදාර්ථය (ද්‍රවය හෝ වාෂ්පය) එයට එක් කිරීමට හෝ ඉන් බැහැර කිරීමට හෝ නොහැකි ය.

- **ඒකලිත පද්ධති**

ගක්තිය හා පදාර්ථය යන දෙකින් එකක් වත් වටපිටාව සමග තුවමාරු කළ නොහැකි පද්ධති ඒකලිත පද්ධති වේ. නිදුසුනක් ලෙස: මූදා තබා වසන ලද, පරිවාරක ද්‍රව්‍යවලින් තැනුණු බිත්තිවලින් යුත් ත'මොස් ජ්ලාස්කුවක් ඒකලිත පද්ධතියක් නියෝජනය කරයි.



2.2 රුපය (a) විවෘත (b) සංවාත (c) ඒකලිත පද්ධතිවල පටිපාටික නිරුපණය

- **සමඟාතිය හා විෂමඟාතිය පද්ධති**

පද්ධතියක අඩංගු සියලු පදාර්ථවල හොතික අවස්ථාව එකාකාර නම්, එවැන්නකට සමඟාතිය පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. වායු මිශ්‍රණයක් හා ප්‍රස්ථා ලෙස මිශ්‍රණ ද්‍රව්‍යවලින් යුත් මිශ්‍රණයක් මේ නිදුසුන් වේ.

පද්ධතියක අඩංගු සියලු පදාර්ථ / සංසටකවල හොතික අවස්ථාව (කළාපය) එකාකාර නොවේ නම්, එවැන්නකට විෂමඟාතිය පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. අමිගු ද්‍රව්‍ය, සනයක් සමග ස්පර්ශක ඇති අමිගු ද්‍රවයක්, සනයක් සමග ස්පර්ශක ඇති වායුවක් අඩංගු පද්ධති මේ සඳහා නිදුසුන් වේ.

2.1.3 පද්ධතියක ගුණ

- **අන්වීක්ෂීය ගුණ**

පද්ධතියක් පරමාණුක හෝ අණුක පරිමාණයක ඇත් නම් එය අන්වීක්ෂීය පද්ධතියකි. එනම් සංවාත බුදානක් වැනි කිසියම පද්ධතියක ඇතුළත් පරමාණුවල / අණුවල වාලක ගක්තිය, වෙශය වැනි, පරමාණුක හෝ අණුක පරිමාණ ඇසුරෙන් වනු ක්‍රම හාවිතයට ගනිමින් නිරණය කළ යුතු ගුණ අන්වීක්ෂීය ගුණ වේ.

- මහේක්ෂ ගුණ
පද්ධතියක සමස්ත හෝ මහේක්ෂ ගුණ අවස්ථාව හා අනුබද්ධ ගුණ මහේක්ෂ ගුණ නම් වේ. පිචිනය, පරිමාව, උෂ්ණත්වය, සාන්දුනය, සනත්වය, දුස්සාවිතාව, පැම්පික ආතතිය, වර්තනාංකය, වර්ණය ආදිය මහේක්ෂ ගුණවලට නිදුසුන් වේ.

පද්ධතියක ඇති මහේක්ෂ ගුණ වර්ග දෙකකට බෙදිය හැකි ය.

- විත්ති ගුණ
පද්ධතියක ස්කන්ධය නොහොත් තරම මත රදී පවතින ගුණ විත්ති ගුණ නම් වේ. පරිමාව, මුළු ප්‍රමාණය, ස්කන්ධය, ගක්තිය, අභ්‍යන්තර ගක්තිය ආදිය මෙයට නිදුසුන් වේ. පද්ධතියේ සමස්ත විත්ති ගුණය, පද්ධතිය බෙදා වෙන් කිරීමේ දී ඇති වූ ඒ ඒ කොටස්වල විත්ති ගුණවල එක්කායට සමාන වේ. ස්කන්ධයන් m_1 , m_2 හා m_3 (ගෝම්) මිශ්‍ර කර පද්ධතියක් සාදා ඇත් නම්, පද්ධතියේ මුළු ස්කන්ධය ($m_1+m_2+m_3$) ගෝ සමාන වේ. එනම් ස්කන්ධය විත්ති ගුණයකි.
- සටනා ගුණ
පද්ධතියේ ස්කන්ධයෙන් හෝ ප්‍රමාණයෙන් ස්වායන්ත වූ ගුණ සටනා ගුණ නම් වේ. පද්ධතියක වර්තනාංකය, පැම්පික ආතතිය, සනත්වය, උෂ්ණත්වය, තාපාංකය, හිමාංකය ආදිය සටනා ගුණවලට උදාහරණ වේ. මේ ගුණ පද්ධතියේ ඇති ද්‍රව්‍යවල මුළු ප්‍රමාණය මත රදී නො පවතී.

කිසියම් විත්ති ගුණයක් මුළුයට (mol^{-1}), ගෝමයට (g^{-1}), සන සෙන්ටීමිටරයට (cm^{-3}) හෝ වර්ග සෙන්ටීමිටරයට (cm^{-2}) ලෙස දක්වා ඇති විට එය සටනා ගුණයක් බවට පත් වේ. නිදුසුන් ලෙස ස්කන්ධය, පරිමාව, තාප ධාරිතාව විත්ති ගුණ වන අතර සනත්වය, මුළු පරිමාව හා විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සටනා ගුණ වේ.

2.1.4 පද්ධතියක අවස්ථාව

පද්ධතියක විත්ති ගුණවල සුවිශේෂ අයයන් දන්නා විට ඒ පද්ධතිය විශේෂිත වූ හෝතික අවස්ථාවක පවතින්නේ යැයි කියනු ලැබේ. නිදුසුනක් ලෙස පදාර්ථයේ වායු අවස්ථාව පිචිනය (P), පරිමාව (N), උෂ්ණත්වය (T), වැනි පරාමිති මගින් විස්තර කළ හැකි ය. පදාර්ථය දුව අවස්ථාවේ පවත්නා කළ මේ පරාමිතිවල අයයන් වෙනස් වේ. මේ අනුව, පද්ධතියක අවස්ථාව, පද්ධතියේ සුවිශේෂව මැනිය හැකි මහේක්ෂ ගුණ මගින් අර්ථ දැක්වේ.

පද්ධතියක ආරම්භක අවස්ථාව යනු පද්ධතිය, වටපිටාව සමග කොයි යම් හෝ ආකාරයේ අන්තර්ක්‍රියාවක් සිදු කිරීමට පෙර පද්ධතිය අනුබද්ධ මුළු අවස්ථාවයි.

පද්ධතියක අවසන් අවස්ථාව යනුවෙන් අදහස් කරන්නේ පද්ධතිය වටපිටාව හා සිදු කරන අන්තර්ක්‍රියාවලින් පසු එළඹීන අවස්ථාවයි. පද්ධතියකට වටපිටාව සමග පදාර්ථ, ගක්තිය, තාපය හෝ ඒ සියල්ලම හෝ ඩුට්මාරු කර ගැනීමෙන් ඒ සමග අන්තර්ක්‍රියා කළ හැකි ය.

පද්ධතියක අවස්ථාව විස්තර කිරීමට යොදා ගන්නා P, V, T හා සංයුතිය (හෝ මුළු ප්‍රමාණය හෝ n) වැනි විව්‍යාවලට අවස්ථා විව්‍යා හෙවත් අවස්ථා ලිඛිත යැයි කියනු ලැබේ. පද්ධතියක අවස්ථාව වෙනස් වන විට, පද්ධතිය ආක්‍රිත අවස්ථා විව්‍යාවල අයයන් ද වෙනස් වේ. මේ නිසා අවස්ථා ලිඛිත රදී පවතින්නේ පද්ධතියක ආරම්භක හා අවසන් අවස්ථාව මත මිස වෙනස සිදු වූ ආකාරය මත නොවේ. තව ද පද්ධතියක අවස්ථා ලිඛිතවල අයයන් දන්නේ නම් පද්ධතියේ ස්කන්ධය, දුස්සාවිතාව, සනත්වය ආදි අනෙකුත් සියලු ගුණ දන්නේ නම් පද්ධතිය සුවිශේෂ පද්ධතියක් බවට පත් වේ. අවස්ථා විව්‍යා අනෙකාන්‍යායන් බැවින් පද්ධතියක අවස්ථාව සුවිශේෂව දැක්වීම සඳහා සියලු අවස්ථා විව්‍යා දැන ගැනීම අවශ්‍ය නොවන අතර, ඉන් කිහිපයක් පමණක් දැන සිටීම ප්‍රමාණවත් ය.

සම්මත අවස්ථාව

පද්ධතියක තාප විපරයාසයන් සලකන විට නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක දී හා P^0 ලෙස සංකේතවත් කරනු ලබන සම්මත පිඩියක හෝ නිර්දිශ්චිත පිඩියක හාවත් කිරීම අවශ්‍ය වේ. දෙන ලද ක්වර හෝ හාවත් තත්ත්වයක් සඳහා සම්මත පිඩියට ඇත්තේ නියන අයයකි. IUPAC නිරදේශවලට අනුව P^0 සම්මත පිඩියයේ අයය 1 atm (101325 Pa) වේ (අප්‍රේ දක්වන ලද සම්මත උෂ්ණත්වයක් නොමැති ව්‍යවත් ඇතැම් විට 298 K සුවිශේෂිත නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක් සේ සැලකේ). සංගුද්ධ ද්‍රව්‍යයක සම්මත අවස්ථාව, කළුප සඳහා සුවිශේෂිත, සටනා විව්‍යා මගින් විස්තර කළ හැකි නිර්දිශ්චිත අවස්ථාවකි. නිදුසුනක් ලෙස 500 K නිශ්චිත සහ යක්ඛවල සම්මත තත්ත්වය වන්නේ 500 K හා 1 atm යටතේ ඇති සංගුද්ධ යක්ඛවල වේ. සම්මත තත්ත්ව සංකේතවත් කෙරෙනුයේ අදාළ රාඛියේ සංකේතයට දකුණු පසින් හා ඉහළින් ඔ යන්න යේදීමෙනි. (උදා: ΔH° , ΔG° , ΔS° ආදි) දාවන යොදා ගන්නා අවස්ථා වලදී සාන්දුණය 1 mol dm⁻³ දාවනය සම්මත අවස්ථාව ලෙස සැලකේ.

ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිය

ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් යනු ස්වයංක්‍රීයව සිදු වන ක්‍රියාවලියකි. ලෙස දැන් බිජුම් කෙළවරෙහි සිට සිසිල් කෙළවර දක්වා තාපය ගළා යැම මේ නිදුසුනකි. මෙවැනි ක්‍රියාවලිවල පද්ධතිය ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීම එක් සුවිශේෂ දියාවක් එල්ලේ පමණක් සිදු වේ. ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිවලින් බොහෝමයක් ස්වාභාවික ක්‍රියාවලි වන අතර ප්‍රතිවර්තනා ද වේ.

ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලි

ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලි යනු ස්වයංක්‍රීයව සිදු වීමේ ප්‍රවණතාවක් තෙනසරුගිව පද්ධතිය තුළ නොමැති ක්‍රියාවලිය. කාබන් දහනය වීම මෙයට උදාහරණයකි. කාබන්, වාතයේ දහනය වී තාපය පිට කරමින් කාබන් බියෝක්සයිඩ් සාදයි. එහෙත් පිටතින් තාපය සැපයෙන තෙක් වාතයේ තබා ඇති කාබන් ගිනි නො ගනී.

ප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලිය

ප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලියක් යනු ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය කිරීමේ දී පද්ධතියක් මත සිදු කෙරෙන විපරයාස සන්තතිය, බොහෝ විට ඒ වූ ආකාරයෙන් ම ආපසු සිදු කළ හැකි විපරයාසයකි. මෙය සිදු කළ හැකි වන්නේ පද්ධතිය ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව දක්වා ගෙන ඒමේ දී සිදු කෙරෙන වෙනස්කම් ඉතා සෙමෙන් හා පියවර බොහෝ ගණනකින් සිදු කෙරෙන විට ය. එවන් තත්ත්ව යටතේ පද්ධතියේ ආරම්භක හා අවසන් අවස්ථා සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතිවර්තනය වේ. නිදුසුනක් ලෙස, අයිස් ද්‍රව වීමේ දී යම් තාප ප්‍රමාණයක් අවශ්‍ය සාධාරණය වේ. සැදෙන ජලයෙන් එම තාප ප්‍රමාණය ම ඉවත් කළ නොත් ජලය යළි අයිස් බවට පරිවර්තනය කළ හැකි ය.

අප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලිය

අප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලියක් යනු වටපිටාවෙහි ස්ථීර වෙනසක් සිදු කිරීමෙන් තොරව පද්ධතිය යළි ආරම්භක අවස්ථාවට ගෙන ආ නොහැකි ක්‍රියාවලිය. බොහෝ ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි, ස්වහාවයෙන් අප්‍රතිවර්තනය වේ. නිදුසුනක් ලෙස, ජෙව්‍ය වයස්ගත වීම අප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලියකි. කන්දකින් පහළට ස්වයංසිද්ධව ජලය ගළා ඒම අප්‍රතිවර්තන ක්‍රියාවලියකි.

2.1.5 එන්තැල්පිය (H)

බොහෝ හොඳික හා රසායනික ක්‍රියාවලි සිදු වන්නේ හෝ සිදු කරනු ලබන්නේ නියන පිඩි තත්ත්ව යටතේ දී ය. නිදුසුන් ලෙස: විද්‍යාගාරයේ දී සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රතික්‍රියා සිදු කරනු ලබන්නේ වටපිටාවට විවෘත වූ පරික්ෂා නළ, බිජිර හා එලාස්කු තුළ වන අතර ඒවා සිදු වන්නේ ආසන්න ලෙස වායුගේල එකක (1 atm ~ 10^5 Pa) පිඩියක් යටතේ ය. නියන පිඩින තත්ත්ව යටතේ සිදු වන ක්‍රියාවලියක දී පද්ධතියක් කුළට හෝ ඉන් ඉවත් තාපය ගැලීම ප්‍රමාණාත්මකව දක්වනු පිණිස රසායනයෙන් එන්තැල්පිය තම් වූ ගුණය හාවතියට ගනිති. එන්තැල්පිය H යන්නෙන් සංකේතවත් කෙරේ. නියන පිඩියක් යටතේ දී සිදුවන තාප විපරයාසය එන්තැල්පි විපරයාසයට

සමාන වේ. එන්තැල්පිය විත්ති ගුණයකි. එහි එහි විගාලත්වය අදාළ ද්‍රව්‍යයේ ප්‍රමාණය මත රදා පවතී. ද්‍රව්‍යක එන්තැල්පිය නිර්ණය කළ නොහැකි අතර, අප සැබැවින් ම මතින්නේ එන්තැල්පි වෙනස, ΔH ය.

ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි වෙනස, ΔH යනු එලවල සමස්ථ එන්තැල්පිය හා ප්‍රතික්‍රියකවල සමස්ථ එන්තැල්පිය අතර වෙනසයි.

$$\Delta H = H_{(\text{මෙ})} - H_{(\text{ප්‍රතික්‍රියක})}$$

2.1.6 තාපය

නියත පිඩිනයේ දී තාපය (q) එන්තැල්පියට සමාන වන නිසා, අප තාප විපරයාසවල මිනුම් ගැන සලකා බලමු. විද්‍යාගාරයේ දී හෝතික හා රසායනික ක්‍රියාවලිවල තාප විපරයාසය මතිනු ලබන්නේ ඒ සඳහා ම විශේෂීතව සපයන ලද සංවෘත හාජතයක් වන කුලරිම්ටරයක් යොදා ගනිමිනි. තාප විපරයාස නිමානය කිරීමේ දී පළමුව තාප ධාරිතාව සහ විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව පිළිබඳ අවබෝධයක් ලබා ගත යුතු ය.

විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සහ තාප ධාරිතාව

යම් ද්‍රව්‍යක විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව (c) යනු එම ද්‍රව්‍යයේ ග්‍රේම් 1ක ස්කන්ධයක උෂ්ණත්වය සෙල්සියස් අංකක 1කින් ඉහළ නැංවීමට අවශ්‍ය තාප ප්‍රමාණයයි. යම් ද්‍රව්‍යක තාප ධාරිතාව (C) යනු එම ද්‍රව්‍යයේ දෙන ලද ප්‍රමාණයක උෂ්ණත්වය සෙල්සියස් අංකක 1කින් ඉහළ නැංවීමට අවශ්‍ය තාප ප්‍රමාණයයි. විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සටනා ගුණයක් වන අතර තාප ධාරිතාව විත්ති ගුණයකි. යම් ද්‍රව්‍යක තාප ධාරිතාව සහ විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව අතර සම්බන්ධය මෙසේ ය:

$$C = m c$$

මෙහි m - ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය (ග්‍රේම්වලින්)

සටහන: සමහර අවස්ථාවල දී විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සඳහා "s" හාවිත වේ.

නිදසුනක් ලෙස, ජලයේ විශිෂ්ට තාපය $4.184 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ වේ නම්,

$$\begin{aligned} \text{ජලය } 100.0 \text{ g ක තාප ධාරිතාව} &= (100.0 \text{ g}) \times (4.184 \text{ J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}) \\ &= 418.4 \text{ J }^{\circ}\text{C}^{-1} \end{aligned}$$

සටහන: විශිෂ්ට තාප ධාරිතාවේ ඒකකය $\text{J g}^{-1} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ (හෝ $\text{J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$) වන අතර, තාප ධාරිතාව සඳහා ඒකකය $\text{J }^{\circ}\text{C}^{-1}$ (හෝ J K^{-1}) වේ.

යම් ද්‍රව්‍යක ස්කන්ධය, විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව හා එම සාම්පූලයේ සිදු වන උෂ්ණත්ව වෙනස Δt (උෂ්ණත්වය ${}^{\circ}\text{C}$ වලින්) හෝ ΔT (උෂ්ණත්වය K වලින්), දන්නා විට, අවශ්‍යාත්‍යය වන තාප ප්‍රමාණය හෝ නිදහස් වන තාප ප්‍රමාණය (Q), පහත සම්කරණය මගින් ගණනය කළ හැකි ය.

$$Q = m c \Delta t \quad \text{හෝ} \quad Q = m c \Delta T$$

මෙහි m = සාම්පූලයේ ස්කන්ධය

Δt = උෂ්ණත්ව වෙනස, එනම් $\Delta t = t_{\text{අවසාන}} - t_{\text{අරමුණක}}$

q සඳහා සලකුණ එන්තැල්පි වෙනසෙහි සලකුණට සමාන වේ. තාපාවශේෂක ක්‍රියාවලි සඳහා q දෙන වන අතර, තාපදායක ක්‍රියාවලි සඳහා q සංණ වේ.

2.2 විවිධ තාප-රසායනික ක්‍රියාවලි / ප්‍රතික්‍රියා ආක්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

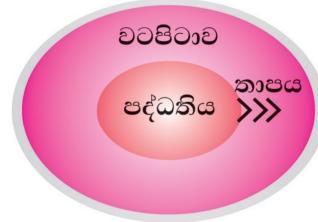
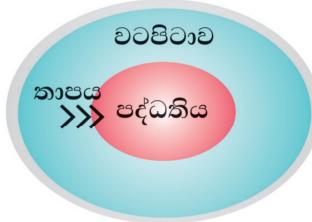
ΔH යන්නෙන් ප්‍රතික්‍රියාවක දී විමෝෂණය වූ හෝ අවශේෂණය වූ හෝ තාප ප්‍රමාණය නිරුපණය වේ. ක්‍රියාවලිය අනුව ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය දහ හෝ සැණ හෝ විය හැකි ය. එන්තැල්පි වෙනස, පද්ධතියක ඇති ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයට අනුලෝචන සමානුපාතික ය.

2.2.1 තාපදායක හා තාපාවශේෂක ක්‍රියාවලි

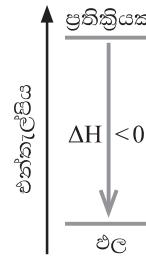
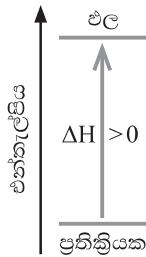
තාපගතික ක්‍රියාවලිය රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් හෝ හොතික පරිවර්තනයක් වන කළේ, සමස්ත ක්‍රියාවලිය ආක්‍රිත තාප විපර්යාසයේ ස්වභාවය අනුව ක්‍රියාවලි තාපදායක හා තාපාවශේෂක ලෙස වර්ගීකරණය කෙරේ. මේ ක්‍රියාවලි දෙවර්ගය අතර වෙනස්කම් පහත දැක්වෙන ආකාරයට වෙන් කළ හැකි ය.

2.1 වගුව තාපදායක හා තාපාවශේෂක ක්‍රියාවලි සංස්ක්‍රිතය කිරීම

තාපාවශේෂක ප්‍රතික්‍රියා	තාපදායක ප්‍රතික්‍රියා
ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය විමෝ දී තාපය අවශේෂණය වන ක්‍රියාවලි තාපාවශේෂක ක්‍රියාවලි වේ.	ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය විමෝ දී තාපය විමෝවනය වන ක්‍රියාවලි තාපදායක ක්‍රියාවලි වේ.
පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ගක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ගක්තියට වඩා වැඩි ය. අවශ්‍ය අමතර ගක්තිය පද්ධතිය විසින් තාපය ලෙස වටපිටාවෙන් අවශේෂණය කර ගනු ලැබේ.	පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ගක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ගක්තියට වඩා අඩු ය. අමතර ගක්තිය තාපය ලෙස වටපිටාවට නිදහස් වේ.
දදා: ඇමෝෂිනියම් ක්ලෝරයිඩ් ජලයේ දිය කිරීම.	දදා: සියලු දහන ක්‍රියාවලි තාපදායක ය.
සාමාන්‍යයෙන් තාපාවශේෂක හොතික පරිවර්තනයක දී ආරම්භක අවස්ථාව, අවසන් අවස්ථාව වෙත ගෙන ඒම සඳහා තාපය සැපයිය යුතුය.	හොතික පරිවර්තනය තාපදායක නම් ආරම්භක අවස්ථාව අවසන් අවස්ථාව වෙත ගෙන ඒම සඳහා තාපය ද්‍රව්‍ය කළ යුතු ය.
දදා: තාපය සැපයිමෙන් සනයක් ද්‍රව බවට පත් කිරීම තාපාවශේෂක ක්‍රියාවලියකි.	දදා: හිමාංකයේ දී ද්‍රවයක් හිමායනය කිරීම තාපදායක ක්‍රියාවලියකි.
ප්‍රතික්‍රියක + ගක්තිය (තාපය) → එල $90 \text{ kJ} + \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g})$	ප්‍රතික්‍රියක → එල + ගක්තිය (තාපය) $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 242 \text{ kJ}$



තාපාවගේශක ප්‍රතික්‍රියා	තාපදායක ප්‍රතික්‍රියා
පද්ධතිය විසින් වටපිටාවෙන් තාපය අවශේෂණය කරගන්නා තාපාවගේශක ක්‍රියාවලියක ΔH ධන වේ. (එනම් $\Delta H > 0$ වේ).	පද්ධතිය විසින් වටපිටාවට තාපය නිදහස් කරන තාපදායක ක්‍රියාවලියක ΔH සාණ වේ. (එනම් $\Delta H < 0$ වේ.)



නියත පිබනයක් යටතේ මතිනු ලබන තාප විපර්යාස මගින් පද්ධතියක එන්තැල්පි වෙනස දැක්වේ. නියත පිබනයක් යටතේ යොදා ගන්නා කැලෝමීටර මගින් ක්‍රියාවලියක එන්තැල්පි වෙනස කෙළුන් ම මැන ගත හැකි ය.

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා මතිනු ලබන එන්තැල්පි වෙනසට නිශ්චිත අයයක් පැවරෙන්නේ ආරම්භක අවස්ථාව (ප්‍රතික්‍රියා) හා අවසන් අවස්ථාව (ඡල) සූචිත්‍යෙන් ලෙස විස්තර කර ඇතොත් පමණි. ප්‍රතික්‍රියාවක් හා ඡල සඳහා අප විසින් සම්මත තත්ත්ව (10^5 Pa පිබනය හා අනිමත උෂ්ණත්වය) අර්ථ දක්වා ඇතොත්, අපට අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි විපර්යාසය, සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. මේ සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය එහි සංකේතය සහිත ΔH මගින් සංකේතවත් කෙරේ. සම්මත තත්ත්වය නිර්වචනය කිරීමේදී උෂ්ණත්වය එහි කොටසක් නොවන නමුදු, ΔH වල වගුත කර ඇති අයයන් ප්‍රකාශ කිරීමේදී උෂ්ණත්වය දැක්විය යුතු වන්නේ එය උෂ්ණත්වය අනුව වෙනස් වන හෙයිනි. විශේෂයෙන් සඳහන් කර තැනි නම් මෙහි සඳහන් සියලු අයයන් උෂ්ණත්වය 25°C න් හෝ 298.15 K අදාළ වේ.

සරලව කිවහොත්,

ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය යනු සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී ප්‍රතික්‍රියාවේ දැක්වෙන ප්‍රමාණ මගින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඡල සැදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

2.2.2 තාප-රසායනික සම්කරණ

හාවිත සම්මුති තත්ත්ව හා ප්‍රතික්‍රියාවට අදාළ ΔH (හෝ ΔH°) අය ඇතුළත් වන තැවත් රසායනික සම්කරණයක් තාප-රසායනික සම්කරණයක් ලෙස හැඳින්වේ. තාප-රසායනික සම්කරණයක් උග්‍රීමේදී පහත දැක්වෙන සම්මුති අවශ්‍යයෙන් ම හාවිතයට ගැනේ.

- (i) තැවත් තාප-රසායනික සම්කරණයක සංග්‍රහකවලින් ප්‍රතික්‍රියාවහි ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන මුළු ප්‍රමාණ නිරුපණය වේ.
- (ii) ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසයහි ඒකකය kJ mol^{-1} වන අතර, ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල මුළු ඒකකට වැඩි ගණනක් ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වුව ද එය එසේ ම පවතී. එහෙත් අයයෙහි විශාලත්වය පමණක් වෙනස් විය හැකි ය.
- (iii) ප්‍රතික්‍රියාවක් ප්‍රතිවර්තනය කළ විට ΔH හි සලකුණ මාරු වන අතර විශාලත්වය නොවෙනස්ව පවතී.
- (iv) ΔH (හෝ ΔH°) හි අය ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල හොතික අවස්ථාව (කළාප) අනුව වෙනස් වේ. එබැවින් තාප-රසායනික සම්කරණවල සියලු විශේෂවල හොතික අවස්ථාව දැක්වීම අත්‍යවශ්‍ය වේ.

- (v) සමස්ත තාප-රසායනික සමීකරණය කිහිපයම් සංඛ්‍යාවකින් ගුණ කරන ලද්දේ නම්. එන්තැල්පි වෙනස ද එම සංඛ්‍යාවෙන් ම ගුණ කළ යුතු ය.
- (vi) ΔH^θ හි සලකුණ සාම වේ නම්, ඉන් භැගවත්තේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපදායක බව ය. ΔH^θ හි සලකුණ ධන නම් ඉන් ප්‍රකාශ වත්තේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපාවගේ ප්‍රතික්‍රියාව බව ය.

නිදුසුන:

පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියා සලකන්න.



ඉහත තාප-රසායනික සමීකරණවල පළමු ප්‍රතික්‍රියාව කිහිප ආකාරයකට අර්ථකථනය කළ හැකි ය.

- ප්‍රතික්‍රියා මුළුයකට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.*
- වැය වන $\text{H}_2(\text{g})$, මුළු 2 කට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.
- වැය වන $\text{O}_2(\text{g})$, මුළුයකට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.
- සැදෙන ජල වාෂ්ප මුළු 2 කට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.

ස්ටොයිකියාමිතික සංගුණකවලට අනුව මුළු ප්‍රමාණ ප්‍රතික්‍රියා කරයි නම්, ΔH^θ මගින් එන්තැල්පි වෙනස කොපමණ ද යන්න ඉදිරිපත් කෙරේ.

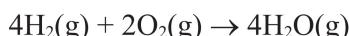
*සටහන: මෙහි දී $483.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ යන්තේන් අදහස් වන්තේන් හයිවුන්න් වායු මුළු 2ක් මක්සිජන් වායු මුළු 1ක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර වායුමය ජලය මුළු 2ක් සැදීමේ දී 483.7 kJ තාප ගක්තියක් නිදහස් වන බවයි.

සමහර අවස්ථාවල ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව මෙලෙස ලියු විට;



*සටහන: මෙහි දී නඳුන්වා ඇති ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමාණයක් (extent) ලියා ඇති ආකාරයට සිදු වන විට 483.7 kJ ක තාපයක් පිට වන බව තිරුප්පණය වේ. ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමාණයෙහි ඒකකය මුළු (mol) වේ. ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා $\Delta H = \Delta H^\theta \times \text{mol} = - 483.7 \text{ kJ mol}^{-1} \times \text{mol} = - 483.7 \text{ kJ}$

නිදුසුනක් ලෙස, පහත ප්‍රතික්‍රියාව සලකම්

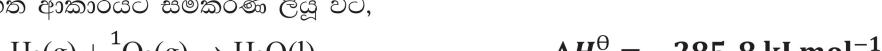


මෙම ප්‍රතික්‍රියාවහි $\Delta H = \Delta H^\theta \times 2 = - 967.4 \text{ kJ}$ ලෙස ලියා දක්වනු ලැබේ.

එනම් මුළු ΔH^θ අගය 2න් ගුණ කළ යුතු අතර, වෙනත් ආකාරයට කිවහොත් ΔH^θ හි අගය ප්‍රතික්‍රියා කරන ද්‍රව්‍යයන්හි ප්‍රමාණයෙන් (mol) ගුණ කරයි. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමාණය වෙනුවට, එම අවස්ථාවේ ඇති ප්‍රතික්‍රියා කරන ද්‍රව්‍යයන්හි විද්‍යා මාන වන ප්‍රමාණය ගත හැකිය. එනම් එහි සරලම තුළින රසායනික සමීකරණයෙහි ස්ටොයිකියාමිතික සංගුණකයෙන් බෙදිය යුතුය. එබැවින් ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව (මක්සිජන්) සඳහා $\Delta H = - 483.7 \text{ kJ mol}^{-1} \times \left(\frac{2 \text{ mol}}{1} \right) = - 967.4 \text{ kJ}$

අප සඳහන් කරන්නේ ΔH^θ පමණක් ම නම්, එය $- 967.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ වේ.

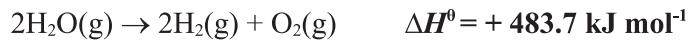
අප පහත ආකාරයට සමීකරණ ලියු විට,



ඒන්තලේපී අගයයන් ඉහත අගයයන්ගේ අරුධය වන බව අපට පෙනේ.

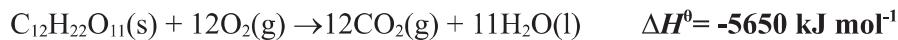
සාමාන්‍යයෙන් වැටහෙන පරිදි හඩුවුන් වාපුව දහනයෙන් ජලය නිපදෙන බව ඉහත සම්කරණයෙන් විස්තර වේ. පළමු ප්‍රතික්‍රියාව ද්‍රව්‍ය ජලය සැදීමක් ලෙස සැලකිය හැකි අතර දෙවැනි ප්‍රතික්‍රියාව ජල වාෂ්ප සැදීමක් ලෙස සැලකිය හැකි ය. ΔH හි සානු සලකුණින් දැක්වෙන්නේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපදායක බවයි.

ඉදිරි දිගාවට තාපදායක වන ප්‍රතිත්වියාවක් ආපසු දිගාවට තාපාවෙශේක වේ. මෙහි විලෝම තන්ත්වය ද එසේ ම වලංගු ය. එසේ ම මේ නීතිය හොඳික භා රසායනික ක්‍රියාවලි සඳහා ද වලංගු ය.



2.2.3 එන්තලේපි රුපසටහන්

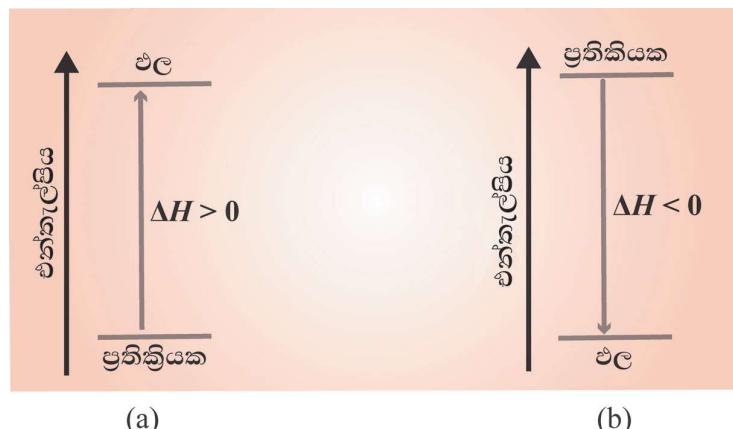
පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.



ඉහත සිම්පරණයෙහි ΔH° හි සලකුණ සාරු වීමෙන් ගම්ම වන්තේ එලවල එන්තැල්පිය, ප්‍රතිත්වියකවල එන්තැල්පියට වඩා අඩු බවයි. එන්තැල්පියෙහි සිදු වන මේ අඩු වීම වට්ටිවාවට නිඛහස් වන තාපය ස්වරුපයෙන් ප්‍රකාශයට පත් වේ. සුදුකෝස් උහනය තාපදායක වේ.



ඉහත දී අති ප්‍රතික්‍රියාවහි ප්‍රතික්‍රියකවල එන්තැල්පියයට වඩා වැඩි එන්තැල්පියක් එලවලට ඇතේ. එමතිසා $\Delta H'$ දන වේ. මෙසේ එන්තැල්පිය ඉහළ නාවතු පිණිස වටපිටාවෙන් තාපය අවශ්‍ය ගෙවෙනු ලබයි. එන්තැල්පි රුපසටහනක් යනු යම් ක්‍රියාවලියක දී සිදු වන එන්තැල්පි විපරියාසවල රුපිය ප්‍රකාශනයකි. 2.1 වගුවෙන් ද පෙන්වුම් කරන පරිදි, රුපසටහන් මගින් තාපදායක හා තාපාවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියා තිරුප්පණය කරන්නේ මෙසේ ද පහත 2.3 රුපයෙහි දැක්වේ.



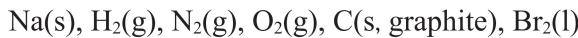
2.3 රුපය (a) තාපාවශේෂක (b) තාපදායක ක්‍රියාවලි සඳහා එන්තැල්පි රුපසටහන්

2.2.4 එන්තැල්පි විපරයාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපරයාස

සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි විපරයාසය, ΔH_f^θ ,

දුව්‍යක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය, ΔH_f^θ යනු සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එම දුව්‍යක මුළුයක්, සම්මත අවස්ථාවේ සමුද්දේශ ස්වරූපයෙන් ඇති එහි සංසටහ මුදුව්‍යවලින් උත්පාදනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපරයාසයයි. සුළු සංඛ්‍යාවක හැරුණු විට, මුදුව්‍යවල සමුද්දේශ ස්වරූප යනු atm එකක පිඩියක් (101325 Pa) හා දෙන ලද උෂ්ණත්වයක් යටතේ ජ්වායේ වඩාත් ම ස්ථායි ආකාරය ය. එ සංකේතයෙන් අදාළ එන්තැල්පි වෙනස සම්මත එන්තැල්පි වෙනසක් බවද ‘f’ යටතුරෙන් ප්‍රතික්‍රියාවේ දී මුදුව්‍යවලින් අදාළ දුව්‍ය උත්පාදනය වන බවද පෙන්නුම් කෙරේ. මුදුව්‍යයක වඩාත් ම ස්ථායි අවස්ථාව එයින් ම උත්පාදනය වීම විපරයාසයක් නොවන බැවින් සමුද්දේශ ස්වරූපයේ ඇති සංශෝධ මුදුව්‍යයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය 0 වේ.

නිදුසුන් ලෙස පහත දී ඇත්තේ, සාමාන්‍යයෙන් තාප-රසායනික දත්ත වගුගත කිරීමේ දී යොදා ගන්නා උෂ්ණත්වය වන 298.15 K දී මුදුව්‍ය කිහිපයක වඩාත් ම ස්ථායි ආකාරය.



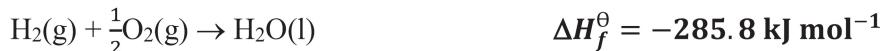
නිදුසුන:

කාබන් සඳහා විශේෂයක් මත් දැයි කෙනකුට සිනිය හැකි ය. මිනිරන් (ග්‍රෙයිට්) ආකාරයට අමතරව දියමන්ති (ඩයමන්ති) ස්වරූපයෙන් ද ස්වාහාවිකව කාබන්වලට පැවතිය හැකි ය. ඒ දෙක අතර ද මැනිය හැකි තරමේ එන්තැල්පි වෙනසක් පවතින බැවින් ඒ දෙකෙහි ම ΔH_f^θ සඳහා ගුන්‍ය අගය පැවරිය නොහැකි ය.



සමුද්දේශ ආකාරය ලෙස අප සලකන්නේ වඩා ස්ථායි ආකාරය හෙවත් අඩු එන්තැල්පි අගයෙන් යුත් ආකාරයයි. එබැවින් $\Delta H_f^\theta |_{[\text{C(s, graphite)}]} = 0$ සේ සලකනු ලැබේ.

25 °C දී හා 1 atm පිඩියෙන් දී පවත්නා වඩාත් ම ස්ථායි ස්වරූපය නොවන කළේ, උත්පාදන ප්‍රතික්‍රියාවේ එවල භෞතික තත්ත්ව පැහැදිලි ව දැක්වීය යුතු ය.



ඉහත ΔH_f^θ අගයන් දෙක අතර වෙනස ජලයේ වාෂ්පිකරණ තාපය (44 kJ mol^{-1}) බව වටහා ගන්න.

බොහෝ ගණනය කිරීම්වල දී අපි නිරන්තරයෙන් සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි හාවිතයට ගනිමු. පහත දී ඇති නිදුසුන්වලින් විදහා දැක්වෙන පරිදි, අප විසින් සිදු කළ යුතු පළමු කටයුත්ත වන්නේ ΔH_f^θ යෙදෙන රසායනික සම්කරණය ලිවීමයි.

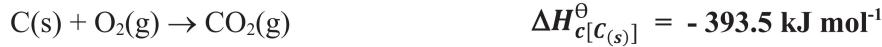
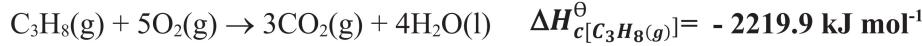
298 K දී ගෝමැල්ඩිචිවල (HCHO) සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය -108 kJ mol^{-1} වේ. මේ කරුණ පහත දැක්වෙන සම්කරණයෙන් ප්‍රකාශ වේ.



නිදුසුන් සම්හරක් සාකච්ඡා කිරීමට පෙර ඇතැම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියා / සංස්ක්‍රිත සම්මත එන්තැල්පි කිහිපයක් අර්ථ දක්වා තිබීම වටී.

සම්මත දහන එන්තැල්පි විපරයාසය, ΔH_f^θ

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මුදුව්‍යයක හෝ සංයෝගයක හෝ මුළුයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති අතිරික්ත මක්සිජන් ප්‍රමාණයක (නැත හොත් වාතයේ) සම්පූර්ණයෙන් දහනය වී සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එල ලබා දීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපරයාසය එහි සම්මත දහන එන්තැල්පිය වේ.



සම්මත බන්ධන විසටන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_D^θ

එනම්, බන්ධන මුළුයක් විසටනය කරමින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය විශේෂයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය මූල්‍යවා හෝ සංරචක බවට විසටනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



එම නිසා මෙන්න් වල බන්ධන විසටන ගක්ති වෙනස යනු ඉහත අගයන් හතරේහි මධ්‍යනාය අය වේ.

$$\begin{aligned} \text{CH}_4(\text{g}) \text{හි } \text{මධ්‍යනාය සම්මත බන්ධන විසටන} &= (428 + 441 + 454 + 344)/4 \text{ kJ mol}^{-1} \\ \text{එන්තැල්පි විපර්යාසය} &= 416.75 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

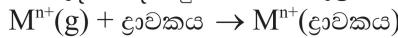
සම්මත උදාසිනාකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{neu}^θ

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ජලය H^+ අයන මුළුයක් හා ජලය OH^- අයන මුළුයක් ප්‍රතිතියා වී ජලය මුළුයක් සැදීම ආග්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



සම්මත සදාවන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{sol}^θ

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය අයන මුළුයක් දාවක ප්‍රමාණයක් හමුවේ 1.0 mol dm^{-3} දාවනයක් සැදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



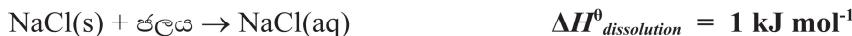
සම්මත සජ්‍රලන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_{hyd}^θ

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය අයන මුළුයක් ජල ප්‍රමාණයක ද්‍රවණය වී 1.0 mol dm^{-3} දාවන තත්ත්වයට පත් වීම ආග්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



සම්මත දාවන එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\Delta H_{dissolution}^\theta$

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව්‍යයක මුළුයක් දාවක ප්‍රමාණයක ද්‍රවණය වී 1.0 mol dm^{-3} දාවනයක් සැදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි. (අල්ප වශයෙන් දාවන ලවණයක් මගින් සංත්‍යුත් දාවනයක් සැදීම).



සම්මත උර්ධවපාතන එන්තැල්පි විපර්යාසය ΔH_{sub}^θ

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සන තත්ත්වයේ ඇති මූල්‍යවායක හෝ සන සංයෝගයක හෝ මුළුයක් සම්පූර්ණයෙන්ම සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය තත්ත්වයට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



සම්මත ව්‍යුහීකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_{evap}

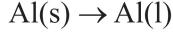
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව්‍ය මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක මුවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි වායු අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



$$\Delta H^\theta_{evap} = 30.91 \text{ kJ mol}^{-1}$$

සම්මත විශයන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_{fus}

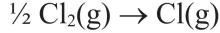
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සන මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක මුවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි ද්‍රව්‍ය අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



$$\Delta H^\theta_{fus} = 10.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_{at}

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සන මූලද්‍රව්‍යයක සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි වායුමය පරමාණු මුවුලයක් බවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



$$\Delta H^\theta_{at} = 121 \text{ kJ mol}^{-1}$$

සම්මත පළමු අයනිකරණ ගක්ති එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_{IE1}

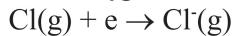
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක වායුමය පරමාණු මුවුලයකින් එහි නාෂ්ටියට වඩා ම ලිඛිල් ලෙස බැඳී ඇති ඉලෙක්ට්‍රොනයක් බැගින් ඉවත් වී සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ඒක දන අයන මුවුලයක් සඳහාමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



$$\Delta H^\theta_{IE1} = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$$

සම්මත ඉලෙක්ට්‍රොනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_{EG}

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය පරමාණු මුවුලයක් ඉලෙක්ට්‍රොනයක් බැගින් ප්‍රතිග්‍රහණය කර ගනිමින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ඒක-සාණ අයන මුවුලයක් සඳහාමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.



$$\Delta H^\theta_{EG} = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$$

එබැවින් Cl(g) හි ඉලෙක්ට්‍රොන බන්ධනාවය, 349 kJ mol^{-1} වේ.

අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලීස් විසංවන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^θ_L

එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සන අයනික සංයෝගයක මුවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි වායුමය ධෙන හා සාණ අයන බවට පත් වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

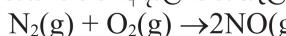


$$\Delta H^\theta_L = +788 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2.2.5 වකු ලෙස ΔH (ΔH^θ) නිරණය කිරීම: හෙස් නියමය

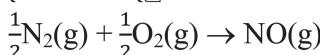
එන්තැල්පි සංකල්පය මෙතරම් ප්‍රයෝගනවත් වීමට එක් හේතුවක් වන්නේ එමගින් කුඩා මිනුම් සංඛ්‍යාවක් උපයෝගී කර ගනිමින් ප්‍රතිත්වියා එන්තැල්පි විපර්යාස විශාල සංඛ්‍යාවක් ගණනය කළ තැකි වීම ය. එන්තැල්පි විපර්යාසවල ඇති පහත දැක්වෙන ලක්ෂණ කරණ කොට ගෙන මේ හැකියාව ලැබේ ඇත.

ΔH විත්ති ගුණයක් වන අතර අවස්ථා ග්‍රිතයක් ද වේ. 25°C දී සංස්ථික මූලද්‍රව්‍යවලින් NO(g) උත්පාදනය වීමට අදාළ එන්තැල්පි විපර්යාසය සලකා බලමු.



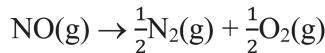
$$\Delta H^\theta = 180.50 \text{ kJ mol}^{-1}$$

NO(g) එක් මුවුලයක් ආශ්‍රිත එන්තැල්පි වෙනස ප්‍රකාශ කිරීම සඳහා අප්‍රි සියලු සංගුණක හා ΔH^θ අගය දෙකෙන් බෙදාමු.



$$\Delta H^\theta = 90.25 \text{ kJ mol}^{-1}$$

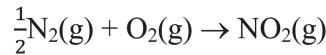
අවස්ථා ග්‍රිතයක දිගාව වෙනස් වීමේ දී එන්තැල්පි වෙනසෙහි සලකුණ ද වෙනස් වන බැවින් ඉහත ක්‍රියාවලිය ප්‍රතිවර්තනය කිරීමේ දී ΔH^θ හි ලක්ණ මාරු වේ. ඒ අනුව NO(g) මුවුල එකක් වියෝගනය වීමේ සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය $-90.25 \text{ kJ mol}^{-1}$ වේ. එනම් NO(g) මුවුල එකක් උත්පාදන එන්තැල්පියේ සාණ අගය වේ.



$$\Delta H^\theta = -90.25 \text{ kJ mol}^{-1}$$

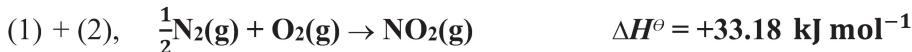
හේස් තාප සමාකලන නියමය සඳහා නිදුසුනක්:

$\text{N}_2\text{(g)}$ හා $\text{O}_2\text{(g)}$ මූලධර්මවලින් $\text{NO}_2\text{(g)}$ උත්පාදනයට අදාළ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය නිර්ණය කිරීම පිළිබඳ සලකා බලමු.



$$\Delta H^\theta = ?$$

උක්ත ප්‍රතික්‍රියාව පියවර දෙකක් මෙසේස් සිදු වෙතැයි අපට සිතිය හැකි ය. පළමුව අපි $\text{N}_2\text{(g)}$ හා $\text{O}_2\text{(g)}$ වලින් NO(g) සාදමු. අනතුරුව NO(g) හා $\text{O}_2\text{(g)}$ වලින් $\text{NO}_2\text{(g)}$ සාදමු. මේ පියවර දෙකට අදාළ තාප රසායනික සම්කරණ ඒවාට සුවිශේෂ ΔH^θ අගයන් ද සමග එකතු කළ හොත් අපට අප සෞයන ΔH^θ අගය ද සමග සමස්ත සම්කරණය ලැබේ.

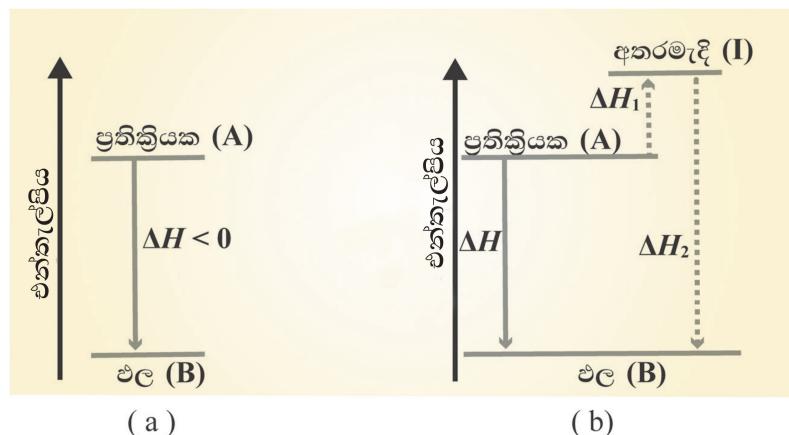


ඉහත නිදුසුනට අදාළ මූලධර්මය හේස් නියමයෙන් මෙසේ ප්‍රකාශ වේ.

කිසියම් ක්‍රියාවලියක් අදියර හෝ පියවර වශයෙන් (කල්පිතව වුව ද) සිදු වේ නම් සමස්ත ක්‍රියාවලිය සඳහා වූ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ඒ ඒ පියවරවල එන්තැල්පි විපර්යාසවල එකතුවට සමාන වේ.

අන් අයුරින් කිව හොත් හේස් නියමය එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා තුළ ගුණයෙහි ප්‍රතිඵලයකි. ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව වෙත එළඹියේ කුමන මාර්ගයින් වුව ද ΔH (හොත් ΔH^θ ක්‍රියාවලිය සම්මත අවස්ථාවේ දී සිදු කරන ලද නම්) සඳහා ඇත්තේ එක ම අගයක් වන අතර එය මාර්ගයෙන් ස්වායන්ත්‍ර ය.

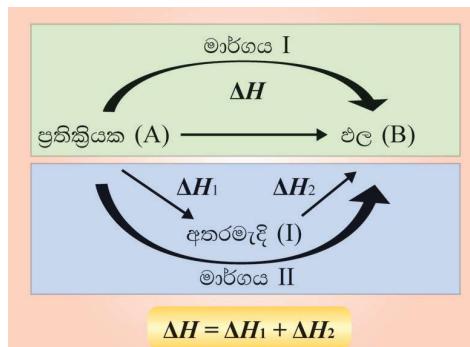
පහත විස්තර කෙරෙන පරිදි මේ සංකල්පය එන්තැල්පි රුපසටහනකින් සේ ම තාප-රසායනික වත්තයකින් ද ඉදිරිපත් කළ හැකි ය. මෙය පිළිවෙළින් 2.4 හා 2.5 රුපසටහන් වල නිරුපනය වේ.



2.4 රුපය තාපදායක ප්‍රතික්‍රියාවක A ප්‍රතික්‍රියකවල සිට B එල දක්වා යා හැකි මාර්ග දෙකක් (a) සාර්ථක පරිවර්තනය (b) අතරමැදි සහිතව පියවර දෙකකින් කෙරෙන පරිවර්තනය

2.4 රුපයෙන් හේස් නියමය තවදුරටත් පැහැදිලි කෙරේ. A ප්‍රතික්‍රියක B එල බවට පත් කිරීම එක් පියවරකින් කළත්, පියවර දෙකකින් කළත්, පියවර ගණනාවකින් කළත් සමස්ථ එන්තැල්පි විපර්යාසය එකක් ම වේ. ඉහත අවස්ථා දෙකේදීම සමස්ථ එන්තැල්පි විපර්යාසය එකම විය යුතුය. මක්නිසා ද යත්, එය තීරණය වන්නේ එන්තැල්පි රුපසටහනෙහි ප්‍රතික්‍රියක හා එලවල සාලේක්ෂ පිහිටීම් මත පමණක් හෙයිනි.

ගණනය කිරීම ඉහත දක්වා ඇති ආකාරයේ එන්තැල්පි රුපසටහන් මගින් පමණක් නොව, රේට වඩා සරල ආකාරයකට ද කළ හැකි ය. ඒ සඳහා ප්‍රතික්‍රියක එල බවට පරිවර්තනය වීම තීරුපණය කෙරෙන පහත දැක්වෙන ආකාරයේ වකුයක් අවශ්‍ය ය. එයින් ද A ප්‍රතික්‍රියක B එල බවට පත් කෙරෙන මාර්ග දෙක ප්‍රකාශිත ය.



2.5 රුපය තාප-රසායනික වකුය

තාප-රසායනික වකුයක් ලිවීමේ දී පහත උපදෙස් අනුගමනය කළ යුතු වේ.

පළමුව එන්තැල්පි වෙනස සෙවීමට ඇති රසායනික ප්‍රතික්‍රියාව ලියා, එහි ර්තලය උඩින් ΔH සංකේතය ලියන්න. ඉන් පසු තාප-රසායනික වකුයක් (හේස් නියම වකුයක්) ගොඩනැගෙන පරිදි තාපගතික තොරතුරු සහිත අනෙකුත් ප්‍රතික්‍රියා අනුළත් කර, ඒ එක් එක් ප්‍රතික්‍රියාවේ ර්තලය උඩින් දන්නා එන්තැල්පි විපර්යාස ලියන්න. නැමු විට ම, ර්තලවල දිගාව අනුගමනය කරමින් රුපසටහන තුළ මාර්ග දෙකක් සෝයා ගන්න. ඒවායෙහි එකිනෙකට ප්‍රතිවිරෝධ දිගාවලට යොමු වන ජ්‍යෙල නොවිය යුතු ය.

මිට අමතරව, නිශ්චිත ප්‍රතික්‍රියාවක දී දන්නා එන්තැල්පි අගයන් අනුරුප ප්‍රතික්‍රියාවලට සම්බන්ධ මුළු සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කළ යුතු ය. නිදුසුනක් ලෙස, සම්මත දහන එන්තැල්පිය, දහනයට භාජන වන දුවනයේ (ලදා: කාබන්) මුළයකින් ඇරෙහි නම්, අදාළ එන්තැල්පි අගය ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන කාබන් පරමාණු සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කළ යුතු ය. ගැටුලුව සම්කරණ හාවත් කර විසඳුවත්, මෙය සිදු කළ යුතු බව මතක තබා ගන්න (පහත නිදුසුන බලන්න).

නිදුසුන:

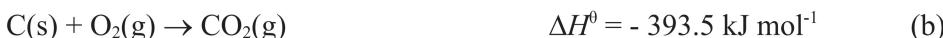
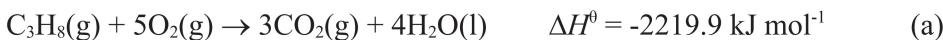
අපට පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාවහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය සෙවීමට අවශ්‍යව ඇතැයි සිතමු.



දැන් අප භූමිවේ ඇත්තේ අප කෙසේ ඉදිරියට යා යුතු ද යන ප්‍රශ්නයයි. අප විසින් මිනිරන් හා හයිඩුජන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමට සළයන ලද්දේ නම් සිදු වනු ඇත්තේ අල්ප වූ ප්‍රතික්‍රියාවක් වන අතර, එය සම්පූර්ණවය කරා නො යයි. නැරත් මෙහි දී එලය පොලේන්වලට සිමා තොවන අතර, වෙනත් හයිඩුජනාබනා ද ඒ සමග සැදෙනු ඇත. එනම්, අපට ඉහත ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^θ අගය කෙළුන් ම මැතිය නොහැකි ය. ඒ වෙනුවට අපට කළ හැක්කේ පරික්ෂණාත්මකව නිර්ණය කළ හැකි ΔH^θ අගයන් උපයෝගී කර ගනිමින් වතු ලෙස අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^θ අගය ගණනය

කිරීමයි. හේස් නියමයෙහි මුළු වට්නාකම රඳී ඇත්තේ මෙහි ය. එය අපට සාපුරුව මැනිය නොහැකි ΔH^θ අගයන් ගණනය කිරීමට මග විවර කරයි.

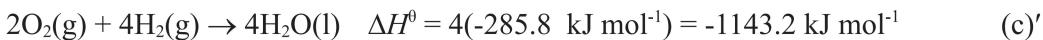
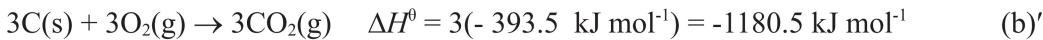
හේස් නියමය හාවිතයෙන් එන්තැල්පි වෙනසක් නිර්ණය කිරීමේ දී අපි අදාළ රසායනික සම්කරණ සංයෝජනය කළ යුතු වෙමු. මේ සඳහා යුදුසු ආරම්භක ලක්ෂණයක් වන්නේ දෙන ලද ප්‍රතික්‍රියකයෙහි මුළුයක් පදනම් කර ගනිමින්, දී ඇති දහන ප්‍රතික්‍රියා සඳහා රසායනික සම්කරණ ලිඛිමයි. කාබන්, හයිඩූජන්, ඔක්සිජන් අන්තර්ගත සංයෝගවල දහන එල CO₂(g) හා H₂O(l) බව සැලකිල්ලට ගතිමින් පහත දැක්වෙන පරිදි අපට ගැටුලුවේ විසඳුම් මාර්ගය සොයා ගත හැකි ය.



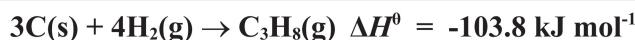
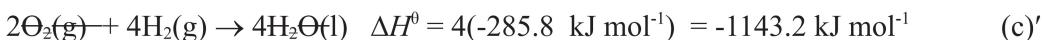
(a) හි ආපසු ප්‍රතික්‍රියාව අපට මෙසේ ලිවිය හැකි ය.



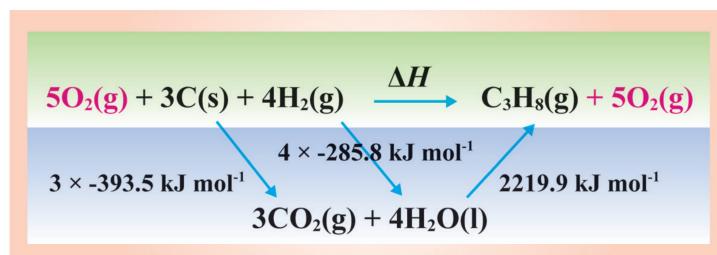
ඉලක්කගත ප්‍රතික්‍රියාවෙහි ප්‍රතික්‍රියක C(s) හා H₂(g) වේ. ඒ එකඟෙන් අදාළ මුළු ප්‍රමාණ ඇතුළත් වීම සඳහා (b) සම්කරණය තුනෙන් ද, (c) සම්කරණය හතරෙන් ද ගුණ කළ යුතු වේ.



මෙහි දී C(s) මුළු තුනක් හා H₂(g) මුළු හතරක් වැය වී ඇති අතර, C₃H₈(g) මුළුයක් සැදු ඇත. මේ අපට අවශ්‍ය වූ ප්‍රතික්‍රියාවයි. දැන් අපට ප්‍රතිසංවිධානය කරන ලද සම්කරණ තුන එකතු කිරීමෙන් (a)' + (b)' + (c)' අවශ්‍ය සංයෝජනය ලබා ගත හැකි ය.



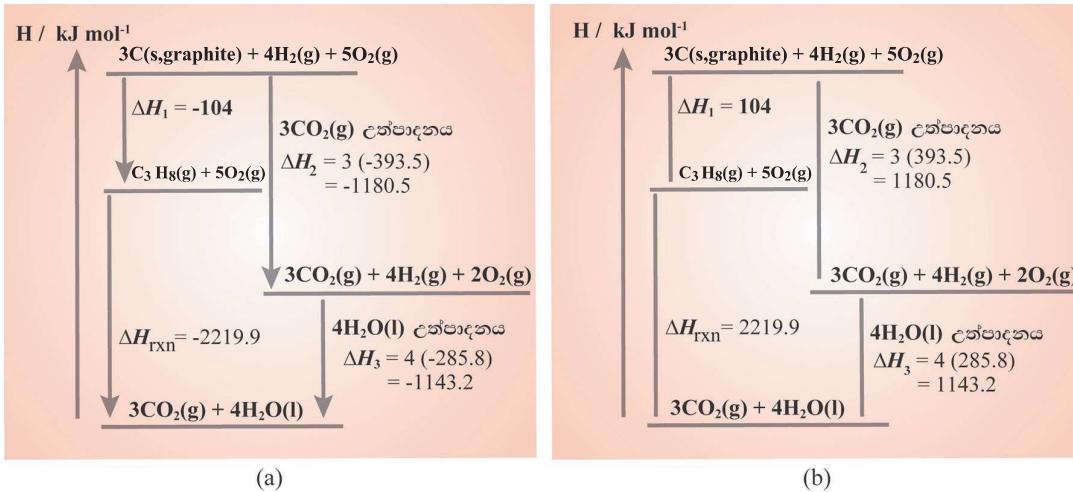
තාප-රසායනික වතුයක් හාවිතයෙන් ඉහත ගැටුව මෙසේ විසඳිය හැකි ය.



$$\Delta H = 3(-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}) + 4(-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}) + 2219.9 \text{ kJ mol}^{-1} = -103.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

එන්තැල්පි රුපසටහනක් හාවිතයෙන් ද එහි විසඳුම මෙසේ ලබා ගත හැකි ය.

අප විසින් අදින ලද එන්තැල්පි රුපසටහනෙහි අප එන්තැල්පි ආක්ෂයෙහි කිහිදු සංඛ්‍යාත්මක අගයක් දක්වා නැත. ඒ H එන්තැල්පියෙහි තීරපේක්ෂ අගයන් අපට නිරණය කළ නොහැකි හෙයිනි. එහෙත් එන්තැල්පිය අවස්ථා මූත්‍රයක් බැවින් ΔH එන්තැල්පි වෙනසට අනන් වූ අගයන් ඇතේ. මේ වෙනස සමග අපට කටයුතු කළ හැකි ය. එහෙත් වෙනත් බොහෝ ගුණවලට සේ ම රට ද ආරම්භක ලක්ෂණයක් හෙවත් ගුනා ලක්ෂණයක් අවශ්‍ය ය.



2.6 රුපය $3\text{C(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8\text{(g)}$ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි රුපසටහන

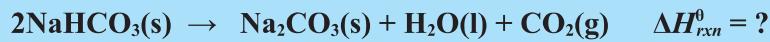
(a) රුපයෙන් ප්‍රතික්‍රියාවේ දිගාවට අනුව එක් එක් ක්‍රියාවලිය ඒවාට අදාළ එන්තැල්පි අගය ද සමග දැක්වේ. (b) රුපයෙන් එන්තැල්පි පරතරය පෙන්නුම් කෙරෙන අතර, අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාවේ දිගාවට අනුව අපට සලකුණ තීරණය කළ හැකි ය.

සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි

ප්‍රතික්‍රියාවක ප්‍රතික්‍රියක හා එල සම්මත අවස්ථාවේ පවතින විට එහි එන්තැල්පි වෙනස සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය වන බව අපි උගතිමු. එය ΔH^θ හෝ ΔH^θ_{rxn} මගින් සංකේතවත් කෙරේ. සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිවල එක් ප්‍රධාන ප්‍රයෝගනයක් නම් සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි ගණනය කිරීමයි.

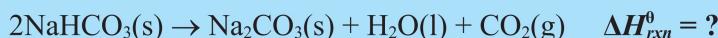
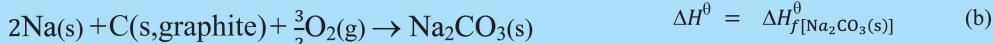
නිදුසුන 2.1

බේකිං සේබා භාවිත කර පිටි ආහාර පිළිස්සීමේ දී අල්ප ලෙස සිදු වන පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාව ආශ්‍රිත සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය හෙස් නියමය භාවිත කොට ගණනය කරන ආකාරය විමසා බලමු.



පිළිබුරු:

හේස් නියමයට අනුව පහත සම්කරණ හතර එකට එකතු කළ විට ඉහත සම්කරණය ලබා ගත හැක.

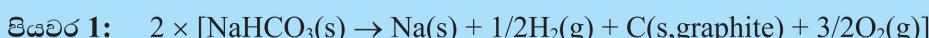


(a) සම්කරණය, මූලධ්‍රව්‍යවලින් $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ මුළු දෙකක් උත්පාදනය වීමෙහි විලෝම සම්කරණයයි. එනම්, (a) ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^θ , $\Delta H_f^\theta[\text{NaHCO}_3(\text{s})]$ හි සාම් අගයේ දෙගුණයයි. (b), (c) හා (d) සම්කරණවලින් $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ හා $\text{CO}_2(\text{g})$ යන ඒවායෙහි එක් මුළුයක් උත්පාදනය වීම තියෝගනය වේ. දැන් අපට අපේ අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^θ මෙසේ ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

$$\begin{aligned} \Delta H_{rxn}^\theta &= \Delta H_f^\theta[\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})] + \Delta H_f^\theta[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] + \Delta H_f^\theta[\text{CO}_2(\text{g})] + (-2\Delta H_f^\theta[\text{NaHCO}_3(\text{s})]) \\ &= (-1130.68 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-393.51 \text{ kJ mol}^{-1}) + (1901.62 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= \mathbf{91.63 \text{ kJ mol}^{-1}} \text{ (NaHCO}_3(\text{s}) \text{ මුළු 2ක් සඳහා)} \\ &= \mathbf{45.815 \text{ kJ mol}^{-1}} \text{ (NaHCO}_3(\text{s}) \text{ මුළු 1ක් සඳහා)} \end{aligned}$$

එලෙස ම එන්තැල්පි රුපසටහන, හේස් නියම කුමය දායාත්මක ආකාරයෙන් පෙන්වුම් කිරීමටත් එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා තුළ ඉනත් ඉහත සම්කරණය සාධනය කර ගැනීමට අපට උපකාර වන ආකාර පෙන්වුම් කිරීමටත් භාවිත කළ හැකි ය.

සේව්‍යම් බයිකාබනේවිහි වියෝගනය පියවර දෙකකින් සිදු වන්නේ යැයි උපක්ල්පනය කරමු. පළමු පියවරේ දී බදුනක ඇති $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ මුළු 2ක්, $\text{Na}(\text{s})$ මුළු 2කට, $\text{C}(\text{s, graphite})$ මුළු 2කට, $\text{H}_2(\text{g})$ මුළු 1කට හා $\text{O}_2(\text{g})$ මුළු 3කට වියෝගනය වේ යැයි සිතමු. දෙවැනි පියවරේ දී ඉහත (b), (c), (d) සම්කරණවලින් ප්‍රකාශන පරිදි එල සාදනු පිළිස $\text{Na}(\text{s})$ මුළු 2ක්, $\text{C}(\text{s, graphite})$ මුළු 2ක්, $\text{H}_2(\text{g})$ මුළු 1ක් හා $\text{O}_2(\text{g})$ මුළු 3ක් ප්‍රතිසංයෝගනය කරමු.



$$\Delta H^\theta = 2 \times (-\Delta H_f^\theta[\text{NaHCO}_3(\text{s})]) = (2 \text{ mol})[-(-950.81 \text{ kJ mol}^{-1})]$$



$$\Delta H^\theta = \Delta H_f^\theta[\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})] = (1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3)(-1130.68 \text{ kJ mol}^{-1})]$$



$$\Delta H^\theta = \Delta H_f^\theta[\text{CO}_2(\text{g})] = (1 \text{ mol CO}_2)(-393.51 \text{ kJ mol}^{-1})]$$



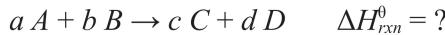
$$\Delta H^\theta = \Delta H_f^\theta[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = (1 \text{ mol H}_2\text{O})(-285.8 \text{ kJ mol}^{-1})]$$

එන්තැල්පිය අවස්ථා ක්‍රියක් බැවින් ද ඔහු ම අවස්ථා ක්‍රියක වෙනස්වීම මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත බැවින් ද හේස් නියමයට අනුව ඉහත සම්කරණවලින් පෙන්වුම කෙරෙන පරිදි සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි විපර්යාසය රට තුවු දෙන වෙන් වෙන් ප්‍රතික්‍රියාවල සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසවල එක්සය වේ. එබැවින් පූර්වෝක්ත සම්කරණය, ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය සඳහා වන පහත දැක්වෙන වඩා සාධාරණ සම්කරණයෙහි එක් සුවිශේෂ හාවිතයකි.

$$\Delta H_{rxn}^{\theta} = \sum v_p H_f^{\theta}[\text{සෘ}] - \sum v_r H_f^{\theta}[\text{ප්‍රතික්‍රියාවෙන්}]$$

මෙහි v_p හා v_r යනු පිළිවෙළින් එලවල හා ප්‍රතික්‍රියකවල ස්ටොයිකියාමිතික සංග්‍රහක වේ. එලවලට අදාළ පදවල එකතුවෙන් ප්‍රතික්‍රියකවලට අදාළ පදවල එකතුව අඩු කළ විට ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි වෙනස ΔH_{rxn}^{θ} (සමහර අවස්ථාවල මෙය ΔH_r^{θ} ලෙස ද හැඳින්වේ) ලැබේ.

සරල නිදුසුනක් ලෙස පහත දැක්වෙන කළ්පිත ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.



මෙහි a, b, c, d යනු ස්ටොයිකියාමිතික සංග්‍රහක වේ. මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH_{rxn}^{θ} පහත දැක්වෙන සම්කරණයෙන් දෙනු ලැබේ.

$$\Delta H_{rxn}^{\theta} = [c \Delta H_f^{\theta}[\text{C}] + d \Delta H_f^{\theta}[\text{D}]] - [a \Delta H_f^{\theta}[\text{A}] + b \Delta H_f^{\theta}[\text{B}]]$$

උක්ත සම්කරණය හාවිතයෙන් ΔH_{rxn}^{θ} ගණනය කිරීමට නම් ඇප ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන ද්‍රව්‍යවල ΔH_f^{θ} අයයන් දත් යුතු ය. මේ අයයන් නිරණය කරනු පිණිස අපට සාප්‍ර ක්‍රමය හෝ වතු ක්‍රමය හාවිතයට ගත හැකි ය.

සාප්‍ර ක්‍රමය:

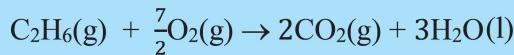
මෙම ක්‍රමය, මූලද්‍රව්‍යවලින් පහසුවෙන් සංශෝධනය කළ හැකි සංයෝගවල ΔH_f^{θ} , නිරණය කිරීම සඳහා හාවිත කළ හැකි ය. අපට $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ හි දහනය සඳහා ΔH_{rxn}^{θ} සෞයා ගත යුතුව ඇතැයි සිතමු. ඒ සඳහා අප සම්මත අවස්ථාවේ ඇති $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$, $\text{O}_2(\text{g})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ හා $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ යන ද්‍රව්‍යවල ΔH_f^{θ} අයයන් දත් යුතු ය; නැත හොත් මැනැගත යුතු ය.

නිදුසුන 2.2

සාප්‍ර ක්‍රමය හාවිතයෙන් $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ හි දහනය සඳහා ΔH_{rxn}^{θ} ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාව වන්නේ,



$$\begin{aligned} \Delta H_{rxn}^{\theta} &= [2\Delta H_f^{\theta}[\text{CO}_2(\text{g})] + 3\Delta H_f^{\theta}[\text{H}_2\text{O}(\text{l})]] - [\Delta H_f^{\theta}[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] + \frac{7}{2}\Delta H_f^{\theta}[\text{O}_2(\text{g})]] \\ &= 2 \times -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} + 3 \times -285.8 \text{ kJ mol}^{-1} - (-84.7 \text{ kJ mol}^{-1} + \frac{7}{2} \times 0.0 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= \mathbf{-1559.7 \text{ kJ mol}^{-1}} \end{aligned}$$

වතු ක්‍රමය:

බොහෝ අවස්ථාවල අදාළ සංයෝගය මූලද්‍රව්‍යවලින් කෙළින් ම සංශ්‍යෝධනය කළ නොහැකි ය. ඇතැම් ප්‍රතික්‍රියා ඉතා සෙමෙන් සිදු වන අතර, තවත් සමහර විටෙක අතුරු ප්‍රතික්‍රියා සිදු වීම නිසා අවශ්‍ය සංයෝගයට අමතරව අනවශ්‍ය සංයෝග ද නිපදේ. මෙවැනි අවස්ථාවල ඉහත

විස්තර කරන ලද පරිදි හෝ නියමය භාවිතයෙන් වතු ප්‍රවේශයක් භාවිත කර ΔH_f^θ තිරණය කළ හැකි ය.

නිදහු මැටිංසු 2.3

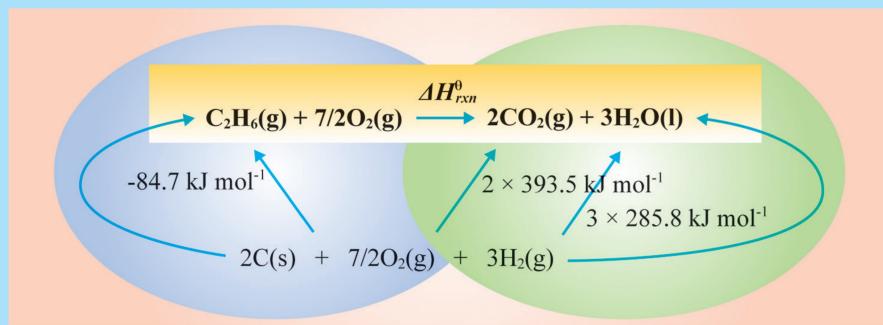
වතු කුමය භාවිතයෙන් $C_2H_6(g)$ හි දහනය සඳහා ΔH_{rxn}^θ ගණනය කරන්න.

පිළිබඳ:

මෙය ඔබට හමු වන හෝ වතුවල ප්‍රයෝගනයකි.

පහත දැක්වෙන වතුයෙහි අදාළ ප්‍රතික්‍රියාව තිරස්ව ලියා ඇති අතර, වතුය සම්පූර්ණ කිරීම සඳහා උත්ත්පාදන එන්තැල්පි අගය රේට එකතු කර තිබේ.

$C_2H_6(g)$ හා $O_2(g)$ අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා හෝ නියම වතුය



C_2H_6 හා O_2 අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා හෝ වතුය ගණනය කිරීම සඳහා මාර්ග දෙක සපුරාන සියලු එන්තැල්පි විපරයාස ලියා ඒවා සමාන කෙරේ.

$$-84.7 \text{ kJ mol}^{-1} + \Delta H^\theta = (2 \times -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}) + (3 \times -285.8 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$\Delta H^\theta = -1559.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2.3 දැලිස එන්තැල්පිය: බෝන්-හාබර් වතුය

අයනීකරණ ගක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රොනිකරණ එන්තැල්පි පදනම් කර ගනිමින් ස්ථායී අයනීක සංයෝග සාදන්නේ කටර මූලදුව්‍ය දැයි අපට ප්‍රයෝගනය කළ හැකි ය. අයනීකරණ ගක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රොනිකරණ එන්තැල්පිය අර්ථ දක්වනුයේ වායු කළාපයේ සිදු වන ක්‍රියාවලි සඳහා ය. එහෙත් 100 kPa (1 atm) හා 25°C තත්ත්ව යටතේ දී සියලු අයනීක සංයෝග සන වේ. එක් එක් කැටුයනය සුවිශේෂ ඇතායන සංඛ්‍යාවකින් ද එසේ ම එක් එක් ඇතායනය සුවිශේෂ කැටුයන සංඛ්‍යාවකින් ද වට වී ඇති බැවින් සන අවස්ථාවේ ඇතාතේ වෙනස් ම පරිසරයකි. බැවින් සන අයනීක සංයෝගයක සමස්ත ස්ථායිතාව රැඳී පවතින්නේ මේ සියලු අයන අතර අන්තර්ක්‍රියා මත මිස, එක් කැටුයනයක් හා එක් ඇතායනයක් අතර පවතින අන්තර්ක්‍රියාව මත නො වේ. අයනීක සනයක ස්ථායිතාව පිළිබඳ ප්‍රමාණාත්මක මිනුමක් වන්නේ දැලිස (විසටන) එන්තැල්පියයි. එය අර්ථ දක්වනු ලබන්නේ සන අයනීක සංයෝගයක මුළුයක් වායුමය අයන බවට සම්පූර්ණයෙන් වෙන් කිරීමට අවශ්‍ය එන්තැල්පි විපරයාසය ලෙස ය.

දැලිස (විසටන) එන්තැල්පිය කෙළින් ම මැනිය නොහැකි ය. එසේ වූව ද අප අයනීක සංයෝගයක ව්‍යුහය හා සංයුතිය දනින් නම් කුලේම් නියමය භාවිතයට ගනිමින් අපට සංයෝගයේ දැලිස එන්තැල්පිය ගණනය කළ හැකි ය. අයන දෙකක් අතර විභාග ගක්තිය (E) ඒවායේ ආරෝපණ අතර ගුණීතයට අනුලෝධව සමානුපාතික වන අතර ඒවා එකිනෙකින් වෙන් කෙරෙන දුරට ප්‍රතිලෝධව සමානුපාතික වන බව කුලේම් නියමයෙන් ප්‍රකාශ වේ (මෙහි දී සාකච්ඡා නොකෙරේ).

අයනික සංයෝගයක උත්පාදනය පියවර ගණනාවක් ඔහ්සේ සිදු වෙතයි උපකල්පනය කිරීමෙන් අපට දැලිස එන්තැල්පිය වනුව නිර්ණය කළ හැකි ය. බෝන්-හාබර් වකුය යනුවෙන් හැඳින්වෙන මේ ක්‍රියාවලිය, අයනික සංයෝගවල දැලිස එන්තැල්පි, අයනිකරණ ගක්ති, ඉලෙක්ට්‍රොනිකරණ ගක්ති හා වෙනත් පරමාණුක හා අනුක ගණවලට සම්බන්ධ කරයි. මූලික වරයෙන් එයට පදනම් වී ඇත්තේ හේස් නියමයයි. බෝන්-හාබර් වකුය, අයනික සනයක් උත්පාදනය වීමට පෙරාතුව සිදු වන විවිධ පියවර අරථ දක්වන්නේ ය. ලිතියම් ග්ල්බොරයිඩින් දැලිස (විසටන) ගක්තිය නිර්ණය සඳහා එය යොදා ගන්නා ආකාරය මෙහි ලා විස්තර කෙරේ. ලිතියම් හා ග්ල්බොරින් අතර ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.

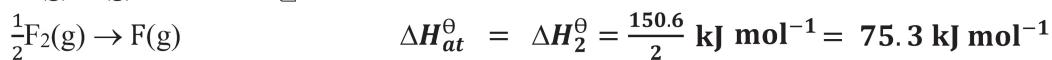


මේ ප්‍රතික්‍රියාවහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය $-594.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ වේ. මෙය LiF(s) හි සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය වේ. සංස්ටිත මූලදුව්‍යවලින් ලිතියම් ග්ල්බොරයිඩි උත්පාදනය වීම පහත විස්තර කෙරෙන පරිදි පියවර පහක් ඔහ්සේ සිදු වන සේ සැලකිය හැකි ය. හේස් නියමය හාවිතයෙන් අයනික සංයෝගයක උත්පාදනයට අදාළ ගක්ති (එන්තැල්පි) විපර්යාස නිර්ණය කිරීමට මෙම ක්‍රමය යොදා ගත හැක.

1. සන ලිතියම්, ලිතියම් වාශ්පය බවට උෂ්ඨවපාතනය වීම



2. $\text{F}_2(\text{g}), \text{F(g)}$ බවට පරමාණුකරණය කිරීම



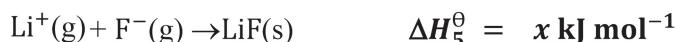
3. වාශ්පය ලිතියම් පරමාණු අයනිකරණය වීම



4. ඉලෙක්ට්‍රොන ප්‍රතිග්‍රහණය කර F^{-} සැදීම



5. $\text{Li}^{+}(\text{g})$ හා $\text{F}^{-}(\text{g})$ සංයෝගනය වීම



LiF දැලිස (විසටන) ගක්තිය අරථ දැක්වෙනුයේ පහත දැක්වෙන පරිද්දෙනි.

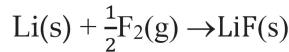


ΔH_5^{θ} හි අගය පහත දැක්වෙන පරිදි ගණනය කළ හැකි ය.

සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාවහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය (ΔH_{rxn}^{θ}), $-594.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ බැවින් අපට මෙසේ ලිවිය හැකි ය.

$$\Delta H_{rxn}^{\theta} = \Delta H_1^{\theta} + \Delta H_2^{\theta} + \Delta H_3^{\theta} + \Delta H_4^{\theta} + \Delta H_5^{\theta}$$

ඉහත පියවර 5 එකතු කිරීමෙන් පහත දැක්වෙන සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාව ලැබේ.



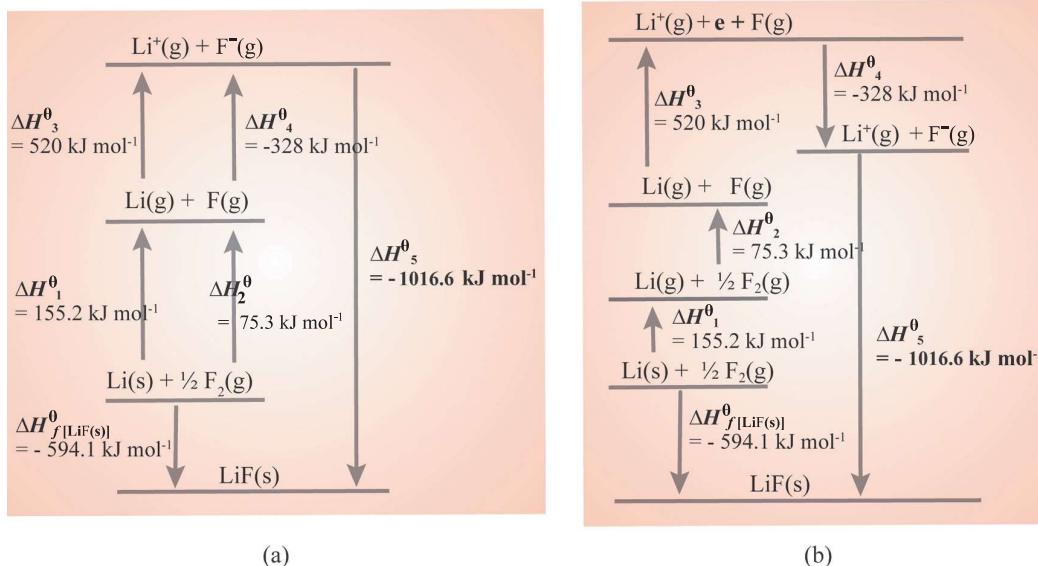
එබැවින්,

$$-594.1 \text{ kJ mol}^{-1} = 155.2 \text{ kJ mol}^{-1} + 75.3 \text{ kJ mol}^{-1} + 520 \text{ kJ mol}^{-1} + (-328 \text{ kJ mol}^{-1}) + \Delta H_5^{\theta}$$

$$\Delta H_5^{\theta} = -1016.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

එහෙයින් LiF(s) හි දැලීස් විසටන එන්තැල්පිය $1016.6 \text{ kJ mol}^{-1}$ වේ.

පහත 2.7 රුපසටහනෙන් ලිතියම ග්‍රූවෝරයිඩිහි බෝන්-හාබර් වතුය සාරාංශ කොට දැක්වේ. 1, 2, 3 පියවර සඳහා ගක්තිය යෙදුම් අවශ්‍ය වේ. අනෙක් අතර 4 හා 5 පියවරවල දී ගක්තිය විමෝචනය වේ. ΔH_f^θ විශාල සානු රාභියක් වන බැවින් LiF හි දැලීස් විසටන එන්තැල්පිය විශාල දන අයයි. LiF හි ස්ථායිතාව සඳහා මෙය හේතු වේ. දැලීස් විසටන එන්තැල්පිය විශාල වන් ම අගනික සංයෝගයේ ස්ථායිතාව ද වැඩි ය. සනයක අයන, වායු කළාපයේ අයන බවට වෙන් කිරීම තාපාවලෙක්ෂක ක්‍රියාවලියක් බැවින් දැලීස් එන්තැල්පිය හැම විට ම දන අයයක් ගන්නා බව මතක තබා ගන්න.



2.7 රුපය ඉහත පද්ධතිය සඳහා බෝන්-හාබර් වතුය (ΔH_f^θ හි අය $-1016.6 \text{ kJ mol}^{-1}$ බැවින් LiF(s) හි දැලීස් විසටන එන්තැල්පිය $1016.6 \text{ kJ mol}^{-1}$ වේ.) (a) වලින් ඒ ඒ ක්‍රියාවලි එක්ව පෙන්නුම් කෙරෙන අතර, (b) රුපය ඒවා වෙන් වෙන්ව දක්වයි.

2.4 රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ස්වයංසිද්ධතාව

ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි

පරික්ෂණාත්මක රසායන විද්‍යාවෙන් වැදගත් කොටසක් ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි, එනම් පද්ධතිය පිටතින් කෙරෙන අභ්‍යන්තර ගක්ති සැපයුමකින් තොරව සිදු වන ක්‍රියාවලි භා සම්බන්ධ ය. තොඟේ නම් ආරම්භ වීමෙන් පසු ප්‍රතික්‍රියක අවසන් වන තුරු හෝ එල ඉවත් තොකරන ලද්දේ නම් සම්බන්ධ අවස්ථාවකට එළඹීන තුරු හෝ සම්පූර්ණවය කරා යන ප්‍රතික්‍රියා ලෙස ස්වයංසිද්ධ ප්‍රතික්‍රියා හඳුන්වා දිය හැකි ය. ස්වයංසිද්ධ යන්නෙන් අවශ්‍ය වැදගත් ම ඉහළ ප්‍රතික්‍රියා වේගයක් අදහස් තොවන බව ද වටහා ගැනීම වැදගත් ය. කාලය, ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක තාපගතික අර්ථ දැක්වීමෙහි කොටසක් තො වේ. ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් ඉක්මනින් සිදු වීමට හෝ සිදු තොවීමට හෝ හැකි ය. තව ද, එය කොහොත් ම සිදු තොවීමට ද හැකි ය.

නිදුසුනක් ලෙස, 25°C උෂ්ණත්වයක් හා 100 kPa පිඛනයක් යටතේ දී දියමන්ති, මිනිරන් බවට පරිවර්තනය වීම ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් වන අතර, එය කොතරම් සෙමෙන් සිදු වේ ද යන් එය සිදු වනු කෙනකුගේ ජීවිත කාලය තුළ වූව ද දැක ගත තොහැකි ය.

තාපගතික විද්‍යාවේ එක් අරමුණක් වන්නේ දෙන ලද ප්‍රතික්‍රියක සම්බන්ධ එකරාභි කළ විට ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වේ ද යන්න ප්‍රමෝෂක්‍රිතය කිරීමයි. තාපගතිකය, ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වේ ද තොවී ද යන්න ප්‍රකාශ කරන මූත් ප්‍රතික්‍රියාව කොතරම් වේගයෙන් සිදු වන්නේ ද යන්න ගැන කිසිවක් ප්‍රකාශ තො කරයි.

ප්‍රතික්‍රියාවක් මගින් තාපය මුක්ත කිරීම ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්වයංසිද්ධතාවය ඇගෙලෙන බව පෙර දී සිතන ලදී. ස්වයංසිද්ධ ප්‍රතික්‍රියාවලින් සමහරක් තාපදායක ($\Delta H_{\text{සණ}}$) වන අතර, තාපාවගෝශක (ΔH ධන) ප්‍රතික්‍රියා බොහෝ ගණනක් ද ස්වයංසිද්ධව සිදු වන බව නිරීක්ෂණය කර ඇත. එබැවින් ΔH හෝ ΔH^{θ} ස්වයංසිද්ධතාව සඳහා ප්‍රමාණවත් යොමුවක් නො වේ.

මේ සඳහා, ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක දී විමෝචනය වන, නැත හොත් අවශ්‍යාත්මකය වන තාප ප්‍රමාණයට ප්‍රමාණයට ප්‍රමාණය යනුවෙන් හැඳින්වෙන තවත් සාධකයක් ද සැලකිල්ලට ගත යුතු ය. එන්ටෝපිය (s) යනු පද්ධතියක අනුමතත් බව හෙවත් අහමුතාව පිළිබඳ මිශ්‍රණ මිශ්‍රණය. එන්ටෝපිය (s), පද්ධතියක අපිලිවෙළ හෙවත් අහමුතාව වැඩි වීමත් සමග අගයෙන් වැඩි වන අවස්ථා ඉතියකි. එහි ඒකකය $\text{JK}^{-1} \text{mol}^{-1}$ වේ.

හොතික අවස්ථාව, උෂ්ණත්වය, අණුවල තරම, අන්තර්ජාලුක බල හා මිශ්‍ර වීම ආදි සාධක ගණනාවක් ද්‍රව්‍යයක එන්ටෝපියට දායක වේ. එහෙත් මේ මට්ටමේ දී හොතික අවස්ථාව හා උෂ්ණත්වය ගැන පමණක් සරලව විස්තර කෙරේ.

වායු අංශුවල වලනයේ අහමුතාව අධික බැවින් වායු ඉහළ එන්ටෝපියක් අත් කර ගැනීමට නැඹුරු වේ. අංශුවල වලිනය බෙහෙවින් සිමා වී ඇති සනවලට වඩා වැඩි එන්ටෝපියක් ද්‍රව්‍ය සනු වේ. කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ද්‍රව්‍ය ජලය මුවුලයක් සනු එන්ටෝපියට වඩා වායුමය කාබන් බියෝක්සයිඩ් මුවුලයක එන්ටෝපිය වැඩි ය. එසේ ම ජලය මුවුලයක එන්ටෝපිය, සන තහි ලෙස්හයේ එන්ටෝපියට වඩා ඉහළ ය. වැඩි වන උෂ්ණත්වය සමග අණුවල උත්තාරණ හා ප්‍රමාණ වලින වේගවත් වන නිසා උෂ්ණත්වයේ ඉහළ යැමත් සමග ද්‍රව්‍යයක එන්ටෝපිය වැඩි වේ. 25°C ඇති ජලයෙහි එන්ටෝපියට වඩා 50°C ඇති ජලයෙහි එන්ටෝපිය වැඩි ය.

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ටෝපි වෙනස

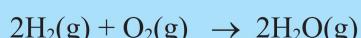
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ටෝපි විපර්යාසය ΔF_{rxn}^{θ} මගින් සංකේතවත් කෙරේ. සම්මත මුවුලික එන්ටෝපි අගයන් (සම්මත අවස්ථාවේ දී ද්‍රව්‍ය මුවුලයක එන්ටෝපි ප්‍රමාණය) හාවත කරමින් ප්‍රතික්‍රියාවේ සම්මත එන්ටෝපි වෙනස, ΔS_{rxn}^{θ} ගණනය කර ගත හැකි ය. මෙහි දී එක් එක් මුවුලික එන්ටෝපි අගය, තුළින රසායනික සමිකරණයේ ස්ටොයිකියාමිනික සංගුණකවලින් ගුණ කෙරේ.

$$\Delta F_{rxn}^{\theta} = \Sigma S_{(\text{එල})}^{\theta} - \Sigma S_{(\text{ප්‍රතික්‍රියා})}^{\theta}$$

ΔF_{rxn}^{θ} යනු සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සංගුද්ධ (ඡමිග්‍රා) ප්‍රතික්‍රියා, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති සංගුද්ධ (ඡමිග්‍රා) එල බවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්ටෝපි වෙනසය. ΔF_{rxn}^{θ} හි සලකුණ, ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්ටොයිකියාමිනිය හා ප්‍රතික්‍රියාවල හා එලවල හොතික අවස්ථා සැලකිල්ලට ගැනීමෙන් තක්සේරු කළ හැකි ය. ප්‍රතික්‍රියා එල බවට පත් වීමේ දී මූල වායු මුවුල ප්‍රමාණයේ වැඩි වෙමක් වේ නම් ΔF_{rxn}^{θ} හි අගය දන වන බව අපට පෙරයිය හැකි ය. මෙහි එල, ප්‍රතික්‍රියාවලට වඩා ඉහළ එන්ටෝපියක පවතී. මිට විශේෂ ලෙස වායුමය එලවල මුවුල ප්‍රමාණය, වායුමය ප්‍රතික්‍රියා මුවුල ප්‍රමාණයට වඩා අඩු නම් ΔF_{rxn}^{θ} හි සලකුණ සාදයි.

නිදුසුන 2.4

හයිඩූජන් හා මක්සිජන් ස්වයංසිද්ධ ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් ජල වාෂ්ප සාදයි.



මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ටෝපි වෙනසහි සලකුණ පුරෝෂකථනය කර 25°C දී ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔS_{rxn}^{θ} ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

හඹුවාර්ථන් වායුව හා මක්සිජන් වායුව ප්‍රතික්‍රියා කර ජල වාෂ්ප සඳහාමේ දී සැම ප්‍රතික්‍රියා මුවුලයකට ම, වායු මුවුල තුනක් වායු මුවුල දෙකක් බවට පරිවර්තනය වේ. ප්‍රතික්‍රියාවේ දී වායු මුවුල ප්‍රමාණය අඩු වන බැවින් ΔS_{rxn}^{θ} සංණ විය යුතු ය.

සම්මත එන්ටෝපිය ගණනය කිරීම සඳහා සම්මත මෙහිලක එන්ටෝපි අයන්හි නාවිත කළ වේ,

$$\begin{aligned}\Delta S_{rxn}^{\theta} &= S_{(\text{气})}^{\theta} - S_{(\text{液相})}^{\theta} \\&= (2 \times S_{[\text{H}_2\text{O(g)}]}^{\theta}) - (2 \times S_{[\text{H}_2\text{(g)}]}^{\theta}) + (1 \times S_{[\text{O}_2\text{(g)}]}^{\theta}) \\&= (2 \times 188.8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) - ((2 \times 130.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) + (1 \times 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})) \\&= -88.9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\end{aligned}$$

මෙ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ටෝපී වෙනස සාරු වේ. මෙය ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්ටොයිකියෝලිඩ පදනම් කර ගෙන සිදු කළ පෙරයිම සමඟ ගැලුණේ.

ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධිකාව ගැන ප්‍රකාශ කිරීමට නම් එහි එන්තැලුපි විපරයාසය (ΔH_{rxn}^{θ}) හා එන්ටෝපි විපරයාසය (ΔS_{rxn}^{θ}) යන දෙක ම සැලකිල්ලට ගත යුතු ය. අප දත්තා පරිදි සරල ලෙස අපට පැවසිය හැකිකේ එන්තැලුපියෙහි අඩු වීම හා එන්ටෝපියෙහි වැඩි වීම ප්‍රතික්‍රියාවකට හිතකර බැවින් ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධි ව සිදු විය හැකි බව ය. රට අතිරේකව ඇතැම් උණ්ඩන්ව තත්ත්ව යටතේ මේ පෙරසීම කිරීම සඳහා පහත දැක්වෙන සංයුත්ත තත්ත්වයන් ද සැලකිල්ලට ගැනීම අවශ්‍ය ය.

$\Delta H_{rxn}^\theta (-), \Delta S_{rxn}^\theta (+)$	සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
$\Delta H_{rxn}^\theta (+), \Delta S_{rxn}^\theta (+)$	ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
$\Delta H_{rxn}^\theta (-), \Delta S_{rxn}^\theta (-)$	පහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
$\Delta H_{rxn}^\theta (+), \Delta S_{rxn}^\theta (-)$	සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ නො වේ. (ආපසු ප්‍රතිකියාව ස්වයංසිද්ධ ය)

గිබිස් යෝජා ශක්තිය (G) හා පතිකියාවක ස්වයංසිද්ධතාව

අප විසින් ඉහත දක්වන ලද පරිදි ප්‍රතිතියාවක ස්වයංසිද්ධාව නිර්ණය වනුයේ එහි එන්තැල්පි වෙනස හා එන්ටෝපි වෙනස යන දෙක ම මගිනි. ගිබිස් යෝජ්‍ය ගක්තිය හෙවත් සරලව පැවසෙන පරිදි යෝජ්‍ය ගක්තිය (G) එන්තැල්පිය හා එන්ටෝපිය සංකලනය කිරීමෙන් ලබාගන්නා අවස්ථා යුතු විය කි. T නිරපේක්ෂ උණ්ණත්වයේ දී G පහත දැක්වන පරිදි අර්ථ දැක්වේ.

$$G = H - TS$$

නියත උග්‍රණත්වයක් යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා යෝජන ගක්ති වෙනස ΔG මෙසේ පරිදි දැක්වේ.

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

නියත උපණන්වයක් යටතේ දී හා සම්මත තනත්ත්ව යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක යෝජ්‍ය කෙකි බව මෙහෙයු ඇතිව ය.

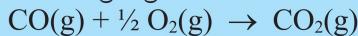
$$\Delta G_{rxn}^{\theta} = \Delta H_{rxn}^{\theta} - T \Delta S_{rxn}^{\theta}$$

සටහන: සමහර අවස්ථාවල දී ΔG_{rxn}^{θ} වෙනුවට ΔG_r^{θ} යන්නද හාවිතා වේ.

- සමත්ලිතකාවේ ඇති ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G_{rxn}^{\theta} = 0$ වේ. එවැන්නක ඉදිරි හෝ ආපසු දිගාවට ගුද්ධ වෙනසක් සිදු නො වේ. ඉදිරි දිගාවට ස්වයංසිද්ධව සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක නියත උෂ්ණත්වයේ දී හා පිඩිනයේ දී $\Delta G_{rxn}^{\theta} < 0$ වේ. ඉදිරි දිගාවට ස්වයංසිද්ධ නොවන ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G_{rxn}^{\theta} > 0$ වේ.

නිදුසුන 2.5

කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් ප්‍රතික්‍රියා වී කාබන් තියෙක්සයිඩ් සැදේ.



ΔH_{rxn}^{θ} හා ΔS_{rxn}^{θ} උපයෝගී කර ගතිමින් 25 °C දී ඉහත ප්‍රතික්‍රියාවේ සම්මත යෝජන ගක්ති වෙනස ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned} (\Delta H_f^{\theta})_{[\text{CO}_2(\text{g})]} &= -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}, \quad (\Delta H_f^{\theta})_{[\text{CO}(\text{g})]} = -110.5 \text{ kJ mol}^{-1}, \\ S_f^{\theta}_{[\text{CO}_2(\text{g})]} &= 213.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}, \quad S_f^{\theta}_{[\text{CO}(\text{g})]} = 197.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}, \\ S_f^{\theta}_{[\text{O}_2(\text{g})]} &= 205.1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

පිළිතුර:

පළමුව සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි හාවිත කර සම්මත තත්ත්ව යටතේ අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි වෙනස ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned} \Delta H_{rxn}^{\theta} &= \Delta H_f^{\theta}(\text{CO}) - \Delta H_f^{\theta}(\text{ප්‍රතික්‍රියක}) \\ &= \Delta H_f^{\theta}_{[\text{CO}_2(\text{g})]} - \Delta H_f^{\theta}_{[\text{CO}(\text{g})]} - \frac{1}{2} \Delta H_f^{\theta}_{[\text{O}_2(\text{g})]} \\ &= -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} - (-110.5 \text{ kJ mol}^{-1}) - 0 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= -283.0 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

සම්මත එන්ටොපි අයයන් උපයෝගී කර ගතිමින්, සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී උක්ත ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ටොපි වෙනස ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned} \Delta S_{rxn}^{\theta} &= S_f^{\theta}(\text{CO}) - S_f^{\theta}(\text{ප්‍රතික්‍රියක}) \\ &= S_f^{\theta}_{[\text{CO}_2(\text{g})]} - S_f^{\theta}_{[\text{CO}(\text{g})]} - \frac{1}{2} S_f^{\theta}_{[\text{O}_2(\text{g})]} \\ &= 213.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} - (197.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) - (\frac{1}{2})(205.1 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \\ &= -86.6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \end{aligned}$$

සටහන: ස්වේච්ඡිකියාම්තිය අනුව පුරෝක්පතනය කළ හැකි පරිදි ΔS_{rxn}^{θ} අය සාර්ථක බව සටහන් කරන්න. වායු මුළු 1.5කින් වායු මුළු 1ක් සැදෙන බැවිනි.

පහත දී ඇති සම්කරණයෙන් ΔG_{rxn}^{θ} ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned} \Delta G_{rxn}^{\theta} &= \Delta H_{rxn}^{\theta} - T \Delta S_{rxn}^{\theta} \\ &= -283.0 \text{ kJ mol}^{-1} - (298 \text{ K})(-86.6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(1 \text{ kJ}/1000 \text{ J}) \\ &= -257 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

ΔG_{rxn}^{θ} සාර්ථක වේ. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ වේ.

2.2 වගුව සාරාංශය

සම්කරණ	ඒකක
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි වෙනස	$\Delta H = \Sigma v_p H_{(තැ)} - \Sigma v_r H_{(\text{ප්‍රතික්‍රියක})}$ kJ mol ⁻¹
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි වෙනස	$\Delta H_{rxn}^{\theta} = \sum v_p H_f^{\theta}(තැ) - \sum v_r H_f^{\theta}(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$ kJ mol ⁻¹ (v_p හා v_r යනු එලවල හා ප්‍රතික්‍රියකවල ස්ටෝයිකියාමිනික සංගුණක වේ.)
හෙස් නියමය	කිසියම් ක්‍රියාවලියක් අදියර හෝ පියවර වශයෙන් (කළුපිතව වූව ද) සිදු වේ නම් සමස්ක ක්‍රියාවලිය සඳහා වූ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ඒ ඒ පියවරවල එන්තැල්පි විපර්යාසවල එකතුවට සමාන වේ. අන් අයුරින් කිව හොත් හෙස් නියමය එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා දින ගුණයෙහි ප්‍රතිඵලයකි. ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව වෙත එළඹියේ කුමන මාර්ගයකින් වූව ΔH (හෝ ΔH^{θ} ක්‍රියාවලිය සම්මත තත්ත්ව යටතේ සිදු කරන ලද නම්) සඳහා ඇත්තේ එක ම අගයක් වන අතර එය මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත ය.
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස	$\Delta S_{rxn}^{\theta} = \Sigma v_p S^{\theta}(තැ) - \Sigma v_r S^{\theta}(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$ J K ⁻¹ mol ⁻¹
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත ගිබීස් යෝජ්‍ය ගක්ති වෙනස	$\Delta G_{rxn}^{\theta} = \Delta H_{rxn}^{\theta} - T \Delta S_{rxn}^{\theta}$ kJ mol ⁻¹
ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධාව	සැම උෂ්ණත්වයක දී ම ස්වයංසිද්ධ දී ම ΔH_{rxn}^{θ} (-) ΔS_{rxn}^{θ} (+)
	ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ දී ΔH_{rxn}^{θ} (+) ΔS_{rxn}^{θ} (+)
	ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ දී ΔH_{rxn}^{θ} (-) ΔS_{rxn}^{θ} (-)
	සැම උෂ්ණත්වයකදීම ස්වයංසිද්ධ නොවන ΔH_{rxn}^{θ} (+) ස්වයංසිද්ධ නොවන ΔS_{rxn}^{θ} (-) (ප්‍රතිවර්තන ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ වේ.)
ස්වයංසිද්ධ	$\Delta G_{rxn}^{\theta} < 0$
ස්වයංසිද්ධ නොවන	$\Delta G_{rxn}^{\theta} > 0$
සමතුලිත	$\Delta G_{rxn}^{\theta} = 0$

පරිශීලන ග්‍රන්ථ:

Atkins, P. and Paula, J. (2000) *Atkins' Physical Chemistry*. Oxford, New York: Oxford University Press.

Chang, R. (2010) *Chemistry 10th Edition*. New York: McGraw Hill.