ශක්ති විද්‍යාව

හැඳින්වීම

මෙම ඒකකයේ දී තාපය ආකාරයෙන් ප්‍රකාශයට පත් වන ශක්ති විපර්යාස පිළිබඳ හදාරනු ලැබේ. සෑම රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක දී ම පාහේ තාපය ස්වරූපයෙන් ශක්තිය අවශෝෂණය වීමක් හෝ විමෝචනය වීමක් සිදු වේ. මෙහිදී තාප ශක්තිය සහ තාපය අතර වෙනස අවබෝධ කර ගැනීම වැදගත් ය. තාපය යනු වෙනස් උෂ්ණත්වවලින් යුත් වස්තු දෙකක් අතර තාප ශක්තිය හුවමාරු වීමයි. එබැවින් අපි නිරන්තරයෙන් උණුසුම් වස්තුවක සිට සිසිල් වස්තුවක් වෙත 'තාපය ගලා යෑමක්' ගැන කතා කරමු. 'තාපය' යන පදය ඒ වූ ආකාරයෙන් ගත් කල ඉන් ශක්ති හුවමාරුවක් අදහස් වන නමුදු, කිසියම් ක්‍රියාවලියක් ආශ්‍රිත ශක්ති විපර්යාස විස්තර කිරීමේ දී අපි සිරිතක් ලෙස 'අවශෝෂණය වන තාපය' සහ 'විමෝචනය වන තාපය' ගැන කතා කරමු. තාප-රසායන විද්‍යාව යනු සම්මත අවස්ථාවට අනුරූපව රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල දී සිදු වන තාප විපර්යාස පිළිබඳ අධ්‍යයනයයි.

මේ පරිච්ඡේදයේ දී අපි අණුක මට්ටමේ ශක්ති විපර්යාස හා ඊට අනුරූපව පද්ධතිවල සිදු වන වෙනස්කම් පිළිබඳ අධ්‍යයනය කරමු. මෙහි දී පළමුව තාප-රසායනයේ දී හමු වන මූලික පදවල අර්ථ දැක්වීම් දත යුතු වන අතර, තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියාවල දී නිපදවෙන සහ සැපයිය යුතු ශක්ති ප්‍රමාණ ආශ්‍රිත ලකුණු පිළිබඳව ද සවිඥානක විය යුතු ය. තව ද මෙහි දී විවිධ රසායනික ප්‍රතික්‍රියා / සිද්ධි ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස අර්ථ දක්වනු ලබන අතර, එය සම්මත අවස්ථා කරා ද ව්‍යාප්ත කෙරෙනු ඇත. උචිත පරිදි රසායනික සිද්ධි ආශ්‍රිත ගණනය කිරීම් සඳහා තාප රසායනයේ මූලික නියමය (හෙස් නියමය) උපයෝගී කර ගනිමු. අවසාන වශයෙන් එන්ට්‍රොපිය, එන්තැල්පිය සහ ගිබ්ස් නිදහස් ශක්තිය අතර සම්බන්ධතාව $(\Delta H = \Delta H - T\Delta S)$ ඇසුරෙන් ප්‍රතික්‍රියාවක් ස්වයංසිද්ධ ලෙස සිදු වීමට ඇති නැඹුරුව ගැන හදාරමු.

තාපරසායන විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද

1. පද්ධතිය , වටපිටාව හා සීමාව

තාප-රසායන විද්‍යාවේ මූලික සංකල්ප හා නියම අර්ථ දැක්වීමත් හා පැහැදිලි කිරීමටත් භාවිත කෙරෙන වැදගත් පද නිර්වචනය කිරීම හා අවබෝධ කර ගැනීම ප්‍රයෝජනවත් ය.

- **පද්ධතිය**

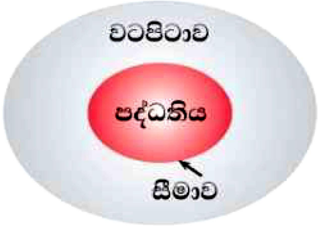
  සෙසු විශ්වයෙන් වෙන් කොට ගනිමින් සැලකිල්ලට භාජන කෙරෙන, පදාර්ථයේ හෝ විශ්වයේ ඕනෑ ම කොටසක් තාප-රසායනික පද්ධතියක් ලෙස අර්ථ දැක්වේ. (සරලව කිව හොත් අධ්‍යයනයට භාජන වන වස්තුව පද්ධතිය ලෙස අර්ථ දැක්වේ.)

- **වටපිටාව**

  පද්තියේ කොටසක් නොවන්නා වූ, එහෙත් ඒ හා අන්තර්ක්‍රියා කළ හැකි විශ්වයේ සෙසු සියල්ල වටපිටාව වේ. (සරලව කිව හොත් පද්ධතියෙන් පරිබාහිර සියල්ල වටපිටාවයි).

- **සීමාව**

  පද්ධතිය, වටපිටාවෙන් වෙන් කෙරෙන මායිමයි. (උදාහරණ වශයෙන් ප්ලාස්කුවක බිත්ති සීමාව ලෙස සැලකිය හැක.)



පද්ධතිය, වටපිටාව හා සීමාව පටිපාටික ලෙස පෙන්නුම් කිරීම

2. පද්ධති වර්ග

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

- **විවෘත පද්ධති**

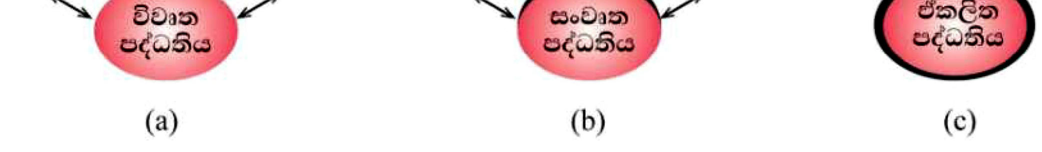
  ශක්තිය හා පදාර්ථය/ස්කන්ධය යන දෙක ම වටපිටාව හා හුවමාරු කර ගත හැකි පද්ධතියක් විවෘත පද්ධතියක් සේ හැඳින්වේ. නිදසුනක් ලෙස ජලීය ලුණු ද්‍රාවණයක් අඩංගු විවෘත බෝතලයක් විවෘත පද්ධතියකි. මෙහි එක ම අවස්ථාවේ දී හෝ වෙන වෙන ම හෝ පදාර්ථය හා තාපය වටපිටාවෙන් පද්ධතියට එකතු කිරීමටත්, පද්ධතියෙන් වටපිටාවට බැහැර කිරීමටත් හැකි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

- **සංවෘත පද්ධති**

  සීමාව හරහා ශක්තියට පමණක් හුවමාරු වීමට ඉඩ දෙන, එහෙත් ස්කන්ධයට ඒ හරහා හුවමාරු වීමට ඉඩ නොදෙන පද්ධතියකට සංවෘත පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. මුද්‍රා තබන ලද බෝතලයක ඇතුළත් වන වාෂ්පය සමඟ සමතුලිතතාවේ ඇති ද්‍රවයක් මේ සඳහා නිදසුන් වේ. බෝතලය රත් කිරීමෙන් හෝ සිසිල් කිරීමෙන් හෝ ඊට ශක්තිය එක් කිරීමටත් ඉන් ශක්තිය ඉවත් කිරීමටත් හැකි ය. එහෙත් පදාර්ථය (ද්‍රවය හෝ වාෂ්පය) එයට එක් කිරීමට හෝ ඉන් බැහැර කිරීමට හෝ නොහැකි ය.

- **ඒකලිත පද්ධති**

  ශක්තිය හා පදාර්ථය යන දෙකින් එකක් වත් සීමාව හරහා හුවමාරු කළ නොහැකි පද්ධති ඒකලිත පද්ධති වේ. නිදසුනක් ලෙස: මුද්‍රා තබා වසන ලද, පරිවාරක ද්‍රව්‍යවලින් තැනුණු බිත්තිවලින් යුත් ත'මොස් ප්ලාස්කුවක් ඒකලිත පද්ධතියක් නියෝජනය කරයි.



(a) විවෘත (b) සංවෘත (c) ඒකලිත පද්ධතිවල පටිපාටික නිරූපණය

- **සමජාතීය හා විෂමජාතීය පද්ධති**

  පද්ධතියක අඩංගු සියලු පදාර්ථවල භෞතික අවස්ථාව ඒකාකාර නම්, එවැන්නකට සමජාතීය පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. වායු මිශ්‍රණයක් හා පූර්ණ ලෙස මිශ්‍රවන ද්‍රවවලින් යුත් මිශ්‍රණයක් මීට නිදසුන් වේ.

  පද්ධතියක අඩංගු සියලු පදාර්ථ/සංඝටකවල භෞතික අවස්ථාව ඒකාකාර නොවේ නම්, එවැන්නකට විෂමජාතීය පද්ධතියක් යැයි කියනු ලැබේ. අමිශ්‍ර ද්‍රව, ඝනයක් සමඟ ස්පර්ශව ඇති අමිශ්‍ර ද්‍රවයක්, ඝනයක් සමඟ ස්පර්ශව ඇති වායුවක් අඩංගු පද්ධති මේ සඳහා නිදසුන් වේ.

3. පද්ධතියක ගුණ

- **අන්වීක්ෂීය ගුණ**

  පද්ධතියක් පරමාණුක හෝ අණුක පරිමාණයක ඇත් නම් එය අන්වීක්ෂීය පද්ධතියකි. එනම් සංවෘත බඳුනක් වැනි කිසියම් පද්ධතියක ඇතුළත් පරමාණුවල/අණුවල චාලක ශක්තිය, වේගය වැනි, පරමාණුක හෝ අණුක පරිමාණ ඇසුරෙන් වක්‍ර ක්‍රම භාවිතයට ගනිමින් නිර්ණය කළ යුතු ගුණ අන්වීක්ෂීය ගුණ වේ.

- **මහේක්ෂ ගුණ**

  පද්ධතියක සමස්ත හෝ මහේක්ෂ ගුණ අවස්ථාව හා අනුබද්ධ ගුණ මහේක්ෂ ගුණ නම් වේ. පීඩනය, පරිමාව, උෂ්ණත්වය, සාන්ද්‍රණය, ඝනත්වය, දුස්ස්‍රාවිතාව, පෘෂ්ඨික ආතතිය, වර්තනාංකය, වර්ණය ආදිය මහේක්ෂ ගුණවලට නිදසුන් වේ.

පද්ධතියක ඇති මහේක්ෂ ගුණ වර්ග දෙකකට බෙදිය හැකි ය.

- **විත්ති ගුණ**

  පද්ධතියක ස්කන්ධය නොහොත් තරම මත රැඳී පවතින ගුණ විත්ති ගුණ නම් වේ. පරිමාව, මවුල ප්‍රමාණය, ස්කන්ධය, ශක්තිය, අභ්‍යන්තර ශක්තිය ආදිය මෙයට නිදසුන් වේ. පද්ධතියේ සමස්ත විත්ති ගුණය, පද්ධතිය බෙදා වෙන් කිරීමේ දී ඇති වූ ඒ ඒ කොටස්වල විත්ති ගුණවල එකතුයට සමාන වේ. ස්කන්ධයන් m_1, m_2 හා m_3 (ග්‍රෑම්) මිශ්‍ර කර පද්ධතියක් සාදා ඇත් නම්, පද්ධතියේ මුළු ස්කන්ධය $(m_1+m_2+m_3)$gට සමාන වේ. එනම් ස්කන්ධය විත්ති ගුණයකි.

- **ඝටනා ගුණ**

  පද්ධතියේ ස්කන්ධයෙන් හෝ ප්‍රමාණයෙන් ස්වායත්ත වූ ගුණ ඝටනා ගුණ නම් වේ. පද්ධතියක වර්තනාංකය, පෘෂ්ඨික ආතතිය, ඝනත්වය, උෂ්ණත්වය, තාපාංකය, හිමාංකය ආදිය ඝටනා ගුණවලට උදාහරණ වේ. මේ ගුණ පද්ධතියේ ඇති ද්‍රව්‍යවල මවුල ප්‍රමාණය මත රැඳී නො පවතී.

  කිසියම් විත්ති ගුණයක් මවුලයට (mol^{-1}), ග්‍රෑමයට (g^{-1}), ඝන සෙන්ටිමීටරයට (cm^{-3}) හෝ වර්ග සෙන්ටිමීටරයට (cm^{-2}) ලෙස දක්වා ඇති විට එය ඝටනා ගුණයක් බවට පත් වේ. නිදසුන් ලෙස ස්කන්ධය, පරිමාව, තාප ධාරිතාව විත්ති ගුණ වන අතර ඝනත්වය, මවුලික පරිමාව හා විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව ඝටනා ගුණ වේ.

4. පද්ධතියක අවස්ථාව

පද්ධතියක විත්ති ගුණවල සුවිශේෂ අගයන් දන්නා විට ඒ පද්ධතිය විශේෂිත වූ භෞතික අවස්ථාවක පවතින්නේ යැයි කියනු ලැබේ. නිදසුනක් ලෙස පදාර්ථයේ වායු අවස්ථාව පීඩනය (P), පරිමාව (V), උෂ්ණත්වය (T), වැනි පරාමිති මගින් විස්තර කළ හැකි ය. පදාර්ථය ද්‍රව අවස්ථාවේ පවත්නා කල මේ පරාමිතිවල අගයන් 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 මුල් අවස්ථාවයි.

පද්ධතියක **අවසන් අවස්ථාව** යනුවෙන් අදහස් කරන්නේ පද්ධතිය වටපිටාව හා සිදු කරන අන්තර්ක්‍රියාවලින් පසු එළඹෙන අවස්ථාවයි. පද්ධතියකට වටපිටාව සමග පදාර්ථ, ශක්තිය, තාපය හෝ ඒ සියල්ලම හෝ හුවමාරු කර ගැනීමෙන් ඒ සමඟ අන්තර්ක්‍රියා කළ හැකි ය.

පද්ධතියක අවස්ථාව විස්තර කිරීමට යොදා ගන්නා P, V, T හා සංයුතිය (හෝ මවුල ප්‍රමාණය හෝ n) වැනි විචල්‍යවලට අවස්ථා විචල්‍ය හෙවත් අවස්ථා ශ්‍රිත යැයි කියනු ලැබේ. පද්ධතියක අවස්ථාව වෙනස් වන විට, පද්ධතිය ආශ්‍රිත අවස්ථා විචල්‍යවල අගයන් ද වෙනස් වේ. මේ නිසා අවස්ථා ශ්‍රිත රැඳී පවතින්නේ පද්ධතියක ආරම්භක හා අවසන් අවස්ථාව මත මිස වෙනස සිදු වූ ආකාරය මත නොවේ. තව ද පද්ධතියක අවස්ථා ශ්‍රිතවල අගයන් දන්නේ නම් පද්ධතියේ ස්කන්ධය, දුස්ස්‍රාවිතාව, ඝනත්වය ආදි අනෙකුත් සියලු ගුණ දන්නේ නම් පද්ධතිය සුවිශේෂී පද්ධතියක් බවට පත් වේ, අවස්ථා විචල්‍ය අන්‍යොන්‍යායත්ත බැවින් පද්ධතියක අවස්ථාව සුවිශේෂව දැක්වීම සඳහා සියලු අවස්ථා විචල්‍ය දැන ගැනීම අවශ්‍ය නොවන අතර, ඉන් කිහිපයක් පමණක් දැන සිටීම ප්‍රමාණවත් ය.

සම්මත අවස්ථාව

පද්ධතියක තාප විපර්යාසයන් සලකන විට නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක දී P^{θ}, ලෙස සංකේතවත් කරනු ලබන සම්මත පීඩනයක් නිර්දිෂ්ට පීඩනයක් සේ භාවිත කිරීම අවශ්‍ය වේ. දෙන ලද කවර හෝ භාවිත තත්ත්වයක් සඳහා සම්මත පීඩනයට ඇත්තේ නියත අගයකි. IUPAC නිර්දේශවලට අනුව P^{θ} සම්මත පීඩනයේ අගය 1 atm (101325 Pa) වේ (අර්ථ දක්වන ලද සම්මත උෂ්ණත්වයක් නොමැති වුවත් ඇතැම් විට 298K සුවිශේෂිත නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක් සේ සැලකේ) සංශුද්ධ ද්‍රව්‍යයක සම්මත අවස්ථාව, කලාප සඳහා සුවිශේෂිත, ඝටනා විචල්‍ය මගින් විස්තර කල හැකි නිර්දිෂ්ට අවස්ථාවකි. නිදසුනක් ලෙස 500K හි ඇති ඝන යකඩවල සම්මත තත්ත්වය වන්නේ 500K හා 10^5 Pa යටතේ ඇති සංශුද්ධ යකඩ වේ. සම්මත තත්ත්ව සංකේතවත් කෙරෙනුයේ අදාළ රාශියේ සංකේතයට දකුණු පසින් හා ඉහළින් θ යන්න යෙදීමෙනි. (උදා: ΔH^{θ}, ΔG^{θ}, ΔS^{θ} ආදි) ද්‍රාවණ යොදා ගන්නා අවස්ථා වලදී සාන්ද්‍රණය 1 mol dm^{-3} ද්‍රාවණය සම්මත අවස්ථාව ලෙස සැලකේ.

- **ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිය**

  ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් යනු ස්වයංක්‍රියව සිදු වන ක්‍රියාවලියකි. ලෝහ දණ්ඩක උණුසුම් කෙළවරෙහි සිට සිසිල් කෙළවර දක්වා තාපය ගලා යෑම මීට නිදසුනකි. මෙවැනි ක්‍රියාවලිවල පද්ධතිය ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීම එක් සුවිශේෂ දිශාවක් ඔස්සේ පමණක් සිදු වේ. ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිවලින් බොහොමයක් ස්වාභාවික ක්‍රියාවලි වන අතර අප්‍රතිවර්ත්‍ය ද වේ.

- **ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලිය**

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

- **ප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලිය**

  ප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියක් යනු ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය කිරීමේ දී පද්ධතියක් මත සිදු කෙරෙන විපර්යාස සන්තතිය, බොහෝ විට ඒ වූ ආකාරයෙන් ම ආපසු සිදු කළ හැකි විපර්යාසයකි. 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. එසේ කිරීමේ දී ලැබෙන එක් එක් අතරමැදි අවස්ථාව වටපිටාව හා සමතුලිතව පවතිනු ඇත. එවන් තත්ත්ව යටතේ පද්ධතියේ ආරම්භක හා අවසන් අවස්ථා සම්පූර්ණයෙන් ප්‍රතිවර්ත්‍ය වේ. නිදසුනක් ලෙස, අයිස් ද්‍රව වීමේ දී යම් තාප ප්‍රමාණයක් අවශෝෂණය වේ, සෑදෙන ජලයෙන් එම තාප ප්‍රමාණය ම ඉවත් කළ හොත් ජලය යළි අයිස් බවට පරිවර්තනය කළ හැකි ය.

- **අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලිය**

  අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියක් යනු වටපිටාවෙහි ස්ථිර වෙනසක් සිදු කිරීමෙන් තොරව පද්ධතිය යළි ආරම්භක අවස්ථාවට ගෙන ආ නොහැකි ක්‍රියාවලි ය. බොහෝ ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි, ස්වභාවයෙන් අප්‍රතිවර්ත්‍ය වේ. නිදසුනක් ලෙසः ජෛවීය වයස්ගත වීම අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියකි. කන්දකින් පහළට ස්වයංසිද්ධව ජලය ගලා ඒම අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියකි.

5. එන්තැල්පිය *(H)*

බොහෝ භෞතික හා රසායනික ක්‍රියාවලි සිදු වන්නේ හෝ සිදු කරනු ලබන්නේ නියත පීඩන තත්ත්ව යටතේ දී ය. නිදසුන් ලෙසः විද්‍යාගාරයේ දී සාමාන්‍යයෙන් ප්‍රතික්‍රියා සිදු කරනු ලබන්නේ වටපිටාවට විවෘත වූ පරීක්ෂා නළ, බීකර හා ප්ලාස්කු තුළ වන අතර ඒවා සිදු වන්නේ ආසන්න ලෙස වායුගෝල එකක ($1\ \text{atm} \sim 10^5\ \text{Pa}$) පීඩනයක් යටතේ ය. නියත පීඩන තත්ත්ව යටතේ සිදු වන ක්‍රියාවලියක දී පද්ධතියක් තුළට හෝ ඉන් ඉවතට තාපය ගැලීම ප්‍රමාණාත්මකව දක්වනු පිණිස රසායනඥයෝ එන්තැල්පිය නම් වූ ගුණය භාවිතයට ගනිති. එන්තැල්පිය H යන්නෙන් සංකේතවත් කෙරේ. එන්තැල්පිය විත්ති ගුණයකි. එනම් එහි විශාලත්වය අදාළ ද්‍රව්‍යයේ ප්‍රමාණය මත රඳා පවතී. ද්‍රව්‍යයක එන්තැල්පිය නිර්ණය කළ නොහැකි අතර, අප සැබැවින් ම මනින්නේ එන්තැල්පි වෙනස, ΔH ය.

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

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

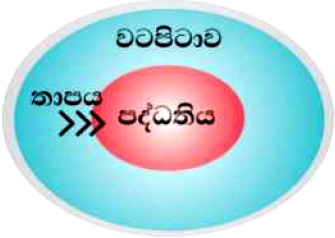
විවිධ තාප රසායනික ක්‍රියාවලි/ප්‍රතික්‍රියා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

ΔH යන්නෙන් ප්‍රතික්‍රියාවක දී විමෝචනය වූ හෝ අවශෝෂණය වූ හෝ තාප ප්‍රමාණය නිරූපණය වේ. ක්‍රියාවලිය අනුව ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය ධන හෝ සෘණ හෝ විය හැකි ය. එන්තැල්පි වෙනස, පද්ධතියක ඇති ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණයට අනුලෝමව සමානුපාතික ය.

තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි

තාපගතික ක්‍රියාවලිය රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක් හෝ භෞතික පරිවර්තනයක් වන කල්හි, සමස්ත ක්‍රියාවලිය ආශ්‍රිත තාප විපර්යාසයේ ස්වභාවය අනුව ක්‍රියාවලි තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ලෙස වර්ගීකරණය කෙරේ. මේ ක්‍රියාවලි දෙවර්ගය අතර වෙනස්කම් පහත දැක්වෙන ආකාරයට වෙන් කළ හැකි ය.

තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි සංසන්දනය කිරීම

තාපාවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා	තාපදායක ප්‍රතික්‍රියා
ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී තාපය අවශෝෂණය වන ක්‍රියාවලි තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි වේ.	ආරම්භක අවස්ථාවෙන් අවසන් අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී තාපය විමෝචනය වන ක්‍රියාවලි තාපදායක ක්‍රියාවලි වේ.
පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ශක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ශක්තියට වඩා වැඩි ය. අවශ්‍ය අමතර ශක්තිය පද්ධතිය විසින් තාපය ලෙස වටපිටවෙන් අවශෝෂණය කර ගනු ලැබේ. උදා: ඇමෝනියම් ක්ලෝරයිඩ් ජලයේ දියකිරීම.	පද්ධතියේ අවසන් අවස්ථාවේ දී ශක්තිය එහි ආරම්භක අවස්ථාවේ දී ශක්තියට වඩා අඩු ය. අමතර ශක්තිය තාපය ලෙස වටපිටාවට නිදහස් වේ. උදා: සියලු දහන ක්‍රියාවලි තාපදායක ය.
සාමාන්‍යයෙන් තාපාවශෝෂක භෞතික පරිවර්තනයක දී ආරම්භක අවස්ථාව, අවසන් අවස්ථාව වෙත ගෙන ඒම සඳහා තාපය සැපයිය යුතුය. උදා: තාපය සැපයීමෙන් ඝනයක් ද්‍රව බවට පත් කිරීම තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියකි.	භෞතික පරිවර්තනය තාපදායක නම් ආරම්භක අවස්ථාව අවසන් අවස්ථාව වෙත ගෙන ඒම සඳහා තාපය ඉවත් කළ යුතු ය. උදා: හිමාංකයේ දී ද්‍රවයක් හිමායනය කිරීම තාපදායක ක්‍රියාවලියකි.
ප්‍රතික්‍රියක + ශක්තිය (තාපය) $\rightarrow$ ඵල $\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + 90\ kJ \rightarrow NO_{(g)}$	ප්‍රතික්‍රියක $\rightarrow$ ඵල + ශක්තිය (තාපය) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + 242\ kJ$
	
පද්ධතිය විසින් වටපිටාවෙන් තාපය අවශෝෂණය කරගන්නා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියක ΔH ධන වේ. (එනම් $\Delta H > 0$ වේ)	පද්ධතිය විසින් වටපිටාවට තාපය නිදහස් කරන තාපදායක ක්‍රියාවලියක ΔH සෘණ වේ. (එනම් $\Delta H < 0$ වේ.)

නියත පීඩනයක් යටතේ මනිනු ලබන තාප විපර්යාස මඟින් පද්ධතියක එන්තැල්පි වෙනස දැක්වේ. නියත පීඩනයක් යටතේ යොදා ගන්නා කැලරිමීටර මඟින් ක්‍රියාවලියක එන්තැල්පි වෙනස කෙළින් ම මැන ගත හැකි ය.

සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා මනිනු ලබන එන්තැල්පි වෙනසට නිශ්චිත අගයක් පැවරෙන්නේ ආරම්භක අවස්ථාව (ප්‍රතික්‍රියක) හා අවසන් අවස්ථාව (එල) සුවිශේෂ ලෙස විස්තර කර ඇතොත් පමණි. ප්‍රතික්‍රියක හා එල සඳහා අප විසින් සම්මත තත්ත්ව (10^5 Pa පීඩනය හා අභිමත උෂ්ණත්වය) අර්ථ දක්වා ඇතොත්, අපට අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි විපර්යාසය, සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. මේ සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පිය θ සංකේතය සහිත ΔH මඟින් සංකේතවත් කෙරේ. සම්මත තත්ත්වය නිර්වචනය කිරීමේ දී උෂ්ණත්වය එහි කොටසක් නොවන නමුදු, ΔH වල වගුගත කර ඇති අගයයන් ප්‍රකාශ කිරීමේ දී උෂ්ණත්වය දැක්විය යුතු වන්නේ එය එන්තැල්පිය උෂ්ණත්වය අනුව වෙනස් වන හෙයිනි. විශේෂයෙන් සඳහන් කර නැති නම් මෙහි සඳහන් සියලු අගයන් උෂ්ණත්වය 25 ^{0}C ට හෙවත් 298.15 K ට අදාළ වේ.

සරලව කිවහොත්,

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

එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

- **සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH_f^θ**

  ද්‍රව්‍යයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය, ΔH_f^θ යනු සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එම ද්‍රව්‍යයක මවුලයක්, සම්මත අවස්ථාවේ සමුද්දේශ ස්වරූපයෙන් ඇති එහි සංඝටිත මූලද්‍රව්‍යවලින් උත්පාදනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි. සුළු සංඛ්‍යාවක හැරුණු විට, මූලද්‍රව්‍යවල සමුද්දේශ ස්වරූප යනු atm එකක පීඩනයක් (101325 Pa) හා දෙන ලද උෂ්ණත්වයක් යටතේ ඒවායේ වඩාත් ම ස්ථායි ආකාරය ය. θ සංකේතයෙන් අදාළ එන්තැල්පි වෙනස සම්මත එන්තැල්පි වෙනසක් බව ද 'f' යටකුරෙන් ප්‍රතික්‍රියාවේ දී මූලද්‍රව්‍යවලින් අදාළ ද්‍රව්‍යය උත්පාදනය වන බව ද පෙන්නුම් කෙරේ. මූලද්‍රව්‍යයක වඩාත් ම ස්ථායි අවස්ථාව එයින් ම උත්පාදනය වීම විපර්යාසයක් නොවන බැවින් සමුද්දේශ ස්වරූපයේ ඇති සංශුද්ධ මූලද්‍රව්‍යයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය 0 වේ.

  නිදසුන් ලෙස පහත දී ඇත්තේ, සාමාන්‍යයෙන් තාප-රසායනික දත්ත වගුගත කිරීමේ දී යොදා ගන්නා උෂ්ණත්වය වන 298.15 K දී මූලද්‍රව්‍ය කිහිපයක වඩාත් ම ස්ථායි ආකාර ය.

$$Na_{(s)}, H_{2(g)}, N_{2(g)}, O_{2(g)}, C(s, graphite), Br_{2(l)}$$

- **සම්මත දහන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{C}**

සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක හෝ මවුලයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති අතිරික්ත ඔක්සිජන් ප්‍රමාණයක (නැත හොත් වාතයේ) සම්පූර්ණයෙන් දහනය වී සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඵල ලබා දීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසය එහි සම්මත දහන එන්තැල්පිය වේ.

$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l) \quad \Delta H^{\theta}_{c}[C_3H_8(g)] = -2219.9 \text{ kJ mol}^{-1}$

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H^{\theta}_{c}[C(s)] = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$

- **සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{D}**

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

$H_2(g) \rightarrow 2H(g) \quad \Delta H^{\theta}_{D} = \mathbf{432 \text{ kJ mol}^{-1}}$

එම නිසා මෙතේන් වල බන්ධන විඝටන ශක්ති වෙනස යනු ඉහත අගයන් හතරෙහි මධ්‍යන්‍යය අගය වේ.

$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g) \quad \Delta H^{\theta}_{D} = \mathbf{428 \text{ kJ mol}^{-1}}$

$CH_3(g) \rightarrow CH_2(g) + H(g) \quad \Delta H^{\theta}_{D} = \mathbf{441 \text{ kJ mol}^{-1}}$

$CH_2(g) \rightarrow CH(g) + H(g) \quad \Delta H^{\theta}_{D} = \mathbf{454 \text{ kJ mol}^{-1}}$

$CH(g) \rightarrow C(g) + H(g) \quad \Delta H^{\theta}_{D} = \mathbf{344 \text{ kJ mol}^{-1}}$

$CH_4(g)$ හි මධ්‍යන්‍ය සම්මත බන්ධන විඝටන = (428 + 441 + 454 + 344)/4

එන්තැල්පි විපර්යාසය = **416.75 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත උදාසීනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{neu}**

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

$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta H^{\theta}_{neu} = \mathbf{-57 \text{ kJ mol}^{-1}}$

- **සම්මත සද්‍රාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{sol}**

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

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

- **සම්මත සජලන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{hyd}**

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

$Na^+(g) + \text{water} \rightarrow Na^+(aq) \quad \Delta H^{\theta}_{hyd} = \mathbf{-406 \text{ kJ mol}^{-1}}$

- **සම්මත ද්‍රාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\Delta H^{\theta}_{dissolution}$**

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

  $NaCl(s) + water \rightarrow NaCl(aq)$ $\Delta H^{\theta}_{dissolution}$ **= 1 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත ඌර්ධවපාතන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{sub}**

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

  $Ca(s) \rightarrow Ca(g)$ ΔH^{θ}_{sub} **= 193 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත වාෂ්පීකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{evap}**

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

  $Br_2(l) \rightarrow Br_2(g)$ ΔH^{θ}_{evap} **= 30.91 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත විලයන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{fus}**

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

  $Al(s) \rightarrow Al(l)$ ΔH^{θ}_{fus} **= 10.7 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{at}**

  එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි වායුමය පරමාණු මවුලයක් බවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

  $\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$ ΔH^{θ}_{at} **= 121 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත පළමු අයනීකරණ ශක්ති එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{IE1}**

  එනම්, 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.

  $Na(g) \rightarrow Na^{+}(g) + e$ ΔH^{θ}_{IE1} **= 496 kJ mol^{-1}**

- **සම්මත ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{EG}**

  එනම්, 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.

  $Cl(g) + e \rightarrow Cl^{-}(g)$ ΔH^{θ}_{EG} **= -349 kJ mol^{-1}**

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

- **අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස් විඝටන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^{θ}_{L}**

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

  $NaCl(s) \longrightarrow Na^{+}(g) + Cl^{-}(g) \quad \Delta H^{\theta}_{L} = +788\ kJ\ mol^{-1}$

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ස්වයංසිද්ධතාව

ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි

පරීක්ෂණාත්මක රසායන විද්‍යාවෙන් වැදගත් කොටසක් ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලි, එනම් පද්ධතිය පිටතින් කෙරෙන අඛණ්ඩ ශක්ති සැපයුමකින් තොරව සිදු වන ක්‍රියාවලි හා සම්බන්ධ ය. නොඑසේ නම් ආරම්භ වීමෙන් පසු ප්‍රතික්‍රියක අවසන් වන තුරු හෝ ඵල ඉවත් නොකරන ලද්දේ නම් සමතුලිත අවස්ථාවකට එළඹෙන තුරු හෝ සම්පූර්ණත්වය කරා යන ප්‍රතික්‍රියා ලෙස ස්වයංසිද්ධ ප්‍රතික්‍රියා හඳුන්වා දිය හැකි ය. ස්වයංසිද්ධ යන්නෙන් අවශ්‍යයෙන් ම ඉහළ ප්‍රතික්‍රියා වේගයක් අදහස් නොවන බව ද වටහා ගැනීම වැදගත් ය. කාලය, ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක තාපගතික අර්ථ දැක්වීමෙහි කොටසක් නො වේ. ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් ඉක්මනින් සිදු වීමට හෝ සිදු නොවීමට හෝ හැකි ය. තව ද, එය කොහෙත් ම සිදු නොවීමට ද හැකි ය.

නිදසුනක් ලෙසඃ 25 °C උෂ්ණත්වයක් හා 100 kPa පීඩනයක් යටතේ දී දියමන්ති, මිනිරන් බවට පරිවර්තනය වීම ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලියක් වන අතර, එය කොතරම් සෙමෙන් සිදු වේ ද යත් එය සිදු වනු කෙනකුගේ ජීවිත කාලය තුළ වුව ද දැක ගත නොහැකි ය.

තාපගතික විද්‍යාවේ එක් අරමුණක් වන්නේ දෙන ලද ප්‍රතික්‍රියක සමූහයක් ඒකරාශි කළ විට ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වේ ද නොවේ ද යන්න පුරෝකථනය කිරීමයි. තාපගතිකය, ප්‍රතික්‍රියාවක් සිදු වේ ද නොවේ ද යන්න ප්‍රකාශ කරන මුත් ප්‍රතික්‍රියාව කොතරම් වේගයෙන් සිදු වන්නේ ද යන්න ගැන කිසිවක් ප්‍රකාශ නො කරයි. ස්වයංසිද්ධ ප්‍රතික්‍රියාවලින් සමහරක් තාපදායක (ΔH ඍණ) වන අතර, තාපාවශෝෂක (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 අවශෝෂණය වන තාප ප්‍රමාණයට අමතර ව එන්ට්‍රොපිය යනුවෙන් හැඳින්වෙන තවත් සාධකයක් ද සැලකිල්ලට ගත යුතු ය. එන්ට්‍රොපිය (s), යනු පද්ධතියක අක්‍රමවත් බව හෙවත් අහඹුතාව පිළිබඳ මිනුමකි. එන්ට්‍රෝපිය (s), පද්ධතියක අපිළිවෙළ හෙවත් අහඹුතාව වැඩි වීමත් සමඟ අගයෙන් වැඩි වන අවස්ථා ශ්‍රිතයකි. එහි ඒකකය $J\ K^{-1}\ mol^{-1}$ වේ.

භෞතික අවස්ථාව, උෂ්ණත්වය, අණුවල තරම, අන්තර්අණුක බල හා මිශ්‍ර වීම ආදි සාධක ගණනාවක් ද්‍රව්‍යයක එන්ට්‍රොපියට දායක වේ. එහෙත් මේ මට්ටමේ දී භෞතික අවස්ථාව හා උෂ්ණත්වය ගැන පමණක් සලකා බැලේ.

වායු අංශුවල චලනයේ අහඹුතාව අධික බැවින් වායු ඉහළ එන්ට්‍රොපියක් අත් කර ගැනීමට නැඹුරු වේ. අංශුවල චලිතය බෙහෙවින් සීමා වී ඇති ඝනවලට වඩා වැඩි එන්ට්‍රොපියක් ද්‍රව සතු වේ. කාමර උෂ්ණත්වයේ දී ජලය මවුලයක් සතු එන්ට්‍රොපියට වඩා වායුමක කාබන් ඩයොක්සයිඩ් මවුලයක එන්ට්‍රොපිය වැඩි ය. එසේ ම ජලය මවුලයක එන්ට්‍රොපිය, ඝන තඹ ලෝහයේ එන්ට්‍රොපියට වඩා ඉහළ ය. වැඩි වන උෂ්ණත්වය සමඟ අණුවල උත්තාරණ හා භ්‍රමණ චලිත වේගවත් වන නිසා උෂ්ණත්වයේ ඉහළ යෑමත් සමඟ ද්‍රව්‍යයක එන්ට්‍රොපිය වැඩි වේ. 25 °C ඇති ජලයෙහි එන්ට්‍රොපියට වඩා 50° C ඇති ජලයෙහි එන්ට්‍රොපිය වැඩි ය.

රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස

ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය ΔH^{θ}_{rxn} ගණනය කළ ආකාරයට ම, සම්මත මවුලික එන්ට්‍රොපි අගයන් භාවිත කරමින් ප්‍රතික්‍රියාවේ සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස, ΔS^{θ}_{rxn} ගණනය කර ගත හැකි ය. මෙහි දී එක් එක් මෞලික එන්ට්‍රොපි අගය, තුලිත රසායනික සමීකරණයේ ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණකවලින් ගුණ කෙරේ.

$$\Delta S_{\mathrm{rxn}} = \sum S_{(\text{ඵල})} - \sum S_{(\text{ප්‍රතික්‍රියක})}$$

ΔS^{θ}_{rxn} යනු සම්මත අවස්ථාවේ ඇති අමිශ්‍ර සංශුද්ධ ප්‍රතික්‍රියක, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති අමිශ්‍ර, සංශුද්ධ ඵල බවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්ට්‍රොපි වෙනසයි. ΔS^{θ}_{rxn} හි සලකුණ, ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්ටොයිකියොමිතිය හා ප්‍රතික්‍රියකවල හා ඵලවල භෞතික අවස්ථා සැලකිල්ලට ගැනීමෙන් තක්සේරු කළ හැකි ය. ප්‍රතික්‍රියක ඵල බවට පත් වීමේ දී මුළු වායු මවුල ප්‍රමාණයේ වැඩි වීමක් වේ නම් ΔS^{θ}_{rxn} හි අගය ධන වන බව අපට පෙරැයිය හැකි ය. මෙහි ඵල, ප්‍රතික්‍රියකවලට වඩා ඉහළ එන්ට්‍රොපියක පවති. මීට විලෝම ලෙස වායුමය ඵලවල මවුල ප්‍රමාණය, වායුමය ප්‍රතික්‍රියක මවුල ප්‍රමාණයට වඩා අඩු නම් ΔS^{θ}_{rxn} සලකුණ ඍණ වේ.

ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය (G) හා ස්වයංසිද්ධතාව

අප විසින් ඉහත දක්වන ලද පරිදි ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධතාව නිර්ණය වනුයේ එහි එන්තැල්පි වෙනස හා එන්ට්‍රොපි වෙනස යන දෙක ම මිගිනී ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය හෙවත් සරලව පැවසෙන පරිදි යෝජ්‍ය ශක්තිය (G) එන්තැල්පිය හා එන්ට්‍රොපිය සංකලනය කිරීමෙන් ලබාගන්නා අවස්ථා ශ්‍රිතයකි. T නිරපේක්ෂ උෂ්ණත්වයේ දී G පහත දැක්වෙන පරිදි අර්ථ දැක්වේ.

$$G = H - TS$$

නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක් සඳහා යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස ΔG මෙසේ අර්ථ දැක්වේ.

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

නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ දී හා සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස පහත සමීකරණයෙන් ප්‍රකාශිත ය.

$$\Delta G^{\theta}_{\mathrm{rxn}} = \Delta H^{\theta}_{\mathrm{rxn}} - T\Delta S^{\theta}_{\mathrm{rxn}}$$

සටහන: සමහර අවස්ථාවල දී ΔG^{θ}_{rxn} වෙනුවට ΔG^{θ}_{rxn} යන්නද භාවිතා වේ.

- සමතුලිතතාවේ ඇති ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G^{\theta}_{rxn} = 0$ වේ. එවැන්නක ඉදිරි හෝ ආපසු දිශාවට ශුද්ධ වෙනසක් සිදු නො වේ. ඉදිරි දිශාවට ස්වයංසිද්ධව සිදු වන ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G^{\theta}_{rxn} < 0$ වේ. ඉදිරි දිශාවට ස්වයංසිද්ධ නොවන ප්‍රතික්‍රියාවක $\Delta G^{\theta}_{rxn} > 0$ වේ.