අ. පො. ස. (උසස් පෙළ)

රසායන විද්‍යාව

12 ශ්‍රේණිය

සම්පත් පොත

04 ඒකකය - පදාර්ථයේ වායුමය අවස්ථාව

05 ඒකකය - ශක්ති විද්‍යාව

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව
විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම
www.nie.lk

රසායන විද්‍යාව

සම්පත් පොත

12 ශ්‍රේණිය

පළමු මුද්‍රණය – 2019

විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

විද්‍යා හා තාක්ෂණ පීඨය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

ශ්‍රී ලංකා

ප්‍රකාශනය : මුද්‍රණාලය
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම
ශ්‍රී ලංකා

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්ගේ පණිවිඩය

අධ්‍යාපනයේ ගුණාත්මකභාවය වර්ධනය කිරීම සඳහා ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය වරින් වර අවස්ථානුකූල පියවර ගනු ලබයි. අදාළ විෂයයන් සඳහා අතිරේක සම්පත් පොත් සකස් කිරීම එවන් එක් පියවරකි.

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමාලා සංවර්ධන කණ්ඩායමත්, ජාතික විශ්ව විද්‍යාලවල විද්වතුන් සහ පාසැල් පද්ධතියේ පළපුරුදු ගුරුවරුන් මගින් අතිරේක සම්පත් පොත් සකස් කර ඇත. 2017 දී ක්‍රියාත්මක කරන ලද අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) නව විෂය නිර්දේශයට අනුව මෙම අතිරේක සම්පත් පොත් ලියා ඇති නිසා සිසුන්ට අදාළ විෂය කරුණු පිළිබඳව අවබෝධය පුළුල් කළ හැකි අතර වඩාත් ඵලදායී ඉගෙනුම් ඉගැන්වීම් ක්‍රියාකාරකම් සැලසුම් කිරීමට ගුරුවරුන්ට මේවා පරිශීලනය කල හැක.

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ කාර්ය මණ්ඩලයේ සාමාජිකයින්ට සහ බාහිර විෂය ක්ෂේත්‍රයේ විද්වත් විශේෂඥයන්ට ඔබ වෙත මෙම තොරතුරු ලබා දීම සඳහා ඔවුන්ගේ ශාස්ත්‍රීය දායකත්වය ලබා දීම වෙනුවෙන් මාගේ අවංක කෘතඥතාව පළ කිරීමට කැමැත්තෙමි.

ආචාර්ය ටී. ඒ . ආර්. ජේ. ගුණසේකර
අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය
මහරගම.

අධ්‍යක්ෂවරයාගේ පණිවිඩය

2017 වර්ෂයේ සිට ශ්‍රී ලංකාවේ සාමාන්‍ය අධ්‍යාපන පද්ධතියේ අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) සඳහා තාර්කිකරණයට ලක් කළ නව විෂයමාලාවක් ක්‍රියාත්මක වේ. ඉන් අදහස් වන්නේ මෙතෙක් පැවති විෂයමාලාව යාවත්කාලීන කිරීමකි. මේ කාර්යයේ දී අ.පො.ස. (උසස් පෙළ) රසායන විද්‍යාව, භෞතික විද්‍යාව හා ජීව විද්‍යාව යන විෂයවල විෂය සන්ධාරයේත්, විෂය ආකෘතියේත්, විෂයමාලා ද්‍රව්‍යවලත් යම් යම් සංශෝධන සිදු කල අතර, ඊට සමගාමීව ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ ක්‍රමවේදයේත්, ඇගයීම් හා තක්සේරුකරණයේත් යම් යම් වෙනස්වීම් අපේක්ෂා කරන ලදි. විෂයමාලවේ අඩංගු විෂය කරුණුවල ප්‍රමාණය විශාල වශයෙන් අඩු කරන ලද අතර, ඉගෙනුම්-ඉගැන්වීමේ අනුක්‍රමයේ යම් යම් වෙනස්වීම් ද සිදු කරනු ලැබී ය. පැවති විෂයමාලා ද්‍රව්‍යයක් වූ ගුරු මාර්ගෝපදේශ සංග්‍රහය වෙනුවට ගුරු අත්පොතක් හඳුන්වා දෙන ලදි.

උසස් පෙළ විද්‍යා විෂය සඳහා ඉංග්‍රීසි භාෂාවෙන් සම්පාදිත, අන්තර්ජාතික වශයෙන් පිළිගත් ග්‍රන්ථ පරිශීලනය පසුගිය විෂයමාලා ක්‍රියාත්මක කිරීමේ දී අත්‍යවශ්‍ය විය. එහෙත් විවිධ පෙළපොත් භාවිත කිරීමේ දී පරස්පරවිරෝධ විෂය කරුණු සඳහන් වීමත්, දේශීය විෂයමාලාවේ සීමා අභිභවා ගිය විෂය කරුණු ඒවායේ ඇතුළත් වීමත් නිසා ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට ඒ ග්‍රන්ථ පරිහරණය පහසු වූයේ නැත. මේ ග්‍රන්ථය ඔබ අතට පත් වන්නේ ඒ අවශ්‍යතාව සපුරාලීමට ගත් උත්සාහයක ප්‍රතිඵලයක් ලෙස ය.

එබැවින් මේ ග්‍රන්ථය මඟින් දේශීය විෂයමාලාවේ සීමාවලට යටත්ව සිය මවුභාෂාවෙන් අදාළ විෂය සන්ධාරය පරිහරණය කිරීමට සිසුන්ට අවස්ථාව සලසා ඇත. එමෙන් ම විවිධ ග්‍රන්ථ, අතිරේක පන්ති වැනි මූලාශ්‍රයවලින් අවශ්‍ය තොරතුරු ලබා ගැනීම වෙනුවට විෂයමාලාව මඟින් අපේක්ෂිත තොරතුරු ගුරුභවතුන්ට හා සිසුන්ට නිවැරදිව ලබා ගැනීමට මේ ග්‍රන්ථය උපකාරි වනු ඇත.

විෂය සම්බන්ධ විශේෂඥ ගුරුභවතුන් හා විශ්වවිද්‍යාල ආචාර්යවරුන් විසින් සම්පාදිත මේ ග්‍රන්ථය ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනයේ විෂයමලා කමිටුවෙන් ද අධ්‍යයන මණ්ඩලයෙන් ද පාලක සභාවෙන් ද අනුමැතිය ලබා ඔබ අතට පත් වන බැවින් ඉහළ ප්‍රමිතියෙන් යුතු බව නිර්දේශ කළ හැකි ය.

ආචාර්ය ඒ. ඩී. අසෝක ද සිල්වා
අධ්‍යක්ෂ,
විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව,
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය.

අනුශාසකත්වය
ආචාර්ය ටී. ඒ . ආර්. ජේ. ගුණසේකර
අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

අධීක්ෂණය
ආචාර්ය ඒ. ඩී. ඒ. ද සිල්වා

අධ්‍යක්ෂ, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විෂය නායකත්වය
එම්. එස්. වික්‍රමසිංහ
සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව
ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

අභ්‍යන්තර සංස්කරණ මණ්ඩලය
එල්. කේ. වඩුගේ මයා
ජ්‍යෙෂ්ඨ කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව
ජී.ජී.පී.එස්. පෙරේරා මිය
සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව
වී. රාජුදේවන් මයා
සහකාර කථිකාචාර්ය, විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව

කර්තෘ මණ්ඩලය

ආචාර්ය ඩබ්ලව්. එම්. ඒ. ටී. බණ්ඩාර	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, පේරාදෙණිය විශ්වවිද්‍යාලය (04 හා 05 වන ඒකකය)
ආචාර්ය දක්ෂිකා වන්නිආරච්චි	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය (04 වන ඒකකය)

බාහිර සංස්කරණ මණ්ඩලය

ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එස්. පී. දූරණියගල	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය
ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එම්. ඩී. පී. ද කොස්තා	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, කොළඹ විශ්වවිද්‍යාලය
ජ්‍යෙෂ්ඨ මහාචාර්ය එච්. එම්. ඩී. එම් ප්‍රියන්ත	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, පේරාදෙණිය විශ්වවිද්‍යාලය
මහාචාර්ය සුදන්ත ලියනගේ	-	රසායන විද්‍යා දෙපාර්තමේන්තුව, ශ්‍රී ජයවර්ධනපුර විශ්වවිද්‍යාලය
කේ. ඩී. බන්දුල කුමාර මයා	-	නියෝජ්‍ය කොමසාරිස්, අධ්‍යාපන ප්‍රකාශන දෙපාර්තමේන්තුව, අධ්‍යාපන දෙපාර්තමේන්තුව
මුදිතා අතුකෝරල මිය	-	ගුරු සේවය 1, ප්‍රජාපතී බාලිකා විද්‍යාලය, හොරණ
දිපිකා නෙත්සිංහ මිය	-	ගුරු සේවය 1-(විශ්‍රාමික), කාන්තා විදුහල, කොළඹ 07
සී.ඒ.එම්. පෙරේරා මෙනෙවිය	-	ගුරු සේවය 1, වේල්ස් කුමරි විද්‍යාලය, මොරටුව
වි. කේ. ඩබ්. ඩී සාලිකා මාධවි මිය	-	ගුරු සේවය 1, මුස්ලිම් කාන්තා විදුහල, කොළඹ 04
එච්. එම්. ඩී.ඩී දීපිකා මැණිකේ මිය	-	ගුරු සේවය 1, විහාර මහා දේවි බාලිකා විදුහල, කිරිබත්ගොඩ

භාෂා සංස්කරණය

ජයත් පියදසුන් මයා

ප්‍රධාන උප කර්තෘ - සිළුමිණ,

ලේක් හවුස්, කොළඹ 10

මුල් පිටුව

ආර්. ආර්. කේ. පතිරණ මිය

ජාතික අධ්‍යාපන ආයතනය

විවිධ සහාය

ඩබ්. පී. පී. වීරවර්ධන මිය

මංගල වැලිපිටිය මයා

රංජිත් දයාවංශ මයා

:

පටුන

අධ්‍යක්ෂ ජනරාල්තුමියගේ පණිවිඩය………………………………………………………………..…… iii

අධ්‍යක්ෂතුමාගේ පණිවිඩය…………………………………………………………..…....... iv

විෂයමාලා කමිටුව ………………………………………………………………………..…... v

04 ඒකකය - පදාර්ථයේ වායුමය අවස්ථාව……………………………..…….……..….........…01-27

1.1 පදාර්ථයේ අවස්ථා තුනෙහි අංශු සැකැස්ම සහ ඒවායේ දර්ශීය ලක්ෂණ **……….…..….........…02**

1.2 වායුමය අවස්ථාව **……………………………..………..……………………………........…05**

1.2.1 වායු නියම

1.2.2 බොයිල් නියමය (පීඩන-පරිමා සම්බන්ධය)

1.2.3 චාල්ස් නියමය (උෂ්ණත්ව–පරිමා සම්බන්ධය)

1.2.4 ඇවගාඩ්රෝ නියමය (ප්‍රමාණ-පරිමා සම්බන්ධය)

1.2.5 මවුලික පරිමාව (V_m)

1.2.6 සංයුක්ත වායු සමීකරණය

1.3 ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය **……………………………..……...……...…........…16**

1.3.1 මවුල භාගය අනුසාරයෙන් ආංශික පීඩනය

1.4 වායු පිළිබඳ චාලක අණුකවාදය **……………………………..………...……...................…18**

1.4.1 චාලක අණුකවාදයේ පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා උපකල්පන

1.4.2 චාලක අණුකවාදයේ සමීකරණය

1.4.3 වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය සහ මධ්‍යන්‍ය වේගය

1.4.4 මැක්ස්වෙල්-බෝල්ට්ස්මාන් ව්‍යාප්තිය

1.5 තාත්ත්වික වායුවලට ගැළපෙන පරිදි පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය සංශෝධනය **…………...……23**

1.5.1 වැන් ඩ’වාල්ස් සමීකරණය

1.5.2 අවධි උෂ්ණත්වය සහ වායු ද්‍රව කිරීම

05 ඒකකය - ශක්ති විද්‍යාව……………………………………………………...…...…...28-54

2.1 තාප-රසායනික විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද **………………………...………...29**

2.1.1 පද්ධතිය, වටපිටාව හා සීමාව

2.1.2 පද්ධති වර්ග

2.1.3 පද්ධතියක ගුණ

2.1.4 පද්ධතියක අවස්ථාව

2.1.5 එන්තැල්පිය (H)

2.1.6 තාපය

2.2 විවිධ තාප-රසායනික ක්‍රියාවලි/ ප්‍රතික්‍රියා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස **…………...………...34**

2.2.1 තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි

2.2.2 තාප-රසායනික සමීකරණ

2.2.3 එන්තැල්පි රූපසටහන්

2.2.4 එන්තැල්පි විපර්යාස හා

2.2.5 චක්‍රාකාරයෙන් ΔH (ΔH°) නිර්ණය කිරීම : හෙස් නියමය

2.3 දැලිස එන්තැල්පිය හෙවත් අයනික සංයෝගයක උත්පාදන එන්තැල්පිය: බෝන්-හාබර් චක්‍රය **………………………..47**

2.4 රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ස්වයංසිද්ධතාව රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය (G) හා ස්වයංසිද්ධතාව **……...………................49**

1. පදාර්ථයේ වායුමය අවස්ථාව

අන්තර්ගතය

1.1 පදාර්ථයේ අවස්ථා තුනෙහි අංශු සැකැස්ම සහ ඒවායේ දර්ශීය ලක්‍ෂණ

1.2 වායුමය අවස්ථාව

1.2.1 වායු නියම
- පරිපූර්ණ වායු සහ පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය
- පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය පදනම් වූ ගණනය කිරීම්

1.2.2 බොයිල් නියමය (පීඩන-පරිමා සම්බන්ධය)

1.2.3 චාල්ස් නියමය (උෂ්ණත්ව–පරිමා සම්බන්ධය)

1.2.4 ඇවගාඩ්රෝ නියමය (ප්‍රමාණපරිමා සම්බන්ධය)

1.2.5 මවුලික පරිමාව (V_m)

1.2.6 සංයුක්ත වායු සමීකරණය

1.3 ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය

1.3.1 මවුල භාගය අනුසාරයෙන් ආංශික පීඩනය

1.4 වායු පිළිබඳ චාලක අණුක වාදය

1.4.1 චාලක අණුක වාදයේ පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා උපකල්පන

1.4.2 චාලක අණුක වාදයේ සමීකරණය

1.4.3 වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය සහ මධ්‍යන්‍ය වේගය

1.4.4 මැක්ස්වෙල්-බෝල්ට්ස්මාන් ව්‍යාප්තිය

1.5 තාත්ත්වික වායුවලට ගැළපෙන පරිදි පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය සංශෝධනය

1.5.1 වැන් ඩ’වාල්ස් සමීකරණය

1.5.2 අවධි උෂ්ණත්වය සහ වායු ද්‍රව කිරීම

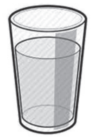
හැඳින්වීම

විශ්වයේ ඇති සියළු දෑ සුවිශේෂී රසායනික අනන්‍යතාවකින් යුක්ත ය. පදාර්ථයේ කුඩාම අංශුව පරමාණුව බව අපි දනිමු. සරලව දැක්වුවහොත් රසායන විද්‍යාව යනු "පදාර්ථය සහ එහි සිදුවන විපර්යාස පිළිබඳව අධ්‍යනය" ලෙස අර්ථ දැක්වි ය හැක. පදාර්ථය යනු අවකාශයක් අත්පත් කර ගන්නා ස්කන්ධයක් සහිත ඕනෑම දෙයක් වන අතර එය දැකිය හැකි හා ඇල්ලීමට හැකි (පස්, ජලය ආදී) දෙයක් ලෙස මෙන් ම වාතය වැනි අපට නොපෙනෙන දෙයක් ද විය හැක. සංයුතිය හා ගුණ පදනම් කර ගෙන ද්‍රව්‍ය, මිශ්‍රණ, මූලද්‍රව්‍ය මෙන් ම පරමාණු සහ අණු ආදී විවිධ ආකාර මෙහි දී හඳුනා ගත හැකි ය. සියළුම ද්‍රව්‍ය ඝන, ද්‍රව සහ වායු ලෙසට අඩුම තරමින් මූලික අවස්ථා තුනකින් පැවතිය හැකි ය. ඝනයක දී අංශු තුළින් බැඳී එකිනෙකට කිට්ටුව කිසියම් නිශ්චිත ව්‍යුහයකට නිශ්චිත හැඩයක් සහිතව ඇසිරීම නිසා ඒවාට චලනය වීමේ හැකියාව අඩු ය. ද්‍රවයක අංශු එකිනෙකට කිට්ටුව ඇතත්, එකිනෙකට ස්ථානීයව ඉතා තදින් බැඳී නැති බැවින් සන්සන්දනාත්මකව ඝනයක දී ට වඩා වේගයෙන් චලනය විය හැකි ය. අංශු අතර දුර අනුව ද්‍රව හා ඝනවලට වඩා වායු බොහෝ වෙනස් වේ. වායුවකදී අංශු එකිනෙකින් වෙන් වී ඇති දුර, අංශුවක ප්‍රමාණයට සන්සන්දනාත්මකව විශාල වීම හේතුවෙන් අංශුවලට නිදහසේ හැසිරීමට ඉඩ ඇත. එබැවින්, වායු අංශු අතර ආකර්ශන බල ඉතා කුඩා හෝ නොගිනිය හැකි තරම් වීම හේතුවෙන් අපට වායු අංශු වෙන් වෙන් ව සැලකිය හැකි බැවින් උෂ්ණත්වය හා පීඩනය මත පදනම් වූ සමහර කල්පිත පහසුවෙන් පුරෝකථනය කළ හැකි වේ.

1.1 පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුනෙහි අංශු සැකැස්ම සහ ඒවායේ දර්ශීය ලක්ෂණ

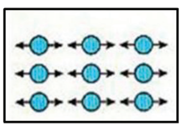
අවකාශයේ ඉඩක් ගන්නා ස්කන්ධයක් සහිත ඕනෑ ම දෙයක් 'පදාර්ථය' ලෙස හැඳින්විය හැකි ය. අපට දැකිය හැකි, අතින් ඇල්ලිය හැකි ගහකොළ සේ ම, අප නොදකින එහෙත් හුස්ම ගන්නා වාතය ද මීට අයත් ය. පුළුල් වශයෙන් ගත් කල සියලු පදාර්ථය ඝන, ද්‍රව හා වායු යනුවෙන් අවස්ථා තුනකට වර්ගීකරණය කළ හැකි ය. සංයුතියෙහි වෙනස් වීමකින් තොරව පදාර්ථය මේ ත්‍රිවිධ අවස්ථා අතර එකකින් අනෙකට පරිවර්තනය කළ හැකි ය. නිදසුනක් ලෙස: ද්‍රව අවස්ථාවේ පවතින ජලය රත් කිරීමෙන් වායු අවස්ථාවට (හුමාලය) පරිවර්තනය කළ හැකි අතර, සිසිල් කිරීමෙන් ඝන අවස්ථාවට (අයිස්) පත් කළ හැකි ය.

ඝන
(උදා: යකඩ ඇණය)
ස්ථිර හැඩයක් හා
පරිමාවක් ඇත.

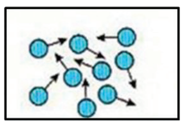


ද්‍රව
(උදා: ජලය)
ස්ථිර හැඩයක්
නැති නමුත් ස්ථිර පරිමාවක් ඇත.

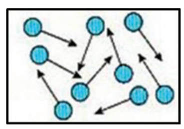
වායු
(උදා: හීලියම් බැලූන)
ස්ථිර හැඩයක් හෝ
ස්ථිර පරිමාවක් හෝ නැත.



ඝන
අංශු (පරමාණු, අණු හෝ අයන) අතර ආකර්ෂණ බල ප්‍රබල ය. අංශු කම්පනය වන නමුත් තැනකින් තැනකට චලනය නො වේ.



ද්‍රව
අංශු (පරමාණු, අණු හෝ අයන) අතර ආකර්ෂණ බල එතරම් ප්‍රබල නො වේ. අංශුවලට යම් ප්‍රමාණයකට තැනකින් තැනකට චලනය විය හැකි ය.



වායු
අංශු (පරමාණු, අණු හෝ අයන) අතර ආකර්ෂණ බල දුබල ය. අංශුවලට තැනකින් තැනකට චලනය විය හැකි ය.

1.1 රූපය පදාර්ථයේ ත්‍රිවිධ අවස්ථා

අංශුවල සැකැස්මෙන් හා චලිතයෙන් පදාර්ථයේ ත්‍රිවිධ අවස්ථා එකිනෙකින් වෙනස් වේ. අන්තර්-අංශු අතර දුර වායු අවස්ථාවේ අධික වන අතර, ඝන අවස්ථාවේ දී එය අවම වේ. වායු අවස්ථාවට සාපේක්ෂව ද්‍රව අවස්ථාවේ දී අංශු එකිනෙකට සමීප වන අතර එය ඝන අවස්ථාවේ

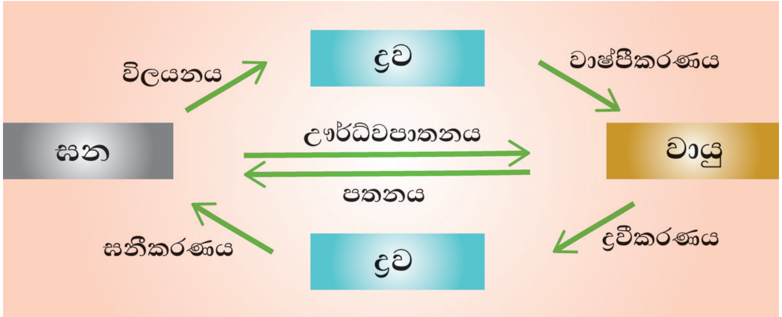
දී තරම් එකිනෙකට සමීප ද නො වේ. එබැවින් ක්‍රමවත් ව සංවිධානය වූ අංශුමය රටාවක් දැකිය හැක්කේ ඝන අවස්ථාවේ පමණි. ද්‍රව හා වායු අවස්ථා දෙකෙහි දී ම අංශු සැකසී ඇත්තේ අහඹු ලෙස ය. මෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස ද්‍රව අවස්ථාවේ ඇති අංශුවලට සාපේක්ෂව වායු අවස්ථාවේ ඇති අංශුවලට වඩා වේගයෙන් හා නිදහස් ලෙස චලනය විය හැකි ය. කෙසේ වුව ද ඝනවල ඇති අංශුවල චලිතය, කම්පනවලට පමණක් සීමා වේ. පහත 1.1 වගුවෙන් දැක්වෙන පරිදි පදාර්ථයේ අංශුවල සැකැස්ම හා එහි චලිතය, පරිමාව, හැඩය, සම්පීඩ්‍යතාව හා ඝනත්වය වැනි මහේක්ෂ ගුණවල වෙනස්කම්වලට තුඩු දෙයි.

1.1 වගුව ඝන, ද්‍රව හා වායු වල ගුණවල ගුණාත්මක සංසන්දනය

ගුණය	ඝන	ද්‍රව	වායු
හැඩය	නිශ්චිත ය.	අඩංගු බඳුනෙහි හැඩය ගන්නා මුත් බඳුනෙහි මුළු පරිමාව පුරා නො පැතිරෙයි.	බඳුනෙහි හැඩය ගන්නා අතර බඳුනෙහි සමස්ත පරිමාව අත් කර ගනී.
පරිමාව	නිශ්චිත ය.	නිශ්චිත ය.	අඩංගු බඳුනෙහි පරිමාව අත් කර ගනී.
ඝනත්වය (ρ)/ g cm^{-3} (293 K දී)	ඉහළ අගයන් ගනී. උදා: යකඩ (7.874 g cm^{-3})	තරමක් ඉහළ අගයන් ගනී. උදා: ජලය (0.997 g cm^{-3})	අගයන් පහළ ය. උදා: හයිඩ්‍රජන් (0.071g cm^{-3})
සම්පීඩ්‍යතාව	සම්පීඩනය කිරීම ඉතා දුෂ්කර ය.	සම්පීඩනය කිරීම ඉතා දුෂ්කර ය.	බෙහෙවින් සම්පීඩනය කළ හැකි ය.

සටහන : ද්‍රව, අඩංගු බඳුනෙහි හැඩය ගන්නා බව අප සඳහන් කර ඇති අතර, එසේ වන්නේ මන්දැයි සිතිය යුතු ය. සාමාන්‍යයෙන් ඕනෑ ම වස්තුවක් අන්තර්අණුක බල වැනි විවිධ වර්ගයේ බල මඟින් එකට බැඳ තබා ගන්නා බැවින් එයට නිශ්චිත හැඩයක් ඇත. බීකරයක ඇති දෙන ලද ජල ප්‍රමාණයක් (පරිමාවක්) යම් හැඩයක් ගන්නේ පෘෂ්ඨීක ආතතිය නිසා ය. ද්‍රවය තුළ පවතින අන්තර්අණුක බල නිසා පෘෂ්ඨය කෙළවරේ කුඩා ද්‍රව මාවකයක් ඇති වේ. බීකරයේ බිත්ති මඟින් ද්‍රවය මත ඉහළට තල්ලුවක් ඇති කෙරෙන අතර, පෘෂ්ඨීක ආතතියට වඩා වැඩි ගුරුත්වජ බලය මඟින් පහළට ඇදීමක් ඇති වේ. එමනිසා ද්‍රවය ඉහළින් සමතල පෘෂ්ඨයක් සහිතව බීකරයේ හැඩය ගනී. මෙසේ වන්නේ මෙම විවිධ වර්ගයේ සියලු බලවල බලපෑම නිසා ය. කෙසේ වුව ද පෘෂ්ඨීක ආතතිය ගුරුත්වජ බලයට වඩා ප්‍රබල වූවා නම්, ජලයේ පෘෂ්ඨය සමතල නොවන අතර බඳුනේ හැඩය නොගනු ඇත. ගුරුත්වජ බලයක් නැතැයි සිතුව හොත්, පෘෂ්ඨීක ආතතිය බොහෝ සෙයින් ඉහළ යයි. පෘෂ්ඨයේ එක් එක් කොටසකට ම අනෙක් පෘෂ්ඨය සමඟ හැකි තරම් ළං වී පැවතීමට අවශ්‍ය නිසා ඒවා අතර ඇති ආකර්ෂණ අවම කර ගැනීමට පෙලඹේ. එබැවින් දෙන ලද පරිමාවක අවම පෘෂ්ඨීක ක්ෂේත්‍රඵලයක් ඇති හොඳ ම හැඩය වන ගෝලාකාර හැඩය ගනී.

රත්කිරීමෙන් හෝ සිසිලනයෙන්, එක් අවස්ථාවක පවතින පදාර්ථය තවත් අවස්ථාවකට පරිවර්තනය කළ හැකි ය. උෂ්ණත්වය වැඩි කිරීමේ දී අංශුවල චලන වේගය ඉහළ යෑමත් අංශු අතර දුර වැඩි වීමත් කරණ කොට පදාර්ථවල අවස්ථාව වෙනස් වේ. ඒ අනුව උෂ්ණත්වය වැඩි කිරීමේ දී ඝන අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව්‍ය ද්‍රව අවස්ථාවටත්, ද්‍රව අවස්ථාවේ ඇති ද්‍රව්‍ය වායු අවස්ථාවටත් පත් වේ. උෂ්ණත්වයේ අඩු වීමත් සමඟ සිදු වන්නේ මෙහි විලෝමයයි. පහත 1.2 රූපයෙන් පදාර්ථය, එහි අවස්ථා අතර අන්තර්පරිවර්තනයට භාජන කළ හැකි ආකාරය පෙන්නුම් කෙරේ.



1.2 රූපය පදාර්ථයේ අවස්ථා අතර අන්තර්පරිවර්තනය

1.1 නිදසුන

අංශු වඩාත් ම සමීප ලෙස ස්පර්ශ වන්නේ වී නමුත් ඒවා අහඹු ලෙස ඇහිරී ඇත්තේ පදාර්ථයේ කවර නම් අවස්ථාවේ ද?

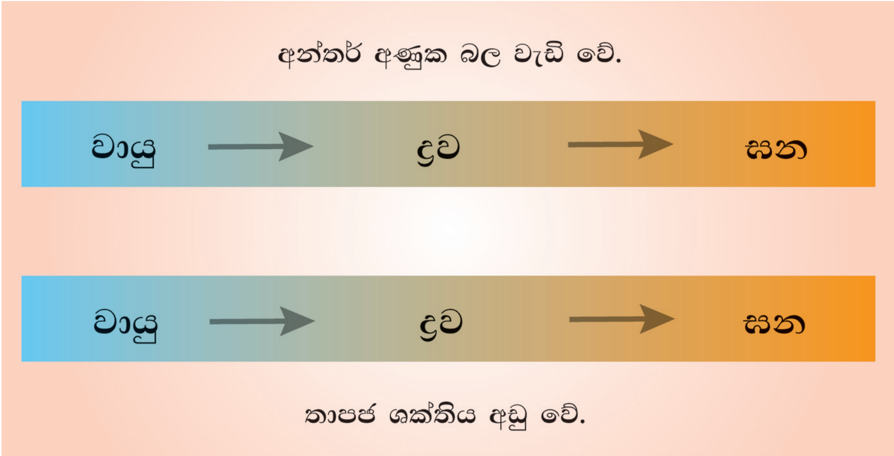
විසඳුම :

ද්‍රව අවස්ථාව

1.1 වගුවට අනුව අප පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුනෙහි ගුණ විස්තර කරන විට අංශුවල සැකසුම හා චලනය මූලිකව සලකා බලා ඇත. විශේෂයෙන් ම යම් ද්‍රව්‍යයක ඇති අණු හෝ පරමාණුවල චලනය නිසා හට ගන්නා ශක්තිය තාපජ ශක්තිය වන අතර, එය ද්‍රව්‍යයේ උෂ්ණත්වයට අනුලෝමව සමානුපාතික වේ. එමගින් පදාර්ථයේ ඇති අංශුවල මධ්‍යන්‍යය චාලක ශක්තිය මැනෙන බැවින් එය අංශුවල චලනය හෝ තාපජ චලිතය සඳහා හේතු වේ.

අන්තර්අණුක බල මගින් අණු එකිනෙකට ළං වී පැවතීමට පෙලඹෙන බව අප දැනටමත් දන්නා නමුත් අණුවල තාපජ ශක්තිය මඟින් අණු එකිනෙකින් ඈත් වීමට පෙලඹේ. ඒ අනුව පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුනෙහි පැවතීම, අණුවල අන්තර්අණුක බල සහ තාපජ ශක්තිය අතර සමතුලිතයෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස සැලකිය හැකි ය.

අන්තර්අණුක ආකර්ෂණ ඉතා දුබල වන විට, උෂ්ණත්වය අඩු කිරීමෙන් තාපජ ශක්තිය (උෂ්ණත්වය) අඩු නොකළ හොත් අණු, ද්‍රව හෝ ඝන හෝ ලෙස පැවතීමට නො පෙලඹේ. අණු එකිනෙකට ඉතා ළඟින් ඇති විට සහ අන්තර් අණුක බල උපරිමව ඇති විට පවා සම්පීඩනය මඟින් පමණක් වායු ද්‍රව අවස්ථාවට පත් නො වේ. කෙසේ වුව ද උෂ්ණත්වය අඩු කිරීම මඟින් අණුවල තාපජ ශක්තිය අඩු වන විට වායු ඉතා පහසුවෙන් ද්‍රව කළ හැකි ය. මේ හැසිරීම් පහත 1.3 රූපයෙන් පැහැදිලි කළ හැකි ය. පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුන කෙරෙහි අන්තර්අණුක බලවල හා තාපජ ශක්තියේ ප්‍රතිවිරුද්ධ බලපෑමේ ස්වභාවය අපට එමගින් අවබෝධ කර ගත හැකි ය.



1.3 රූපය අන්තර්අණුක බල හා තාප ශක්තිය අනුව පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුනෙහි හැසිරීම

පදාර්ථයේ ප්‍රධාන අවස්ථා තුනක් පැවතීමට හේතුව අප දැනටමත් හදාරා ඇත. දැන් අප පදාර්ථයේ වායුමය හැසිරීමට හේතු වන වායු නියම සහ වායුමය අවස්ථාව පිළිබඳ තව දුරටත් සලකා බලමු.

1.2 වායුමය අවස්ථාව

දැන් අප සාමාන්‍ය උෂ්ණත්ව පීඩන තත්ත්ව යටතේ ඇති වායුමය අවස්ථාවේ පවතින ද්‍රව්‍යවල හැසිරීම කෙරෙහි අවධානය යොමු කරමු.

1.1 වගුවේ විස්තර කර ඇති පරිදි වායුමය අවස්ථාව පහත සඳහන් භෞතික ගුණ අනුව විස්තර කෙරේ.

- වායු ඉතා සම්පීඩ්‍ය වේ.
- වායු සෑම දිශාවකට ම සමාන අයුරින් පීඩනය ඇති කරයි.
- වායුවලට ඝන සහ ද්‍රවවලට වඩා අඩු ඝනත්වයක් ඇත.
- වායුවල හැඩය සහ පරිමාව නිත්‍ය නො වේ. ඒවා අඩංගු භාජනයේ හැඩය සහ පරිමාව ගනී.
- වායු කිසි ම යාන්ත්‍රික බලපෑමකින් තොරව සම්පූර්ණයෙන් ම සහ සමානව එකිනෙක සමඟ මිශ්‍ර වේ.

වායුවක සරලතාවයට හේතු වන්නේ එම අණු අතර පවතින බල නොගිණිය හැකි වීමයි. ඒවායේ හැසිරීම, පරීක්ෂණාත්මක අධ්‍යයනයන්ගෙන් ලබා ගත් ප්‍රතිඵල මගින් සොයා ගන්නා ලද පොදු වායු නියමවලට (පසුව සාකච්ඡා කෙරේ-) අනුව සිදු වේ. මේ වායු නියම යනු වායුවක මැනිය හැකි ගුණ අතර පවතින සම්බන්ධතා වේ. මැනිය හැකි ගුණ සමහරක් වන පීඩනය, පරිමාව, උෂ්ණත්වය සහ ප්‍රමාණය (මවුල හෝ ස්කන්ධය) වැනි ඒවා ඉතා වැදගත් වන්නේ මේ විචල්‍ය අතර පවතින සම්බන්ධතා, වායුවක ප්‍රධාන අවස්ථා (5 වන ඒකකයේ දී අර්ථ දක්වනු ලැබේ-) විස්තර කරන නිසා ය. එකිනෙක හා බැඳුණු මේ විචල්‍යයන් වායු නියම සූත්‍රගත කිරීමට මූලික වී ඇත.

1.2.1 වායු නියම

අප සාකච්ඡා කිරීමට යන වායු නියම විද්‍යාඥයන් කිහිප දෙනකු විසින් වායුවල භෞතික ගුණ පදනම්ව සිදු කරන ලද පරීක්ෂණවලින් ලබා ගත් ප්‍රතිඵල වේ. පීඩනය, උෂ්ණත්වය, පරිමාව සහ වායු ප්‍රමාණය යන විචල්‍ය අතර පවතින සම්බන්ධතා මෙහි දී සලකා බලන අතර, ඒවා මගින්

පදාර්ථයේ වායුමය අවස්ථාව පිළිබඳ මානව වර්ගයාට ප්‍රයෝජනවත් වන තොරතුරු රාශියක් ප්‍රකාශ වේ.

පරිපූර්ණ වායු සහ පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය
වායු අණු අතර අන්තර්අණුක බල නොමැති බව උපකල්පනය කෙරේ ද, එබඳු වායුවක් **පරිපූර්ණ වායුවක්** ලෙස හැඳින්වේ. එනම් පරිපූර්ණ වායුවක අණු අතර ආකර්ෂණ හෝ විකර්ෂණ හෝ බල නො පවතී. එමෙන් ම වායුව දමා ඇති භාජනයේ පරිමාව සමඟ සැසඳීමේ දී වායු අංශුවක පරිමාව නොසලකා හැරිය හැකි ය.

වායුවක නිරපේක්ෂ උෂ්ණත්වය (T), පීඩනය (P), පරිමාව (V) සහ ද්‍රව්‍ය ප්‍රමාණය (n, මවුල) වායුමය හැසිරීම කෙරෙහි බලපාන සාධක වේ. P, T, V සහ n අතර සම්බන්ධතාව පහත ප්‍රකාශනයෙන් නිරූපණය කෙරේ.

$$\boldsymbol{PV = nRT}$$

මෙය **පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය** හෝ **පරිපූර්ණ වායු නියමය** ලෙස දැක්වෙන අතර, R යනු සෑම වායුවකට ම පොදු අගයක් ඇති වායු නියතය වේ. දෙන ලද ඕනෑ ම උෂ්ණත්වයක දී හා පීඩනයක දී ඉහත සම්බන්ධතාවට අනුකූලව හැසිරෙන ඕනෑ ම වායුවක් **පරිපූර්ණ වායුවක්** ලෙස හඳුන්වනු ලැබේ.
මෙම තත්ත්ව යටතේ දී පරිපූර්ණ වායු මවුල 1 ක් සඳහා 0 °C දී හා 1 atm දී R නියතයේ අගය පහත ආකාරයට ගණනය කල හැක. (0 °C දී හා 1 atm හිදී පරිපූර්ණ වායුවක 1 mol ක පරිමාව 22.414 dm^3 වේ.)

$$R = \frac{P\,V}{n\,T} = \frac{101325\ \text{Pa} \times\ 22.414\ \times 10^{-3}\ \text{m}^3}{1\ \text{mol} \times\ 273.15\ \text{K}} = 8.314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$$

පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය ඉහත විචල්‍ය හතර අතර ඇති සම්බන්ධතාව වන බව අපට පෙනෙන අතර ඕනෑ ම වායුවක අවස්ථාව එමඟින් විස්තර කෙරෙන නිසා එය **අවස්ථා සමීකරණය** ලෙස ද හැඳින්වේ.

පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය පදනම් වූ ගණනය කිරීම්
පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය මඟින් අපට පරිමාව, උෂ්ණත්වය, පීඩනය හෝ මවුල ප්‍රමාණය යන ඒවායින් තුනක් දී ඇති විට අනෙක් රාශිය නිර්ණය කළ හැකි ය. වායුවක මවුල ප්‍රමාණය දන්නා විට එහි මවුලික ස්කන්ධය භාවිතයෙන් එහි ස්කන්ධය ද ගණනය කළ හැකි ය. එමෙන් ම එමඟින් වායුවක ඝනත්වය ද නිර්ණය කළ හැකි ය. පරිපූර්ණ වායු නියතයේ අගයට ගැළපෙන පරිදි අනෙකුත් රාශිවල ඒකක භාවිත කිරීම ඉතා වැදගත් වන බව මතක තබා ගත යුතු ය. සාමාන්‍යයෙන් පීඩනය atm, Pa, bar, torr වැනි ඒකක වලින් ප්‍රකාශ කළ හැකි ය. එබැවින් මේ ගැටලු විසඳීමේ දී පහත 1.2 වගුවේ දී ඇති පීඩන ඒකකවල පරිවර්තන ඔබට උදව් වනු ඇත.

1.2 වගුව පීඩනය සඳහා වන ඒකක

පීඩන ඒකකය	Pa	bar	atm	torr/mmHg
1 Pa	1 N m^{-2}	10^{-5}	9.87×10^{-6}	7.5×10^{-3}
1 bar	100,000	1bar	0.987	750.06
1 atm	101,325	1.01325	1 atm	760
1 torr/mmHg	133.32	1.3332×10^{-3}	1.3158×10^{-3}	1 torr/ 1 mmHg

1.2 නිදසුන

වායු සිලින්ඩරයක පරිමාව 0.950 dm^3 වේ. යම් පීඩනයක් යටතේ දී මේ සිලින්ඩරය ද්‍රව ප්‍රොපේන්වලින් (C_3H_8) පිරී ඇත. සිලින්ඩරය හිස් වූ විට වායුගෝලීය පීඩනය හා උෂ්ණත්වය යටතේ දී එහි ප්‍රොපේන් වායුව යම් ප්‍රමාණයක් ඉතිරි වේ.

(i) අවට පරිසරයේ තත්ත්ව 25°C සහ 750 torr (1 torr = 133.52 Pa) නම් සිලින්ඩරය හිස්ව ඇති විට එහි ඉතිරි වී ඇති ප්‍රොපේන් වායු මවුල ප්‍රමාණය කොපමණ ද?

(අභ්‍යන්තර පීඩනය බාහිර පීඩනයට සමාන විට දී)

(ii) සිලින්ඩරයේ ඉතිරි වී ඇති ප්‍රොපේන් වායු ස්කන්ධය ගණනය කරන්න.

(iii) සිලින්ඩරයේ ඉතිරි වී ඇති ප්‍රොපේන් වායුවේ ඝනත්වය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

(i) පළමුව දී ඇති තොරතුරු සමාලෝචනය කරන්න.

උෂ්ණත්වය, $T = (25 + 273)\ \text{K} = 298\ \text{K}$

පීඩනය, $P = 750\ \text{torr} \times 133.32\ \text{Pa}/\ 1\ \text{torr} = 99990\ \text{Pa}$

පරිමාව, $V = 0.950\ \text{dm}^3 = 0.950 \times 10^{-3}\ \text{m}^3$

n නොදන්නා පදය වේ.

$PV = nRT$ භාවිතයෙන්,

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{99990\ \text{Pa} \times 0.950 \times 10^{-3}\ \text{m}^3}{8.314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \times 298\ \text{K}} = 0.038\ \text{mol}$$

(ii) ප්‍රොපේන්හි (C_3H_8) මවුලික ස්කන්ධය = $44\ \text{g mol}^{-1}$

ප්‍රොපේන්හි ස්කන්ධය = $0.038\ \text{mol} \times 44\ \text{g mol}^{-1} = 1.672\ \text{g}$

(iii) ප්‍රොපේන්හි ඝනත්වය = ස්කන්ධය/ පරිමාව = $\frac{1.672\ \text{g}}{0.950\ \text{dm}^3} = 1.76\ \text{g dm}^{-3}$

ඉහත නිදසුන සැලකූ විට, පරිපූර්ණ වායු නියමය විවිධ ආකාරවලින් ඉදිරිපත් කළ හැකි බව පෙනී යන අතර, පහත දැක්වෙන පරිදි සරල වෙනස් කිරීමකින් දෙන ලද වායුවක ස්කන්ධය සහ ඝනත්වය සෙවිය හැකි ය.

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V}RT$$

$$\therefore\ \boldsymbol{P = CRT}$$

මෙහි 'C' යනු සාන්ද්‍රණයයි.

තව ද $PV = nRT$ සම්බන්ධතාව පහත පරිදි ද ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

$$\boldsymbol{PV = \frac{m}{M}RT}$$

මෙහි m යනු ස්කන්ධය වන අතර M යනු වායුවේ මවුලික ස්කන්ධයයි.

$P = \frac{1}{M}(\frac{m}{V})RT$ ලෙස ද ලිවිය හැකි ය.

ඝනත්වය (d) $= \frac{m}{V}$

$$\therefore \boldsymbol{P} = \frac{dRT}{M}$$

විශේෂිත තත්ත්ව යටතේ වෙනත් වායු නියම ව්‍යුත්පන්න කිරීමේ දී, පරිපූර්ණ වායු නියමය මූලික පදනම ලෙස ක්‍රියා කරයි.

1.2.2 බොයිල් නියමය (පීඩන-පරිමා සම්බන්ධය)

"නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ ඇති ස්ථිර වායු ප්‍රමාණයක (ස්කන්ධයක) පීඩනය වායුවේ පරිමාවට ප්‍රතිලෝමව විචලනය වේ (හෝ සමානුපාතික) වේ." **බොයිල් නියමය** යනුවෙන් හැඳින්වෙන මෙය එසේ නම් කරන ලද්දේ 17 වැනි සියවසේ දී උෂ්ණත්වය නියත වූ තත්ත්ව යටතේ වෙනස් වන පීඩනයත් සමග වායුවක පරිමාව විචලනය වන ආකාරය අයිරිෂ් ජාතික විද්‍යාඥයකු වූ **රොබට් බොයිල්** (1627- 1691) විසින් අධ්‍යයනය කිරීමෙන් පසුව ය. එහි ගණිතමය ආකාරය පහත දැක්වේ.

$$P \propto \frac{1}{V} \text{ හෝ } P = \frac{k}{V}\,;\ k \text{ නියතයක් වේ.}$$

පහත දැක්වෙන පරිදි බොයිල් නියමය ව්‍යුත්පන්න කිරීම සඳහා පරිපූර්ණ වායු නියමය යොදා ගත හැකිය.

$$PV = nRT$$

වායුවෙහි ප්‍රමාණය හා පද්ධතියෙහි උෂ්ණත්වය නියතව පවත්වා ගන්නා ලද්දේ නම් nT ගුණිතය නියතයක් වේ. R ද නියතයක් වන බැවින් nRT ගුණිතය ද නියතයක් (k) වේ.

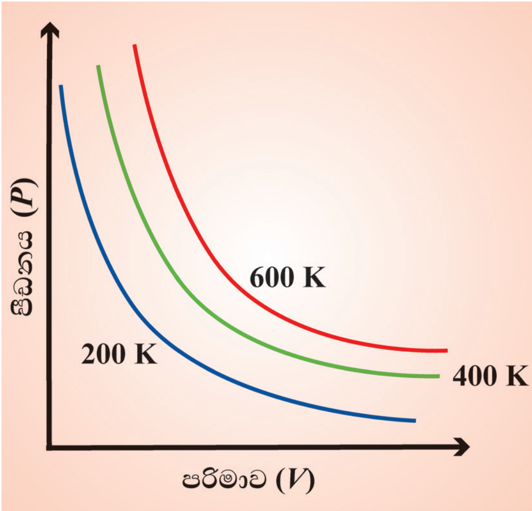
$$PV = k \text{ (නියතයක්)}$$

එනම් "නියත උෂ්ණත්වයේ දී නියත වායු ප්‍රමාණයක පීඩනයේත් පරිමාවේත් ගුණිතය නියතයක් වේ." මෙය බොයිල් නියමය ප්‍රකාශ කරන වෙනත් ආකාරයකි.

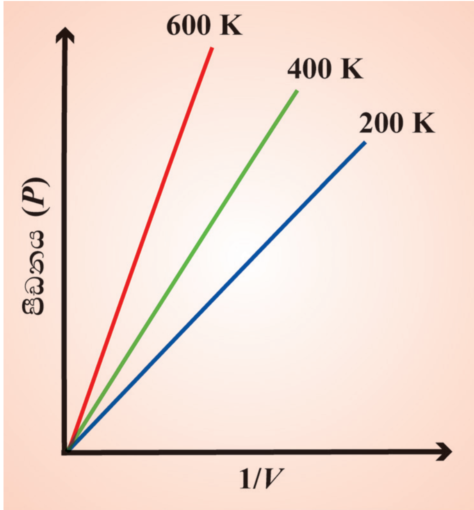
නියත T උෂ්ණත්වයක ඇති නියත වායු ප්‍රමාණයක පරිමාව V_1 ද, පීඩනය P_1 ද නම් හා එය V_2 පරිමාවට හා P_2 පීඩනයට පත් කළ විට බොයිල් නියමයට අනුව:

$$\boxed{\boldsymbol{P_1V_1 = P_2V_2}}$$

1.4 රූපය මඟින් බොයිල් නියමයේ සාම්ප්‍රදායික ප්‍රස්තාරික නිරූපණ දෙකක් පෙන්නුම් කෙරේ. 1.4 රූපයේ (a) මඟින් සංසන්දනය සඳහා විවිධ උෂ්ණත්වවල දී $PV = k$ ප්‍රස්තාරගත කර ඇත. k අගය උෂ්ණත්වය මත පමණක් රඳා පවතින නිසා දෙන ලද වායු ස්කන්ධයක් සඳහා අඳින ලද සෑම වක්‍රයක් සඳහා ම k හි අගය එකිනෙකට වෙනස් වේ. ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී පරිමාවේ ප්‍රසාරණය නිසා වක්‍රය ඉහළට ගොස් ඇති බව සැලකිය යුතු ය. එමෙන් ම උෂ්ණත්වය නියත විට වායුවේ පීඩනය අඩක් වන විට පරිමාව දෙගුණ වන බව මතක තබා ගත යුතු ය.



(a)



(b)

1.4 රූපය විවිධ නියත උෂ්ණත්වවල දී (a) පරිමාව (V) සමඟ (b) 1/V සමඟ පීඩනයේ වෙනස් වීම

1.4 (b) රූපය මඟින් P ට එදිරියෙන් $\frac{1}{V}$ හි ප්‍රස්තාරය නිරූපණය වේ. එය මූල ලක්ෂ්‍යය හරහා යන සරල රේඛාවකි. බොයිල් විසින් කරන ලද පරීක්ෂණවලට අනුව ලබා ගන්නා ලද මෙම ප්‍රස්තාර මඟින් වායුවලට ඉහළ සම්පීඩ්‍යතාවක් ඇති බව ප්‍රමාණාත්මකව පෙන්වා දේ. එනම් දෙන ලද වායු ස්කන්ධයක් සම්පීඩනය කළ විට, එක ම ප්‍රමාණයකින් ඇති අණු සංඛ්‍යාව කුඩා පරිමාවක් තුළ පැතිරේ. මේ අනුව ඉහළ පීඩනවල දී වායුවල ඝනත්වය වැඩි වේ.

සටහන: දෙන ලද වායුවක ඝනත්වය d, ස්කන්ධය m ද, පරිමාව v ද වන විට $d = \frac{m}{v}$ සමීකරණයෙන් දෙන බව අපි දනිමු. එමනිසා නියත උෂ්ණත්වයේදී,
$d = \left(\frac{m}{k/P}\right) = \left(\frac{m}{k}\right) P = k' P$ යනුවෙන් ලිවිය හැකි ය.

1.3 නිදසුන

නියත උෂ්ණත්වයක් යටතේ ඇති දන්නා වායු මවුල ප්‍රමාණයක පරිමාව දෙගුණ කළ විට පීඩනයේ සිදු වන වෙනස් වීම ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

$V_1 = V, V_2 = 2V, P_1 = P, P_2 = ?$

බොයිල් නියමය යෙදීමෙන් : $P_1V_1 = P_2V_2$

$P \times V = P_2 \times 2V$

$P_2 = P/2$

$\therefore$ නව පීඩනය මුල් පීඩනයෙන් අඩක් වේ.

1.4 නිදසුන

කාමර උෂ්ණත්වයේ දී බැලූනයක් හයිඩ්‍රජන් වායුව දන්නා ප්‍රමාණයකින් පුරවා ඇත. වායුගෝලීය පීඩනයේ දී (100 kPa), එම වායු ප්‍රමාණය 2.50 dm^3ක පරිමාවක් ගනී. එම උෂ්ණත්වයේ දී ම ඇතුළත පීඩනය 20 kPa වීමට බැලූනයේ පරිමාව කොපමණ විය කළ යුතු ද?

විසඳුම :

P_1 = 100 kPa , P_2 = 20 kPa , V_1 = 2.5 dm^3, V_2 = ?

බොයිල් නියමය යෙදීමෙන්, $P_1V_1 = P_2V_2$

100 kPa × 2.5 dm^3 = 20 kPa × V_2

$\therefore V_2 = 12.5\ dm^3$

බැලූනයේ පරිමාව 12.5 dm^3 දක්වා වැඩි කළ යුතු ය.

1.2.3 චාල්ස් නියමය (උෂ්ණත්ව-පරිමා සම්බන්ධය)

ජාක්ස් චාල්ස් සහ ජෝෂප් ගේලුසැක් යන විද්‍යාඥයන්ගේ හැදෑරීම් මගින් පෙන්වා දී ඇති පරිදි නියත පීඩනයක දී දෙන ලද නිත්‍ය වායු ප්‍රමාණයක (ස්කන්ධය) පරිමාව, උෂ්ණත්වයත් සමඟ වැඩි වන අතර, සිසිල් කිරීමත් සමඟ අඩු වේ. එමෙන් ම උෂ්ණත්වයේ සිදු වන සෑම සෙල්සියස් අංශකයක වෙනසක් පාසා (වැඩි වීම හෝ අඩු වීම) පරිමාව $0\,^{\circ}C$ දී වායුවේ ආරම්භක පරිමාවෙන් $\frac{1}{273.15}$ සාධකයකින් වෙනස් වන බව (වැඩි වීම හෝ අඩු වීම) සොයා ගෙන ඇත.

$0\,^{\circ}C$ දී සහ $t\,^{\circ}C$ හි දී වායුවේ පරිමාව පිළිවෙළින් V_0 සහ V_t යයි උපකල්පනය කරමු. එවිට,

$$V_t = V_0 + \left(\frac{t}{273.15}\right)V_0 = V_0\left(1 + \frac{t}{273.15}\right) = V_0\left(\frac{273.15+t}{273.15}\right) \text{ වේ.}$$

මෙම තත්ත්වයේ දී, උෂ්ණත්වය සඳහා නව පරිමාණයක් අර්ථ දක්වා ඇත. එවිට එම පරිමාණයට අනුව

$t\,^{\circ}C$ සඳහා $T_t = 273.15 + t$ මගින් ලබා දෙන අතර

$0\,^{\circ}C$ සඳහා $T_0 = 273.15$ මගින් ලබා දෙයි.

මෙම නව උෂ්ණත්ව පරිමාණය **කෙල්වින් උෂ්ණත්ව පරිමාණය** (K) හෙවත් **නිරපේක්ෂ උෂ්ණත්ව පරිමාණය** ලෙස හැඳින්වේ. – 273.15 °C (0 K) යන්න තාපගතික ශූන්‍යය ලෙස අර්ථ දැක්වෙන අතර, එය සෛද්ධාන්තිකව ළඟා විය හැකි අවම උෂ්ණත්වය වේ.

මෙම උෂ්ණත්ව පරිමාණයට අනුව, $V_t = V_0\left(\frac{273.15+t}{273.15}\right)$ යන සම්බන්ධතාව

$$V_t = V_0\left(\frac{T_t}{T_0}\right) \text{ ලෙස ලිවිය හැකි ය.}$$

එනම්,
$$\frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_0}$$

පොදුවේ ගත් විට නියත පීඩනයේ දී (V_1, T_1) සිට (V_2, T_2) දක්වා සිදු වන වෙනසක් සඳහා

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

මෙය $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ ලෙස නැවත සැකසිය හැකි ය.

$$\frac{V}{T} = \text{නියතයක් හෝ } V = kT$$

එමනිසා ''නියත පීඩනයක් යටතේ දී නියත වායු ප්‍රමාණයක පරිමාව නිරපේක්ෂ උෂ්ණත්වයට අනුලෝමව සමානුපාතික වේ.'' මෙය **චාල්ස් නියමය** ලෙස හැඳින්වේ.

තවදුරටත් නියත වායු ප්‍රමාණයක පීඩනය නියතව පවත්වා ගත් විට එහි පරිමාව කෙරෙහි උෂ්ණත්වය බලපාන ආකාරය අධ්‍යයනය කිරීම සඳහා පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය භාවිතයට ගත හැකි ය. පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය පහත දක්වෙන පරිදි ප්‍රතිසංවිධානය කළ හැකි ය.

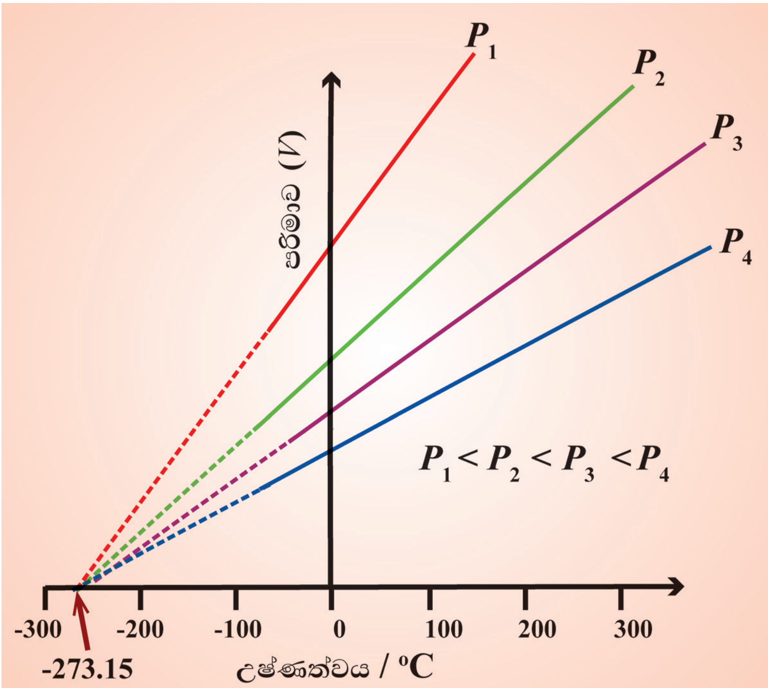
$$PV = nRT$$

$$V = nRT/P$$

නියත වායු ස්කන්ධයක පීඩනය නියත නම් nR/P නියතයක් වේ.

$$\therefore\ V \propto T \text{ හෝ } V = kT$$

චාල්ස් නියමයට අනුව සියළු වායු සඳහා දෙන ලද ඕනෑ ම පීඩනයක දී, පරිමාවට එදිරියෙන් උෂ්ණත්වය (°C වලින්) අතර ප්‍රස්තාරය සරල රේඛාවක් වන අතර, එය ශූන්‍ය පරිමාවක් දක්වා දික් කළ විට, සෑම රේඛාවකට ම උෂ්ණත්ව අක්ෂය - 273.15 °C දී හමු වේ. විවිධ පීඩනවලදී රේඛාවල බෑවුම විවිධ වන නමුත් ශූන්‍ය පරිමාවේ දී සෑම රේඛාවක් ම උෂ්ණත්ව අක්ෂය කපනුයේ 273.15 °C දී හෝ 0 K දී බව 1.5 රූපයෙන් පෙන්නුම් කෙරේ.



1.5 රූපය විවිධ නියත පීඩනවල දී උෂ්ණත්වය සමඟ වායුවක පරිමාවේ විචලනය

1.5 නිදසුන

නියත පීඩනයක් යටතේ ඇති දන්නා වායු මවුල ප්‍රමාණයක පරිමාව තෙගුණ කළ විට එහි සිදු වන උෂ්ණත්ව වෙනස ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

$T_1 = T\,,\; V_1 = V\,,\; V_2 = 3V\,,\; T_2 = ?$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\frac{V}{3V} = \frac{T}{T_2}$$

$T_2 = 3T$

පරිමාව කෙල්වින් උෂ්ණත්වයට අනුලෝමව සමානුපාතික වන බැවින් නව උෂ්ණත්වය ආරම්භක අගය මෙන් තුන් ගුණයක් වන බව කෙළින් ම නිමානය කළ හැකි ය.

$V_t = V_0\left(\frac{273.15+t}{273.15}\right)$ යන සමීකරණය සලකා t = -273.15 ආදේශ කළ විට, පරිමාව ශූන්‍ය ලෙස ලැබේ. එහි තේරුම එවිට වායුව නොපවතින බව ය. ඒ අනුව ඕනෑ ම වායුවක් මේ උෂ්ණත්වයට ළඟා වීමට පෙර ද්‍රව වන බව අපට අවබෝධ කර ගත හැකි ය. වායු ශූන්‍ය පරිමාවක් අත් කර ගන්නේ යැයි සිතිය හැකි අවම උපකල්පිත උෂ්ණත්වය **නිරපේක්ෂ ශූන්‍යය** ලෙස හැඳින්වේ.

1.6 නිදසුන

23 °C දී බැලූනයක් හයිඩ්‍රජන් වායුව යම් ප්‍රමාණයකින් පිරවූ විට එහි පරිමාව 2.0 dm^3 වේ. එම පීඩනයේ දී ම උෂ්ණත්වය 27 °C දක්වා වැඩි කළ විට වායුවේ පරිමාවේ සිදු වන වෙනස ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

$T_1 = 23 + 273 = 296\text{ K},\; T_2 = 27 + 273 = 300\text{ K},\; V_1 = 2.0\text{ dm}^3,\; V_2 = ?$

වායුවේ පීඩනය හා ප්‍රමාණය නියත බැවින් චාල්ස් නියමය යෙදීමෙන්

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2.0\text{ dm}^3}{296\text{ K}} = \frac{V_2}{300\text{ K}}$$

$$V_2 = 2.03\text{ dm}^3$$

∴ පරිමාවේ සිදුවන වෙනස = 0.03 dm^3

1.2.4 ඇවගාඩ්රෝ නියමය (ප්‍රමාණ-පරිමා සම්බන්ධය)

බොයිල් සහ චාල්ස් නියම වැඩි දියුණු කිරීමෙන් ලත් සංක්ෂිප්තය 1811 දී ඉතාලි ජාතික විද්‍යාඥයකු වූ අමදෙයෝ ඇවගාඩ්රෝ විසින් වායුවල මවුල ප්‍රමාණය සහ වායුවල පරිමාව සම්බන්ධ කර නව කල්පිතයක් වන **ඇවගාඩ්රෝ නියමය** ඉදිරිපත් කරන ලදි. එනම් එක ම උෂ්ණත්වයක් හා පීඩනයක් යටතේ ඇති සමාන වායු පරිමාවල සමාන මවුල සංඛ්‍යාවක් ඇත යන්නය (ඇවගාඩ්රෝ නියමය).

මේ අනුව $V \propto n$ හෝ $V = kn$ **ඇවගාඩ්රෝ නියමය** ලෙස ලිවිය හැකි ය.

වායු මවුලයක ඇති අණු ගණන 6.022×10^{23} ලෙස නිර්ණය කර ඇති අතර, එය **ඇවගාඩ්රෝ නියතය** (N_A හෝ L) ලෙස හැඳින්වේ.

පහත දැක්වෙන පරිදි පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය මඟින් ඇවගාඩ්රෝ නියමය පහසුවෙන් අවබෝධ කර ගත හැකි ය.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{RT}{P} \times n$$

$$V = \frac{RT}{P} \times \frac{N}{N_A} = \frac{RT}{PN_A} \times N$$

මෙහි N හා N_A යනු පිළිවෙළින් වායුවේ ඇති අණු සංඛ්‍යාව සහ ඇවගාඩ්රෝ නියතය වේ. එක ම උෂ්ණත්වයක් හා එකම පීඩනයක් යටතේ ඇති P සහ Q නම් වූ වායු දෙකක සමාන පරිමා දෙකකට ඉහත සම්බන්ධතාව යෙදීමෙන්,

$$V_P = \frac{RT}{PN_A} \times N_P$$

$$V_Q = \frac{RT}{PN_A} \times N_Q$$

P සහ T නියත විට දී (R සහ N_A නියතයන් වේ.)

$$\boxed{V_P/ V_Q = N_P/ N_Q}$$

සරලව දැක්වුවහොත්, නියත උෂ්ණත්වයක් සහ පීඩනයක් යටතේ ඇති වායුවල සමාන පරිමා තුළ සමාන අණු සංඛාවක් අඩංගු වේ. ($V \alpha N$).

ඉහත සාකච්ඡා කරන ලද වායු නියම යොදා ගනිමින් දෙන ලද වායු පරිමාවක් (V) සඳහා පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය ලබා ගත හැකි ය.

බොයිල් නියමය : $V \alpha \frac{1}{P}$ ---------(1)

චාල්ස් නියමය : $V \alpha\ T$ ---------(2)

ඇවගාඩ්රෝ නියමය : $V \alpha\ n$ ----------(3)

ඉහත (1), (2) සහ (3) සමීකරණ තුනම සපුරාලන එකම සමීකරණය වන්නේ,

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$\frac{PV}{nT} = k$$

k = R වූ විට

$$P V = n R T$$

1.2.5 මවුලික පරිමාව (V_m)

වායුවක පරිමාව මවුල ප්‍රමාණයට අනුලෝමව සමානුපාතික වන බැවින්,

$$V_m = \frac{V}{n}$$

ලෙස අපට ලිවිය හැකි ය.

සමාන උෂ්ණත්ව හා පීඩන තත්ත්ව යටතේ දී ඕනෑ ම වායුවක මවුල එකක් අත් කර ගන්නා පරිමාව (V_m) එක ම අගයක් විය යුතු නිසා එය,

$$V_m = \frac{RT}{P}$$

ලෙස ගණනය කළ හැකි ය.

එම නිසා උෂ්ණත්වයේ දී සහ සම්මත පීඩනයේ දී ඕනෑ ම වායුවක මවුලික පරිමාව V_m එක ම පරිමාවක් විය යුතු ය. සම්මත අගය සඳහා තත්ත්ව කුලක දෙකක් භාවිත කෙරේ.

- පළමු තත්ත්ව අනුව :
  උෂ්ණත්වය 0 °C (273.15 K) සහ සම්මත පීඩනය 1 atm (101325 Pa) වේ. මෙම සම්මත තත්ත්වය යටතේ පරිපූර්ණ වායුවක් හෝ පරිපූර්ණ වායු සංයෝජනයක මවුලික පරිමාව 22.414 $dm^3\ mol^{-1}$ වේ. මෙම තත්ත්ව යටතේ දී වායුවක මවුලික පරිමාව V^{θ}_m ලෙස නිරූපණය කෙරේ.

- දෙවන තත්ත්ව අනුව :
  ස්ථානික උෂ්ණත්වය 25 °C (298.15 K) සහ සම්මත පීඩනය 1atm (101325Pa) වේ. මෙහි දී වායුවක මවුලික පරිමාවේ අගය 24.790 $dm^3\ mol^{-1}$ වේ.

සටහන : ඇවගාඩ්රෝ නියමයට අනුව වායුවක මවුලික ස්කන්ධය *(M)*, එහි ඝනත්වයට *(d)*, අනුලෝමව සමානුපාතික වේ.

$$V = k\,n = k\,(m/M)$$

එබැවින් $M = k\,(m/V) = k\,d$

1.7 නිදසුන

298 K උෂ්ණත්වයේ දී හා 1 atm පීඩනයේ දී He වායුවේ සහ Ne වායුවේ මවුලික පරිමා සමාන බව පෙන්වන්න.

විසඳුම :

$P_{He} = 1\text{ atm} = 101325\text{ Pa},\ T_{He} = 298\text{ K},\ n_{He} = 1.00\text{ mol},\ V_{He} = ?$

$P_{He}V_{He} = n_{He}RT_{He}$

$V_{He} = n_{He}RT_{He}/ P_{He}$

$V_{He} = (1\text{ mol} \times 8.314\text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1} \times 298\text{ K})/ 101325\text{ Pa} = 24.4\text{ dm}^3$

P_{Ne} = 1 atm = 101325 Pa, T_{Ne} = 298 K, n_{Ne} = 1.00 mol, V_{Ne} = ?

$P_{Ne}V_{Ne} = n_{Ne}RT_{Ne}$

$V_{Ne} = n_{Ne}RT_{Ne} / P_{Ne}$

V_{Ne} = (1 mol × 8.314 J $K^{-1}mol^{-1}$ × 298 K)/ 101325 Pa

V_{Ne} = 24.4 dm^3

එනම්, එක ම උෂ්ණත්වයේ දී සහ පීඩනයේ දී වායු මවුල ප්‍රමාණ සමාන නම්, විවිධ වායු අත් කර ගන්නා පරිමා සමාන වේ.

1.2.6 සංයුක්ත වායු නියමය

වායු ප්‍රමාණය මවුලවලින් මැන්න විට සියලු වායු, පීඩනය, පරිමාව හා උෂ්ණත්වයට අනුබද්ධව එක ම ආකාරයකට හැසිරේ. නිත්‍ය වායු ප්‍රමාණයක උෂ්ණත්වය, පීඩනය හා පරිමාව ආදි රාශීන් T_1, P_1, V_1 සිට T_2, P_2, V_2 දක්වා වෙනස් කරන විට, පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය ම අනුපාතයක් ලෙස ලිවිය හැකි ය.

ආරම්භක අවස්ථාව සඳහා : $nR = \frac{P_1V_1}{T_1}$

අවසාන අවස්ථාව සඳහා: $nR = \frac{P_2V_2}{T_2}$

$$\boxed{\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}}$$

මෙය **සංයුක්ත වායු නියමය** ලෙස හැඳින්වේ.

1.8 නිදසුන

25 °C දී සහ 760 mm Hg පීඩනයක දී දෙන ලද වායු ප්‍රමාණයක පරිමාව 600 cm^3 වේ.10 °C දී එහි පරිමාව 650 cm^3 වන විට එහි පීඩනය කුමක් වේ ද?

විසඳුම :

(T_1, V_1, P_1) සිට (T_2, V_2, P_2) දක්වා අපට ලිවිය හැකිය

P_1 = 760 mm Hg = 1 atm = 101325 Pa, V_1= 600 cm^3 = 0.600 dm^3,

T_1 = 25 + 273 = 298 K

V_2 = 650 cm^3 = 0.650 dm^3, T_2 = 10 + 273 = 283 K, P_2 = ?

සංයුක්ත වායු නියමයට අනුව ; $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

$$\frac{760 \text{ mm Hg} \times 600 \text{ cm}^3}{298\ K} = \frac{P_2 \times 650 \text{ cm}^3}{283\ K}$$

P_2 = 666.2 mmHg = 88823 Pa = 88.823 kPa

1.3 ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය

බොහෝ ප්‍රායෝගික භාවිතවල දී අපට හමු වන්නේ තනි වායුවක් නොව වායු මිශ්‍රණ ය. අප හුස්ම ගන්නා වාතයේ ප්‍රධාන සංරචක ලෙස නයිට්‍රජන් හා ඔක්සිජන් යන වායු ඇතුළත් වන අතර, අල්ප වශයෙන් පවත්නා වෙනත් වායු ද ගණනාවක් වේ. මුළු වායුගෝලීය පීඩනයට මේ සියලු වායු දායක වේ.

වායු මිශ්‍රණය අත් කරගන්නා පරිමාව කිසියම් සංඝටිත වායුවක් විසින් එම උෂ්ණත්වයේදීම තනිව අත්පත් කර ගත් කල්හි ඉන් යෙදෙන පීඩනය එම වායුවේ **ආංශික පීඩනය** යනුවෙන් හැඳින්වේ. ඒ අනුව රසායනික වශයෙන් එකිනෙක සමග ප්‍රතික්‍රියා නොකරන වායු කිහිපයක මිශ්‍රණයක් සලකමු. මෙහි මුළු පීඩනය, සංඝටිත වායුවල ආංශික පීඩනවල ඓක්‍යයට සමාන වේ යයි ඩෝල්ටන් ගේ උපග්‍රහණයෙන් ඉදිරිපත් කරන ලදී. මෙය **ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය** ලෙස හැඳින්වේ.

A, B සහ C යන වායුවලින් සමන්විත වායු මිශ්‍රණයක එම වායුවල ආංශික පීඩන පිළිවෙළින් P_A, P_B සහ P_C නම්, නියත උෂ්ණත්වයේදී සහ නියත පරිමාවේදී වායු මිශ්‍රණයේ මුළු පීඩනය P_T පහත දැක්වෙන සමීකරණයෙන් දැක්වේ.

$$\boxed{P_T = P_A + P_B + P_C}$$

පහත දැක්වෙන පරිදි ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය පරිපූර්ණ වායු සමීකරණයෙන් ව්‍යුත්පන්න කළ හැකි ය. A සහ B යන වායු දෙකෙන් යුත් වායු මිශ්‍රණයක් සලකමු. මිශ්‍රණයේ ඇතුළත් A සහ B වායුවල මවුල ප්‍රමාණ පිළිවෙළින් n_A සහ n_B යැයි ද මිශ්‍රණයේ මුළු පීඩනය P_T යැයි ද සිතමු.

$$PV = nRT$$

A වායුව සඳහා, $n_A = P_AV/RT$ (A වායුවෙහි ආංශික පීඩනය P_A වේ.)

B වායුව සඳහා, $n_B = P_BV/RT$ (B වායුවෙහි ආංශික පීඩනය P_B වේ.)

වායු මිශ්‍රණය සඳහා, $n_T = P_TV/RT$

සහ $n_T = n_A + n_B$

එම නිසා, $P_TV/RT = (P_AV/RT) + (P_BV/RT)$

සුළු කළ විට, $\boldsymbol{P_T = P_A + P_B}$

මෙය **ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමයයි**-

1.3.1 මවුල භාගය අනුසාරයෙන් ආංශික පීඩනය

T යන උෂ්ණත්වයේ දී පරිමාව V වන මුළු පීඩනය P_T වන බඳුනක A වායු මවුල n_A ද B වායු මවුල n_B ද අඩංගු වන අතර, ඒවායේ ආංශික පීඩන පිළිවෙළින් P_A සහ P_B වේ.

එවිට, $P_A = \frac{n_ART}{V}$ සහ $P_B = \frac{n_BRT}{V}$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

ඩෝල්ටන්ගේ නියමයට අනුව, $P_T = P_A + P_B$

ඉහත පද ආදේශයෙන්, $P_T = \frac{n_ART}{V} + \frac{n_BRT}{V} = (n_A + n_B)\frac{RT}{V}$

P_A සහ P_B ප්‍රකාශන වෙන වෙන ම P_T වලින් බෙදීමෙන්,

$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A RT/V}{(n_A+n_B)\frac{RT}{V}} = \frac{n_A}{(n_A+n_B)} = x_A$; x_A යනු A හි මවුල භාගයයි.

එලෙසින් ම, $\frac{P_B}{P_T} = \frac{n_B RT/V}{(n_A+n_B)\frac{RT}{V}} = \frac{n_B}{(n_A+n_B)} = x_B$; x_B යනු B හි මවුල භාගයයි.

එම නිසා,

$$\boxed{P_A = x_A P_T \quad \text{සහ} \quad P_B = x_B P_T}$$

ලෙස ලිවිය හැකි ය.
යම් වායුමය ප්‍රභේදයක ආංශික පීඩනය එහි මවුල භාගයේත් මුළු පීඩනයේත් ගුණිතයට සමාන වේ.

1.9 නිදසුන

(i) වායු මිශ්‍රණයක නයිට්‍රජන් (N_2) වායුව 0.8 mol ද ඔක්සිජන් (O_2) වායුව 0.2 mol ද අඩංගු ය. එක්තරා උෂ්ණත්වයක දී වායු මිශ්‍රණයේ මුළු පීඩනය 1.00 atm නම්, එක් එක් වායුවේ ආංශික පීඩනය ගණනය කරන්න.

(ii) බඳුන රත් කර නියත උෂ්ණත්වයක තබා ගත් විට, N_2 වායුව, O_2 වායුව සමග ප්‍රතික්‍රියා කර NO_2 වායුව සාදයි. සමතුලිතතාවේ දී බඳුනෙහි N_2 වායු මවුල 0.7ක් ද, O_2 වායු මවුල 0.15ක් ද, NO_2 වායු මවුල 0.1ක් ද ඇත. එවිට N_2 වායුවෙහි ආංශික පීඩනය 0.88 atm නම්, O_2 හා NO_2 වායුවල ආංශික පීඩනය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

(i) $x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2}+n_{O_2}} = \frac{0.8\text{ mol}}{0.8\text{ mol}+0.2\text{ mol}} = 0.8$

$P_{N_2} = x_{N_2} P_T$

$P_{N_2} = 0.8 \times 1.00\text{ atm}$

$P_{N_2} = 0.8\text{ atm}$

එසේ ම O_2 සඳහා,

$P_{O_2} = 0.2\text{ atm}$

(ii) $x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2}+n_{O_2}+n_{NO_2}}$ එම නිසා, $x_{N_2} = \frac{0.7\text{ mol}}{0.7\text{ mol}+0.15\text{ mol}+0.1\text{ mol}} = \frac{0.7}{0.95}$

$P_{N_2} = x_{N_2} P_T$ එම නිසා, $P_T = P_{N_2}/x_{N_2} = \frac{0.88\text{ atm}}{0.7/0.95} = 1.19\text{ atm}$

$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2}+n_{O_2}+n_{NO_2}}$ එම නිසා, $x_{O_2} = \frac{0.15\text{ mol}}{0.7\text{ mol}+0.15\text{ mol}+0.1\text{ mol}} = \frac{0.15}{0.95}$

$P_{O_2} = x_{O_2} P_T$ එම නිසා, $P_{O_2} = \frac{0.15}{0.95} \times 1.19\text{ atm} = 0.19\text{ atm}$

$x_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_{N_2}+n_{O_2}+n_{NO_2}}$ එම නිසා, $x_{NO_2} = \frac{0.10\text{ mol}}{0.7\text{ mol}+0.15\text{ mol}+0.1\text{ mol}} = \frac{0.10}{0.95}$

$P_{NO_2} = x_{NO_2} P_T$ එම නිසා, $P_{NO_2} = \frac{0.10}{0.95} \times 1.19\text{ atm} = 0.12\text{ atm}$

එම නිසා,

$P_{N_2} = 0.88\text{ atm}$, $P_{O_2} = 0.19\text{ atm}$, $P_{NO_2} = 0.12\text{ atm}$,

$P_T = 1.19\text{ atm}$

ඩෝල්ටන්ගේ නියමය පිළිබඳ දැනුමට අනුව වායු මිශ්‍රණයකට ද සංශුද්ධ වායුවල ලක්ෂණ ම ඇති බවත්, දෙන ලද සියලු වායු පරිපූර්ණ වායු බවත් රසායනිකව එකිනෙක හා ප්‍රතික්‍රියා නොකරන බවත් සැලකිල්ලට ගත යුතු ය. කෙසේ වුව ද වායු අඩංගු ප්‍රතික්‍රියාවල දී, ප්‍රායෝගිකව ඒවා එක් රැස් කරගන්නා ආකාරයේ දී ද වෙනත් වායුවක් අලුතින් එකතු විය හැක. නිදසුනක් ලෙස රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක දී සාමාන්‍යයෙන් වායුවක් රැස් කර ගනු ලබන්නේ ජලයේ යටිකුරු විස්ථාපනයෙනි. මේ ක්‍රමයේ දී, ජල ද්‍රෝණිකාවක් තුළ යටිකුරුව තැබූ ජලයෙන් පුරවන ලද වායු සරාවක් තුළට නලයක් හරහා වායුවක් බුබුලනය කිරීමෙන් බඳුන තුළ වායුව එක් රැස් කර ගනු ලැබේ. එබැවින් වායු බුබුළු නළය හරහා ජලය අඩංගු බෝතලය තුළට ගමන් කරනුයේ වායුව මඟින් ජලය තල්ලු කරමින් ජලය ඉවත් වන ආකාරයට ය. මෙහි දී වායුව ජලයේ දිය නොවන බව සහ ජලය සමඟ ප්‍රතික්‍රියා නොකරන බව උපකල්පනය කරනු ලැබේ. කෙසේ වෙතත් සංශුද්ධ අවස්ථාවෙහි පවතින වායුවක් අපට ලබා ගත නොහැක. මෙහි දී රැස් කර ගන්නා වායුව ප්‍රතික්‍රියාවේ දී සැදෙන වායුවේ සහ වාෂ්පීභවනය මඟින් සැදෙන ජල වාෂ්ප ස්වල්පයක් ද අඩංගු වායු මිශ්‍රණයක් වේ. වායුවේ අඩංගු වන ජල වාෂ්ප ප්‍රමාණය මඟින් එම උෂ්ණත්වයේ දී ඇති කරන පීඩනය, ජලයේ සන්තෘප්ත **වාෂ්ප පීඩනය** ලෙස හැඳින්වේ. එබැවින් යම් උෂ්ණත්වයක දී එක් රැස් කර ගන්නා වායුවෙහි පීඩනය නිර්ණය කිරීමේ දී මුළු පීඩනයෙන් ජලයේ වාෂ්ප පීඩනය අඩු කළ යුතු ය. එවිට, ලැබෙන වායුවේ ආංශික පීඩනය, එහි පරිමාව සහ උෂ්ණත්වය, පරිපූර්ණ වායු සමීකරණයට යෙදීමෙන් එක් රැස් කර ගත් වායු මවුල ප්‍රමාණය ගණනය කළ හැකි ය. 1.10 නිදසුන මඟින් මෙය දැක්වේ-

1.10 නිදසුන

පහත ප්‍රතික්‍රියාවට අනුව $KClO_3(s)$ රත් කිරීමෙන් ඔක්සිජන් වායුව පිළියෙල කරන්නේ යැයි සිතන්න.

$$2KClO_3(s) \rightarrow 2KCl(s) + 3O_2(g)$$

27 °C සහ 760 torr හි දී O_2 වායුව 1.50 dm^3ක් ජලය හරහා එකතු කර ගනු ලැබේ.
27 °C දී ජලයේ සන්තෘප්ත වාෂ්ප පීඩනය 26.7 torr වේ. සැදුණ O_2 වායු මවුල ප්‍රමාණය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

ඩෝල්ටන්ගේ නියමයට අනුව,

$$P_{\text{සමස්ත}} = P_{\text{ඔක්සිජන්}} + P_{\text{ජලය}}$$

$$P_{\text{ඔක්සිජන්}} = P_{\text{සමස්ත}} - P_{\text{ජලය}} = (760 - 26.7)\ \text{torr} = 733.3\ \text{torr} = 97764\ \text{Pa}$$

පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය යෙදීමෙන්,

$$PV = nRT \quad \text{සහ} \quad n = \frac{PV}{RT} = \frac{97764\ \text{Pa} \times 1.5 \times 10^{-3}\ \text{m}^3}{8.314\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1} \times 300\ \text{K}} = 0.058\ \text{mol}$$

1.4 වායු පිළිබඳ චාලක අණුකවාදය

ඉහත කොටස්වල දී අපි පරීක්ෂණාත්මක දත්ත මත පදනම් වූ වායු සම්බන්ධ නියම (නිදසුන්: බොයිල් නියමය, චාල්ස් නියමය වැනි නියම) අධ්‍යයනය කර අවබෝධය ලබා ගත්තෙමු. එවැනි පරීක්ෂණ මඟින් විවිධ තත්ත්ව යටතේ දී වායු පද්ධති හැසිරෙන ආකාරය පිළිබඳ අවබෝධයක් ලබා ගත හැකි ය. පරීක්ෂණ මඟින් එම නිරීක්ෂණ ලබා ගත්ත ද වායු පද්ධති එලෙස හැසිරෙන්නේ මන් ද යන්න අප දැන ගත යුතු ය. නිදසුනක් ලෙස වායුවක් සම්පීඩනය කළ විට පීඩනය වැඩි වන බව වායු නියම ආධාරයෙන් අපට පුරෝකථනය කළ හැකි නමුත් වායුවක් සම්පීඩනය කළ විට අණුක මට්ටමින් එයට කුමක් සිදු වේ ද යන්න අප දැනගත යුතු ය. මෙවැනි අවස්ථා හෝ පවතින ගැටලු පැහැදිලි කිරීම සඳහා සෛද්ධාන්තික ආකෘතියක් අවශ්‍ය බැවින් අපට වඩා හොඳ අවබෝධයක් ලබා ගැනීමට උදවු වන සිද්ධාන්තයක් අවශ්‍ය වේ. අණුක මට්ටමින් වායුවල හැසිරීම පැහැදිලි කිරීමට යොදා ගන්නා එම සිද්ධාන්තය 'චාලක අණුකවාදය' ලෙස හැඳින්වේ.

1.4.1 පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා චාලක අණුක වාදයේ උපකල්පන

- පුළුල්ව පැතුරුණු ඉතා කුඩා අංශු රාශියකින් (අණු හෝ පරමාණු) වායුවක් සමන්විත වේ. අංශු පුළුල් පරාසයක පැතිරී ඇති බැවින්, අංශුවක සත්‍ය පරිමාව වායුව අත් කර ගන්නා මුළු පරිමාවට සාපේක්ෂව ඉතා කුඩා ය. නැත හොත් අංශුවල සත්‍ය පරිමාව ඒවා අතර ඇති හිස් අවකාශයට සාපේක්ෂව නොසලකා හැරිය හැකි ය. ඉතා ළඟින් අංශු සැකසී ඇති ඝනයකට හෝ ද්‍රවයකට වඩා වායුවක පරිමාව ඉතා විශාල වන බව, මේ උපකල්පනය මඟින් නිවැරදිව පුරෝකථනය කළ හැකි ය. වායු අංශු ඉතා පුළුල්ව පැතිරී ඇති බැවින් ඝනවලට සහ ද්‍රවවලට සාපේක්ෂව වායුවලට අඩු ඝනත්ව ඇත. මේ උපකල්පනය මඟින් වායුවල ඉහළ සම්පීඩ්‍යතාව පැහැදිලි වේ.

- වායු අණු එකිනෙක සමඟ හෝ භාජනයේ බිත්ති සමඟ සංඝට්ටනය වන තුරු සෑම වායු අණුවක් ම අහඹු ලෙස (හැකි සෑම දිශාවකට ම) සරල රේඛීයව චලනය වේ. විවිධ අණුවලට විවිධ වේග පවතී.

  මේ සංඝට්ටන පූර්ණ ප්‍රත්‍යස්ථ වේ. එනම් එක් වායු අණුවක ශක්තිය වෙනත් අණුවකට සංක්‍රමණය වීම සහ එක් එක් අණුවේ ශක්තිය වෙනස් වීම සිදු විය හැකි වුව ද මුළු ශක්තිය වැඩි වීමක් හෝ අඩු වීමක් සිදු නො වේ. වායු අණු භාජනයේ බිත්ති සමඟ සිදු කරන සංඝට්ටන හේතුවෙන් භාජනය තුළ පීඩනයක් ඇති වේ.

- වායු අණුවල මධ්‍යන්‍ය චාලක ශක්තිය නිරපේක්ෂ උෂ්ණත්වය මත පමණක් රඳා පවතී. දෙන ලද වායුවක චාලක ශක්තිය (KE) පහත සමීකරණයෙන් ප්‍රකාශ වන බැවින් වායු අංශුවකට (පරමාණු හෝ අණු) එයට අනන්‍ය වූ ස්කන්ධයක් හා වේගයක් ඇති බව මෙමගින් ප්‍රකාශ කෙරේ.

$$KE = \frac{1}{2}\, m\, v^2$$

මෙහි m යනු වායු අංශුවේ ස්කන්ධය වන අතර, v යනු ප්‍රවේගය (හෝ වේගය) වේ. නියත පරිමාවේ දී වායුවක් රත් කළ විට පීඩනය වැඩි වන බව අප දනිමු. එයට හේතුව වායුව රත් කළ විට අංශුවල චාලක ශක්තිය වැඩි වී, ඒවා බඳුනේ බිත්ති සමඟ සිදු කරන සංඝට්ටන වැඩි වීමෙන් වැඩි පීඩනයක් ඇති කිරීමයි. ඒ අනුව අංශු මවුල එකක චාලක ශක්තිය සහ උෂ්ණත්වය අතර සම්බන්ධතාවය පහත සමීකරණයෙන් ලබා දේ.

$$KE = \frac{3}{2}\ \mathrm{RT}$$

තවදුරටත් පහත දැක්වෙන කරුණු දැක්විය හැකි ය.

- වායු අංශු එකිනෙකින් ස්වායත්තව හැසිරේ.
  වායු අංශු පුළුල්ව පැතිරී ඇති බැවින් ඒවා සංඝට්ටනය නොවේ නම් එකිනෙකින් ස්වායත්තව චලනය වේ. එනම් වායු අංශු අතර ආකර්ෂණ බල හෝ විකර්ෂණ බල හෝ නොපවතී. මේ උපකල්පනයෙන් ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය ද පැහැදිලි වන බව අපට පෙනේ. එමෙන්ම වායුවක් සම්පූර්ණයෙන් ම බඳුනක පිරී පවතින්නේ ඇයි දැයි මේ උපකල්පනයෙන් පැහැදිලි වේ.

- වායු අණු බඳුනේ බිත්තිය සමඟ සිදු කරන සියලු සංඝට්ටනවල එකතුව නිසා වායුවක් මඟින් පීඩනයක් ඇති වේ.
  මේ උපකල්පනය මඟින් බොයිල් නියමය පැහැදිලි වේ. එනම් දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී නිත්‍ය වායු ප්‍රමාණයක් සඳහා, බඳුනේ පරිමාව ඉතා කුඩා වන විට ඒකක ක්ෂේත්‍ර ඵලයක සිදු වන සංඝට්ටන සංඛ්‍යාව වැඩි වේ. කුඩා පරිමාවක දී වායු අණුවක් සංඝට්ටනය වීමට

පෙර ගමන් කළ යුතු මධ්‍යන්‍ය දුර ප්‍රමාණය අඩු ය. එම නිසා යම් කිසි ක්ෂේත්‍ර ඵලයක සිදු වන වැඩි සංඝට්ටන ප්‍රමාණය වැඩි පීඩනයක් ඇති කරයි. මේ උපකල්පනය මඟින් වායු මවුල ප්‍රමාණය පීඩනයට සමානුපාතික වන බව ද පුරෝකථනය වේ. වායු අණු සංඛ්‍යාව වැඩි වන විට බිත්ති සමඟ සිදු වන සංඝට්ටන වාර ගණන ද වැඩි වන නිසා පීඩනය වැඩි වේ.

1.4.2 චාලක අණුකවාදයේ සමීකරණය

පහත දී ඇති සමීකරණය චාලක අණුක වාදයේ සමීකරණය ලෙස සැලකේ.

$$\boxed{PV = \frac{1}{3}\, mN\overline{c^2}}$$

මේ ප්‍රකාශනයෙන් අණුක චලිතය ඇසුරෙන් මහේක්ෂ ගුණයක් වන පීඩනය ප්‍රකාශ කෙරේ. ඉහත සම්බන්ධයේ විශේෂත්වය වන්නේ පීඩනය, දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී, දී ඇති බඳුනක ඇති අණුවල වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගයට සමානුපාතික වන බවයි. මේ සමීකරණයට අනුව පෙනී යන්නේ අණුක වේගය වැඩි කළ විට බඳුනකට ඇති වන පීඩනය ද වැඩි වන බවයි. $\overline{C^2}$ යනු අණුවල වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගය ලෙස අර්ථ දක්වනු ලැබේ.

1.4.3 වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය සහ මධ්‍යන්‍ය වේගය

පහත දක්වා ඇති පරිදි අණුක වේගය සඳහා අර්ථ දැක්වීම විවිධ ආකාරයෙන් දැන ගැනීම වැදගත් වේ. නියත උෂ්ණත්වයේ දී නිත්‍ය පරිමාවක් ඇති බඳුනක් තුළ අඩංගුව ඇති අණු N සංඛ්‍යාවක් එකිනෙකට වෙනස් $c_1, c_2 \ldots\ldots c_N$ යන වේගවලින් චලනය වන විට,

මධ්‍යන්‍ය වේගය , $\bar{c} \;=\; \dfrac{C_1 + C_2 + C_3 + \ldots\ldots + CN}{N}$

වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගය $\overline{c^2} \;=\; \dfrac{(C_1^2 + C_2^2 + C_3^2 + \ldots\ldots + C_N^2)}{N}$ ලෙස ලිවිය හැක.

වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය $\sqrt{\overline{C^2}}$ වේ.

වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගය, $\overline{c^2}$, උෂ්ණත්වය මත රඳා පවතින බව පෙන්වීම සඳහා සමීකරණයක් ව්‍යුත්පන්න කිරීමට චාලක අණුක සමීකරණය යොදා ගත හැකි ය. V පරිමාවක ඇති N අංශු ගණනක් සඳහා සමීකරණය සලකා බලමු.

$P = \dfrac{mN\overline{c^2}}{3\,V}$ වන බව අප දනිමු. එම නිසා $PV = \dfrac{mN\overline{c^2}}{3}$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

$N \;=\; n\; N_A$ නිසා (N_A යනු ඇවගාඩ්රෝ නියතය වන අතර n යනු මවුල ප්‍රමාණයයි)

$PV = \frac{1}{3} mn\, N_A\, \overline{c^2}$ $\quad M \;=\; mN_A$ නිසා (M යනු මවුලික ස්කන්ධය) ඉහත සමීකරණය මෙසේ ප්‍රතිසංවිධානය කළ හැකි ය. $PV = \frac{1}{3} n\, M\, \overline{c^2}$

$PV \;=\; nRT$ යන පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය, ඉහත සමීකරණයේ ආදේශයෙන්

$$nRT = \frac{1}{3} M\, n\, \overline{c^2}$$

$$\overline{c^2} = \frac{3RT}{M}$$

එම නිසා වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය,

$$\boxed{\sqrt{\overline{c^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}}$$

ලෙස ලිවිය හැකි ය.

1.11 නිදසුන

25 °C දී H_2 සහ N_2 වායුවල වර්ග මධ්‍යන්‍ය මූල වේගය ගණනය කරන්න.

විසඳුම :

$T = 25\ ^0C = 298\ K$

$M(H_2) = 2.0\ g\ mol^{-1} = 0.002\ kg\ mol^{-1}$

$M(N_2) = 28.0\ g\ mol^{-1} = 0.028\ kg\ mol^{-1}$

$R = 8.314\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$

H_2 සඳහා $\sqrt{\overline{c^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314\ J\ K^{-1}\ mol^{-1} \times 298\ K}{0.002\ kg\ mol^{-1}}} = 1927.8\ m\ s^{-1}$

N_2 සඳහා $\sqrt{\overline{c^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314\ J\ K^{-1}\ mol^{-1} \times 298\ K}{0.028\ kg\ mol^{-1}}} = 515.2\ m\ s^{-1}$

ඉහත නිදසුනට අනුව, දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී බරින් වැඩි අණු සෙමෙන් චලනය වන බව පෙනේ. එයින් නිගමනය වන්නේ වැඩි ස්කන්ධයක් සහිත අණු එක ම චාලක ශක්තියක් අත්පත් කර ගනු පිණිස සැහැල්ලු අණු ලෙසින් වැඩි වේගයක් සහිතව චලනය නොවන බව ය. මේ චාලක ශක්තිය උෂ්ණත්වයට සෘජුව ම සම්බන්ධ වන අතර, චාලක අණුකවාදයේ සමීකරණය මඟින් එය පහත දැක්වෙන පරිදි සාධනය කළ හැකි ය.

$$PV = \frac{mN\overline{c^2}}{3}$$

මේ සමීකරණය 2න් ගුණ කර 2න් බෙදීමෙන්, පසුව නැවත එම සමීකරණය ප්‍රතිසංවිධානය කළ හැක.

$$PV = \frac{mN\overline{c^2}}{3} = \frac{2\,N}{3}\left(\frac{1}{2}\, m\overline{c^2}\right) = nRT$$

$N\left(\frac{1}{2}\, m\overline{c^2}\right) = \frac{3}{2} nRT$ සහ එසේම $(\frac{1}{2}\, m\overline{c^2}) = \frac{3}{2}\, (\frac{nR}{N})\, T = \frac{3}{2}\, (\frac{R}{N_A})\, T = \frac{3}{2}\, (k_B)\, T$

k_B යනු බෝල්ට්ස්මාන් නියතය වේ.

$\frac{1}{2}\, m\overline{c^2}$ යනු චාලක ශක්තිය (KE) වේ.

අණුවක් සඳහා,

$$\boxed{KE = \frac{3}{2} k_B T}$$

$$KE = \frac{3}{2}(k_B)T\, N_A$$

$$KE = \frac{3}{2}\left(\frac{R}{N_A}\right)T\, N_A$$

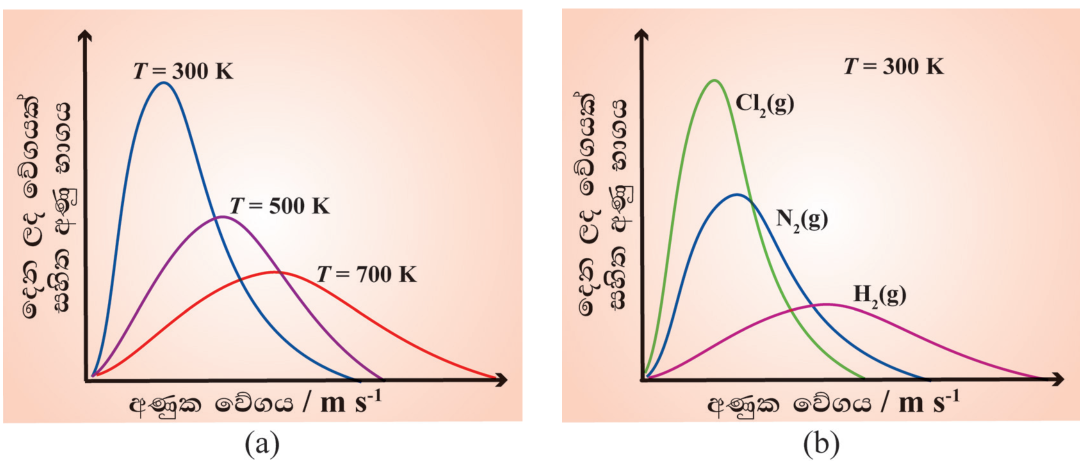
මවුලයක් සඳහා,

$$\boxed{KE = \frac{3}{2} RT}$$

මෙමගින් වායුවක චාලක ශක්තිය කෙල්වින් උෂ්ණත්වය මත පමණක් රඳා පවතින බව ඔප්පු වේ.

1.4.4 මැක්ස්වෙල්-බෝල්ට්ස්මාන් ව්‍යාප්තිය

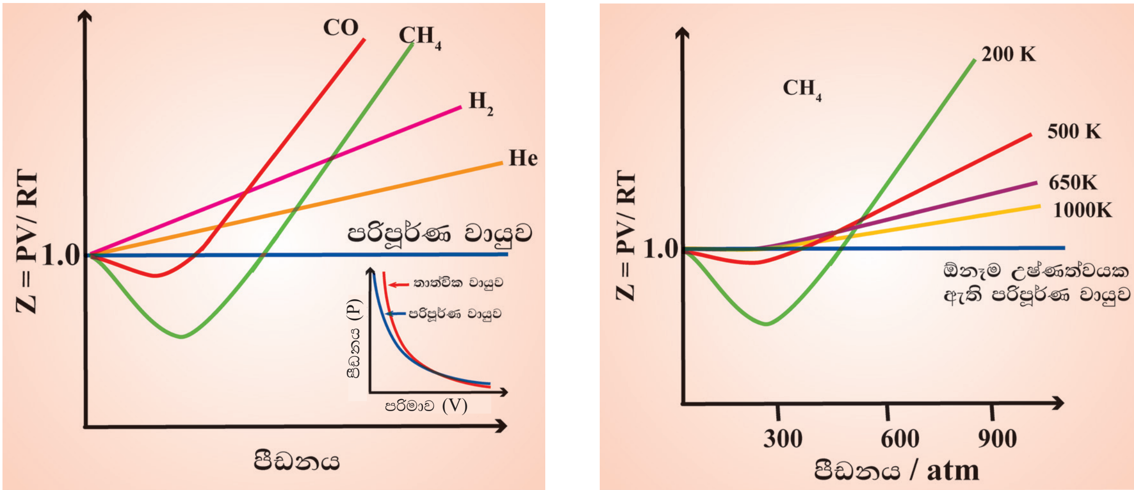
ඉහත නිදසුනට අනුව N_2 අණුවේ වේගය 515 m s^{-1} ලෙස ගණනය කර ඇති නමුත් එමගින් සියලු N_2 අණු එම වේගයෙන් චලනය වේ යැයි අදහස් නොකෙරේ. (අණු සරල රේඛීය දිශාවන්ට චලනය වන බැවින්, චලිතයට දෛශික ගුණ ඇති අතර, ඒ අනුව අණු වල වේගය ප්‍රකාශ කරනු ලැබේ). අණුවල වේග ශුන්‍යයේ සිට සාපේක්ෂව 515 m s^{-1}ට වඩා වැඩි අගයක් දක්වා ව්‍යාප්ත වී පවතී. එයට හේතුව එක් එක් අණු සංඝට්ටනය වී ශක්තිය හුවමාරු කර ගනිමින් විවිධ වේග ඇති කිරීමයි. 1.6 රූපයේ දක්වා ඇති පරිදි යම් කිසි වේගයක් සහිත අණු භාගයක් ලෙස මේ වේග ව්‍යාප්තිය පෙන්නුම් කළ හැකි ය. එවැනි ව්‍යාප්තියක් මැක්ස්වෙල්බෝල්ට්ස්මාන් වේග ව්‍යාප්තිය ලෙස හැඳින්වේ.



1.6 රූපය **(a)** විවිධ උෂ්ණත්වවල දී නයිට්‍රජන් වායුව සඳහා මැක්ස්වෙල්-බෝල්ට්ස්මාන් වේග ව්‍යාප්තිය **(b)** 300 K දී වායු තුනක් සඳහා වේග ව්‍යාප්තිය

1.5 තාත්ත්වික වායුවලට ගැළපෙන පරිදි පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය සංශෝධනය

දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී පරිපූර්ණ වායු අණු මවුලයක් සඳහා $PV = RT$ ලෙස හෝ වෙනත් ආකාරයකින් $\frac{PV}{RT} = 1$ ලෙස අපට ලිවිය හැකි ය. තාත්ත්වික වායුවක් සැලකූ විට එය ඇත්ත වශයෙන් ම පරිපූර්ණ හැසිරුමෙන් තරමක් දුරට හෝ අපගමනය වේ. $Z = \frac{PV}{RT}$ යන්න **සම්පීඩ්‍යතා සාධකය** (සංගුණකය) ලෙස හඳුන්වන අතර, මේ අපගමනය මැනීමට එය යොදා ගනු ලැබේ. නිදසුනක් ලෙස පරිපූර්ණ වායුවේ මවුලයක් සැලකූ විට නියත උෂ්ණත්වයක දී පීඩනය සමඟ Z හි විචලනය x අක්ෂයට (පීඩන අක්ෂය) සමාන්තර සරල රේඛාවක් වේ. PV නියතයක් වන අතර (බොයිල් නියමය) P ට එදිරියෙන් Z හි ප්‍රස්තාරය සියලු පීඩන සඳහා සරල රේඛාවක් වේ. 1.7 රූපයෙන් 273 K දී විවිධ වායු සඳහා (a) ප්‍රස්තාරය මඟින් ද විවිධ උෂ්ණත්වවල දී එක් වායුවක් සඳහා (b) ප්‍රස්තාරය මඟින් ද පෙන්නුම් කෙරේ.



(a) (b)

1.7 රූපය පරිපූර්ණ වායුවක් සමඟ සංසන්දනය කරන විට විවිධ වායුවල සම්පීඩ්‍යතා සාධකය විචලනය වන අයුරු **(a)** නියත උෂ්ණත්වයේ දී පීඩනය සමඟ Z විචලනය වන අයුරු **(a)** තුළ වූ කුඩා රූපයෙන් තාත්ත්වික හා පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා බොයිල් නියමයේ වක්‍ර **(b)** විවිධ උෂ්ණත්වවල දී CH_4 වායුවේ පීඩනය සමඟ Z හි විචලනය

1.7 (a) රූපයේ දක්වා ඇති ප්‍රස්තාරයට අනුව, නියත උෂ්ණත්වයක දී තාත්ත්වික වායුවක් සඳහා Pට එදිරියෙන් $\frac{PV}{RT}$ (P ට එදිරියෙන් Z) අතර ප්‍රස්තාරය x අක්ෂයට (පීඩනය) සමාන්තර සරල රේඛාවක් නොවන බව අපට පෙනේ. එනම් පරිපූර්ණ හැසිරීමෙන් සැලකිය යුතු අපගමනයක් පවතී. විවිධ වර්ගයේ තාත්ත්වික වායු සඳහා ප්‍රස්තාර වර්ග දෙකක් ලැබී ඇත. හයිඩ්‍රජන් සහ හීලියම් සඳහා පීඩනය වැඩි වන විට Z අගය වැඩි වී ඇත. දෙවන වර්ගයේ ප්‍රස්තාර දැකිය හැක්කේ කාබන් මොනොක්සයිඩ් (CO) සහ මෙතේන් (CH_4) වායු සඳහා වේ. මේ ප්‍රස්තාර වලදී පළමුව, පරිපූර්ණ තත්ත්වයෙන් ඍණ අපගමනයක් පෙන්වන අතර, Z අගය පීඩනය වැඩි වීමත් සමඟ අඩු වී වායුවකට ආවේණික අවම අපගමනයකට ළඟා වී ඇත. ඊට පසු එය නැවත වැඩි වීමට පටන් ගෙන පරිපූර්ණ වායු රේඛාව කපමින් එක දිගට ම වැඩි වී ධන අපගමනයක් පෙන්වයි. සියලු තත්ත්ව යටතේ දී තාත්ත්වික වායු සම්පූර්ණයෙන් ම පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය නොපිළිපදින බව මේ නිරීක්ෂණ මඟින් අනාවරණය වෙයි.

1.7 (a) රූපයේ තුල ඇද ඇති කුඩා රූපයේ දැක්වෙන පීඩනය සහ පරිමාව අතර වක්‍රය මඟින් ද මේ පරිපූර්ණ තත්ත්වයෙන් අපගමනය වීම අවබෝධ කර ගත හැකි ය. එම වක්‍රය මඟින් තාත්ත්වික වායුවක් සඳහා පීඩනය සහ පරිමා දත්ත සෛද්ධාන්තිකව ගණනය කරන ලද අගයන් සමඟ සංසන්දනය කර ඇත. එය බොයිල් නියමයට අදාළ වක්‍රය (පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා) වන අතර තාත්ත්වික වායු පරිපූර්ණ හැසිරීම දක්වයි නම් එම වක්‍ර දෙක එකිනෙක හා සමපාත විය යුතු බව අප දනිමු. ඉතා ඉහළ පීඩනවල දී මනින ලද පරිමාව, ගණනය කරන ලද පරිමාවට වඩා

වැඩි බව ද, අඩු පීඩනවල දී මනින ලද සහ ගණනය කරන ලද පරිමා එකිනෙකට සමීප වන බව ද මින් පැහැදිලිව පෙනේ. අඩු පීඩන තත්ත්ව පරිපූර්ණ හැසිරීමට ආධාර වන බව මින් තවදුරටත් පැහැදිලි ය. වායු අන්තර්ගත වී ඇති පරිමාව ඉතා විශාල නම් බඳුනේ පරිමාව සමඟ සසඳන විට වායු අණුවල පරිමාව නොසලකා හැරිය හැකි ය. එවිට වායු පරිපූර්ණ හැසිරීම පෙන්වයි. නැත හොත් පීඩනය ඉතා අඩු වන විට තාත්වික වායුවක හැසිරීම පරිපූර්ණ තත්ත්වයට බෙහෙවින් ළඟා වන අතර උෂ්ණත්වය සහ වායුවේ ස්වභාවය මත එය රඳා පවතී.

වැඩි පීඩනයක දී වායු අණු අවකාශයක් තුළ තෙරපෙමින් එක් රැස් වූ විට ඒවායේ පරිමිත තරම නිසා ඇති වන අන්තර්අණුක ආකර්ෂණ සහ විකර්ෂණ බල මඟින් ද තාත්ත්වික වායුවක මේ හැසිරීම එනම් Z අගය 1ට වඩා කුඩා වීම ($Z < 1$) තවදුරටත් පැහැදිලි කළ හැකි ය. අඩු පීඩනවල දී නමුත් තවමත් පරිපූර්ණ හැසිරීම පෙන්වීමට වඩා ඉහල පීඩන වල දී අන්තර්අණුක ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් මවුලික පරිමාව අඩු වන අතර සම්පීඩ්‍යතා සාධකය 1 ට වඩා අඩු ($Z < 1$) වේ. ප්‍රමාණවත් තරම් වැඩි පීඩනවල දී අණු එකිනෙකට ළං වන නිසා වායු අණුවල පරිමාව, ඒවා ලක්ෂ්‍යයීය ස්කන්ධ ලෙස හැසිරෙන තත්ත්වයට සාපේක්ෂව ඉහළ වේ. ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී (1.7 (b) රූපය) අන්තර්අණුක ආකර්ෂණ බල අඩු වී PV ගුණිතය වැඩි වීමෙන් Z හි අගය 1ට වඩා වැඩි වේ ($Z > 1$). කෙසේ වුව ද ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී පරිපූර්ණ තත්ත්වයට තරමක් හෝ ළං වන බැවින් පරිපූර්ණ රේඛාවෙන් අපගමනය වන ප්‍රමාණය අඩු වේ. එම නිසා තාත්ත්වික වායුවක් පරිපූර්ණ හැසිරීම පෙන්වීම සඳහා වඩා සුදුසු තත්ත්ව වන්නේ ඉතා අඩු පීඩන සහ ඉහළ උෂ්ණත්ව වේ.

තාත්ත්වික වායුවල මේ හැසිරීම පරිපූර්ණ වායු සමග සංසන්දනය කළ විට, දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී හා පීඩනයක දී මේ මවුලික පරිමාවෙහි විචලන සහ සම්පීඩ්‍යතා සාධකය (Z) අතර සම්බන්ධතාව අවබෝධ කර ගත හැකි ය. තාත්ත්වික වායුවක මවුල එකක පරිමාව $V_{\text{තාත්ත්වික}}$ ලෙස ද පරිපූර්ණ වායුවක මවුල එකක පරිමාව $V_{\text{පරිපූර්ණ}}$ ලෙස ද උපකල්පනය කළ විට,

$$Z = \frac{PV_{\text{තාත්ත්වික}}}{RT}$$ ලෙස ලිවිය හැකි ය.

වායුව එම තත්ත්ව යටතේ දී ම පරිපූර්ණව හැසිරේ නම්

$$PV_{\text{පරිපූර්ණ}} = RT$$ මඟින් (එක් මවුලයක් සඳහා)

මෙය පළමු සමීකරණයේ ආදේශයෙන්,

$$Z = \frac{V_{\text{තාත්ත්වික}}}{V_{\text{පරිපූර්ණ}}}$$

මේ අනුව සම්පීඩ්‍යතා සාධකය යනු දෙන ලද උෂ්ණත්වයක දී සහ පීඩනයක දී වායුවක සත්‍ය මවුලික පරිමාවත්, එය පරිපූර්ණ ලෙස හැසිරේ නම් එහි මවුලික පරිමාවත් අතර අනුපාතය වන බව අපට පෙනේ.

මේ වර්ගයේ පරීක්ෂණවලට අනුව සියලු තත්ත්ව යටතේ දී තාත්වික වායු බොයිල් නියමය, චාල්ස් නියමය සහ ඇවගාඩ්රෝ නියමය සම්පූර්ණයෙන් නොපිළිපදින බව සොයා ගෙන ඇත. එම නිසා, වායූන් පරිපූර්ණ හැසිරීමෙන් අපගමනය වන්නේ ඇයි ද යන්නත් කුමන තත්ත්ව යටතේ දී වායු පරිපූර්ණ තත්ත්වයෙන් අපගමනය වේ ද යන්නත් අප අවබෝධ කර ගත යුතු ය.

පළමු ප්‍රශ්නය සඳහා අපට චාලක අණුකවාදයේ උපකල්පන යොදා ගත හැකි ය. එනම් වායු අණු අතර ආකර්ෂණ බල නොපවතින බවත් වායුව අන්තර්ගත බඳුනේ පරිමාව සමඟ සසඳන කළ වායු අණුවල පරිමාව නොගිනිය හැකි තරම් කුඩා බවත් උපකල්පනය කරන ලදී.

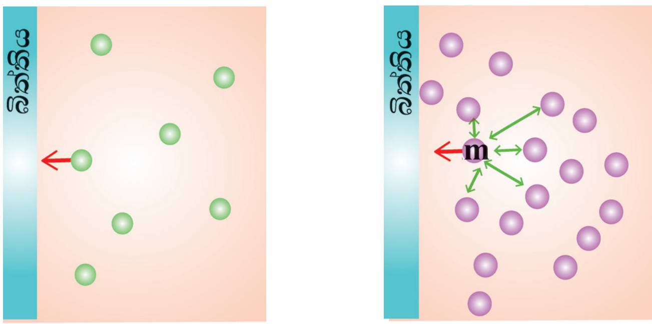
වායු අණු අතර ආකර්ෂණ බල නොපවතී නම් වායුවක් කිසිදා ද්‍රව කළ නොහැකි ය. කෙසේ

වුවත්, සිසිල් කළ විට සහ සම්පීඩනය කළ විට වායු ද්‍රව කළ හැකි බව අප දන්නා කරුණකි. වායු සිසිල් කළ විට හා සම්පීඩනය කළ විට වායු අණු එකිනෙකට ළං වී ද්‍රව බවට පත් වේ. වායු අණුවක පරිමාව නොගිණිය හැකි නම් එවිට තාත්ත්වික වායුවක් සඳහා වන පීඩනයට එදිරියෙන් හා පරිමාව අතර ප්‍රස්තාරය පරිපූර්ණ වායුවක් සඳහා වන ප්‍රස්තාරය සමඟ සමපාත විය යුතු ය. (1.7 (a) රූපයෙහි ඇතුලත වූ කුඩා රූපය මඟින් තාත්වික වායු පරිපූර්ණ තත්ත්වයෙන් අපගමනය වන ආකාරය අවබෝධ කර ගත හැකිය). නමුත් එසේ සිදු නොවන නිසා තාත්ත්වික වායු පරිපූර්ණ තත්ත්වයෙන් අපගමනය වේ.

1.5.1 වැන් ඩ' වාල්ස් සමීකරණය

මේ කොටස ආරම්භයේ දී, *P, V, T* සහ *n* යන මැනිය හැකි විචල්‍ය විවිධ තත්ත්ව යටතේ දී වායුවල හැසිරීම අවබෝධ කර ගැනීමට අවස්ථා සමීකරණය ලෙස හැඳින්වෙන පරිපූර්ණ වායු සමීකරණය, $PV = nRT$ භාවිත කරන ලදි. එම පැහැදිලි කිරීම්වල දී අණු අතර පවතින අන්තර්ක්‍රියා නිසාත් වායු අණුවක සැලකිය යුතු තරම් වන පරිමාව නිසාත් තාත්ත්වික වායු පරිපූර්ණ වායු නියමයෙන් අපගමනය වන බව අවබෝධ කර ගත හැකි විය. එබැවින් තාත්ත්වික වායුවල මනිනු ලබන පීඩන හා පරිමා පරිපූර්ණ වායුවක එම අගයන්ට සමාන නොවන නිසා තාත්ත්වික වායුවල හැසිරීම විස්තර කිරීමට වෙනත් ආකාරයක අවස්ථා සමීකරණයක් අවශ්‍ය වේ. ඕලන්ද ජාතික භෞතික විද්‍යාඥයකු වූ **ජේ. ඩී. වැන් ඩ' වාල්ස්** විසින් සත්‍ය වායුවක පරිමාව සහ පීඩනය, පරිපූර්ණ වායුවක පරිමාව හා පීඩනයට සම්බන්ධ කරන පහත යෝජනා සිදු කරන ලදි.

ඉහළ පීඩනවල දී වායු අණු එකිනෙකට ඉතා ළං වන අතර අණුක අන්තර් ක්‍රියා ඇති වීමට පටන් ගනී. එබැවින් ඉහළ පීඩනයක දී, මේ අන්තර්-අණුක ආකර්ෂණ බල හේතුවෙන් (1.8 රූපයෙන් පරිපූර්ණ වායුවක් සමඟ සංසන්දනය කර එම හැසිරීම කටුසටහන් කර ඇත) වායු අණු බඳුනේ බිත්තිය සමඟ ගැටීමේ දී අනෙක් වායු අණු විසින් ආපසු අදිනු ලබන බැවින් බඳුනේ බිත්තිය සමඟ ඉතා තදින් සංඝට්ටනය නො වේ. බඳුනේ බිත්තිය මත අණු මඟින් ඇති කරන පීඩනයට මෙය බලපායි. එබැවින් එක ම තත්ත්ව යටතේ දී තාත්ත්වික වායුවක් මඟින් ඇති කරන පීඩනය පරිපූර්ණ වායුවකින් ඇති කරන පීඩනයට වඩා අඩු වේ.



(a) (b)

1.8 රූපය (a) පරිපූර්ණ වායු අණුවල (b) තාත්ත්වික වායු අණුවල සංඝට්ටන නිසා බිත්තිය මත ඇති වන බලපෑම සංසන්දනය.

ඉහත රූපයේ පෙන්වා දී ඇති පරිදි තාත්ත්වික වායුවක පීඩනය අඩුවීම අන්තර්අණුක ආකර්ෂණ හේතුවෙන් සිදු වේ. යම් කිසි කාලයක දී බිත්තිය සමඟ ඇති වන සංඝට්ටන සංඛ්‍යාව වායුවේ ඝනත්වයට සමානුපාතික වේ. එම නිසා පීඩනය සඳහා යොදනු ලබන ශෝධනය, වායු ප්‍රමාණයෙහි වර්ගයට සමානුපාතික වන අතර පරිමාවේ වර්ගයට ප්‍රතිලෝමව සමානුපාතික වේ. මේ නිසා ශෝධනය, $\frac{an^2}{V^2}$ ලෙස ලිවිය හැකි ය. මෙහි a යන නියතය ආකර්ෂණ බලවල අගයට සම්බන්ධතාවක් දක්වන අතර, උෂ්ණත්වයෙන් හා පීඩනයෙන් ස්වායත්ත වේ. *n* හා *V* යනු පිළිවෙළින් වායු මවුල ප්‍රමාණය සහ භාජනයේ පරිමාව වේ. එම නිසා මේ තත්ත්ව යටතේ දී පද්ධතියේ පීඩනය පහත ප්‍රකාශනයෙන් ලබා දෙයි.

$$P_{පරිපූර්ණ} = P_{තාත්වික} + \frac{an^2}{V^2}$$

ඉහළ පීඩනයේ දී, වායු අණු එකිනෙකට ළං වී පවතින නිසා අන්තර්අණුක විකර්ෂණ වඩා ප්‍රමුඛ වේ. මේ විකර්ෂණ බල බලපෑම අවම කර ගැනීමට අණු කුඩා ගෝල ලෙස හැසිරෙන අතර, එමගින් වායු අණු සැලකිය යුතු පරිමාවක් අත් කර ගනී. එවිට පරිපූර්ණ පරිමාව, මනිනු ලබන පරිමාවට වඩා අඩු වේ. එසේ වන්නේ V පරිමාවක චලනය වීමට දැන් බාධා ඇති වන බැවින් අණුක චලිතය සිදු වන සඵල පරිමාව,

$(V-nb)$ වන බැවිනි.

මෙහි nb යනු ආසන්න වශයෙන් වායු අණු අත් කර ගන්නා මුළු පරිමාව වන අතර, b යනු නියතයක් වේ (අණුවක පරිමාව). පීඩනය සහ පරිමාව සඳහා ශෝධන යෙදූ විට $PV = nRT$ සමීකරණය

$$\boxed{\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT}$$

ලෙස නැවත ලිවිය හැකි ය.

මෙය **වැන් ඩ' වාල්ස් සමීකරණය** ලෙස හැඳින්වෙන අතර, a සහ b යනු **වැන් ඩ' වාල්ස් නියත** වේ. අප එම සමීකරණය තාත්වික වායු මවුලයක් සඳහා ලියූ විට පහත දැක්වෙන ආකාර වේ.

$$\boxed{\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - b) = RT}$$

1.5.2 අවධි උෂ්ණත්වය සහ වායු ද්‍රව කිරීම

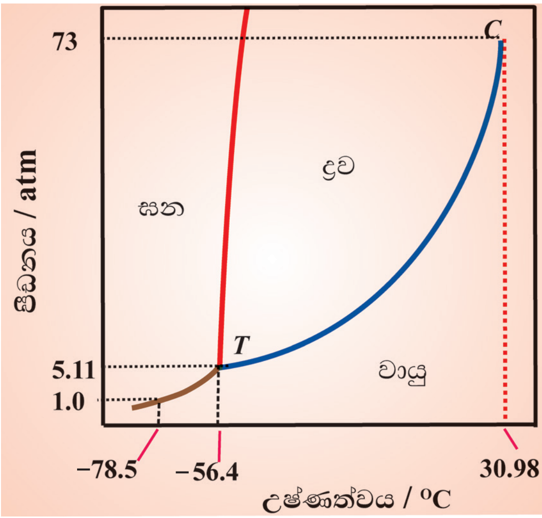
මේ පරිච්ඡේදය ආරම්භයේ දී යම් භෞතික අවස්ථාවක් පවත්වා ගැනීම සඳහා අන්තර්අණුක බලවල විශාලත්වයෙහි වැදගත්කම සාකච්ඡා කළෙමු. අන්තර්අණුක දුර අවශ්‍ය පරිදි වෙනස් කෙරෙන සේ තාපය සැපයීමෙන් හෝ සිසිල් කිරීමෙන් හෝ භෞතික අවස්ථා අතර පදාර්ථයේ අන්තර්-පරිවර්තනය කල හැකි වේ.

නිදසුනක් ලෙසඃ සිසිල් කිරීමෙන් සහ සම්පීඩනය කිරීමෙන් පමණක් වායුවක් ද්‍රව කළ හැකි යැයි අපට සිතිය හැක. එය යම්තාක් දුරකට සත්‍ය වුව ද, ඒවායේ කලාප වෙනසට අනුව සත්‍ය වායුවල හැසිරීම පිළිබඳ තවත් කරුණු අපට අවශ්‍ය වේ.

සටහන: මේ පිළිබඳ වැඩි විස්තර සහිතව 12 වන ඒකකයේ දී සාකච්ඡා කරනු ලබන අතර, මෙහි දී වායු ද්‍රව කිරීමට අවශ්‍ය තත්ත්ව පිළිබඳ මූලික කරුණු පමණක් සාකච්ඡා කිරීම වැදගත් වේ.

නිදසුනක් ලෙසඃ පීඩනය, උෂ්ණත්වය සහ පරිමාව අතර සම්බන්ධතා පිළිබඳ මෙවැනි ආකාරයේ කරුණු පැහැදිලි කිරීමට කාබන් ඩයොක්සයිඩ් (CO_2) භාවිත කළ හැකි ය. එයට හේතුව පීඩනය සහ උෂ්ණත්වය වෙනස් කිරීමෙන් කාබන් ඩයොක්සයිඩ්වලට වායුවක්, ද්‍රවයක් මෙන් ම ඝනයක් ලෙස ද හැසිරිය හැකි වීම ය.

ඉහළ උෂ්ණත්ව පරිපූර්ණ තත්ත්වයට හිතකර වන අතර, ඉතා ඉහළ පීඩනවල දී පවා වායුවක් ද්‍රව කළ නොහැකි ය. කාබන්ඩයොක්සයිඩ් සැලකූ විට, ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී CO_2 වායුවක් ලෙස පවතින අතර, පීඩනය 73 atmට වඩා අඩු කළ විට 30.98 °C (304.2 K) දී ද්‍රව වීමට පටන් ගනී. 30.98 °C උෂ්ණත්වය CO_2 හි අවධි උෂ්ණත්වය (Tc) ලෙස හැඳින්වේ. මෙය කාබන් ඩයොක්සයිඩ් ද්‍රව ලෙස පවතින උපරිම උෂ්ණත්වය වන අතර, ඊට ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී එය වායුවක් ලෙස පමණක් පවතී. කොතරම් පීඩනය වැඩි කළ ද, යම් ද්‍රව්‍යයක වාෂ්පය ද්‍රව කළ නොහැකි උපරිම උෂ්ණත්වය එම ද්‍රව්‍යයේ **අවධි උෂ්ණත්වය** ලෙස අර්ථ දැක්වේ. අවධි උෂ්ණත්වයේ දී වාෂ්පයක් ද්‍රව කිරීමට අවශ්‍ය පීඩනය එම ද්‍රව්‍යයේ **අවධි පීඩනය** ලෙස හැඳින්වේ.



1.9 රූපය CO_2 වල කලාප සටහන

1.3 වගුව සමීකරණ සාරාංශය

වායු නියමය	සමීකරණය	නියත ව පවතින සාධක
පරිපූර්ණ වායු නියමය	$PV = nRT$	නැත
බොයිල් නියමය	$P = \frac{k}{V}$	n සහ T
චාල්ස් නියමය	$V = kT$	n සහ P
ඇවගාඩ්‍රෝ නියමය	$V_A = V_B$ විට $N_A = N_B$	P සහ T
අණුක චාලක සමීකරණය	$PV = \frac{1}{3} mN\overline{c^2}$	
සාමාන්‍ය වේගය	$\bar{c} = \frac{c_1 + c_2 + \cdots c_N}{N}$	
වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගය	$\overline{c^2} = \frac{(c_1{}^2 + c_2{}^2 + c_3{}^2 \ldots . + c_N{}^2)}{N}$	
වර්ග මධ්‍යන්‍ය වේගය	$\overline{c^2} = \frac{3RT}{M}$	
ඩෝල්ටන්ගේ ආංශික පීඩන නියමය	$P_A = x_A P_T$ $P_T = P_A + P_B + P_C$	
සම්පීඩ්‍යතා සාධකය	$z = \frac{PV}{RT}$	වායු මවුල 1ක් සඳහා
වැන් ඩ'වාල්ස් සමීකරණය	$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$	

2. ශක්ති විද්‍යාව

අන්තර්ගතය

2.1 තාපරසායනික විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද

2.1.1 පද්ධතිය, වටපිටාව හා සීමාව

2.1.2 පද්ධති වර්ග
- විවෘත පද්ධති
- සංවෘත පද්ධති
- ඒකලිත පද්ධති
- සමජාතීය හා විෂමජාතීය පද්ධති

2.1.3 පද්ධතියක ගුණ
- අන්වීක්ෂීය ගුණ
- මහේක්ෂ ගුණ
- විත්ති ගුණ
- සටනා ගුණ

2.1.4 පද්ධතියක අවස්ථාව
- ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිය
- ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලි
- ප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලිය
- අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලිය

2.1.5 එන්තැල්පිය (***H***)

2.1.6 තාපය
- විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සහ තාප ධාරිතාව

2.2 විවිධ තාපරසායනික ක්‍රියාවලි/ ප්‍රතික්‍රියා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

2.2.1 තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි
- සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

2.2.2 තාපරසායනික සමීකරණ

2.2.3 එන්තැල්පි රූපසටහන්

2.2.4 එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස
- සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{f}
- සම්මත දහන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{C}
- සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{D}
- සම්මත උදාසීනිකරණ එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{neu}
- සම්මත සද්‍රාවණ එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{sol}
- සම්මත සජලන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{hyd}
- සම්මත ද්‍රාවණ එන්තැල්පිය, $\Delta H^{0}_{dissolution}$
- සම්මත ඌර්ධ්වපාතන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{sub}
- සම්මත වාෂ්පීකරණ එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{evap}
- සම්මත විලයන එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{fus}
- සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{at}
- සම්මත පළමු අයනීකරණ ශක්ති එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{IE1}
- සම්මත ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ එන්තැල්පිය, ΔH^{0}_{EG}

  අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස් (විඝටන) එන්තැල්පිය, $\Delta H^{0}{}_{L}$

2.2.5 චක්‍රාකාරයෙන් ΔH (ΔH°) නිර්ණය කිරීම : හෙස් නියමය

සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි

2.3 දැලිස් එන්තැල්පිය හෙවත් අයනික සංයෝගයක උත්පාදන එන්තැල්පිය : බෝන්-හාබර් චක්‍රය

2.4 රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවල ස්වයංසිද්ධතාව
- රසායනික ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස
- ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්තිය (***G***) හා ස්වයංසිද්ධතාව

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) උපයෝගි කර ගනිමු. අවසාන වශයෙන් එන්ට්‍රොපිය, එන්තැල්පිය සහ ගිබ්ස් නිදහස් ශක්තිය අතර සම්බන්ධතාව ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$) ඇසුරෙන් ප්‍රතික්‍රියාවක් ස්වයංසිද්ධ ලෙස සිදු වීමට ඇති නැඹුරුව ගැන හදාරමු.

2.1 තාපරසායන විද්‍යාවේ හා තාපගති විද්‍යාවේ මූලික පද

2.1.1 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**

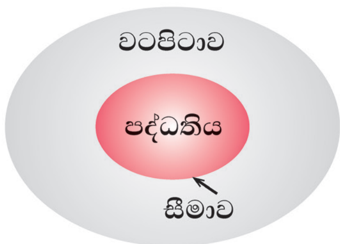
  සෙසු විශ්වයෙන් වෙන් කොට ගනිමින් සැලකිල්ලට භාජන කෙරෙන, පදාර්ථයේ හෝ විශ්වයේ ඕනෑ ම කොටසක් තාප-රසායනික පද්ධතියක් ලෙස අර්ථ දැක්වේ (සරලව කිව හොත් අධ්‍යයනයට භාජන වන වස්තුව පද්ධතිය ලෙස අර්ථ දැක්වේ).

- **වටපිටාව**

  පද්ධතියේ 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.)



2.1 රූපය   පද්ධතිය, වටපිටාව හා සීමාව පටිපාටික ලෙස පෙන්නුම් කිරීම

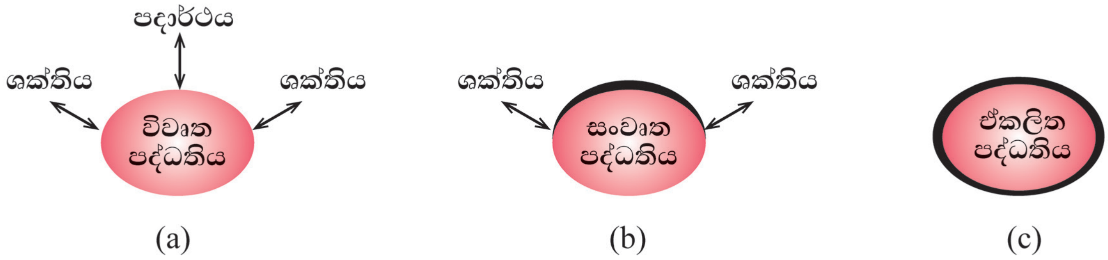
2.1.2 පද්ධති වර්ග

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

- **විවෘත පද්ධති**
  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 ලෙසඃ මුද්‍රා තබා වසන ලද, පරිවාරක ද්‍රව්‍යවලින් තැනුණු බිත්තිවලින් යුත් ත'මොස් ප්ලාස්කුවක් ඒකලිත පද්ධතියක් නියෝජනය කරයි.



2.2 රූපය (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.

2.1.3 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, පෘෂ්ඨීක 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 ඓක්‍යයට 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.

- **සටනා ගුණ**
  පද්ධතියේ ස්කන්ධයෙන් හෝ ප්‍රමාණයෙන් ස්වායත්ත වූ ගුණ සටනා ගුණ නම් වේ. පද්ධතියක වර්තනාංකය, පෘෂ්ඨීක ආතතිය, ඝනත්වය, උෂ්ණත්වය, තාපාංකය, හිමාංකය ආදිය සටනා 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 සටනා ගුණයක් බවට පත් වේ. නිදසුන් ලෙස ස්කන්ධය, පරිමාව, තාප ධාරිතාව විත්ති ගුණ වන අතර ඝනත්වය, මවුලික පරිමාව හා විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සටනා ගුණ වේ.

2.1.4 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 මඟින් විස්තර කළ හැකි ය. පදාර්ථය ද්‍රව අවස්ථාවේ පවත්නා කල මේ පරාමිතිවල අගයන් වෙනස් වේ. මේ අනුව, **පද්ධතියක අවස්ථාව,** පද්ධතියේ සුවිශේෂව මැනිය හැකි මහේක්ෂ ගුණ මඟින් අර්ථ දැක්වේ.

පද්ධතියක **ආරම්භක අවස්ථාව** යනු පද්ධතිය, වටපිටාව සමඟ 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 සමඟ 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 සුවිශේෂි පද්ධතියක් බවට පත් වේ. අවස්ථා විචල්‍ය අන්‍යෝන්‍යායත්ත 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 298 K සුවිශේෂිත නිශ්චිත උෂ්ණත්වයක් සේ සැලකේ). සංශුද්ධ ද්‍රව්‍යයක සම්මත අවස්ථාව, කලාප සඳහා සුවිශේෂිත, සටනා විචල්‍ය මගින් විස්තර කල හැකි නිර්දිෂ්ට අවස්ථාවකි. නිදසුනක් ලෙස 500 Kහි ඇති ඝන යකඩවල සම්මත තත්ත්වය වන්නේ 500 K හා 10^5 Pa යටතේ ඇති සංශුද්ධ යකඩ වේ. සම්මත තත්ත්ව සංකේතවත් කෙරෙනුයේ අදාළ රාශියේ සංකේතයට දකුණු පසින් හා ඉහළින් θ යන්න යෙදීමෙනි. (උදා: $\Delta H^\theta, \Delta G^\theta, \Delta S^\theta$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 එල්ලේ පමණක් සිදු වේ. ස්වයංසිද්ධ ක්‍රියාවලිවලින් බොහොමයක් ස්වාභාවික ක්‍රියාවලි වන අතර අප්‍රතිවර්ත්‍ය ද වේ.

- **ස්වයංසිද්ධ නොවන ක්‍රියාවලි**

  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 ලෙස: ජෛවීය වයස්ගත වීම අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියකි. කන්දකින් පහළට ස්වයංසිද්ධව ජලය ගලා ඒම අප්‍රතිවර්ත්‍ය ක්‍රියාවලියකි.

2.1.5 එන්තැල්පිය (*H*)

බොහෝ භෞතික හා රසායනික ක්‍රියාවලි සිදු වන්නේ හෝ සිදු කරනු ලබන්නේ නියත පීඩන තත්ත්ව යටතේ දී ය. නිදසුන් ලෙස: 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 atm ~ 10^5 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.

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

2.1.6 තාපය

නියත පීඩනයේ දී තාපය (q) එන්තැල්පියට සමාන වන නිසා, අප තාප විපර්යාසවල මිනුම් ගැන සලකා බලමු. විද්‍යාගාරයේ දී භෞතික හා රසායනික ක්‍රියාවලිවල තාප විපර්යාසය මනිනු ලබන්නේ ඒ සඳහා ම විශේෂිතව සපයන ලද සංවෘත භාජනයක් වන කැලරිමීටරයක් යොදා ගනිමිනි. තාප විපර්යාස නිමානය කිරීමේ දී පළමුව තාප ධාරිතාව සහ විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව පිළිබඳ අවබෝධයක් ලබා ගත යුතු ය.

විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සහ තාප ධාරිතාව

යම් ද්‍රව්‍යයක **විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව** (c) යනු එම ද්‍රව්‍යයේ ග්‍රෑම් 1ක ස්කන්ධයක උෂ්ණත්වය සෙල්සියස් අංශක 1කින් ඉහළ නැංවීමට අවශ්‍ය තාප ප්‍රමාණයයි. යම් ද්‍රව්‍යයක තාප ධාරිතාව (C) යනු එම ද්‍රව්‍යයේ දෙන ලද ප්‍රමාණයක උෂ්ණත්වය සෙල්සියස් අංශක 1කින් ඉහළ නැංවීමට අවශ්‍ය තාප ප්‍රමාණයයි. විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව සටනා ගුණයක් වන අතර තාප ධාරිතාව විත්ති ගුණයකි. යම් ද්‍රව්‍යයක තාප ධාරිතාව සහ විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව අතර සම්බන්ධය මෙසේ යː

$$\boxed{C = m\,c}$$

මෙහි m - ද්‍රව්‍යයේ ස්කන්ධය (ග්‍රෑම්වලින්)

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

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

ජලය 100.0 g ක තාප ධාරිතාව = (100.0) g × (4.184 J g^{-1} $^{\circ}$C^{-1})
= 418.4 J $^{\circ}$C^{-1}

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

යම් ද්‍රව්‍යයක ස්කන්ධයල විශිෂ්ට තාප ධාරිතාව හා එම සාම්පලයේ සිදු වන උෂ්ණත්ව වෙනස Δt (උෂ්ණත්වය $^{\circ}$C වලින්) හෝ ΔT (උෂ්ණත්වය K වලින්), දන්නා විට, අවශෝෂණය වන තාප ප්‍රමාණය හෝ නිදහස් වන තාප ප්‍රමාණය (Q), පහත සමීකරණය මගින් ගණනය කළ හැකි ය.

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

මෙහි m = සාම්පලයේ ස්කන්ධය
Δt = උෂ්ණත්ව වෙනස,- එනම් $\Delta t = t_{\text{අවසාන}}\ \ t_{\text{ආරම්භක}}$

q සඳහා සලකුණ එන්තැල්පි වෙනසෙහි සලකුණට සමාන වේ. තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලි සඳහා q ධන වන අතර, තාපදායක ක්‍රියාවලි සඳහා q ඍණ වේ.

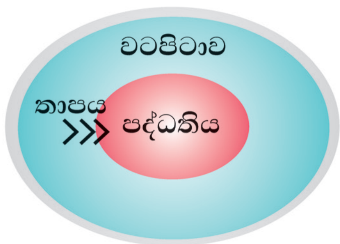
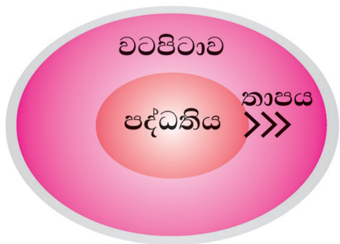
2.2 විවිධ තාප රසායනික ක්‍රියාවලි/ ප්‍රතික්‍රියා ආශ්‍රිත එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

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

2.2.1 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.

2.1 වගුව 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 වටපිටාවෙන් 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) ⟶ ඵල $\frac{1}{2}N_2(g)+\frac{1}{2}O_2(g)+90\ \text{kJ} \rightarrow NO(g)$	ප්‍රතික්‍රියක ⟶ ඵල + ශක්තිය (තාපය) $H_2(g)+\frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g)+242\ \text{kJ}$
	
පද්ධතිය විසින් වටපිටාවෙන් තාපය අවශෝෂණය කරගන්නා තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියක ΔH ධන වේ. (එනම් $\Delta H > O$ වේ).	පද්ධතිය විසින් වටපිටාවට තාපය නිදහස් කරන තාපදායක ක්‍රියාවලියක ΔH ඍණ වේ. (එනම් $\Delta H < O$ 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 $25\,^{\circ}C$ට හෙවත් 298.15 Kට 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-

2.2.2 තාප-රසායනික සමීකරණ

භාවිත සම්මුති තත්ත්ව හා ප්‍රතික්‍රියාවට අදාළ ΔH (හෝ ΔH^{θ}) අගය ඇතුළත් වන තුලිත රසායනික සමීකරණයක් තාප-රසායනික සමීකරණයක් ලෙස හැඳින්වේ. තාප-රසායනික සමීකරණයක් ලිවීමේ දී පහත දැක්වෙන සම්මුති අවශ්‍යයෙන් ම භාවිතයට ගැනේ.

(i) තුලිත තාප-රසායනික සමීකරණයක සංගුණකවලින් ප්‍රතික්‍රියාවෙහි ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන මවුල ප්‍රමාණ නිරූපණය වේ.

(ii) ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි විපර්යාසයෙහි ඒකකය **kJ mol^{-1}** වන අතර, ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල මවුල එකකට වැඩි ගණනක් ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වුව ද එය එසේ ම පවතී. එහෙත් අගයෙහි විශාලත්වය පමණක් වෙනස් විය හැකි ය.

(iii) ප්‍රතික්‍රියාවක් ප්‍රතිවර්තනය කළ විට ΔH හි සලකුණ මාරු වන අතර විශාලත්වය නොවෙනස්ව පවතී.

(iv) ΔH (හෝ ΔH^{θ}) හි අගය ප්‍රතික්‍රියකවල හා එලවල භෞතික අවස්ථාව (කලාප) අනුව වෙනස් වේ. එබැවින් තාපරසායනික සමීකරණවල සියලු විශේෂවල භෞතික අවස්ථාව දැක්වීම අත්‍යවශ්‍ය වේ.

(v) සමස්ත තාප-රසායනික සමීකරණය කිසියම් සංඛ්‍යාවකින් ගුණ කරන ලද්දේ නම්. එන්තැල්පි වෙනස ද එම සංඛ්‍යාවෙන් ම ගුණ කළ යුතු ය.

(vi) ΔH^{θ} හි සලකුණ ඍණ වේ නම්, ඉන් හැඟවෙන්නේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපදායක බව ය. ΔH^{θ} හි සලකුණ ධන නම් ඉන් ප්‍රකාශ වන්නේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපාවශෝෂක බව ය.

නිදසුන:
පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියා සලකන්න.
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$ $\quad \mathbf{\Delta H^\theta = - 483.7\ kJ\ mol^{-1}}$
$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$ $\quad \mathbf{\Delta H^\theta = - 571.6\ kJmol^{-1}}$
ඉහත තාප-රසායනික සමීකරණ කිහිප ආකාරයකට අර්ථකථනය කළ හැකි ය.

- ප්‍රතික්‍රියා මවුලයකට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.*
- වැය වන $H_2(g)$, මවුල 2 කට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.
- වැය වන $O_2(g)$, මවුලයකට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.
- සෑදෙන ජල වාෂ්ප මවුල 2 කට 483.7 kJක් නිදහස් වේ.

ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණකවලට අනුව මවුල ප්‍රමාණ ප්‍රතික්‍රියා කරයි නම්, ΔH^θ මඟින් එන්තැල්පි වෙනස කොපමණ ද යන්න ඉදිරිපත් කෙරේ.

***සටහන**: මෙහි දී *483.7* kJ mol^{-1} යන්නෙන් අදහස් වන්නේ හයිඩ්‍රජන් වායු මවුල 2ක් ඔක්සිජන් වායු මවුල 1ක් සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර වායුමය ජලය මවුල 2ක් සෑදීමේ දී 483.7 kJක තාප ශක්තියක් නිදහස් වන බවයි.

සමහර අවස්ථාවල ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව මෙලෙස ලියූ විට;

$$2H_2(g) + O_2\,(g) \rightarrow 2H_2O(g) \qquad \mathbf{\Delta H^\theta = - 483.7\ kJ}$$

***සටහන**: මෙහිදී හඳුන්වා ඇති ප්‍රතික්‍රියාප්‍රමාණයක් (extent) ලියා ඇති ආකාරයට සිදු වන විට 483.7 kJ ක තාපයක් පිට වන බව නිරූපණය වේ. ප්‍රතික්‍රියාප්‍රමාණයෙහි ඒකකය මවුල (mol) වේ. ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා $\mathbf{\Delta H = H^\theta \times mol = - 483.7\ kJ\ mol^{-1} \times mol = - 483.7\ kJ}$

නිදසුනක් ලෙසः පහත ප්‍රතික්‍රියාව සලකමු

$$4H_2(g) + 2O_2\,(g) \rightarrow 4H_2O(g)$$

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

එනම් මුල් ΔH අගය 2න් ගුණ කළ යුතු අතර, වෙනත් ආකාරයට කිවහොත් ΔH හි අගය ප්‍රතික්‍රියා කරන ද්‍රව්‍යයන්හි ප්‍රමාණයෙන් (mol) ගුණ කරයි. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියා ප්‍රමාණය වෙනුවට, එම අවස්ථාවේ ඇති ප්‍රතික්‍රියා කරන ද්‍රව්‍යයෙහි විද්‍යා මාන වන ප්‍රමාණය ගත හැකිය. එනම් එහි සරලම තුලිත රසායනික සමීකරණයෙහි ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණකයෙන් බෙදිය යුතුය. එබැවින් ඉහත ප්‍රතික්‍රියාව (ඔක්සිජන්) 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 kJ mol^{-1} වේ.

අප පහත ආකාරයට සමීකරණ ලියූ විට,

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \boldsymbol{\Delta H_f^\theta = -285.8\ \text{kJ mol}^{-1}}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \boldsymbol{\Delta H_f^\theta = -241.85\ \text{kJ mol}^{-1}}$$

එන්තැල්පි අගයයන් ඉහත අගයයන්ගේ අර්ධය වන බව අපට පෙනේ.

සාමාන්‍යයෙන් වැටහෙන පරිදි හයිඩ්‍රජන් වායුව දහනයෙන් ජලය නිපදෙන බව ඉහත සමීකරණයෙන් විස්තර වේ. පළමු ප්‍රතික්‍රියාව ජල වාෂ්ප සෑදීමක් ලෙස සැලකිය හැකි අතර දෙවැනි ප්‍රතික්‍රියාව ද්‍රව ජලය සෑදීමක් ලෙස සැලකිය හැකි ය. ප්‍රතික්‍රියා දෙකට ම නියත උෂ්ණත්වය

හා නියත පීඩනය අදාළ වේ. ΔH හි සෘණ සලකුණින් දැක්වෙන්නේ ප්‍රතික්‍රියාව තාපදායක බවයි.

ඉදිරි දිශාවට තාපදායක වන ප්‍රතික්‍රියාවක් ආපසු දිශාවට තාපාවශෝෂක වේ. මෙහි විලෝම තත්ත්වය ද එසේ ම වලංගු ය. එසේ ම මේ නීතිය භෞතික හා රසායනික ක්‍රියාවලි සඳහා ද වලංගු ය.

$$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g) \qquad \mathbf{\Delta H^0 = +\ 571.6\ kJ\ mol^{-1}}$$

$$2H_2O(g) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g) \qquad \mathbf{\Delta H^0 = +\ 483.7\ kJ\ mol^{-1}}$$

2.2.3 එන්තැල්පි රූපසටහන්

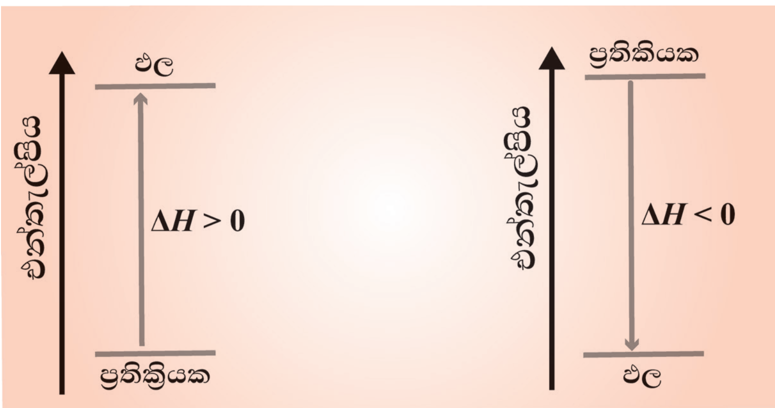
පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.

$$C_{12}H_{22}O_{11}(s) + 12\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2(g) + 11\ H_2O(l) \qquad \mathbf{\Delta H = -5650\ kJmol^{-1}}$$

ඉහත සමීකරණයෙහි ΔH හි සලකුණ සෘණ වීමෙන් ගම්‍ය වන්නේ ඵලවල එන්තැල්පිය, ප්‍රතික්‍රියකවල එන්තැල්පියට වඩා අඩු බවයි. එන්තැල්පියෙහි සිදු වන මේ අඩු වීම වටපිටාවට නිදහස් වන තාපය ස්වරූපයෙන් ප්‍රකාශයට පත් වේ. සුක්‍රෝස් දහනය තාපදායක වේ.

$$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g) \qquad \mathbf{\Delta H = 180.50\ kJ\ mol^{-1}}$$

ඉහත දී ඇති ප්‍රතික්‍රියාවෙහි ප්‍රතික්‍රියකවල එන්තැල්පියට වඩා වැඩි එන්තැල්පියක් ඵලවලට ඇත. මෙසේ එන්තැල්පිය ඉහළ නංවනු පිණිස වටපිටාවෙන් තාපය අවශෝෂණය කෙරේ. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියාව තාපාවශෝෂක වේ. **එන්තැල්පි රූපසටහනක්** යනු යම් ක්‍රියාවලියක දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසවල රූපීය ප්‍රකාශනයකි. 2.1 වගුවෙන් ද පෙන්නුම් කරන පරිදි, රූපසටහන් මඟින් තාපදායක හා තාපාවශෝෂක ප්‍රතික්‍රියා නිරූපණය කරන්නේ කෙසේ ද පහත 2.3 රූපයෙහි දැක්වේ.



(a) (b)

2.3 රූපය (a) තාපාවශෝෂක (b) තාපදායක ක්‍රියාවලි සඳහා එන්තැල්පි රූපසටහන්

2.2.4 එන්තැල්පි විපර්යාස හා සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාස

සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\Delta H^0{}_f$

ද්‍රව්‍යයක සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය, $\Delta H^0{}_f$ 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 ස්ථායී 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 ස්ථායී 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 ස්ථායී ආකාර ය.

$$Na(s),\ H_2(g),\ N_2(g),\ O_2(g),\ C(s,\ graphite),\ Br_2(l)$$

නිදසුන:
කාබන් සඳහා විශේෂයක් මත් දැයි කෙනකුට සිතිය හැකි ය. මිනිරන් (ග්‍රැෆයිට්) ආකාරයට අමතරව දියමන්ති (ඩයමන්ඩ්) ස්වරූපයෙන් ද ස්වාභාවිකව කාබන්වලට පැවතිය හැකි ය. ඒ දෙක අතර ද මැනිය හැකි තරමේ එන්තැල්පි වෙනසක් පවතින බැවින් ඒ දෙකෙහි ම ΔH_f සඳහා ශූන්‍ය අගය පැවරිය නොහැකි ය.

$$C(s,\ graphite)\ \ C(s,\ diamond)\quad \Delta H_f^{\theta} = 1.9\ kJ\ mol^{-1}$$

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

25 °C දී හා 1 atm පීඩනයේ දී පවත්නා වඩාත් ම ස්ථායී ස්වරූපය නොවන කල්හි, උත්පාදන ප්‍රතික්‍රියාවේ ඵලවල භෞතික තත්ත්ව පැහැදිලි ව දැක්විය යුතු ය.

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \boldsymbol{\Delta H_f^{\theta} = -285.8\ kJ\ mol^{-1}}$$

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(g) \qquad \boldsymbol{\Delta H_f^{\theta} = -241.8\ kJ\ mol^{-1}}$$

ඉහත $\Delta H^{\theta}{}_f$ අගය දෙක අතර වෙනස ජලයේ වාෂ්පීකරණ තාපය (44 kJ mol^{-1}) බව වටහා ගන්න.

බොහෝ ගණනය කිරීම්වල දී අපි නිරන්තරයෙන් සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පි භාවිතයට ගනිමු. පහත දී ඇති නිදසුන්වලින් විදහා දැක්වෙන පරිදි, අප විසින් සිදු කළ යුතු පළමු කටයුත්ත වන්නේ ΔH_f යෙදෙන රසායනික සමීකරණය ලිවීමයි.

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

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}O_2(g) + C(s,graphite) \rightarrow HCHO(g) \qquad \boldsymbol{\Delta H_f^{\theta} = -108\ kJ\ mol^{-1}}$$

නිදසුන් සමහරක් සාකච්ඡා කිරීමට පෙර ඇතැම් රසායනික ප්‍රතික්‍රියා/ සංසිද්ධි ආශ්‍රිත සම්මත එන්තැල්පි කිහිපයක් අර්ථ දක්වා තිබීම වටී.

සම්මත දහන එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\boldsymbol{\Delta H^{\theta}{}_C}$
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.

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

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

සම්මත බන්ධන විඝටන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_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.

$H_2(g) \rightarrow 2H(g)$ $\quad$ ΔH^0_D = **432 kJ mol⁻¹**

$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g)$ $\quad$ ΔH^0_D = **428 kJ mol⁻¹**

$CH_3(g) \rightarrow CH_2(g) + H(g)$ $\quad$ ΔH^0_D = **441 kJ mol⁻¹**

$CH_2(g) \rightarrow CH(g) + H(g)$ $\quad$ ΔH^0_D = **454 kJ mol⁻¹**

$CH(g) \rightarrow C(g) + H(g)$ $\quad$ ΔH^0_D = **344 kJ mol⁻¹**

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

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

= **416.75 kJ mol⁻¹**

සම්මත උදාසීනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{neu}

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

$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$ $\quad$ ΔH^0_{neu} = **-57 kJ mol⁻¹**

සම්මත සද්‍රාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{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.

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

සම්මත සජලන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{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.

$Na^+(g) + water \rightarrow Na^+(aq)$ $\quad$ ΔH^0_{hyd} = **- 406 kJ mol⁻¹**

සම්මත ද්‍රාවණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, $\Delta H^0_{dissolution}$

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

$NaCl(s) + water \rightarrow NaCl(aq)$ $\quad$ $\Delta H^0_{dissolution}$ = **1 kJ mol⁻¹**

සම්මත ඌර්ධවපාතන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{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.

$Ca(s) \rightarrow Ca(g)$ $\quad$ ΔH^0_{sub} = **193 kJ mol⁻¹**

සම්මත වාෂ්පීකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{evap}

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

$Br_2(l) \rightarrow Br_2(g)$ $\quad$ ΔH^0_{evap} = **30.91 kJ mol⁻¹**

සම්මත විලයන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{fus}
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති ඝන මූලද්‍රව්‍යයක හෝ සංයෝගයක මවුලයක් ද්‍රව අවස්ථාවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$Al(s) \rightarrow Al(l)$ $\qquad$ $\Delta H^0_{fus} = 10.7\ kJ\ mol^{-1}$

සම්මත පරමාණුකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{at}
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති මූලද්‍රව්‍යයක් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති එහි වායුමය පරමාණු මවුලයක් බවට පරිවර්තනය වීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි.

$\frac{1}{2} Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$ $\qquad$ $\Delta H^0_{at} = 121\ kJ\ mol^{-1}$

සම්මත පළමු අයනීකරණ ශක්ති එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{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.

$Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e$ $\qquad$ $\Delta H^0_{IE1} = 496\ kJ\ mol^{-1}$

සම්මත ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_{EG}
එනම්, සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය පරමාණු මවුලයක් ඉලෙක්ට්‍රෝනයක් බැගින් ප්‍රතිග්‍රහණය කර ගනිමින් සම්මත අවස්ථාවේ ඇති වායුමය ඒකඍණ අයන මවුලයක් සෑදීමේ දී සිදු වන එන්තැල්පි විපර්යාසයයි

$Cl(g) + e \rightarrow Cl^-(g)$ $\qquad$ $\Delta H^0_{EG} = -349\ kJ\ mol^{-1}$

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

අයනික සංයෝගයක සම්මත දැලිස් විඝටන එන්තැල්පි විපර්යාසය, ΔH^0_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.

$NaCl(s) \rightarrow Na^+(g) + Cl^-(g)$ $\qquad$ $\Delta H^0_L = +788\ kJ\ mol^{-1}$

2.2.5 වක්‍ර ලෙස ΔH (ΔH^0) නිර්ණය කිරීම: හෙස් නියමය

එන්තැල්පි සංකල්පය මෙතරම් ප්‍රයෝජනවත් වීමට එක් හේතුවක් වන්නේ එමගින් කුඩා මිනුම් සංඛ්‍යාවක් උපයෝගි කර ගනිමින් ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි විපර්යාස විශාල සංඛ්‍යාවක් ගණනය කළ හැකි වීම ය. එන්තැල්පි විපර්යාසවල ඇති පහත දැක්වෙන ලක්ෂණ කරණ කොට ගෙන මේ හැකියාව ලැබී ඇත.

ΔH විත්ති ගුණයක් වන අතර අවස්ථා ශ්‍රිතයක් ද වේ. 25 $^\circ$C දී සංඝටික මූලද්‍රව්‍යවලින් $NO_{(g)}$ උත්පාදනය වීමට අදාළ එන්තැල්පි විපර්යාසය සලකා බලමු.

$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ NO(g)$ $\qquad$ $\Delta H^\theta = 180.50\ kJ\ mol^{-1}$

$NO(g)$ එක් මවුලයක් ආශ්‍රිත එන්තැල්පි වෙනස ප්‍රකාශ කිරීම සඳහා අපි සියලු සංගුණක හා ΔH^θ අගය දෙකෙන් බෙදමු.

$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g)$ $\qquad$ $\Delta H^\theta = 90.25\ kJ\ mol^{-1}$

අවස්ථා ශ්‍රිතයක දිශාව වෙනස් වීමේ දී එන්තැල්පි වෙනසෙහි සලකුණ ද වෙනස් වන බැවින් ඉහත ක්‍රියාවලිය ප්‍රතිවර්තනය කිරීමේ දී ΔH^θ හි ලකුණ මාරු වේ.

$NO(g) \rightarrow \frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g)$ $\qquad$ $\Delta H^\theta = -90.25\ kJ\ mol^{-1}$

හෙස් තාප සමාකලන නියමය සඳහා නිදසුනක්:
$N_2(g)$ හා O_2 (g) මූලද්‍රව්‍යවලින් $NO_2(g)$ උත්පාදනයට අදාළ සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය නිර්ණය කිරීම පිළිබඳ සලකා බලමු.

$$\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \qquad \Delta H^{\theta} = ?$$

උක්ත ප්‍රතික්‍රියාව පියවර දෙකක් ඔස්සේ සිදු වෙතැයි අපට සිතිය හැකි ය. පළමුව අපි $N_2(g)$ හා $O_2(g)$වලින් $NO(g)$ සාදමු. අනතුරුව $NO(g)$ හා $O_2(g)$ වලින් $NO_2(g)$ සාදමු. මේ පියවර දෙකට අදාළ තාප රසායනික සමීකරණ ඒවාට සුවිශේෂ ΔH^{θ} අගයන් ද සමග එකතු කළ හොත් අපට අප සොයන ΔH^{θ} අගය ද සමග සමස්ත සමීකරණය ලැබේ.

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g) \qquad \Delta H^{\theta} = 90.25 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \text{------ (1)}$$

$$NO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO_2(g) \qquad \Delta H^{\theta} = -57.07 \text{kJ mol}^{-1} \quad \text{------ (2)}$$

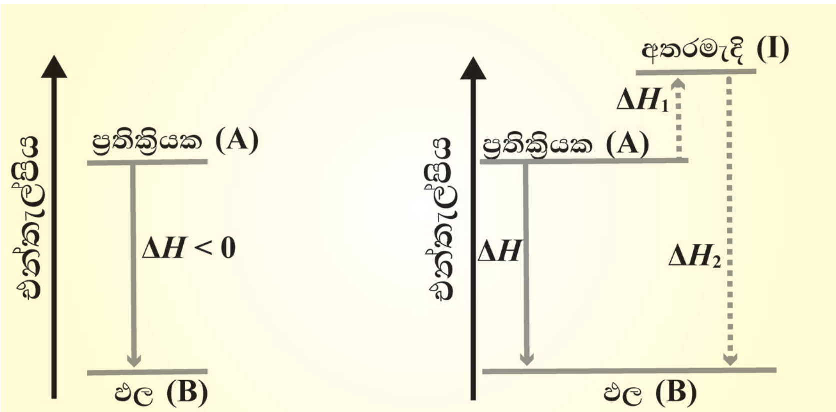
(1) + (2), $$\mathbf{\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g)} \qquad \mathbf{\Delta H^{\theta} = +33.18} \text{ kJ mol}^{-1}$$

ඉහත නිදසුනට අදාළ මූලධර්මය **හෙස් 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 හෙස් නියමය එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා ශ්‍රිත ගුණයෙහි ප්‍රතිඵලයකි. ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව වෙත එළඹියේ කුමන මාර්ගයකින් වුව ද ΔH හෝ ΔH^{θ} (ක්‍රියාවලිය සම්මත අවස්ථාවේ දී සිදු කරන ලද නම්) සඳහා ඇත්තේ එක ම අගයක් වන අතර එය මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත ය.

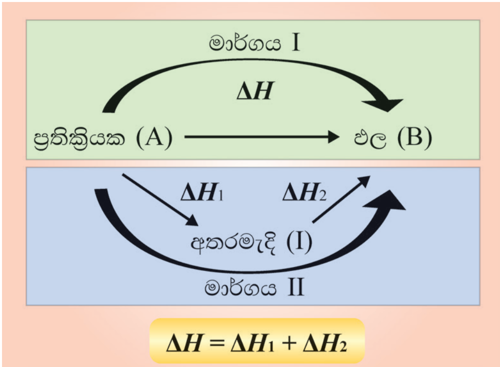
පහත විස්තර කෙරෙන පරිදි මේ සංකල්පය එන්තැල්පි රූපසටහනකින් සේ ම තාපරසායනික චක්‍රයකින් ද ඉදිරිපත් කළ හැකි ය. මෙය පිළිවෙලින් 2.4 හා 2.5 රූපසටහන් වල නිරූපනය වේ.



2.4 රූපය තාපදායක ප්‍රතික්‍රියාවක A ප්‍රතික්‍රියකවල සිට B ඵල දක්වා යා හැකි මාර්ග දෙකක් (a) ඍජු පරිවර්තනය (b) අතරමැදි සහිතව පියවර දෙකකින් කෙරෙන පරිවර්තනය

2.4 රූපයෙන් හෙස් නියමය තවදුරටත් පැහැදිලි කෙරේ. A ප්‍රතික්‍රියක B ඵල බවට පත් කිරීම එක් පියවරකින් කළත්, පියවර දෙකකින් කළත්, පියවර ගණනාවකින් කළත් සමස්ථ එන්තැල්පි විපර්යාසය එකක් ම වේ. මක්නිසා ද යත්: එය තීරණය වන්නේ එන්තැල්පි රූපසටහනෙහි ප්‍රතික්‍රියක හා ඵලවල සාපේක්ෂ පිහිටීම් මත පමණක් හෙයිනි.

ගණනය කිරීම් ඉහත දක්වා ඇති ආකාරයේ එන්තැල්පි රූපසටහන් මඟින් පමණක් නොව, ඊට වඩා සරල ආකාරයකට ද කළ හැකි ය. ඒ සඳහා ප්‍රතික්‍රියක ඵල බවට පරිවර්තනය වීම නිරූපණය කෙරෙන පහත දැක්වෙන ආකාරයේ චක්‍රයක් අවශ්‍ය ය. එයින් ද A ප්‍රතික්‍රියක B ඵල බවට පත් කෙරෙන මාර්ග දෙක ප්‍රකාශිත ය.



2.5 රූපය තාප-රසායනික චක්‍රය

තාප-රසායනික චක්‍රයක් ලිවීමේ දී පහත උපදෙස් අනුගමනය කළ යුතු වේ-

පළමුව එන්තැල්පි වෙනස සෙවීමට ඇති රසායනික ප්‍රතික්‍රියාව ලියා, එහි ඊතලය උඩින් ΔH සංකේතය ලියන්න. ඉන් පසු තාප රසායනික චක්‍රයක් (හෙස් නියම චක්‍රයක්) ගොඩනැගෙන පරිදි තාපගතික තොරතුරු සහිත අනෙකුත් ප්‍රතික්‍රියා ඇතුළත් කර, ඒ එක් එක් ප්‍රතික්‍රියාවේ ඊතලය උඩින් දන්නා එන්තැල්පි විපර්යාස ලියන්න. හැම විට ම, ඊතලවල දිශාව අනුගමනය කරමින් රූපසටහන තුළ මාර්ග දෙකක් සොයා ගන්න. ඒවායෙහි එකිනෙකට ප්‍රතිවිරුද්ධ දිශාවලට යොමු වන ඊතල නොවිය යුතු ය.

මීට අමතරව, දන්නා එන්තැල්පි අගයන් අනුරූප ප්‍රතික්‍රියාවලට සම්බන්ධ මවුල සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කළ යුතු ය. නිදසුනක් ලෙසඃ සම්මත දහන එන්තැල්පිය, දහනයට භාජන වන ද්‍රව්‍යයේ (උදා. කාබන්) මවුලයකින් ඇරඹේ නම්, අදාළ එන්තැල්පි අගය ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන කාබන් පරමාණු සංඛ්‍යාවෙන් ගුණ කළ යුතු ය. ගැටලුව සමීකරණ භාවිත කර විසඳුවත්, මෙය සිදු කළ යුතු බව මතක තබා ගන්න (පහත නිදසුන බලන්න).

නිදසුන:
අපට පහත දැක්වෙන ප්‍රතික්‍රියාවෙහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය සෙවීමට අවශ්‍යව ඇතැයි සිතමු.

$$3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g) \qquad \Delta H^{\theta} = ?$$

දැන් අප හමුවේ ඇත්තේ අප කෙසේ ඉදිරියට යා යුතු ද යන ප්‍රශ්නයයි. අප විසින් මිනිරන් හා හයිඩ්‍රජන් ප්‍රතික්‍රියා කිරීමට සලසන ලද්දේ නම් සිදු වනු ඇත්තේ අල්ප වූ ප්‍රතික්‍රියාවක් වන අතර, එය සම්පූර්ණත්වය කරා නො යයි. හැරත් මෙහි දී ඵලය ප්‍රොපේන්වලට සීමා නොවන අතර, වෙනත් හයිඩ්‍රොකාබන ද ඒ සමඟ සෑදෙනු ඇත. එනම්ඃ අපට ඉහත ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^{θ} අගය කෙළින් ම මැනිය නොහැකි ය. ඒ වෙනුවට අපට කළ හැක්කේ පරීක්ෂණාත්මකව නිර්ණය කළ හැකි ΔH^{θ} අගයන් උපයෝගි කර ගනිමින් වක්‍ර ලෙස අදාළ ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^{θ} අගය ගණනය කිරීමයි. හෙස් නියමයෙහි මුඛ්‍ය වටිනාකම රැඳී ඇත්තේ මෙහි ය. එය අපට සෘජුව මැනිය නොහැකි ΔH^{θ} අගයන් ගණනය කිරීමට මග විවර කරයි.

හෙස් නියමය භාවිතයෙන් එන්තැල්පි වෙනසක් නිර්ණය කිරීමේ දී අපි අදාළ රසායනික සමීකරණ සංයෝජනය කළ යුතු වෙමු. මේ සඳහා සුදුසු ආරම්භක ලක්ෂ්‍යයක් වන්නේ දෙන ලද ප්‍රතික්‍රියකයෙහි මවුලයක් පදනම් කර ගනිමින්, දී ඇති දහන ප්‍රතික්‍රියා සඳහා රසායනික සමීකරණ

ලිවීමයි. කාබන්, හයිඩ්‍රජන්, ඔක්සිජන් අන්තර්ගත සංයෝගවල දහන ඵල $CO_2(g)$ හා $H_2O(l)$ බව සැලකිල්ලට ගනිමින් පහත දැක්වෙන පරිදි අපට ගැටලුවේ විසඳුම් මාර්ගය සොයා ගත හැකි ය.

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

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H^\theta = -\ 393.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (b)$$

$$\tfrac{1}{2}O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H^\theta = -\ 285.8\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (c)$$

(a) හි ආපසු ප්‍රතික්‍රියාව $C_3H_{8(g)}$ හි උත්පාදනය වේ. එබැවින් අපට මෙසේ ලිවිය හැකි ය.

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

ඉලක්කගත ප්‍රතික්‍රියාවෙහි ප්‍රතික්‍රියක $C(s)$ හා $H_2(g)$ වේ. ඒ එකඑකෙන් අදාළ මවුල ප්‍රමාණ ඇතුළත් වීම සඳහා (b) සමීකරණය තුනෙන් ද, (c) සමීකරණය හතරෙන් ද ගුණ කළ යුතු වේ.

$$3C(s) + 3O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) \qquad \Delta H^\theta = 3(-\ 393.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) = -1180.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (b)'$$

$$2O_2(g) + 4H_2(g) \rightarrow 4H_2O(l) \qquad \Delta H^\theta = 4(-285.8\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) = -1143.2\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (c)'$$

මෙහි දී $C(s)$ මවුල තුනක් හා $H_2(g)$ මවුල හතරක් වැය වී ඇති අතර, $C_3H_8(g)$ මවුලයක් සෑදී ඇත. මේ අපට අවශ්‍ය වූ ප්‍රතික්‍රියාවයි. දැන් අපට ප්‍රතිසංවිධානය කරන ලද සමීකරණ තුන එකතු කිරීමෙන් (a)′ + (b)′ + (c)′ අවශ්‍ය සංයෝජනය ලබා ගත හැකි ය.

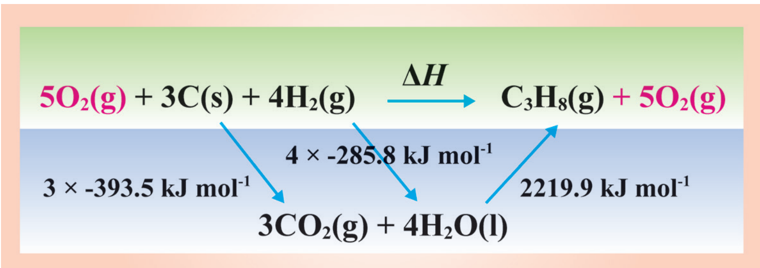
$$3\cancel{CO_2(g)} + 4\cancel{H_2O}(l) \rightarrow C_3H_8(g) + 5\cancel{O_2(g)} \qquad \Delta H^\theta = 2219.9\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (a)'$$

$$3C(s) + 3\cancel{O_2(g)} \rightarrow 3\cancel{CO_2(g)} \qquad \Delta H^\circ = 3(-\ 393.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) = -1180.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (b)'$$

$$2\cancel{O_2(g)} + 4H_2(g) \rightarrow 4\cancel{H_2O}(l) \qquad \Delta H^\circ = 4(-285.8\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) = -1143.2\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}} \qquad (c)'$$

$$\mathbf{3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g) \quad \Delta H^\theta = -103.8\ kJ\ mol^{-1}}$$

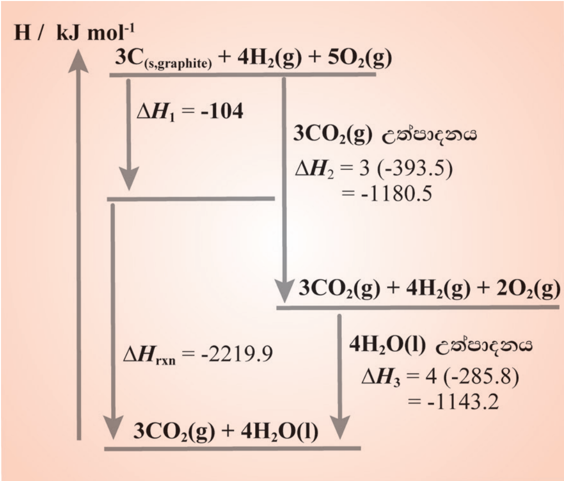
තාප-රසායනික චක්‍රයක් භාවිතයෙන් ඉහත ගැටලුව මෙසේ විසඳිය හැකි ය.



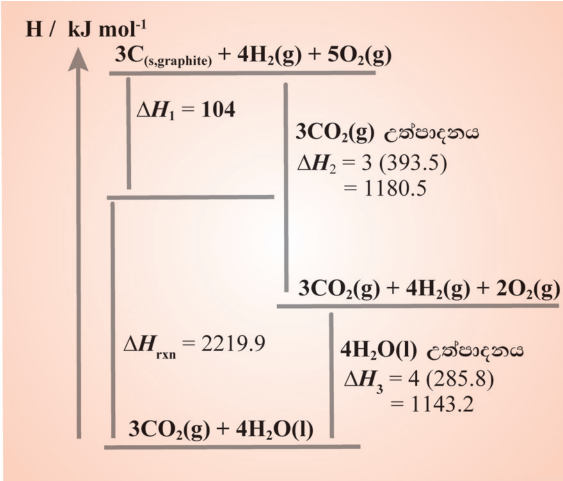
$$\Delta H = 3(-\ 393.5\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) + 4(-285.8\ \mathrm{kJ\ mol^{-1}}) + 2219.9\ \mathrm{kJ} = \mathbf{-103.8\ kJ\ mol^{-1}}$$

එන්තැල්පි රූපසටහනක් භාවිතයෙන් ද එහි විසඳුම මෙසේ ලබා ගත හැකි ය.

අප විසින් අඳින ලද එන්තැල්පි රූපසටහනෙහි අප එන්තැල්පි අක්ෂයෙහි කිසිදු සංඛ්‍යාත්මක අගයක් දක්වා නැත. ඒ H එන්තැල්පියෙහි නිරපේක්ෂ අගයන් අපට නිර්ණය කළ නොහැකි හෙයිනි. එහෙත් එන්තැල්පිය අවස්ථා ශ්‍රිතයක් බැවින් ΔH එන්තැල්පි වෙනසට අනන්‍ය වූ අගයන් ඇත. මේ වෙනස සමඟ අපට කටයුතු කළ හැකි ය. එහෙත් වෙනත් බොහෝ ගුණවලට සේ ම ඊට ද ආරම්භක ලක්ෂ්‍යයක් හෙවත් ශුන්‍ය ලක්ෂ්‍යයක් අවශ්‍ය ය.



(a)



(b)

2.6 රූපය $3C(s) + 4H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි රූපසටහන (a) රූපයෙන් ප්‍රතික්‍රියාවේ දිශාවට අනුව එක් එක් ක්‍රියාවලිය ඒවාට අදාළ එන්තැල්පි අගය ද සමඟ දැක්වේ. (b) රූපයෙන් එන්තැල්පි පරතරය පෙන්නුම් කෙරෙන අතර, අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාවේ දිශාවට අනුව අපට සලකුණ තීරණය කළ හැකි ය.

සම්මත ප්‍රතික්‍රියා එන්තැල්පි

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

නිදසුන 2.1

බේකිං සෝඩා 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.

$$2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g) \qquad \Delta H^\theta_{rxn} = ?$$

පිළිතුර:

හෙස් නියමයට අනුව පහත සමීකරණ හතර එකට එකතු කළ විට ඉහත සමීකරණය ලබා ගත හැක.

$$2NaHCO_3(s) \rightarrow 2Na(s) + H_2(g) + 2C(graphite) + 3O_2(g) \quad \Delta H = -2\Delta H_{f[NaHCO_3(s)]} \quad (a)$$

$$2Na(s) + C(graphite) + \tfrac{3}{2}O_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s) \quad \Delta H = \Delta H_{f[Na_2CO_3(s)]} \quad (b)$$

$$\tfrac{1}{2}O_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_2O(l) \quad \Delta H = \Delta H_{f[H_2O(l)]} \quad (c)$$

$$C(graphite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H = \Delta H_{f[CO_2(g)]} \quad (d)$$

$$2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(g) \quad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_{rxn} = ?}$$

(a) සමීකරණය, මූලද්‍රව්‍යවලින් $NaHCO_3(s)$ මවුල දෙකක් උත්පාදනය වීමෙහි විලෝම සමීකරණයයි. එනම්, (a) ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^{θ}, $\Delta H^{\theta}_f(NaHCO_3(s))$ හි සෘණ අගයේ දෙගුණයයි. (b), (c) හා (d) සමීකරණවලින් $Na_2CO_3(s)$ $H_2O(l)$ හා $CO_2(g)$ යන ඒවායෙහි එක් මවුලයක් උත්පාදනය වීම නියෝජනය වේ. දැන් අපට අපේ අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාවෙහි ΔH^{θ} මෙසේ ප්‍රකාශ කළ හැකි ය.

$$\Delta H^{\theta}_{rxn} = \Delta H^{\theta}_{f[Na_2CO_3(s)]} + \Delta H^{\theta}_{f[H_2O(l)]} + \Delta H^{\theta}_{f[CO_2(g)]} + (-2\Delta H^{\theta}_{f[NaHCO_3(s)]})$$

$$= (-1130.68 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-187.78 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-393.51 \text{ kJ mol}^{-1}) + (1901.62 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$= \mathbf{189.65\ kJ\ mol^{-1}}$ ($NaHCO_3(s)$ **මෞල 2ක් සඳහා)**

$= \mathbf{94.825\ kJ\ mol^{-1}}$ ($NaHCO_3(s)$ **මෞල 1ක් සඳහා)**

එලෙස ම එන්තැල්පි රූපසටහන, හෙස් නියම ක්‍රමය දෘශ්‍යමාන ආකාරයෙන් පෙන්නුම් කිරීමටත් එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා ශ්‍රිත ගුණය ඉහත සමීකරණය සාධනය කර ගැනීමට අපට උපකාර වන ආකාර පෙන්නුම් කිරීමටත් භාවිත කළ හැකි ය.

සෝඩියම් බයිකාබනේට්හි වියෝජනය පියවර දෙකකින් සිදු වන්නේ යැයි උපකල්පනය කරමු. පළමු පියවරේ දී බඳුනක ඇති $NaHCO_3(s)$ මවුල 2ක්, $Na(s)$ මවුල 2කට, C(s, graphite) මවුල 2කට, $H_2(g)$ මවුල 1කට හා $O_2(g)$ මවුල 3කට වියෝජනය වේ යැයි සිතමු. දෙවැනි පියවරේ දී ඉහත (b), (c), (d) සමීකරණවලින් ප්‍රකාශිත පරිදි එල සෑදනු පිණිස $Na(s)$ මවුල 2ක්, C(s, graphite) මවුල 2ක්, $H_2(g)$ මවුල 1ක් හා $O_2(g)$ මවුල 3ක් ප්‍රතිසංයෝජනය කරමු.

පියවර 1: $2 \times [NaHCO_3(s) \rightarrow Na(s) + 1/2H_2(g) + C(graphite) + 3/2O_2(g)]$

$\boldsymbol{\Delta H^{\theta} = 2\times(-\Delta H^{\theta}_f [NaHCO_3(s)]) = (2\ mol)[-(-950.81\ kJ\ mol^{-1})]}$

පියවර 2: $2Na(s) + C(graphite) + 3/2O_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s)$

$\boldsymbol{\Delta H^{\theta} = \Delta H^{\theta}_f [Na_2CO_3(s)] = (1\ mol\ Na_2CO_3)(-1130.68\ kJ\ mol^{-1})]}$

$C(graphite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

$\boldsymbol{\Delta H^{\theta} = \Delta H^{\theta}_f [CO_2(g)] = (1\ mol\ CO_2)(-393.51\ kJ\ mol^{-1})]}$

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

$\boldsymbol{\Delta H^{\theta} = \Delta H^{\theta}_f [H_2O(l)] = (1\ mol\ H_2O)(-187.78\ kJ\ mol^{-1})]}$

එන්තැල්පිය අවස්ථා ශ්‍රිතයක් බැවින් ද ඕනෑ ම අවස්ථා ශ්‍රිතයක වෙනස්වීම මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත බැවින් ද හෙස් නියමයට අනුව ඉහත සමීකරණවලින් පෙන්නුම් කෙරෙන පරිදි සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි විපර්යාසය ඊට තුඩු දෙන වෙන් වෙන් ප්‍රතික්‍රියාවල සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසවල ඓක්‍යය වේ. එබැවින් පූර්වෝක්ත සමීකරණය, ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය සඳහා වන පහත දැක්වෙන වඩා සාධාරණ සමීකරණයෙහි එක් සුවිශේෂ භාවිතයකි.

$$\boxed{\Delta H^{\theta}_{rxn} = \sum v_p H^{\theta}_{f\,(\text{ඵල})} - \sum v_r H^{\theta}_{f\,(\text{ප්‍රතික්‍රියක})}}$$

මෙහි v_p හා v_r යනු පිළිවෙළින් ඵලවල හා ප්‍රතික්‍රියකවල ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණක වේ. ඵලවලට අදාළ පදවල එකතුවෙන් ප්‍රතික්‍රියකවලට අදාළ පදවල එකතුව අඩු කළ විට ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්තැල්පි වෙනස ΔH^{θ}_{rxn} (සමහර අවස්ථාවල මෙය ΔH^{θ}_{r} ලෙස ද හැඳින්වේ) ලැබේ.

සරල නිදසුනක් ලෙස පහත දැක්වෙන කල්පිත ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.

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

මෙහි a, b, c, d යනු ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණක වේ. මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔH^{θ}_{rxn} පහත දැක්වෙන සමීකරණයෙන් දෙනු ලැබේ.

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

උක්ත සමීකරණය භාවිතයෙන් ΔH^{θ}_{rxn} ගණනය කිරීමට නම් අප ප්‍රතික්‍රියාවට සහභාගි වන ද්‍රව්‍යවල ΔH^{θ}_{f} අගයන් දත යුතු ය. මේ අගයන් නිර්ණය කරනු පිණිස අපට ඍජු ක්‍රමය හෝ වක්‍ර ක්‍රමය භාවිතයට ගත හැකි ය.

ඍජු ක්‍රමය:

මේ ක්‍රමය, මූලද්‍රව්‍යවලින් පහසුවෙන් සංශ්ලේෂණය කළ හැකි සංයෝගවල ΔH^{θ}_{f} නිර්ණය කිරීම සඳහා භාවිත කළ හැකි ය. අපට $C_2H_6(g)$ හි දහනය සඳහා ΔH^{θ}_{rxn} සොයා ගත යුතුව ඇතැයි සිතමු. ඒ සඳහා අප සම්මත අවස්ථාවේ ඇති $C_2H_6(g)$, $O_2(g)$, $CO_2(g)$ හා $H_2O(l)$ යන ද්‍රව්‍යවල ΔH^{θ}_{f} අගයන් දත යුතු ය; නැත හොත් මැනගත යුතු ය.

නිදසුන 2.2

ඍජු ක්‍රමය භාවිතයෙන් $C_2H_6(g)$හි දහනය සඳහා ΔH^{θ}_{rxn} ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

අවශ්‍ය ප්‍රතික්‍රියාව වන්නේ,

$$C_2H_6(g) \; + \; \frac{7}{2}O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O\,(l)$$

$$\Delta H^{\theta}_{rxn} = [2\Delta H^{\theta}_{f[CO_2(g)]} + \; 3\Delta H^{\theta}_{f[H_2O(l)]}] - [\,\Delta H^{\theta}_{f[C_2H_6(g)]} + \frac{7}{2}\Delta H^{\theta}_{f[O2(g)]}]$$

$$= 2\times -393.5\ \text{kJ mol}^{-1} + 3 \times -285.8\ \text{kJ mol}^{-1} - (-84.7\ \text{kJ mol}^{-1} + \frac{7}{2}\times 0.0\ \text{kJ mol}^{-1})$$

$$= \mathbf{-1559.7\ kJ\ mol^{-1}}$$

වක්‍ර ක්‍රමය:

බොහෝ අවස්ථාවල අදාළ සංයෝගය මූලද්‍රව්‍යවලින් කෙළින් ම සංශ්ලේෂණය 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 හෙස් නියමය භාවිතයෙන් වක්‍ර ප්‍රවේශයක් භාවිත කර ΔH^{θ}_{f} නිර්ණය කළ හැකි ය.

නිදසුන 2.3

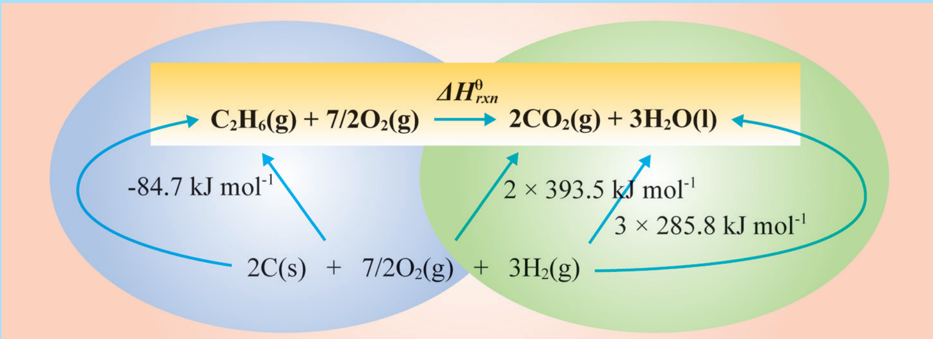
වක්‍ර ක්‍රමය භාවිතයෙන් $C_2H_6(g)$ හි දහනය සඳහා ΔH^{θ}_{rxn} ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

මෙය ඔබට හමු වන හෙස් චක්‍රවල ප්‍රයෝජනයකි.

පහත දැක්වෙන චක්‍රයෙහි අදාළ ප්‍රතික්‍රියාව තිරස්ව ලියා ඇති අතර, චක්‍රය සම්පූර්ණ කිරීම සඳහා උත්පාදන එන්තැල්පි අගය ඊට එකතු කර තිබේ.

$C_2H_6(g)$ හා $O_2(g)$ අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා හෙස් නියම චක්‍රය



C_2H_6 හා O_2 අතර ප්‍රතික්‍රියාව සඳහා හෙස් චක්‍රය ගණනය කිරීම සඳහා මාර්ග දෙක සපුරන සියලු එන්තැල්පි විපර්යාස ලියා ඒවා සමාන කෙරේ.

$$-84.7 \text{ kJ mol}^{-1} + \Delta H^{\theta} = 2 \times -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} + 3 \times -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$\Delta H^{\theta} = \mathbf{-1559.7 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

2.3 දැලිස එන්තැල්පිය හෙවත් අයනික සංයෝගයක උත්පාදන එන්තැල්පිය: බෝන්හාබර් චක්‍රය

අයනීකරණ ශක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ එන්තැල්පි පදනම් කර ගනිමින් ස්ථායි අයනික සංයෝග සාදන්නේ කවර මූලද්‍රව්‍ය දැයි අපට පුරෝකථනය කළ හැකි ය. අයනීකරණ ශක්තිය හා ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ එන්තැල්පිය අර්ථදක්වනුයේ වායු කලාපයේ සිදු වන ක්‍රියාවලි සඳහා ය. එහෙත් 100 kPa (1 atm) හා 25 °C තත්ත්ව යටතේ දී සියලු අයනික සංයෝග ඝන වේ. එක් එක් කැටායනය සුවිශේෂ ඇනායන සංඛ්‍යාවකින් ද එසේ ම එක් එක් ඇනායනය සුවිශේෂ කැටායන සංඛ්‍යාවකින් ද වට වී ඇති බැවින් ඝන අවස්ථාවේ ඇත්තේ වෙනස් ම පරිසරයකි. එබැවින් ඝන අයනික සංයෝගයක සමස්ත ස්ථායිතාව රඳී පවතින්නේ මේ සියලු අයන අතර අන්තර්ක්‍රියා මත මිස, එක් කැටායනයක් හා එක් ඇනායනයක් අතර පවතින අන්තර්ක්‍රියාව මත නො වේ. අයනික ඝනයක ස්ථායිතාව පිළිබඳ ප්‍රමාණාත්මක මිනුමක් වන්නේ **දැලිස (විඝටන) ශක්තියයි**. එය අර්ථදක්වනු ලබන්නේ ඝන අයනික සංයෝගයක මවුලයක් වායුමය අයන බවට සම්පූර්ණයෙන් වෙන් කිරීමට අවශ්‍ය ශක්තිය ලෙස ය.

දැලිස (විඝටන) ශක්තිය කෙළින් ම මැනිය නොහැකි ය. එසේ වුව ද අප අයනික සංයෝගයක ව්‍යුහය හා සංයුතිය දනිත් නම් **කුලෝම් නියමය** භාවිතයට ගනිමින් අපට සංයෝගයේ දැලිස ශක්තිය ගණනය කළ හැකි ය. අයන දෙකක් අතර විභව ශක්තිය (E) ඒවායේ ආරෝපණ අතර ගුණිතයට අනුලෝමව සමානුපාතික වන අතර ඒවා එකිනෙකින් වෙන් කෙරෙන දුරට ප්‍රතිලෝමව සමානුපාතික වන බව කුලෝම් නියමයෙන් ප්‍රකාශ වේ. (මෙහි දී සාකච්ඡා නොකෙරේ).

අයනික සංයෝගයක උත්පාදනය පියවර ගණනාවක් ඔස්සේ සිදු වෙතැයි උපකල්පනය කිරීමෙන් අපට දැලිස එන්තැල්පිය වක්‍රව නිර්ණය කළ හැකි ය. **බෝන්හාබර්** චක්‍රය යනුවෙන් හැඳින්වෙන

මේ ක්‍රියාවලිය, අයනික සංයෝගවල දැලිස ශක්ති, අයනීකරණ ශක්ති, ඉලෙක්ට්‍රෝනකරණ ශක්ති හා වෙනත් පරමාණුක හා අණුක ගුණවලට සම්බන්ධ කරයි. මූලික වශයෙන් එයට පදනම් වී ඇත්තේ හෙස් නියමයයි. බෝන්හාබර් චක්‍රය, අයනික ඝනයක් උත්පාදනය වීමට පෙරාතුව සිදු වන විවිධ පියවර අර්ථ දක්වන්නේ ය. **ලිතියම් ෆ්ලුවොරයිඩ්හි දැලිස** (විඝටන) ශක්තිය නිර්ණය සඳහා එය යොදා ගන්නා ආකාරය මෙහි ලා විස්තර කෙරේ. ලිතියම් හා ෆ්ලුවොරීන් අතර ප්‍රතික්‍රියාව සලකන්න.

$$Li(s) + \frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow LiF(s) \qquad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_{rxn} = ?}$$

මේ ප්‍රතික්‍රියාවෙහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය -594.1 kJ mol^{-1} වේ. මෙය LiF(s) හි සම්මත උත්පාදන එන්තැල්පිය වේ. සංඝටිත මූලද්‍රව්‍යවලින් ලිතියම් ෆ්ලුවොරයිඩ් උත්පාදනය වීම පහත විස්තර කෙරෙන පරිදි පියවර පහක් ඔස්සේ සිදු වන සේ සැලකිය හැකි ය. හෙස් නියමය භාවිතයෙන් අයනික සංයෝගයක උත්පාදනයට අදාළ ශක්ති (එන්තැල්පි) විපර්යාස නිර්ණය කිරීමට මෙම ක්‍රමය යොදා ගත හැක.

1. ඝන ලිතියම්, ලිතියම් වාෂ්පය බවට ඌර්ධවපාතනය වීම
   $$Li(s) \rightarrow Li(g) \qquad \Delta H^{\theta}_{sub} = \Delta H^{\theta}_1 = \mathbf{155.2\ kJ\ mol^{-1}}$$

2. $F_2(g)$, F(g) බවට පරමාණුකරණය කිරීම
   $$\frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow F(g) \qquad \Delta H^{\theta}_{at} = \Delta H^{\theta}_2 = 75.3\ kJ\ mol^{-1}$$

3. වායුමය ලිතියම් පරමාණු අයනීකරණය වීම
   $$Li(g) \rightarrow Li^+(g) + e \qquad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_{IE1} = \Delta H^{\theta}_3 = 520\ kJ\ mol^{-1}}$$

4. ඉලෙක්ට්‍රෝන ප්‍රතිග්‍රහණය කර F^- සෑදීම
   $$F(g) + e \rightarrow F^-(g) \qquad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_{EG} = \Delta H^{\theta}_4 = -328\ kJ\ mol^{-1}}$$

5. $Li^+(g)$ හා $F^-(g)$ සංයෝජනය වීම
   $$Li^+(g) + F^-(g) \rightarrow LiF(s) \qquad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_5 = x\ kJ\ mol^{-1}}$$

LiFහි දැලිස් (විඝටන) ශක්තිය අර්ථ දැක්වෙනුයේ පහත දැක්වෙන පරිද්දෙනි.

$$LiF(s) \rightarrow Li^+(g) + F^-(g) \quad \boldsymbol{\Delta H^{\theta}_L} = -\Delta H^{\theta}_5 = \boldsymbol{-x\ kJ\ mol^{-1}}$$

ΔH^{θ}_5 හි අගය පහත දැක්වෙන පරිදි ගණනය කළ හැකි ය.
සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාවෙහි සම්මත එන්තැල්පි විපර්යාසය (ΔH^{θ}_{rxn}),– 594.1 kJ mol^{-1} බැවින් අපට මෙසේ ලිවිය හැකි ය.

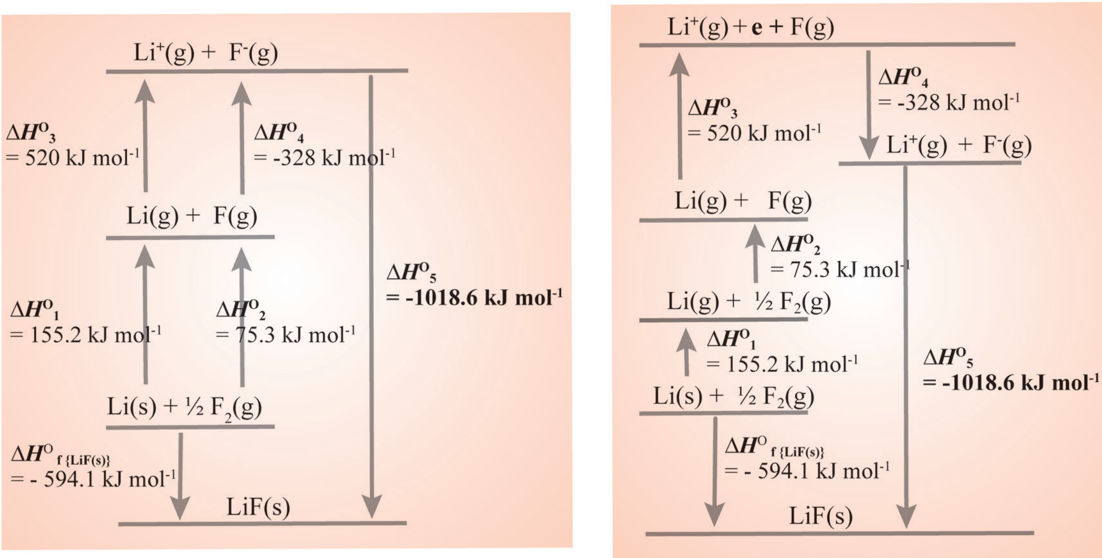
$$\boldsymbol{\Delta H^{\theta}_{rxn} = \Delta H^{\theta}_1 + \Delta H^{\theta}_2 + \Delta H^{\theta}_3 + \Delta H^{\theta}_4 + \Delta H^{\theta}_5}$$

ඉහත පියවර 5 එකතු කිරීමෙන් පහත දැක්වෙන සමස්ත ප්‍රතික්‍රියාව ලැබේ.

$$Li(s) + \frac{1}{2}F_2(g) \rightarrow LiF(s)$$

එබැවින්,
-594.1 kJ mol^{-1} = 155.2 kJ mol^{-1} + 75.3 kJ mol^{-1} + 520 kJ mol^{-1} + (-328 kJ mol^{-1}) + ΔH^{θ}_5
ΔH^{θ}_5 = -1016.6 kJ mol^{-1} වේ.
එහෙයින් LiF(s) හි දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය 1016.6 kJ mol^{-1} වේ.

පහත 2.7 රූපසටහනෙන් ලිතියම් ෆ්ලුවොරයිඩ්හි බෝන්හාබර් චක්‍රය සාරාංශ කොට දැක්වේ. 1, 2, 3 පියවර සඳහා ශක්තිය යෙදවීම අවශ්‍ය වේ. අනෙක් අතට 4 හා 5 පියවරවල දී ශක්තිය විමෝචනය වේ. ΔH^{0}_{5} විශාල සෘණ රාශියක් වන බැවින් LiF හි දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය විශාල ධන අගයකි. LiF හි ස්ථායිතාව සඳහා මෙය හේතු වේ. දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය විශාල වත් ම අයනික සංයෝගයේ ස්ථායිතාව ද වැඩි ය. ඝනයක අයන, වායු කලාපයේ අයන බවට වෙන් කිරීම තාපාවශෝෂක ක්‍රියාවලියක් බැවින් දැලිස එන්තැල්පිය හැම විට ම ධන අගයක් ගන්නා බව මතක තබා ගන්න.



(a) (b)

2.7 රූපය ඉහත පද්ධතිය සඳහා බෝන්-හාබර් චක්‍රය (ΔH^{0}_{5} හි අගය -1016.6 kJ mol^{-1} බැවින් $LiF_{(s)}$ හි දැලිස් විඝටන එන්තැල්පිය 1016.6 kJ mol^{-1} වේ.) (a) වලින් ඒ ඒ ක්‍රියාවලි එක්ව පෙන්නුම් කෙරෙන අතර, (b) රූපය ඒවා වෙන් වෙන්ව දක්වයි.

2.4 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 $^{\circ}$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 සෘණ) 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 $^{\circ}$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.

$$\boxed{\Delta S_{rxn} = \sum S\,(\text{ඵල}) - \sum S\,(\text{ප්‍රතික්‍රියක})}$$

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^{o}_{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 පෙරයිය හැකි ය. මෙහි ඵල, ප්‍රතික්‍රියකවලට වඩා ඉහළ එන්ට්‍රොපියක පවතී. මීට විලෝම ලෙස වායුමය ඵලවල මවුල ප්‍රමාණය, වායුමය ප්‍රතික්‍රියක මවුල ප්‍රමාණයට වඩා අඩු නම් ΔS^{θ}_{rxn} හි සලකුණ ඍණ වේ.

නිදසුන 2.4

හයිඩ්‍රජන් හා ඔක්සිජන් ස්වයංසිද්ධ ලෙස ප්‍රතික්‍රියා කරමින් ජල වාෂ්ප සාදයි.

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$$

මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ට්‍රොපි වෙනසෙහි සලකුණ පුරෝකථනය කර 25 $^{\circ}$C දී ප්‍රතික්‍රියාවේ ΔS^{θ}_{rxn} ගණනය කරන්න.

පිළිතුර:

හයිඩ්‍රජන් වායුව හා ඔක්සිජන් වායුව ප්‍රතික්‍රියා කර ජල වාෂ්ප සෑදීමේ දී සෑම ප්‍රතික්‍රියා මවුලයකට ම, වායු මවුල තුනක් වායු මවුල දෙකක් බවට පරිවර්තනය වේ. ප්‍රතික්‍රියාවේ දී වායු මවුල ප්‍රමාණය අඩු වන බැවින් ΔS^{θ}_{rxn} ඍණ විය යුතු ය.

සම්මත එන්ට්‍රෝපිය ගණනය කිරීම සඳහා සම්මත මවුලික එන්ට්‍රෝපි අගයන් භාවිත කළ විට,

$\Delta S^{\theta}_{rxn} = \Delta S^{\theta}(\text{ඵල}) - \Delta S^{\theta}(\text{ප්‍රතික්‍රියක})$

$= (2\ \text{mol})(\Delta S^{\theta}.[H_2O(g)]) - \{(2\ \text{mol})(\Delta S^{\theta}.[H_2(g)]) + (1\ \text{mol})(\Delta S^{\theta}.[O_2(g)])\}$

$= (2\ \text{mol})(188.8\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}) - \{(2\ \text{mol})(130.7\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}) + (1\ \text{mol})(205.1\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1})\}$

$= -88.9\ \text{J K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$

මේ ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ට්‍රොපි වෙනස ඍණ වේ. මෙය ප්‍රතික්‍රියාවේ ස්ටොයිකියෝමිතිය පදනම් කර ගෙන සිදු කල පෙරයීම සමග ගැලපේ.

ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධතාව ගැන ප්‍රකාශ කිරීමට නම් එහි එන්තැල්පි විපර්යාසය (ΔH^{θ}_{rxn}) හා එන්ට්‍රොපි විපර්යාසය (ΔS^{θ}_{rxn}) යන දෙක ම සැලකිල්ලට ගත යුතු ය. අප දන්නා පරිදි සරල ලෙස අපට පැවසිය හැක්කේ එන්තැල්පියෙහි අඩු වීම හා එන්ට්‍රෝපියෙහි වැඩි වීම ප්‍රතික්‍රියාවකට හිතකර බැවින් ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ ව සිදු විය හැකි බව ය. ඊට අතිරේකව ඇතැම් උෂ්ණත්ව තත්ත්ව යටතේ මේ පෙරයීම කිරීම සඳහා පහත දැක්වෙන සංයුක්ත තත්ත්වයන් ද සැලකිල්ලට ගැනීම අවශ්‍ය ය.

ΔH^{θ}_{rxn} (-), ΔS^{θ}_{rxn} (+)	සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
ΔH^{θ}_{rxn} (+), ΔS^{θ}_{rxn} (+)	ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
ΔH^{θ}_{rxn} (-), ΔS^{θ}_{rxn} (-)	පහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ ය.
ΔH^{θ}_{rxn} (+), ΔS^{θ}_{rxn} (-)	සියලු උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ නො වේ. (ආපසු ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ ය)

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 මඟිනි. 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.

$$\boxed{G = H - T\,S}$$

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

$$\boxed{\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S}$$

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

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

සටහන: සමහර අවස්ථාවල දී ΔG^{θ}_{rxn} වෙනුවට ΔG^{θ}_{r} 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 $\Delta G^{o}_{rxn} > 0$ වේ.

නිදසුන 2.5

කාබන් මොනොක්සයිඩ් හා ඔක්සිජන් ප්‍රතික්‍රියා වී කාබන් ඩයොක්සයිඩ් සෑදේ.

$$\mathbf{CO(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g)}$$

ΔH^{θ}_{rxn} හා ΔS^{θ}_{rxn} උපයෝගී කර ගනිමින් 25°C දී ඉහත ප්‍රතික්‍රියාවේ සම්මත යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස ගණනය කරන්න.

(ΔH^{θ}_{f} [CO_2(g)]= −393.5 kJ mol^{-1}, ΔH^{θ}_{f} [CO(g)]= −110.5 kJ mol^{-1},
S^{θ} [CO_2(g)]= 213.7 J mol^{-1} K^{-1}, S^{θ} [CO(g)] = 197.7 J mol^{-1} K^{-1},
S^{θ} [O_2(g)] = 205.1 J mol^{-1} K^{-1})

පිළිතුර:

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

$$\begin{aligned}
\Delta H^{\theta}_{rxn} &= \Delta H^{\theta}_{f}\,(\text{ඵල}) - \Delta H^{\theta}_{f}\,(\text{ප්‍රතික්‍රියක})\\
&= \Delta H^{\theta}_{f}\,[CO_2(g)] - \Delta H^{\theta}_{f}\,[CO(g)] - \tfrac{1}{2}\,\Delta H^{\theta}_{f}\,[O_2(g)]\\
&= -393.5\ \text{kJ mol}^{-1} - (-110.5\ \text{kJ mol}^{-1}) - 0\ \text{kJ mol}^{-1}\\
&= -283.0\ \text{kJ mol}^{-1}
\end{aligned}$$

සම්මත එන්ට්‍රොපි අගයන් උපයෝගි කර ගනිමින්, සම්මත තත්ත්ව යටතේ දී උක්ත ප්‍රතික්‍රියාවේ එන්ට්‍රොපි වෙනස ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned}
\Delta S^{\theta}_{rxn} &= S^{\theta}\,(\text{ඵල}) - S^{\theta}\,(\text{ප්‍රතික්‍රියක})\\
&= S^{\theta}\,[CO_2(g)] - S^{\theta}\,[CO(g)] - \tfrac{1}{2}\,S^{\theta}\,[O_2(g)]\\
&= 213.7\ \text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1} - (197.7\ \text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1}) - (\tfrac{1}{2})(205.1\ \text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1})\\
&= -86.6\ \text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1}
\end{aligned}$$

සටහන:ස්ටොයිකියොමිතිය අනුව පුරෝකථනය කළ හැකි පරිදි ΔS^{θ}_{rxn} අගය ඍණ බව සටහන් කරන්න. වායු මවුල 1.5කින් වායු මවුල 1ක් සෑදෙන බැවිනි.

පහත දී ඇති සමීකරණයෙන් ΔG^{θ}_{rxn} ගණනය කරන්න.

$$\begin{aligned}
\Delta G^{\theta}_{rxn} &= \Delta H^{\theta}_{rxn} - \text{T}\,\Delta S^{\theta}_{rxn}\\
&= -283.0\ \text{kJ mol}^{-1} - (298\ \text{K})(-86.6\ \text{J mol}^{-1}\,\text{K}^{-1})(1\ \text{kJ}/1000\ \text{J})\\
&= -257\ \text{kJ mol}^{-1}
\end{aligned}$$

ΔG^{θ}_{rxn} ඍණ වේ. එබැවින් ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ වේ.

2.2 වගුව: සමීකරණවල සාරාංශය

සමීකරණ			ඒකක
ප්‍රතික්‍රියාවක එන්තැල්පි වෙනස	$\Delta H = \Sigma v_p\, H_{(ඵල)} - \Sigma v_r\, H$ (ප්‍රතික්‍රියක)		kJ mol^{-1}
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්තැල්පි වෙනස	$\Delta H^{\theta}_{rxn} = \sum v_p\, H^{\theta}_f$(ඵල) $- \sum v_r\, H^{\theta}_f$(ප්‍රතික්‍රියක) ($v_p$ හා v_r යනු ඵලවල හා ප්‍රතික්‍රියකවල ස්ටොයිකියොමිතික සංගුණක වේ.)		kJ mol^{-1}
හෙස් නියමය	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 හෙස් නියමය එන්තැල්පියෙහි අවස්ථා ශ්‍රිත ගුණයෙහි ප්‍රතිඵලයකි. ආරම්භක අවස්ථාවේ සිට අවසන් අවස්ථාව වෙත එළඹීයේ කුමන මාර්ගයකින් වුව ΔH හෝ ΔH° (ක්‍රියාවලිය සම්මත තත්ත්ව යටතේ සිදු කරන ලද නම්) සඳහා ඇත්තේ එක ම අගයක් වන අතර එය මාර්ගයෙන් ස්වායත්ත ය.		
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත එන්ට්‍රොපි වෙනස	$\Delta S^{\theta}_{rxn} = \Sigma\, S^{\theta}$ (ඵල) $- \Sigma\, S^{\theta}$ (ප්‍රතික්‍රියක)		$JK^{-1}mol^{-1}$
ප්‍රතික්‍රියාවක සම්මත ගිබ්ස් යෝජ්‍ය ශක්ති වෙනස	$\Delta G^{\theta}_{rxn} = \Delta H^{\theta}_{rxn} - T\,\Delta S^{\theta}_{rxn}$		kJ mol^{-1}
ප්‍රතික්‍රියාවක ස්වයංසිද්ධතාව	සෑම උෂ්ණත්වයක දී ම ස්වයංසිද්ධ	ΔH^{θ}_{rxn} (+) ΔS^{θ}_{rxn} (+)	
	ඉහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ	ΔH^{θ}_{rxn} (+) ΔS^{θ}_{rxn} (+)	
	පහළ උෂ්ණත්වවල දී ස්වයංසිද්ධ	ΔH^{θ}_{rxn} (–) ΔS^{θ}_{rxn} (–)	
	සෑම උෂ්ණත්වයකදීම ස්වයංසිද්ධ නොවන (ප්‍රතිවර්ත්‍ය ප්‍රතික්‍රියාව ස්වයංසිද්ධ වේ.)	ΔH^{θ}_{rxn} (+) ΔS^{θ}_{rxn} (–)	
	ස්වයංසිද්ධ	$\Delta G^{\theta}_{rxn} < 0$	
	ස්වයංසිද්ධ නොවන	$\Delta G^{\theta}_{rxn} > 0$	
	සමතුලිත	$\Delta G^{\theta}_{rxn} = 0$	

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.