

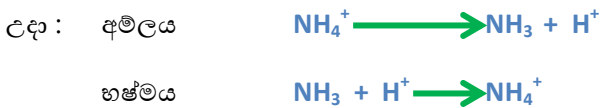
අම්ල හෂ්ම පිළිබඳ න්‍යායන්

ආර්භිනියස් න්‍යාය (1887)

ජලයෙහි ද්‍රාවණය කල විට H^+ අයන සාදමින් විසඳනය වන සංයෝගයක් අම්ලයක් වේ. ජලය නැති විට හා H^+ අයන නොමැති විට ඇතැම් සංයෝග ආම්ලික වන අවස්ථා ඇති අතර එම සංයෝග වල ආම්ලිකතාව මෙම න්‍යායෙන් පැහැදිලි කළ නොහැකි වීම මෙහි දුර්වලතාවයයි.

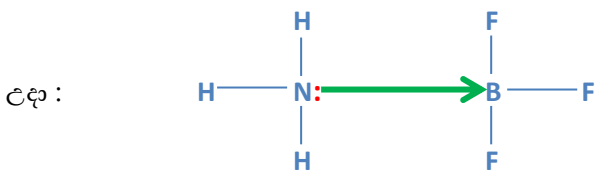
ලුවර් බ්‍රොන්ස්ටඩ් න්‍යාය (1923)

ප්‍රෝටෝනයක් ප්‍රධානය කරන අණුක හෝ අයනික ප්‍රභේදයක් අම්ලයක් වන අතර ප්‍රෝටෝනයක් ප්‍රතිග්‍රහණය කරන අණුක හෝ අයනික ප්‍රභේදයක් හෂ්මයක් වේ.



ලුවිස් න්‍යාය (1923)

ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්ම ප්‍රතිග්‍රාහකයෙක් අම්ලයක් වන අතර ඉලෙක්ට්‍රෝන යුග්ම දායකයක් හෂ්මයක් වේ.



මෙහි NH_3 හෂ්මයක් වන අතර BF_3 අම්ලයක් වේ.

ජලයේ අයනික ගුණිතය

ඕනෑම ජලීය ද්‍රාවණයක වූ ජල අණු වල පහත ආකාරයට ස්වයං අයනීකරණයක් සිදු වේ.



මෙම පද්ධතියට සමතුලිතතා නියමය යෙදීමෙන්

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})][\text{OH}^- (\text{aq})]}{[\text{H}_2\text{O} (\text{l})]^2}$$

මෙහි $[\text{H}_2\text{O} (\text{l})]$ නියතයක් වන K_c අතර අගය ආසන්න $1000\text{gdm}^3/18\text{gmol}^{-1}$ වශයෙන් වේ. එනම් $55.56 \text{ mol dm}^{-3}$ වේ.

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})][\text{OH}^- (\text{aq})]}{(55.56)^2} \quad \longrightarrow \quad K_c \times (55.56)^2 = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})][\text{OH}^- (\text{aq})]$$

$$K_w = K_c \times (55.56)^2 \quad \longrightarrow \quad K_w = \text{ජලයේ අයනික ගුණිතය (විසදන නියතය)}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})][\text{OH}^- (\text{aq})]$$

- ✚ K_w උෂ්ණත්වය මත පමණක් රඳා පවතින නියතයකි.
- ✚ 25°C දී සංශුද්ධ ජලය හෝ ඕනෑම ජලීය ද්‍රාවණයක

$$K_w = 1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2\text{dm}^{-6} \text{ වේ.}$$

ජලයේ,

$$K_c = \frac{K_w}{(55.56)^2} = \frac{1 \times 10^{-14}}{(55.56)^2} = 3.2 \times 10^{-18}$$

PH පරිමාණය	=	$-\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]$
එලෙසම	=	$-\log_{10} [\text{OH}^- (\text{aq})]$
එලෙසම	=	$-\log_{10} K_w$

25°C දී ජලීය ද්‍රාවණයක P^{H} හා P^{OH} අතර සම්බන්ධය

$$\begin{aligned} 25^\circ\text{C} \text{ දී} \quad & [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \\ & \log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] + \log_{10}[\text{OH}^-] = \log_{10}(1 \times 10^{-14}) \\ & [-\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]] + [-\log_{10} [\text{OH}^-]] = -\log_{10}(10^{-14}) \end{aligned}$$

$$\text{PH} + \text{POH} = 14$$

දුබල අම්ල හා දුබල භෂ්ම

දුබල අම්ල හා දුබල භෂ්ම ජලීය ද්‍රාවණ වලදී අයනීකරණය වන්නේ සුළු වශයෙනි. එම නිසා ජලීය ද්‍රාවණ වල අයනික සමතුලිතතාවක් ඇති වේ.

උදා :- (01) HA නම් ඒක භාෂ්මික දුබල අම්ල ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



විකාශිත සමතුලිතතා නියමය යෙදීමෙන්

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}][\text{A}^- \text{ (aq)}]}{[\text{HA (aq)}]}$$

මෙහිදී ලැබෙන නියතය වන K_A අම්ලයේ විසඳන නියතය ලෙස හඳුන්වයි.

උදා :- (02) B නම් ඒක භාෂ්මික දුබල අම්ල ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



විකාශිත සමතුලිතතා නියමය යෙදීමෙන්

$$K_c = \frac{[\text{BH}_4^+ \text{ (aq)}][\text{OH}^- \text{ (aq)}]}{[\text{B (aq)}]}$$

මෙහිදී ලැබෙන නියතය වන K_B භෂ්මයේ විසඳන නියතය ලෙස හඳුන්වයි.

ඔස්ට්වල්ඩ් තනුකරණ නියමය

HA නම් දුබල අම්ලය ජලීය ද්‍රාවණයේදී පහත ආකාරයට විඝටනය වන්නේ යැයි ද HA නම් අම්ලයෙන් මවුල 1 ක් පරිමාව $V \text{ dm}^3$ තුළ අඩංගි යයි ද සලකමු. විසඳන ප්‍රමාණය α යයි ගනිමු.



සමතුලිත මවුල $1-\alpha$ α α

සමතුලිත සාන්ද්‍රණය $(1-\alpha)/V$ α/V α/V

අම්ලයේ විසඳන සඳහා සමතුලිතතා නියතය යෙදවීමට ලැබෙන විකාශිත සමතුලිතතා නියතය K_A ලෙස හඳුන්වයි.

K_A = අම්ලයේ විසඳන නියතය

$$K_A = \frac{[H_3O^+ (aq)][A^- (aq)]}{[HA (aq)]}$$

$$K_A = \frac{\alpha/V \text{ moldm}^{-3} \times \alpha/V \text{ moldm}^{-3}}{(1-\alpha)/V \text{ moldm}^{-3}}$$

$$K_A = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)} \text{ moldm}^{-3}$$

මෙම සම්බන්ධතාව ඔස්ට්වල්ඩ් තනුකරණ නියමය ලෙස හඳුන්වයි.

$\alpha \llllll 1$ වීම $1 - \alpha = 1 \rightarrow \therefore K_A = \alpha^2/V$

මෙය ඔස්ට්වල්ඩ් තනුකරණ නියමයේ සන්නිකර්ෂණ ආකාරය වේ.

දුබල ඒක ආම්ලික හෂ්මය සලකා ද ඉහත ආකාරයටම ඔස්ට්වල්ඩ් නියමයට අදාළ පහත ප්‍රකාශනය ලබා ගත හැක.

$$K_B = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)} \text{ moldm}^{-3}$$

NH_3 හි ආම්ලික විසඳන නියතය හා භාෂ්මික විසඳන නියතය අතර සම්බන්ධය



$$K_B = [NH_4^+][OH^-]/[NH_3]$$



$$K_B = [H_3O^+][NH_3]/[NH_4^+]$$



ලවණවල ජලවිච්ඡේදනය

ප්‍රබල අම්ල හා ප්‍රබල භෂ්ම ජලීය ද්‍රාවණ තුළදී ප්‍රධාන වශයෙන් පවතින්නේ අයන ලෙසයි.

දුබල අම්ල හා දුබල භෂ්ම ද්‍රාවණ තුළදී ප්‍රධාන වශයෙන් පවතින්නේ අණු ලෙසයි.

ලවණ සෑදෙන ආකාරය අනුව ඒවා ප්‍රධාන කොටස් 4 කට බෙදිය හැක.

- A. ප්‍රබල අම්ල - ප්‍රබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ
- B. ප්‍රබල අම්ල - දුබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ
- C. දුබල අම්ල - ප්‍රබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ
- D. දුබල අම්ල - දුබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ

ප්‍රබල අම්ල - ප්‍රබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ

උදා : NaCl, K₂SO₄, KNO₃, BaCl₂

NaCl ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



ඉහත ආකාරයට NaCl ජලීය ද්‍රාවණයක් තුළ සෑදෙන අයන ජලය සමග අන්තර් ක්‍රියාවක නැත. මේ නිසා ජලයෙන් ලැබෙන $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ වේ. එමගින් මාධ්‍යය උදාසීන නිසා මෙවැනි ජලීය ද්‍රාවණ වල 25°C දී PH අගය දළ වශයෙන් 7 කි.

ප්‍රබල අම්ල - දුබල භෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ

උදා : NH₄Cl, MgSO₄, NH₄NO₃.

NH₄Cl ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



ඉහත ආකාරයට NH_4^+ , OH^- සමග ක්‍රියා කිරීම හේතුවෙන් ජලයේ අයනීකරණයට අදාළ සමතුලිතය දකුණට නැඹුරු වේ. එම නිසා මාධ්‍යයේ $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ වේ. මේ නිසා මාධ්‍යය ආම්ලික වන අතර PH අගය 7 ට අඩු වේ.

දුබල අම්ල - ප්‍රබල හෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ

උදා : CH_3COONa , HCOOK , K_2CO_3

CH_3COONa ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



ඉහත ආකාරයට CH_3COO^- , H_3O^+ සමග ක්‍රියා කිරීම හේතුවෙන් ජලයේ අයනීකරණයට අදාළ සමතුලිතය දකුණට නැඹුරු වේ. එම නිසා මාධ්‍යයේ $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ වේ. මේ නිසා මාධ්‍යය භෂ්මික වන අතර PH අගය 7 ට වැඩි වේ.

දුබල අම්ල - දුබල හෂ්ම එක්වීමෙන් සෑදෙන ලවණ

උදා : $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, HCOONH_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

$\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ජලීය ද්‍රාවණයක් සලකමු.



මෙහිදී CH_3COOH හා NH_3 යන දෙකම දුබල නිසා ජල විච්ඡේදන ක්‍රියාවලිය මගින් H_3O^+ හා OH^- යන දෙවර්ගයම ජලීය ද්‍රාවණයෙන් ඉවත් වේ. 25°C දී අම්ලයේ හා හෂ්මයේ K_A හා K_B දළ වශයෙන් සමාන නිසා මාධ්‍යයේ $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ වේ. එම නිසා මාධ්‍යය උදාසීන බැවින් දළ වශයෙන් 25°C දී PH අගය 7 කි.

අම්ල - හෂ්ම දර්ශක

HIn නම් දර්ශක ජලීය ද්‍රාවණයක PH අගය සඳහා ප්‍රකාශනය පහත පරිදි වේ.



$$\text{PH} = \text{PK}_1 + \log_{10} \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

$[\text{In}^-] = [\text{HIn}] = x$ නම් $\log_{10}\{[\text{In}^-] / [\text{HIn}]\} = \log_{10}1 = 0$ වේ.

එවිට $\text{PH} = \text{PK}_1$ වේ.

මේ අනුව දුබල අම්ලයක් ලෙස ක්‍රියා කරන දර්ශකයෙන් හරි අඩක් උදාසීන වන සේ ක්ෂාරය එකතු කල විට එම ද්‍රාවණය $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$ දළ වශයෙන් සමාන වේ. එවිට, එම ද්‍රාවණයේ PH අගය සොයාගත් විට එමගින් PK_1 අගය සෙවිය හැක. එමගින් K_1 ගණනය කළ හැක.

දර්ශකයක (PH) පරාසය

HIn නම් දර්ශක ජලීය ද්‍රාවණයක PH අගය සඳහා ප්‍රකාශනය පහත පරිදි වේ.



වර්ණය A ආම්ලික විට

වර්ණය B භාෂ්මික විට

$$\text{PH} = \text{PK}_1 + \log_{10} \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

ද්‍රාවණයේ In^- සාන්ද්‍රණය HIn සාන්ද්‍රණය මෙන් සාමාන්‍යයෙන් 10 ගුණයක් හෝ ඊට වැඩි වන විට පමණක් දර්ශකයේ ආම්ලික වර්ණය A ඇසට මැනවින් පෙනේ. මේ නිසා දර්ශකයක වර්ණ විපර්යාසය පැහැදිලිව පෙනෙන $\text{PK}_1 \pm 1$ වේ. මෙය දර්ශකයේ PH පරාසය ලෙස හඳුන්වයි.

PH පරාසය = $\text{PK}_1 \pm 1$ වේ.

දර්ශක කිහිපයකට අදාළ දත්ත

දර්ශකය	ආම්ලික වර්ණය	ක්ෂාරීය වර්ණය	PK1	PH පරාසය
තයිමෝල් බ්ලූ	රතු	කහ	1.7	1.2-2.8
බ්‍රෝමෝතයිමෝල් බ්ලූ	රතු	නිල්	4.1	3.0-4.6
මෙතිල් ඔරේන්ජ්	රතු	කහ	3.5	3.1-4.4
බ්‍රෝමෝක්‍රොමෝලීන්	කහ	නිල්	4.9	3.8-5.4
මෙතිල් රෙඩ්	රතු	තැඹිලි	5.0	4.2-6.3
බ්‍රෝමෝක්‍රොමෝලීන් පර්පල්	කහ	දම්	6.4	5.2-6.8
ලිට්මස්	රතු	නිල්	6.8	5.0-8.0
බ්‍රෝමෝතයිමෝල් බ්ලූ	කහ	නිල්	7.0	6.0-7.6
පිනෝ රෙඩ්	කහ	රතු	8.0	6.8-8.4
ක්‍රොමෝලීන් රෙඩ්	කහ	රතු	8.3	7.3-8.8
පිනෝල් ප්‍රෝපිලීන්	අවර්ණ	රතු	9.1	8.3-10.0
ඇලොසාරින් යෙලෝ	අවර්ණ	කහ	11.0	11.0-12.0

ස්ථාවරත්වක ද්‍රාවණ - Buffer Solution

අම්ලය කුඩා ප්‍රමාණයක් හෝ ක්ෂාරය කුඩා ප්‍රමාණයක් හෝ ජලය හෝ එකතු කළද PH අගය සැලකිය යුතු වශයෙන් වෙනස් නොවන ජලීය පද්ධතියකි.

ස්ථාවරත්වක ද්‍රාවණ වර්ග දෙකකට බෙදිය හැක.

- ✚ දුබල අම්ලයක් හා එහි ලවණයක් මගින් සෑදෙන ස්ථාවරත්වක ද්‍රාවණ [උදා :- CH₃COOH (aq) / CH₃COONa (aq)]
- ✚ දුබල භෂ්මයක් හා එහි ලවණයක් මගින් සෑදෙන ස්ථාවරත්වක ද්‍රාවණ [උදා :- NH₃ (aq) / NH₄Cl (aq)]

CH₃COOH (එතනොයික් අම්ලය) හා CH₃COONa (සෝඩියම් එතනෝ ඒට්) මිශ්‍රණයක ස්ථාවරත්වක ක්‍රියාවලිය පැහැදිලි කිරීම

මෙහිදී ලවණය පූර්ණව විසඳනය වන අතර අම්ලය දුබලව විසඳනය වේ.



අම්ලයක් එකතු කරන විට

අම්ලයකින් කුඩා ප්‍රමාණයක් එකතු කරන විට එයින් ලැබෙන H_3O^+ සම්පූර්ණයෙන්ම වාගේ ද්‍රාවණයේ ඇති CH_3COO^- සමග ප්‍රතික්‍රියා කර දල වශයෙන් විසදනය වන CH_3COOH අනු සාදයි. එම නිසා මාධ්‍යයේ H_3O^+ සාන්ද්‍රණය අපේක්ෂිත ආකාරයට ඉහල නොයන අතර ඉහල යන්නේ ඉතාමත් මද වශයෙනි. මේ නිසා PH අගය බොහෝ දුරට නියතව පවතී.

ක්ෂාරය එකතු කරන විට

ක්ෂාරයකින් කුඩා ප්‍රමාණයක් එකතු කරන විට එයින් ලැබෙන OH^- සම්පූර්ණයෙන්ම වාගේ ද්‍රාවණයේ ඇති H_3O^+ සමග ප්‍රතික්‍රියා කර H_2O අණු සාදයි. මෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස CH_3COOH හි විසදන සමතුලිතය බිඳ වැටී ලේ වැටලියර් මූලධර්මයට අනුව අම්ලය තව තවත් විසදනය වී මුල් සමතුලිතය නැවත ඇති වේ. මේ නිසා OH^- එකතු කලද මිශ්‍රණයේ OH^- සාන්ද්‍රණය ඉහල යන්නේ මද වශයෙනි. එම නිසා PH අගය බොහෝ දුරට නියතව පවතී.

$NH_3(aq)$ (ජලීය ඇමෝනියා) සහ $NH_4Cl(aq)$ මිශ්‍රණයක ස්වාරක්ෂක ක්‍රියාවලිය පැහැදිලි කිරීම

මෙහිදී ලවණය පූර්ණව විසදනය වන අතර අම්ලය දුබලව විසදනය වේ.



අම්ලයක් එකතු කරන විට

අම්ලයකින් කුඩා ප්‍රමාණයක් එකතු කරන විට එයින් ලැබෙන H_3O^+ සම්පූර්ණයෙන්ම වාගේ ද්‍රාවණයේ ඇති OH^- සමග ප්‍රතික්‍රියා කර දල වශයෙන් විසදනය වන H_2O අනු සාදයි. මෙහි ප්‍රතිඵලයක් ලෙස OH^- විසදන සමතුලිතය නාවකාලිකව බිඳ වැටී ලේ - වැටලියර් මූලධර්මයට අනුව හෂ්මය තව තවත් අයනීකරණය වී මුල් සමතුලිතතාවය නැවත ඇති වේ. එම නිසා මාධ්‍යයේ H_3O^+ සාන්ද්‍රණය අපේක්ෂිත ආකාරයට ඉහල නොයන අතර ඉහල යන්නේ ඉතාමත් මද වශයෙනි. මේ නිසා PH අගය බොහෝ දුරට නියතව පවතී.

ක්ෂාරය එකතු කරන විට

ක්ෂාරයකින් කුඩා ප්‍රමාණයක් එකතු කරන විට එයින් ලැබෙන OH⁻ සම්පූර්ණයෙන්ම වාගේ ද්‍රාවණයේ ඇති NH₄⁺ සමඟ ප්‍රතික්‍රියා කර මද වශයෙන් විසදනය වන NH₃ අණු සාදයි. මේ නිසා OH⁻ එකතු කලද මිශ්‍රණයේ OH⁻ සාන්ද්‍රණය ඉහල යන්නේ මද වශයෙනි. එම නිසා PH අගය බොහෝ දුරට නියතව පවතී.

ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය (Solubility Product)

ජලයේ සුළු වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය A නම් අයනික සන ද්‍රව්‍යය ජලීය ද්‍රාවණයකදී හා ලෙස අයනීකරණය වන්නේ යයි ගනිමු.



A_xB_y (s) සාන්ද්‍රණය නියත බැවින් විකාශිත සමතුලිතතා නියතය පහත ආකාරයට දැක්විය හැකිය.

$$K_{sp} = [A^{y+} (aq)]^x [B^{x-} (aq)]^y$$

K_{sp} = ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය

එම නිසා ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය පහත ආකාරයට අර්ථ දැක්විය හැකිය

- ජලයේ සුළු වශයෙන් ද්‍රාව්‍ය අයනික සන ද්‍රව්‍යයක ජලීය ද්‍රාවණයක වූ අයන සාන්ද්‍රණය ඒවාට අදාල තුලිත මවුල ප්‍රමාණ වල බලයන්ගෙන් ප්‍රකාශ කොට ඒවහි ගුණිතය ගත් විට එය ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය ලෙස හඳුන්වයි.
- ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය උෂ්ණත්වය මත පමණක් රඳා පවතී.

කැටායන සම්බන්ධ කාණ්ඩ විශ්ලේෂණය

ද්‍රාව්‍යතා ගුණිත මූලධර්ම පදනම් කරගෙන කැටායන කාණ්ඩ 5 කට බෙදයි.

I කාණ්ඩය :

මෙහිදී අයන මිශ්‍රණයට තනුක HCl එකතු කරනු ලැබේ. මෙහිදී කැටායන 3 ක් ඒවායේ ක්ලෝරයිඩ් ලෙස අවක්ෂේප වේ.

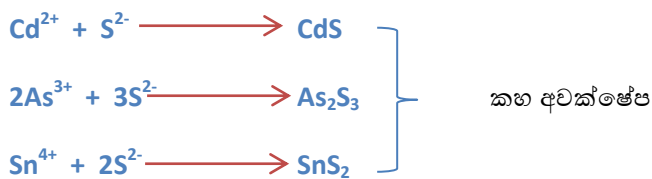
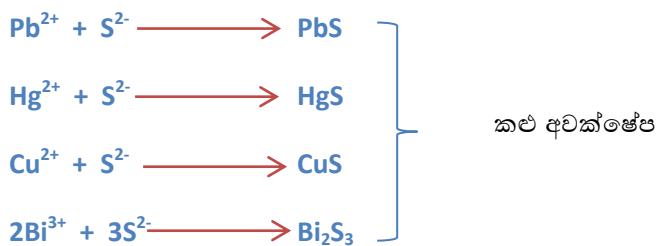




II කාණ්ඩය :

I කාණ්ඩයේ අවක්ෂේප පෙරා වෙන්කර ගෙන පෙරණයේ තිබෙන HCl මගින් ලැබෙන H_3O^+ සාන්ද්‍රණය 0.2 - 0.3 mol dm^{-3} පමණ අඩුවන සේ සකස් කර H_2S වායුව යවයි. මෙහිදී කැටායන 9 ක් ඒවායේ සල්ෆයිඩ් ලෙස අවක්ෂේප වේ.

මෙහිදී අම්ලය හමුවේ H_2S විසඳනයේ ඉදිරි ප්‍රතික්‍රියාවේ සීඝ්‍රතාව අඩු වී මාධ්‍යයේ S^{2-} සාන්ද්‍රණය අඩු වේ. එවිට සල්ෆයිඩයන්ගේ අඩු ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතයක් ඇති කැටායන අවක්ෂේප වේ.



III කාණ්ඩය :

II කාණ්ඩ පරික්ෂාවෙන් පසු ලැබෙන පෙරණය නටවා H_2S ඉවත් කරන්න. ඉන්පසු සාන්ද්‍ර HNO_3 ස්වල්පයක් එකතු කර පෙරණය නැවතත් නටවනු ලැබේ. මෙවිට $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$ බවට පත්වේ.

ඉන්පසු පෙරණයට NH_4Cl සහ NH_4OH එකතු කරනු ලැබේ. මෙහිදී කැටායන 3 ක් ඒවායේ හයිඩ්‍රොක්සයිඩ් ලෙස අවක්ෂේප වේ. NH_4Cl මගින් ලැබෙන NH_4^+ නිසා NH_4OH හි විසඳනයේ ඉදිරි ප්‍රතික්‍රියා සීඝ්‍රතාව අඩු වී මාධ්‍යයේ OH^- සාන්ද්‍රණය අඩු වේ. එවිට හයිඩ්‍රොක්සයිඩයන් හි ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය අඩු අගයක් ගන්නා කැටායන අවක්ෂේප වේ.



IV කාණ්ඩය :

III කාණ්ඩ පරීක්ෂාවෙන් ලැබෙන පෙරනය තුළින් H_2S යවනු ලැබේ. මෙහිදී NH_4OH මගින් H_2S විසඳනයේ ඉදිරි ප්‍රතික්‍රියා සිසුතාව වැඩි වී මාධ්‍යයේ S^{2-} සාන්ද්‍රණය වැඩි වේ. මෙහිදී සල්ෆයිඩයන්ගේ ද්‍රාව්‍යතා ගුණිතය ඉහල අගයක් ගන්නා කැටායන 4 ක් ඒවායේ සල්ෆයිඩ ලෙස අවක්ෂේප වේ.



V කාණ්ඩය :

IV කාණ්ඩ පරීක්ෂාවෙන් ලැබෙන පෙරණයට $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ද්‍රාවණ කොටසක් එකතු කරන්න. එහිදී කැටායන 3 ක් ඒවායේ කාබනේට් ලෙස අවක්ෂේප වේ.

