15. OKSIDACIJOS-REDUKCIJOS REAKCIJOS

Teorinė dalis

Oksidacijos laipsnis

Cheminės reakcijos, kurioms vykstant pakinta vieno arba kelių reaguojančių elementų oksidacijos laipsnis (OL), vadinamos oksidacijos-redukcijos reakcijomis. Pvz.:

$$\overset{0}{Zn} + \overset{+2}{Cu}SO_4 = \overset{+2}{Zn}SO_4 + \overset{0}{Cu}.$$

Oksidacijos laipsnis (OL) gali turėti teigiamas, neigiamas ir lygias nuliui reikšmes. Teigiamas oksidacijos laipsnis rodo, kiek atomas atidavė arba kiek nuo jo nutolo elektronų, neigiamas – prijungtų arba tik pritrauktų elektronų skaičių. Oksidacijos laipsnis žymimas skaitmeniu su „+“ ar „–“ ženklu prieš jį. Neutraliame junginyje visų atomų oksidacijos laipsnių suma lygi nuliui. Todėl, žinant vienų atomų oksidacijos laipsnį, galima apskaičiuoti kitų laipsnį. Skaičiuojant reikia laikytis šių taisyklių:

1) ***laisvųjų elementų ir vieninių medžiagų elementų oksidacijos laipsnis lygus nuliui***, pvz.:

   Mn oksidacijos laipsnis OL = 0,
   H_2 oksidacijos laipsnis OL = 0;

2) ***junginiuose pastovų oksidacijos laipsnį turi***:

   I A grupės metalai, pvz.: K, Na, ... OL = +1,
   II A grupės metalai, taip pat cinkas ir kadmis, jų OL = +2;

3) ***dvinariuose junginiuose halogenidų oksidacijos laipsnis lygus –1*** **(NaCl, $CaCl_2$ ...)**;

4) ***vandenilio oksidacijos laipsnis beveik visuose junginiuose yra +1, išskyrus metalų hidridus*** **(NaH, KH, CaH_2)*, kuriuose jis lygus –1***;
5) ***deguonies oksidacijos laipsnis junginiuose lygus –2*** **(CaO, H_2O, Na_2O)*, išskyrus peroksidus*** **(H_2O_2, Na_2O_2, BaO_2)*, kuriuose jis lygus –1. Kita išimtis – deguonies fluoridas*** **OF_2*, kuriame deguonies oksidacijos laipsnis +2***;
6) ***jonų oksidacijos laipsniai sutampa su jonų krūviais.*** Pvz., Ca^{2+} jono oksidacijos laipsnis yra +2, o S^{2-} jono oksidacijos laipsnis lygus –2;
7) ***junginyje visų atomų oksidacijos laipsnių suma lygi nuliui***. Pvz.:

$$H_2O,$$
$$2(+1) + (-2) = 0;$$

8) ***dvinariuose junginiuose visada galima apskaičiuoti vieno elemento oksidacijos laipsnį, jeigu žinome kito elemento oksidacijos laipsnį***. Pvz., mes žinome, kad $TiCl_4$ keturių chloro atomų bendras oksidacijos laipsnis lygus –4, taigi Ti oksidacijos laipsnis bus +4;
9) ***trinariuose deguoniniuose junginiuose oksidacijos laipsniai skaičiuojami sumuojant atomų teigiamus oksidacijos laipsnius su neigiamais oksidacijos laipsniais. Visų atomų oksidacijos laipsnių suma lygi nuliui***. Pvz.:

$$KMnO_4,$$
$$+1+7+4(-2)=0;$$
$$K_2Cr_2O_7,$$
$$2(+1)+2(+6)+7(-2)=0.$$

Svarbu greitai apskaičiuoti oksidacijos laipsnį. Pabandykite apskaičiuoti pabrauktų elementų oksidacijos laipsnius, pasitikrinkite rezultatus.

1. $\underline{Be}Cl_2$	6. $\underline{N}O$	11. $Na_2\underline{S}O_3$	16. $H_2\underline{O_2}$
2. $Ag\underline{Br}$	7. $\underline{Au}Cl_3$	12. $H\underline{N}O_3$	17. $H_2\underline{Sn}O_3$
3. $\underline{S}O_3$	8. $\underline{U}F_6$	13. $Ba\underline{Cr}O_4$	18. $Ca\underline{Se}O_4$
4. $H\underline{J}$	9. $H_2\underline{Se}$	14. $K_2\underline{Pt}Cl_6$	19. $\underline{Ni}SO_4$
5. $\underline{N}H_3$	10. $H\underline{Cl}O$	15. $\underline{N}H_4Cl$	20. $(NH_4)_2\underline{Te}$

Atsakymai:

1. +2	6. +2	11. +4	16. –1
2. –1	7. +3	12. +5	17. +4
3. +6	8. +6	13. +6	18. +6
4. –1	9. –2	14. +4	19. +2
5. –3	10. +1	15. –3	20. –2

Oksidacijos laipsnis junginio formulėje rašomas virš elemento simbolio. Skaitmuo rodo elemento vieno atomo oksidacijos laipsnį. Pvz.:

$$\overset{+1}{H}_2\overset{-2}{O}; \quad \overset{+1}{K}_2\overset{+6}{S}\overset{-2}{O}_4; \quad \overset{+1}{Na}\overset{+7}{Cl}\overset{-2}{O}_4.$$

Oksidacija-redukcija

Procesas, kurio metu atomas arba jonas atiduoda (netenka) elektronus, vadinamas oksidacija, o patys atomai arba jonai – reduktoriais.

Vykstant oksidacijai, oksidacijos laipsnis didėja.

$$\overset{+2}{Fe} \longrightarrow \overset{+3}{Fe} + 1e,$$

$$\overset{-2}{S} \longrightarrow \overset{0}{S} + 2e,$$

$$\overset{+4}{Mn} \longrightarrow \overset{+6}{Mn} + 2e.$$

Procesas, kurio metu atomai arba jonai prijungia (pritraukia) elektronus, vadinamas redukcija, o patys atomai arba jonai – oksidatoriais.

Vykstant redukcijai, oksidacijos laipsnis mažėja.

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e \longrightarrow 2Cl^{-},$$

$$\overset{+7}{Mn} + 5e \longrightarrow \overset{+2}{Mn},$$

$$2\overset{+5}{J} + 10e \longrightarrow \overset{0}{J_2}.$$

Elektronų atidavimas (oksidacija).

$\longrightarrow$

–3 –2 –1 0 +1 +2 +3 +4 +5

$\longleftarrow$

Elektronų prijungimas (redukcija).

Oksidacija – elektronų atidavimas, o atiduoda elektronus reduktorius.

Redukcija – elektronų prijungimas, o prijungia elektronus oksidatorius.

$$2\overset{+2}{Fe}Cl_2 + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3},$$

$$\overset{+2}{Fe} \longrightarrow \overset{+3}{Fe} + 1e \text{ (oksidacija, } \overset{+2}{Fe} \text{ – reduktorius)},$$

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e \longrightarrow 2\overset{-1}{Cl} \text{ (redukcija, } Cl_2 \text{ – oksidatorius)}.$$

Oksidacijos-redukcijos reakcijų lygčių sudarymas ir lyginimas

Oksidacija ir redukcija vyksta kartu. Reakcijoje oksidatoriaus prijungtų elektronų skaičius visada turi būti lygus reduktoriaus atiduotų elektronų skaičiui. Tuo remiantis, skaičiuojami oksidacijos-redukcijos reakcijų koeficientai. Skaičiuojama dviem būdais: 1) **elektroniniu**, taikomu reakcijoms, vykstančioms sausose medžiagose, dujose bei elektrolitų tirpaluose; 2) **joniniu-elektroniniu** – tik elektrolitų tirpaluose vykstančioms reakcijoms.

Elektroninis būdas

Šiuo būdu skaičiuojant koeficientus laikomasi tokios darbo tvarkos:

1. Surašomos reaguojančios medžiagos bei reakcijos produktai. Apskaičiuojami oksidacijos laipsniai ir nustatoma, kurių atomų bei jonų keičiasi oksidacijos laipsnis.
2. Rašomos oksidacijos ir redukcijos procesų dalinės elektroninės lygtys. Abi lygtys padauginamos iš tokių mažiausių daugiklių, kad atiduotų elektronų skaičius būtų lygus prijungtų elektronų skaičiui. Prie medžiagų, keitusių oksidacijos laipsnius, parašomi atitinkami koeficientai.
3. Rašomi koeficientai prie kitų elementų, suvienodinant jų skaičių prieš reakciją ir po reakcijos, priešpaskutiniu paliekant vandenilį, o paskutiniu – deguonį.
4. Pasitiksliname, ar gerai apskaičiavome koeficientus. Suskaičiuojame deguonies atomų skaičius prieš reakciją ir po reakcijos. Jei tie skaičiai vienodi, vadinasi, reakcija išlyginta teisingai.

P a v y z d ž i a i

1 pavyzdys

1. Parašoma oksidacijos-redukcijos reakcijos schema, randama, kurie atomai ar jonai keičia oksidacijos laipsnį:

$$\overset{0}{Cu} + H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow \overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + \overset{+2}{N}O + H_2O\,.$$

2. Parašomos dalinės oksidacijos ir redukcijos procesų lygtys:

$$\begin{array}{c|l} 3 & \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{+2}{Cu} + 2e \ \text{(oksidacija, } \overset{0}{Cu} \text{ – reduktorius),} \\ 2 & \overset{+5}{N} + 3e \rightarrow \overset{+2}{N} \ \text{(redukcija, } \overset{+5}{N} \text{ – oksidatorius).} \end{array}$$

Kadangi pritrauktų elektronų skaičius turi būti lygus atiduotų elektronų skaičiui, tai dviem ir trims ieškome bendro mažiausio kartotinio, kuris šiuo atveju yra šeši. Pirmosios dalinės lygties papildomas daugiklis yra trys, o antrosios – du. Padauginus dalines lygtis iš papildomų daugiklių, gaunami oksidacijoje-redukcijoje dalyvaujančių medžiagų kiekiai.

$$3Cu + 2HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O.$$

3. Pagal gautus skaičiavimo duomenis patikrinami visų kitų medžiagų koeficientai, priešpaskutinį tikriname vandenilį, o paskutinį – deguonį.

Šioje reakcijoje dviejų azoto rūgšties molekulių reikia variui oksiduoti ir dar šešių – trims molekulėms $Cu(NO_3)_2$ sudaryti. Taigi iš viso reikia aštuonių azoto rūgšties molekulių. Apskaičiuojamas vandenilio kiekis, o paskui – deguonies. Galutinai apskaičiuoti koeficientai bus:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

4. Suskaičiuojame deguonies atomų skaičių prieš reakciją $(8 \cdot 3 = 24)$ ir po reakcijos $(3 \cdot 6 + 2 + 4 = 24)$. Skaičiai yra vienodi, vadinasi, reakcija išlyginta teisingai.

2 pavyzdys

$$K_2\overset{+6}{Cr}_2O_7 + \overset{+2}{Fe}SO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$$
$$\rightarrow \overset{+3}{Cr}_2(SO_4)_3 + \overset{+3}{Fe}_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

$$\begin{array}{c|l} 1 & 2\overset{+6}{\mathrm{Cr}} + 6\mathrm{e} \longrightarrow 2\overset{+3}{\mathrm{Cr}} \quad \text{(redukcija, } \overset{+6}{\mathrm{Cr}} \text{ – oksidatorius),} \\ 3 & 2\overset{+2}{\mathrm{Fe}} \longrightarrow 2\overset{+3}{\mathrm{Fe}} + 2\mathrm{e} \quad \text{(oksidacija, } \overset{+2}{\mathrm{Fe}} \text{ – reduktorius),} \end{array}$$

$$\mathrm{K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O.}$$

3 pavyzdys

$$\mathrm{K}\overset{+7}{\mathrm{M}}\mathrm{nO_4} + \overset{+2}{\mathrm{Fe}}\mathrm{SO_4} + \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \overset{+2}{\mathrm{Mn}}\mathrm{SO_4} + \mathrm{K_2SO_4} + \overset{+3}{\mathrm{Fe}}_2(\mathrm{SO_4})_3 + \mathrm{H_2O}\,.$$

$$\begin{array}{c|l} 2 & \overset{+7}{\mathrm{Mn}} + 5\mathrm{e} \longrightarrow \overset{+2}{\mathrm{Mn}} \quad \text{(redukcija, } \overset{+7}{\mathrm{Mn}} \text{ – oksidatorius),} \\ 5 & 2\overset{+2}{\mathrm{Fe}} \longrightarrow 2\overset{+3}{\mathrm{Fe}} + 2\mathrm{e} \quad \text{(oksidacija, } \overset{+2}{\mathrm{Fe}} \text{ – reduktorius),} \end{array}$$

$$\mathrm{2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O.}$$

Kai kuriose reakcijose atiduoda ir pritraukia elektronus to paties elemento atomai. Tokios reakcijos vadinamos disproporcionavimo reakcijomis. Tai – oksidacijos-redukcijos reakcijos ir jos lyginamos vadovaujantis tais pačiais principais kaip ir paprastos oksidacijos-redukcijos reakcijos.

4 pavyzdys

Chlorą veikiant karštu koncentruotu NaOH tirpalu chloras atiduoda ir pritraukia elektronus. Reakcija vyksta pagal schemą:

$$\overset{0}{Cl_2} + NaOH \rightarrow Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + H_2O.$$

$$\begin{array}{cc|l} 5 & 10 & Cl_2^0 + 2e \longrightarrow 2Cl^{-1} \text{ (redukcija, } Cl_2^0 \text{ oksidatorius),} \\ 1 & 2 & Cl_2^0 \longrightarrow 2Cl^{+5} + 10e \text{ (oksidacija, } Cl_2^0 \text{ reduktorius),} \end{array}$$

$$3\overset{0}{Cl_2} + 6NaOH \rightarrow 5Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + 3H_2O.$$

Elektroninis-joninis, arba dalinių lygčių, metodas

Oksidacijos-redukcijos reakcijose dvi dalinės reakcijos – oksidacijos dalinė reakcija ir redukcijos dalinė reakcija – vyksta vienu metu. Oksidacijos dalinėse reakcijose elektronai atiduodami, o redukcijos dalinėse reakcijose – pritraukiami. Elektronus atiduoda reduktoriai, o pritraukia oksidatoriai.

Abiejose dalinėse reakcijose rašomi tik jonai, dalyvaujantys oksidacijos ar redukcijos procesuose. Silpnosios rūgštys ar sunkiai tirpūs junginiai rašomi molekuline forma.

Oksidacijos-redukcijos lygtis lyginama keliais etapais:

- sudaroma ir išlyginama oksidacijos dalinė lygtis;
- sudaroma ir išlyginama redukcijos dalinė lygtis;
- kiekvienai dalinei lygčiai parenkamas daugiklis, kad abiejose dalinėse lygtyse būtų vienodai elektronų;
- sudedamos abi dalinės lygtys, suprastinami elektronai ir pasikartojančios vienodos dalelės.

Tiek lyginimo etapų užtenka išlyginti reakcijas, vykstančias rūgštinėje terpėje. Norint išlyginti reakcijas, vykstančias šarminėje terpėje, reikės papildomų etapų.

Oksidacijos-redukcijos reakcijų, vykstančių parūgštintame tirpale, lygčių lyginimas

Vyksta reakcija:

$$Fe^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+} + H_2O\,.$$

Šią reakciją lyginame anksčiau išvardytais etapais:

1. Sudaroma ir lyginama oksidacijos dalinė lygtis:

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}\,,$$

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-\,.$$

2. Sudaroma ir lyginama redukcijos dalinė lygtis:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}\,.$$

Lyginamas deguonis, pridedant H_2O. Prieš deguonies lyginimą reikia patikrinti, ar kitų elementų atomai išlyginti:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O\,.$$

Lyginamas vandenilis, pridedant H^+:

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O\,.$$

Lyginami krūviai, pridedant elektronus:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O\,.$$

3. Kiekvienai dalinei lygčiai parenkamas daugiklis:

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-} \text{ (oksidacija)},$$

$$MnO_4^{-} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \text{ (redukcija)}.$$

Kadangi pritrauktų ir atiduotų elektronų skaičiai turi būti lygūs, tai oksidacijos reakciją reikia padauginti iš 5, redukcijos – iš 1.

$$5Fe^{2+} \rightarrow 5Fe^{3+} + 5e^{-},$$

$$MnO_4^{-} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

4. Sudarome oksidacijos-redukcijos lygtį sudėdami dalines lygtis:

$$5Fe^{2+} + MnO_4^{-} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O + 5e^{-}.$$

Prastiname elektronus:

$$5Fe^{2+} + MnO_4^{-} + 8H^{+} \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O.$$

5. Pateikta oksidacijos-redukcijos lygtis išlyginta. Tuo atveju, jei galutinės lygties abiejose pusėse yra pasikartojančių jonų ar junginių, juos reikia suprastinti.
6. Patikriname, ar lygtis teisingai išlyginta. Suskaičiuojame kiekvieno elemento atomų skaičių ir bendrąjį elektros krūvį dešiniojoje ir kairiojoje lygties pusėse.

Oksidacijos-redukcijos reakcijų, vykstančių šarminėje terpėje, lygčių lyginimas

Norint išlyginti šarminėje terpėje vykstančių reakcijų lygtis, reikia dar papildomų etapų. Tokiose reakcijose dalyvauja H_2O molekulės ir OH^- jonai. Kadangi abi šios dalelės savo sudėtyje turi H ir O atomų, išlyginti pradinę scheminę lygtį yra sunkiau. Vienas paprasčiausių būdų – visada lyginti dalines lygtis taip, tarsi jos vyktų rūgštinėje

terpėje, o kai oksidacijos-redukcijos dalinėse lygtyse elektros krūviai bus išlyginti, reikės „sunaikinti“ H^+ jonus. Tai galima padaryti prie abiejų dalinės lygties pusių pridėjus tiek OH^- jonų, kiek toje dalinėje lygtyje yra H^+ jonų. Tada vienoje lygties pusėje H^+ ir OH^- jonų bus po lygiai ir juos galima bus sujungti į H_2O molekules. Abiejose lygties pusėse suprastinę besikartojančias vandens molekules, gausime oksidacijos-redukcijos reakcijos, vykstančios šarminėje terpėje, dalines lygtis. Toliau dalinės lygtys sudedamos.

Vyksta reakcija:

$$I^- + MnO_4^- \rightarrow I_2 + MnO_2 .$$

1. Sudaroma ir lyginama oksidacijos dalinė lygtis:

$$I^- \rightarrow I_2 ,$$

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- .$$

2. Sudaroma ir lyginama redukcijos dalinė lygtis:

$$MnO_4^- \rightarrow MnO_2 .$$

Lyginamas deguonis:

$$MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O .$$

Lyginamas vandenilis:

$$MnO_4^- + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O .$$

Lyginami krūviai:

$$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O .$$

Pridedami OH^- jonai:

$$MnO_4^- + 4H^+ + 4OH^- + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O + 4OH^- .$$

H^+ ir OH^- jonai sujungiami į molekules, o H_2O molekulės suprastinamos:

$$MnO_4^- + 4H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O + 4OH^- ,$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^- .$$

3. Kiekvienai dalinei lygčiai parenkamas daugiklis:

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- \text{ (oksidacija)},$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^- \text{ (redukcija)}.$$

Oksidacijos dalinė lygtis dauginama iš 3, o redukcijos dalinė lygtis – iš 2:

$$6I^- \rightarrow 3I_2 + 6e^- ,$$

$$2MnO_4^- + 4H_2O + 6e^- \rightarrow 2MnO_2 + 8OH^- .$$

4. Sudarome oksidacijos-redukcijos lygtį sudėdami dalines lygtis:

$$6I^- + 2MnO_4^- + 4H_2O + 6e^- \rightarrow 3I_2 + 2MnO_2 + 8OH^- + 6e^- .$$

Prastiname elektronus:

$$6I^- + 2MnO_4^- + 4H_2O \rightarrow 3I_2 + 2MnO_2 + 8OH^- .$$

5. Oksidacijos-redukcijos lygtis išlyginta.
6. Patikriname, ar lygtis teisingai išlyginta. Suskaičiuojame kiekvieno elemento atomų skaičių ir bendrąjį elektros krūvį dešiniojoje ir kairiojoje lygties pusėse.

Uždaviniai

Elektroniniu metodu išlyginkite oksidacijos-redukcijos reakcijas:

1. $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + Na_2SO_4 + H_2O$.
2. $MnO_2 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KBr + H_2O$.
3. $SO_2 + Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + H_2SO_4$.
4. $FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$.
5. $MnO_2 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$.
6. $FeSO_4 + HIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$.
7. $KMnO_4 + HNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + HNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$.
8. $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.
9. $KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$.
10. $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_2 + H_2O$.
11. $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$.
12. $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$.
13. $MnCl_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow MnO_2 + NaBr + NaCl + H_2O$.
14. $H_2SO_4 + H_2S \rightarrow S + H_2O$.
15. $KMnO_4 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + O_2 + H_2O$.
16. $K_2Cr_2O_7 + SbCl_3 + H_2O \rightarrow CrCl_3 + H_3SbO_4 + KCl + HCl$.
17. $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$.
18. $MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$.
19. $KI + KIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$.
20. $P + KOH + H_2O \rightarrow PH_3 + KH_2PO_2$.