



EIROPAS SAVIENĪBA

IEGULDĪJUMS TAVĀ NĀKOTNĒ



**LATVIJAS
UNIVERSITĀTE**

ANNO 1919



PROFESIONĀLAJĀ IZGLĪTĪBĀ IESAISTĪTO
VISPĀRIZGLĪTOJOŠO MĀCĪBU PRIEKŠMETU PEDAGOGU
KOMPETENCES PAAUGSTINĀŠANA

Mihails Gorskis

NEORGANISKO SAVIENOJUMU PAMATKLASES

Rokasgrāmatas 2. daļa

Materiāls izstrādāts
ESF Darbības programmas 2007. - 2013.gadam „Cilvēkresursi un nodarbinātība”
prioritātes 1.2. „Izglītība un prasmes”
pasākuma 1.2.1. „Profesionālās izglītības un vispārējo prasmju attīstība”
aktivitātes 1.2.1.2. „Vispārējo zināšanu un prasmju uzlabošana”
apakšaktivitātes 1.2.1.1.2. „Profesionālajā izglītībā iesaistīto pedagogu
kompetences paaugstināšana”
Latvijas Universitātes realizētā projekta
„Profesionālajā izglītībā iesaistīto vispārīzglītojošo mācību priekšmetu pedagogu
kompetences paaugstināšana”
(Vienošanās Nr.2009/0274/1DP/1.2.1.1.2/09/IPIA/VIAA/003,
LU reģistrācijas Nr.ESS2009/88) īstenošanai.

Rīga, 2010

Oksīdi

Definīcija

Par oksīdiem sauc saliktas vielas, kas sastāv no diviem ķīmiskajiem elementiem, pie tam viens no tiem ir skābeklis.

- Precīzāk, par oksīdiem ir uzskatāmi skābekļa binārie savienojumi ar elementiem, kuru elektronegativitāte ir mazāk nekā skābeklim. *Tādejādi, skābekļa savienojumi ar fluoru – OF_2 , O_2F_2 – ir nevis oksīdi, bet fluorīdi.*

Oksīdu fizikālās īpašības

Normālajos apstākļos oksīdi var atrasties cietajā, šķidrā vai arī gāzveida agregātstāvoklī. Atbilstoši piemēri ir atrodami tabulā ...

Tabula

Dažu oksīdu agregātstāvoklis normālajos apstākļos

Gāzes	Šķidrās vielas	Cietas vielas
CO, CO ₂ , N ₂ O, NO, SO ₂ , Cl ₂ O u.c.	H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₃ u.c.	Metālu oksīdi, B ₂ O ₃ , SiO ₂ , P ₄ O ₁₀ , N ₂ O ₅ u.c.

Bezkrāsaini ir: CO, CO₂, SO₂, N₂O, NO, SO₃, H₂O, H₂O₂, SiO₂.

Balta krāsa ir oksīdiem: MgO, CaO, BaO, Al₂O₃.

Melna krāsa ir oksīdiem: CuO, MnO₂, FeO.

Zaļa krāsa ir Cr₂O₃, brūna – Fe₂O₃ un NO₂, zila – N₂O₃, sarkana – HgO.

Bez smaržas ir metālu oksīdi, kā arī CO, SiO₂, H₂O. Asa raksturīga smaka ir oksīdiem SO₂, NO₂.

Oksīdu iedalījums

Atsevišķi izceļ oksīdus, kuros formāla skābekļa oksidēšanas pakāpes absolūta skaitliskā vērtība ir mazāka par 2.

Viena no šādu savienojumu grupām ir peroksīdi. Par peroksīdiem sauc oksīdus, kuros ir skābekļa atomu grupa -O-O-. Kovalenta saite, kas pastāv starp skābekļa atomiem, ir nepolāra, tāpēc šī elementa oksidēšanas pakāpe peroksīdos ir -1, bet pati skābekļa atomu grupa -O₂- ir divvērtīga.

- Peroksīdus spēj veidot ka ūdeņradis, tā arī sārņu metāli, magnijs un sārņzemju metāli.

Piemēri: H₂O₂ – ūdeņraža peroksīds, Na₂O₂ – nātrija peroksīds, MgO₂ – magnija peroksīds.

Citus oksīdus ir pieņemts grupēt, ņemot vērā to iedarbību ar skābēm un ar bāzēm (tabula 1.).

Tabula 1.

Oksīdu iedalījums, izejot no to iedarbības ar skābēm un bāzēm

Oksīdu grupas nosaukums	Sāļus neradošie oksīdi	Sāļus radošie oksīdi		
		Bāziskie oksīdi	Skābie oksīdi	Amfotērie oksīdi
Iedarbība ar skābēm un ar bāzēm				
Iedarbība ar skābēm	Neiedarbojas	Iedarbojas	Neiedarbojas	Iedarbojas
Iedarbība ar bāzēm	Neiedarbojas	Neiedarbojas	Iedarbojas	Iedarbojas

Sāļus neradošie oksīdi

Par sāļus neradošajiem oksīdiem sauc oksīdus, kas parastajos apstākļos nereaģē ne ar skābēm, ne ar sārmu (bet jā arī reaģē, tad neveido sāļus).

Piemēri: N₂O – slāpekļa(I) oksīds (citi nosaukumi: dislāpekļa monoksīds, smieklu gāze), NO – slāpekļa(II) oksīds (slāpekļa monoksīds), CO – oglekļa(II) oksīds (oglekļa monoksīds, tvana gāze).

Bāziskie oksīdi

Par bāziskajiem sauc oksīdus, kas spēj reaģēt ar skābēm, veidojot sāļus.

- Bāziskos oksīdus veido tipiskie metāli.

Piemēri: K₂O – kālija oksīds, MgO – magnija oksīds, BaO – bārija oksīds.

- Bāziskos oksīdus veido daži elementi ar pārējas īpašībām. Jā šāds elements veido vairākus oksīdus, tad, visbiežāk, oksīds, kurā elementa oksidēšanas pakāpe ir zemāka, pieder pie bāziskajiem oksīdiem.

Piemēri: FeO – dzelzs(II) oksīds, CrO – hroma(II) oksīds, VO – vanādija(II) oksīds.

Skābie oksīdi

Par skābajiem sauc oksīdus, kas spēj reaģēt ar bāzēm, veidojot sāļus.

- Skābos oksīdus veido ķīmiskie elementi, kuriem piemīt tipiskās nemetāliskās īpašības.

Piemēri: SO₂ – sēra(IV) oksīds, SO₃ – sēra(VI) oksīds, P₄O₁₀ – fosfora(V) oksīds.

- Skābos oksīdus veido arī vairāki elementi ar pārējās īpašībām. Parasti elementu oksidēšanas pakāpes tajos ir no +5 līdz +8.

Piemēri: CrO₃ – hroma(VI) oksīds, MnO₃ – mangāna(VI) oksīds, Mn₂O₇ – mangāna(VII) oksīds.

Amfotērie oksīdi

Par amfotērajiem sauc oksīdus, kas spēj iedarboties gan ar skābēm, gan ar bāzēm, veidojot sāļus.

- Jā elementam ar pārējās īpašībām ir nemainīga vērtība, šis elements veido amfotēro oksīdu.

Piemēri: BeO – berilija oksīds, ZnO – cinka oksīds, Al₂O₃ – alumīnija oksīds.

- Jā elementam ar pārējas īpašībām ir mainīga vērtība, tad, visticamāk, oksīdi, kuros šī elementa oksidēšanas pakāpe ir no +2 līdz +4, ir amfotērie.

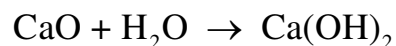
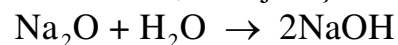
Piemēri: PbO – svina(II) oksīds, Fe₂O₃ – dzelzs(III) oksīds, MnO₂ – mangāna(IV) oksīds.

Oksīdu ķīmiskas īpašības

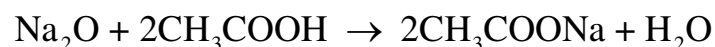
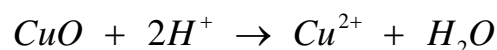
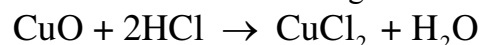
Katra konkrēta oksīda ķīmiskas īpašības ir atkarīgas no tā, pie kādas oksīdu grupas šis oksīds pieder.

Bāzisko oksīdu ķīmiskās īpašības

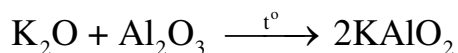
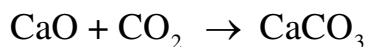
- Sārnu metālu oksīdi (Li₂O – Fr₂O), MgO un sārmzemju metālu oksīdi (CaO – RaO) reaģē ar ūdeni, veidojot šķīstošas bāzes – sārmus. Piemēram:



- Bāziskie oksīdi reaģē ar skābēm. Veidojas sāls un ūdens. Piemēram:



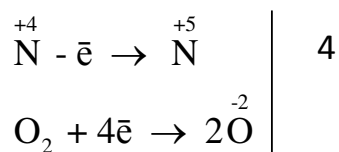
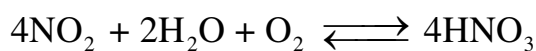
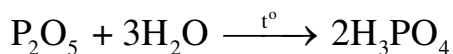
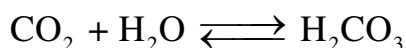
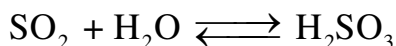
- Bāziskie oksīdi spēj reaģēt ar dažiem skābiem un amfotēriem oksīdiem, veidojot sāļus.
Piemērām:



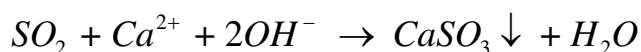
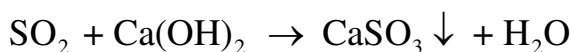
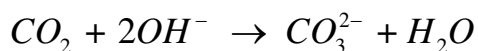
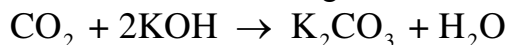
Skābo oksīdu ķīmiskas īpašības

- Vairāki skābie oksīdi reaģē ar ūdeni veidojot skābes.

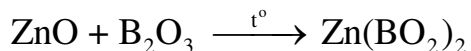
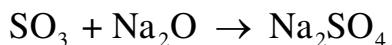
Piemērām:



- Skābie oksīdi reaģē ar bāzēm veidojot sāļus. Piemērām:

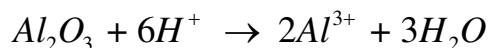
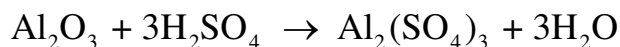
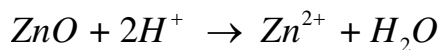
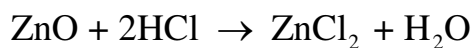


- Daži skābie oksīdi spēj reaģēt ar bāziskiem un amfotēriem oksīdiem, veidojot sāļus.
Piemērām:

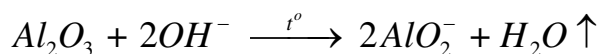
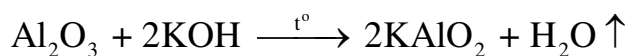
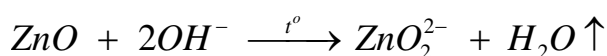
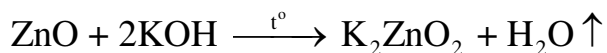


Amfotēro oksīdu ķīmiskas īpašības

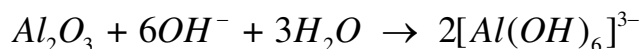
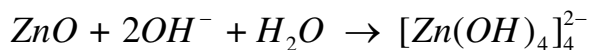
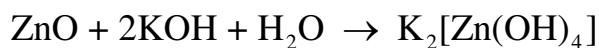
- Amfotērie oksīdi reaģē ar skābēm. Veidojas sāls un ūdens. Piemērām:



▪ Amfotērie oksīdi reaģē ar sārmiem. Mijiedarbības rezultāts ir atkarīgs no apstākļiem. Amfotēram oksīdam reaģējot ar sārmu kausējumu, veidojas sāls un ūdens (tvaiku veidā). Piemērām:



Amfotēram oksīdam reaģējot ar sārma šķīdumu, veidojas kompleksais sāls. Piemērām:



▪ Amfotērie oksīdi spēj reaģēt ar dažiem skābajiem un bāziskajiem oksīdiem.

Oksīdu iegūšana

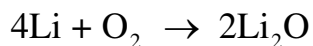
Pastāv divas galvenās oksīdu iegūšanas paņēmieni grupas: oksīdi veidojas gan vielām reaģējot ar skābekli, gan sadalot dažādus savienojumus.

Oksīdu iegūšana vielām reaģējot ar skābekli

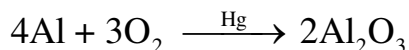
▪ Oksīdi veidojas metāliem reaģējot ar skābekli.

Normālajos apstākļos (bez karsēšanas) skābeklis reaģē ar sārmu metāliem (Li – Fr)¹ un ar sārmzemju metāliem (Ca – Ra). Piemērām:

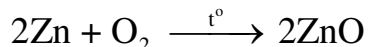
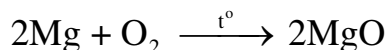
¹ Ir jāņem vērā, kā nātrijs un kālijs, reaģējot ar skābekli, veido nevis oksīdus, bet peroksīdus (Na₂O₂, K₂O₂), bet rubīdijs un cēzijs – atbilstošos superoksīdus (RbO₂, CsO₂).



Alumīnijs diezgan strauji reaģē ar skābekli dzīvsudraba klātbūtnē:

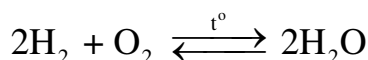
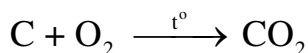
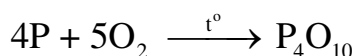
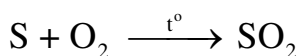


Vairāki citi metāli reaģē ar skābekli pie paaugstinātās temperatūras². Piemērām:

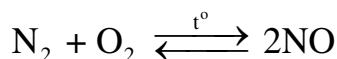


- Oksīdi veidojas nemetāliem reaģējot ar skābekli.

Vairāki nemetāli veido oksīdus degšanas reakcijas procesā. Piemērām:

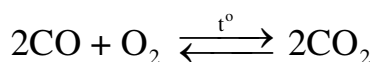
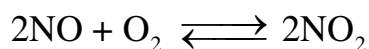
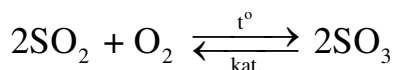


Atšķirībā no iepriekš minētiem nemetāliem, slāpekļis nedeg. Tās kaut cik ievērojami sāk reaģēt ar skābekli pie augstas temperatūras, veidojot slāpekļa(II) oksīdu³:



- Dažos gadījumos, jā elementam ir raksturīgas vairākas oksidēšanas pakāpes, oksīdu, kurā elementam ir augstāka oksidēšanas pakāpe, var iegūt no oksīda, kurā dotam elementam ir zemāka oksidēšanas pakāpe.

Piemērām:

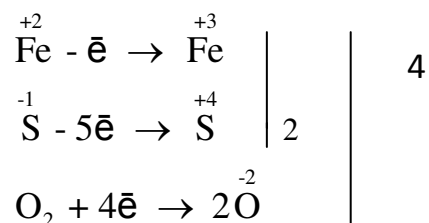
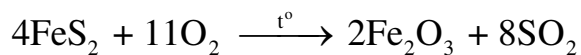
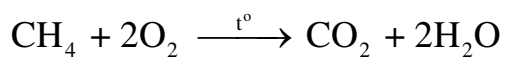


² Jā dzelzs tiek karsēts gaisā, tās veido jauktu dzelzs oksīdu Fe_3O_4 .

³ Dabā slāpekļa(II) oksīds veidojas negaisa laikā, jo pērkons strauji uzkaršē gaisu līdz pat 10000°C . Ievērojumu ieguldījumu gaisa piesārņošanā ar slāpekļa oksīdiem dod transports. Iekšdedzes un dīzeļa dzinēju cilindros kurināmā degšanas rezultātā temperatūra sasniedz

- Oksīdi veidojas arī dažādam citam saliktam vielām reaģējot ar skābekli.

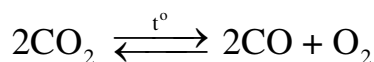
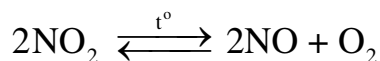
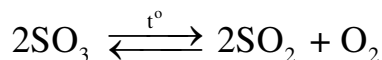
Piemērām:



Oksīdu iegūšana sadaloties saliktajām vielām

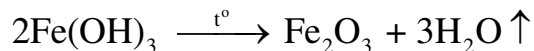
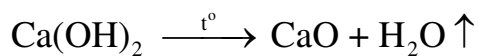
- Oksīdu, kurā elementam ir zemāka oksidēšanas pakāpe, var iegūt, sadalot oksīdu, kurā dotam elementam ir augstāka oksidēšanas pakāpe.

Piemērām:

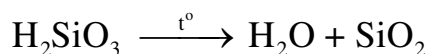
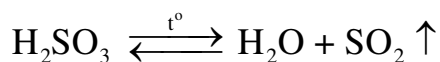
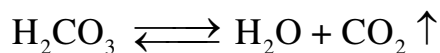


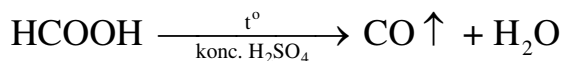
- Metālu oksīdi veidojas, sadaloties mazšķīstošajiem sārmjiem un nešķīstošām bāzēm.

Piemērām:



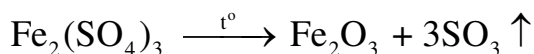
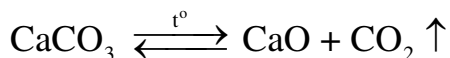
- Oksīdi veidojas, sadaloties dažām skābēm:





- Oksīdus iegūst arī sadalot sāļus.

Piemērām:



Skābes

Vielu skābās īpašības

Priekšstats par to, kādas vielas ir uzskatamas par skābēm, ir attīstījies vēsturiski. Atbilstoši vienai no senākām teorijām (H. Devijs, 1815), par skābēm uzskatīja vielas, kas satur ūdeņradi, kas spēj aizvietoties ar metāliem. Vēlāk (S. Arrēniuss, 1886) pār skābēm sāka uzskatīt elektrolītus, kas, sadaloties jonus (disociējot), veido pozitīvi uzlādētus ūdeņraža jonus H^+ (protonus). Ūdens šķīdumos ūdeņraža joni savienojas ar ūdens molekulām, veidojot hidroksoniya jonus H_3O^+ . Mūsdienās skābās īpašības saista ar daļiņu spēju zaudēt protonus (J. N. Brensteds, T. M. Lourijs, 1923).

Skābju izplatība dabā

3.1.2. Skābju klasifikācija

Ir vairākas pieejas skābju grupēšanai.

- Atkarībā no tā, ir skābes sastāvā elements skābeklis, vai nav, skābes daļa divās grupās, un proti – skābekli saturošajās un skābekli nesaturošajās.

Skābekli nesaturošās skābes	Skābekli saturošās skābes
HF, HCl, HBr, HI, H ₂ S, HCN u. c.	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ , CH ₃ COOH u. c.

- Pēc ūdeņraža atomu skaita, kas spēj aizvietoties ar metāliem, izšķir vienvērtīgās, divvērtīgās, trīsvērtīgās utt. skābes.

Vienvērtīgas skābes	Divvērtīgas skābes	Trīsvērtīgas skābes
HCl, HNO ₃ , CH ₃ COOH u. c.	H ₂ S, H ₂ SO ₄ , H ₂ C ₂ O ₄ u. c.	H ₃ PO ₄ , H ₃ AsO ₄ u. c.

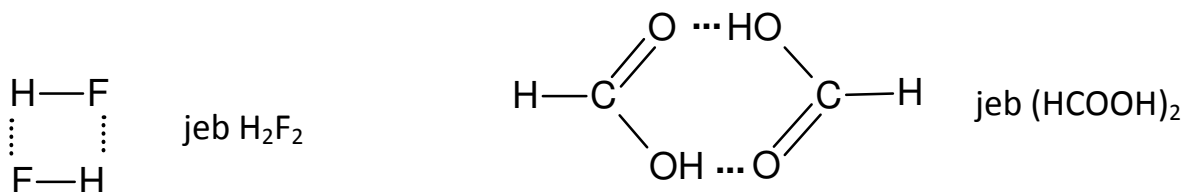
- Pēc spējas disociēt standartos apstākļos, skābes nosacīti daļa stiprajos elektrolītos, vidēji stiprajos elektrolītos un vājajos elektrolītos.

Stiprie elektrolīti	Vidēji stiprie elektrolīti	Vājie elektrolīti
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , HClO ₃ , HClO ₄ , H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄ (pēc pirmās disociācijas pakāpes) u. c.	HF, H ₃ PO ₄ (pēc otrās disociācijas pakāpes), HCOOH u. c.	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO ₂ , HClO, H ₃ PO ₄ (pēc trešās disociācijas pakāpes), C _n H _{2n+1} COOH (kur n > 0) u. c.

Skābju uzbūve

Skābes ir vielas ar molekulāru uzbūvi. Skābju molekulās pastāv kovalentas polāras ķīmiskas saites.

Starp dažu skābju molekulām pastāv ūdeņraža ķīmiskas saites arī. Piemērām, dimēru veidā eksistē fluorūdeņražskābe un metānskābe (skudrskābe):



Fluorūdeņraža dimērs

Skudrskābes dimērs

Skābju fizikālās īpašības

Pēc agregātstāvokļa skābes var būt gan cietas, gan šķidras vielas. Normālajos apstākļos cietajā agregātstāvoklī atrodas ortofosforskābe, etiķskābe, skābeņskābe, citronskābe, stearīnskābe u. c. Šķidras vielas ir slāpekļskābe, sērskābe u. c.

Dažas skābes pastāv tikai šķīdumu veidā. Piemērām, atbilstošu gāzveida vielu šķīdumi ūdenī ir halogēnūdeņražskābes (HF, HCl, HBr, HI) un sērūdeņražskābe.

Ļoti atšķaidītu šķīdumu veidā pastāv sērūdeņražskābe, sērpaskābe un ogļskābe. Tajā pašā laikā ūdenī praktiski nešķīst silīcijskābe, stearīnskābe u. c.

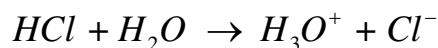
Skābju ķīmiskas īpašības

- Skābes ir elektrolīti. Ūdens šķīdumos tās, disociējot, veido pozitīvi uzlādētus ūdeņraža jonus H^+ (precīzāk – hidroksonija jonus H_3O^+) un skābes atlikuma jonus.

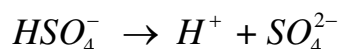
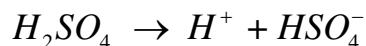
Piemērām:



Precīzāk:

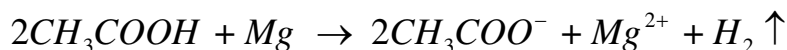
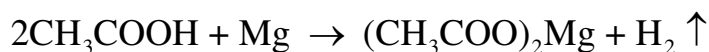
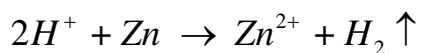
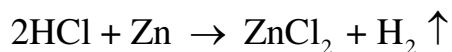


Daudzvērtīgās skābes disociē pakāpeniski. Piemērām:

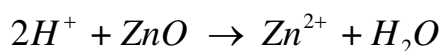
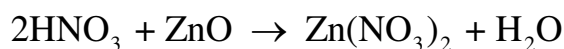
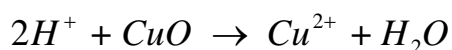
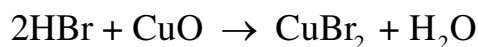


Ūdeņraža (hidroksonija) jonu klātbūtne skābju šķīdumos ir par iemeslu šo šķīdumu spējai mainīt indikatoru krāsu. Piemērām, zilajam lakmusam, oranžajam metiloranžam un universālajam indikatoram krāsa paliek sarkana.

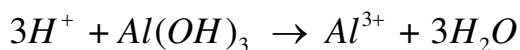
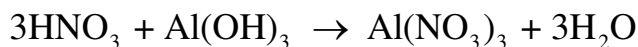
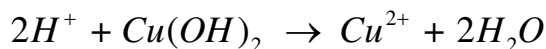
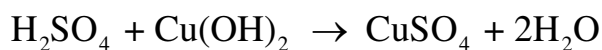
▪ Skābes spēj reaģēt ar metāliem⁴. Rezultātā veidojas sāls un izdalās ūdeņradis⁵.
Piemērām:



▪ Skābes reagē ar bāziskajiem un amfotērajiem oksīdiem, veidojot sāļus.
Piemērām:



▪ Skābes reagē ar bāzēm un ar amfotērajiem hidroksīdiem, veidojot sāļus.
Piemērām:



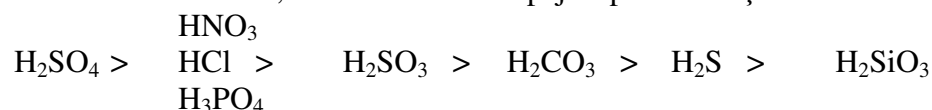
▪ Skābes spēj reaģēt ar sāļiem⁶. Norisinās apmaiņas reakcija – veidojas jauna skābe un jaunais sāls.

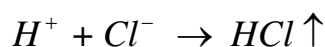
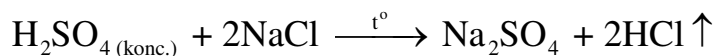
Piemērām:

⁴ Metāli, kas atrodas aktivitātes rindā (elektroķīmiskajā spriegumu rindā) aiz ūdeņraža (piemērām: Cu, Hg, Ag, Au), nespēj izspiest ūdeņradi no skābēm.

⁵ Slāpekļskābe un koncentrētā sērskābe reagē ar metāliem savādāk (sk. 3.1.6 un 3.1.7.).

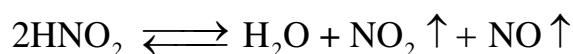
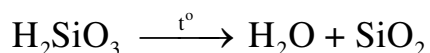
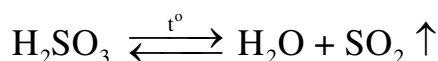
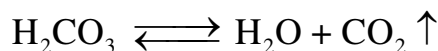
⁶ Lai secinātu par šādas reakcijas iespējamību, ir jāņem vērā «skābju aktivitātes rinda». Šinī rindā skābes tika sakārtotas tādā secībā, kādā tās cita citu spēj izspiest no sāļiem:



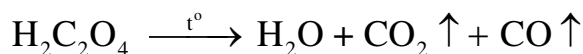
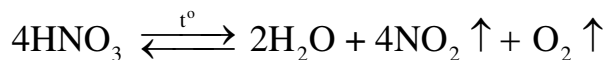


- Dažas skābes viegli sadalās.

Visvieglāk sadalās oglekļa skābe, sērskābe, silīcijskābe un slāpekļskābe:



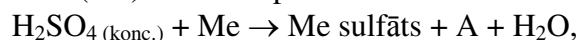
Ir skābes, kas sadalās pie augstākās temperatūrās:



Koncentrētas sērskābes ķīmisko īpašību īpatnības

Pateicoties sēram ar oksidēšanas pakāpi +6, koncentrēta sērskābe izrada stipra oksidētāja īpašības.

- Mijiedarbība ar metāliem (Me) norisinās pēc shēmas:



kur A – ir viela, kas satur sēru ar oksidēšanas pakāpi +4, 0 vai arī –2 (atbilstoši – SO₂, S vai nu H₂S).

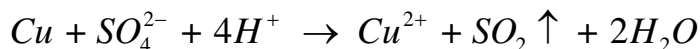
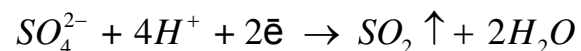
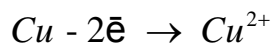
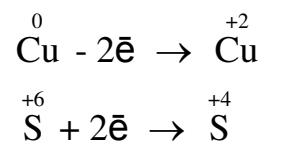
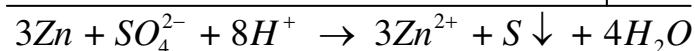
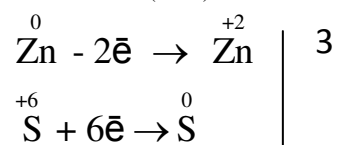
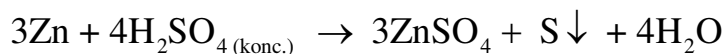
To, cik lielā mērā sērs maina oksidēšanas pakāpi, ir atkarīgs no apstākļiem, it īpaši – no metāla reducējošām īpašībām (ar citiem vārdiem – no metāla aktivitātes). Reakcijas rezultātā parasti veidojas augstāk minētu reducēšanas produktu maisījums, kurā dominē kāds no tiem. Lai būtu vieglāk aptuveni spriest par produktiem, kas rodas šādas reakcijas rezultātā, var izmantot datus, kas ir atrodami tabulā.

tabula

Sēra reducēšanas produkti, kas rodas koncentrētai sērskābei reaģējot ar metāliem

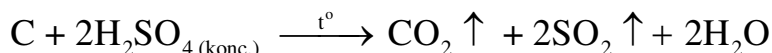
Metāli	Sārnu un sārmezemju metāli	Mg, Zn, Al (t°)	Mazāk aktīvi metāli	Au, Pt
Produkts A	$\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} \uparrow$	$\overset{0}{\text{S}} \downarrow$	$\overset{+4}{\text{SO}_2} \uparrow$	nereaģē
Ļoti koncentrēta H_2SO_4 pie parastās temperatūrās (bez karsēšanas) pasīvē Al, Fe un Cr.				

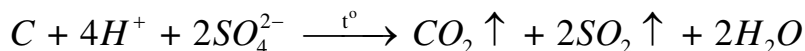
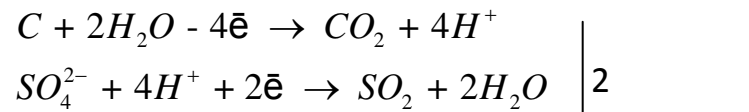
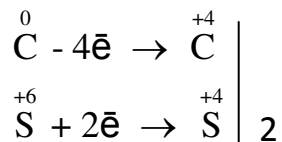
Izskatīsim dažus piemērus.



- Koncentrēta sērskābe spēj oksidēt nemetālus sēru un oglekli. Viens no reakcijas produktiem ir sēra(IV) oksīds.

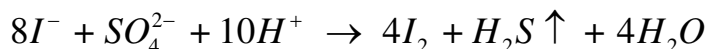
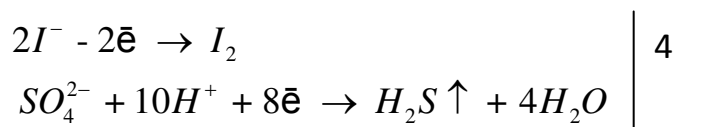
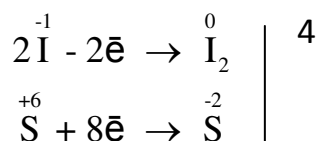
Piemērām:





- Koncentrēta sērskābe spēj oksidēt arī saliktas vielas, kurām ir reducējošās īpašības: dzelzs(II) savienojumus, hroma(II) savienojumus, sērūdeņradi, bromūdeņradi, jodūdeņradi, sulfīdus, bromīdus, jodīdus u. c.

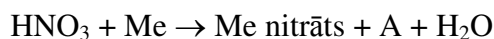
Piemērām:



Slāpekļskābes ķīmisko īpašību īpatnības

Slāpekļskābei, pateicoties slāpeklim ar oksidēšanas pakāpi +5, ir raksturīgas stipra oksidētāja īpašības.

- Slāpekļskābei reaģējot ar metāliem (Me), parasti ūdeņradis neizdalās. Mijiedarbība norisinās atbilstoši shēmai:



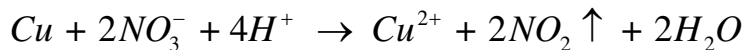
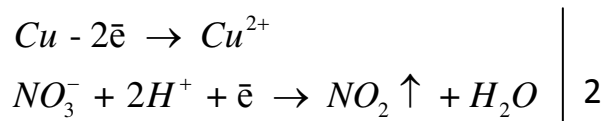
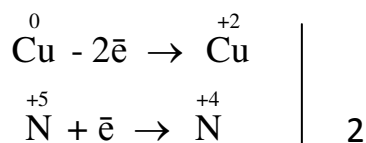
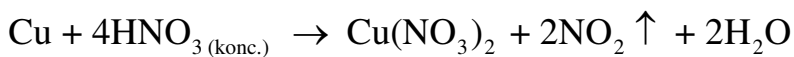
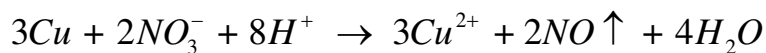
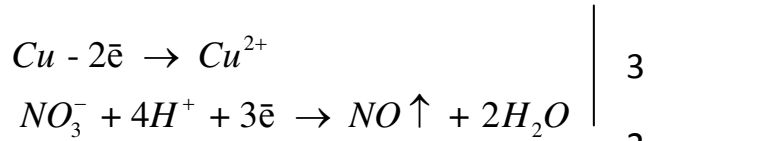
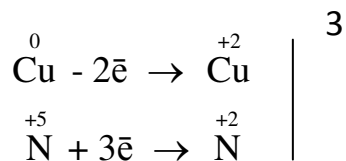
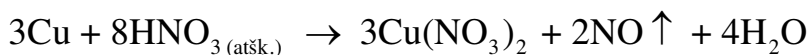
To, cik dziļi reducējās slāpekļskābe, ir atkarīgs gan no metāla reducētspējas (aktivitātes), gan no slāpekļskābes koncentrācijas. Tā pat, kā koncentrētās sērskābes gadījumā, slāpekļskābei reaģējot ar metāliem, parasti veidojas reducēšanas produktu maisījums, kurā pārsvarā atrodas viens no tiem. Tabulā tika apkopoti provizorisks dati par to, kāds no produktiem, kas satur reducēto slāpekli, veidojas šādu reakciju rezultātā.

Tabula

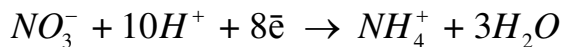
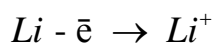
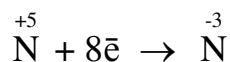
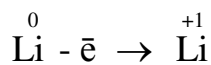
Slāpekļa reducēšanas produkti, kas rodas slāpekļskābei reaģējot ar metāliem

Metāli	Sārmu metāli, Mg, sārmzemju metāli, Zn, Al (t ^o)	Mazāk aktīvie metāli	Au, Pt
Koncentrēta HNO ₃	⁺¹ N ₂ O ↑, ⁰ N ₂ ↑	⁺⁴ NO ₂ ↑	nereaģē
Atšķaidīta HNO ₃	⁻³ NH ₄ NO ₃	⁺² NO ↑	nereaģē
Ļoti koncentrēta HNO ₃ pie parastās temperatūrās (bez karsēšanas) pasīvē Al, Fe un Cr.			

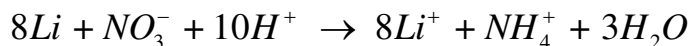
Piemērām:



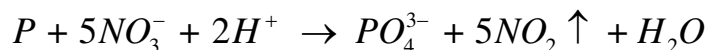
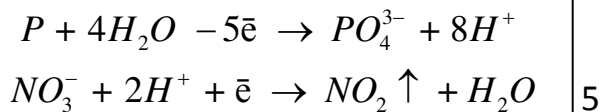
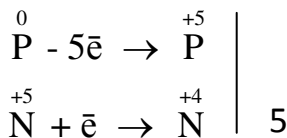
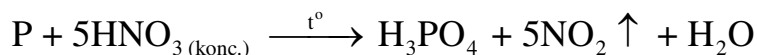
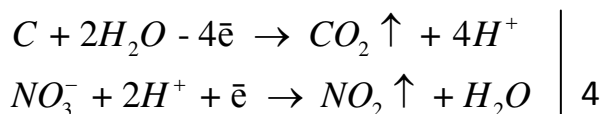
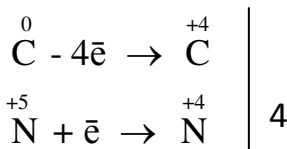
8



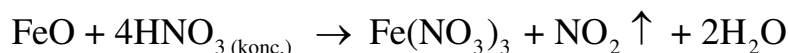
8

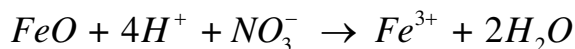
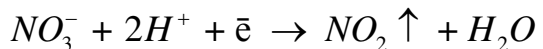
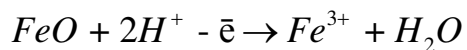
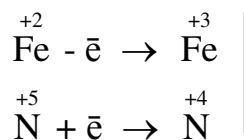


▪ Slāpekļskābe spēj oksidēt dažus nemetālus (piemērām C, P, S).
Koncentrētai slāpekļskābei reaģējot ar nemetāliem izdalās slāpekļa(IV) oksīds, bet atšķaidītas slāpekļskābes gadījumā veidojas slāpekļa(II) oksīds:



▪ Slāpekļskābe spēj oksidēt vairākas saliktas vielas, kurām piemīt reducētāja īpašības.
Piemērām:

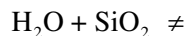
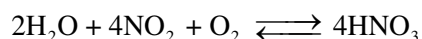
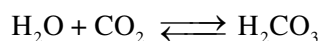
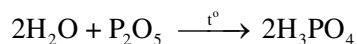
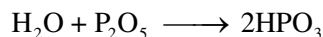
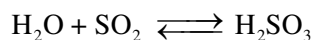
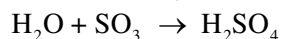




Skābju iegūšana

Vispārīgie skābju iegūšanas paņēmieni

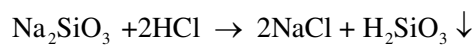
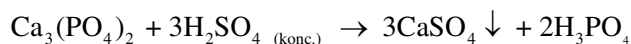
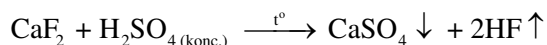
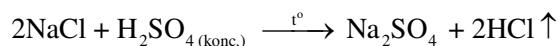
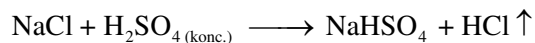
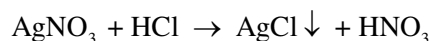
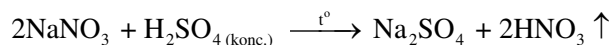
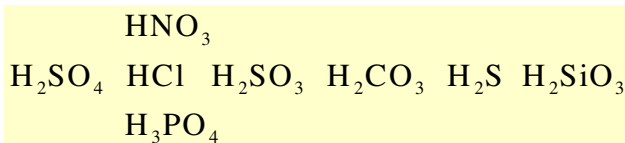
Skābes rodas, **skābiem oksīdiem** reaģējot **ar ūdeni**



Skābes veidojas citu **skābju** apmaiņas reakcijās ar **sāļiem**

Izvērtējot reakcijas iespējamību, var izmantot šādu skābju rindu:

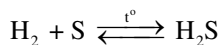
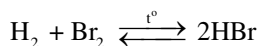
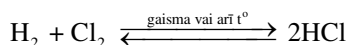
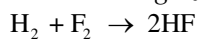
Skābes, kuras rindā atrodas pa kreisi, spēj izspiest no sāļiem skābes, kuras atrodas pa labi



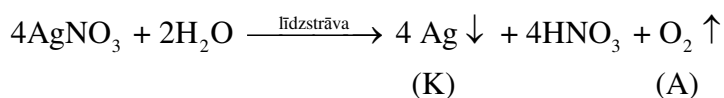
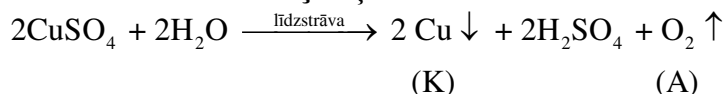
Skābekli nesaturošās skābes var iegūt, šķīdinot ūdenī gāzveida **nemetālu savienojumus ar ūdeņradi**

HF, HCl, HBr, HI, H₂S

Atbilstošās gāzes (izņemot HI) var iegūt nemetāliem reaģējot ar ūdeņradi



Skābes var veidoties **sāļu** šķīdumu elektrolīzē



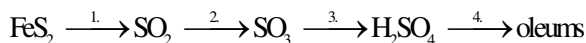
Skābju iegūšana rūpniecībā

Sērskābes ražošana

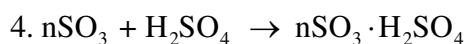
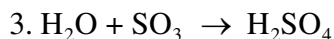
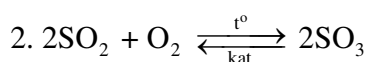
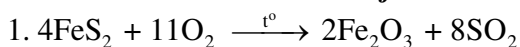
A. Izejvielas

Pirīts FeS₂, gaiss, ūdens

B. Sērskābes ražošanas shēma



C. Sērskābes ražošanas stadijas

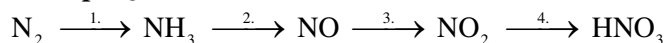


Slāpekļskābes ražošana

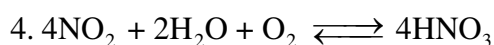
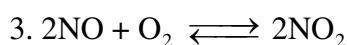
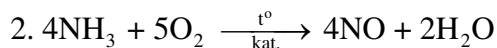
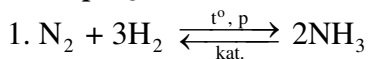
A. Izejvielas

Gaiss, dabasgāze, ūdens

B. Slāpekļskābes ražošanas shēma



C. Slāpekļskābes ražošanas stadijas

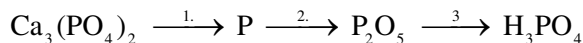


Ortofosforskābes ražošana (1.)

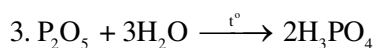
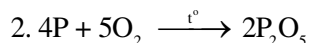
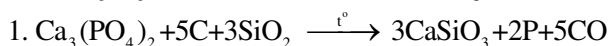
A. Izejvielas

Fosforīts $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, kokss C, smilts, ūdens

B. Ortofosforskābes ražošanas shēma



C. Ortofosforskābes ražošanas stadijas

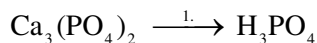


Ortofosforskābes ražošana (2.)

A. Izejvielas

Fosforīts $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, sērskābe

B. Ortofosforskābes ražošanas shēma



C. Ortofosforskābes ražošana

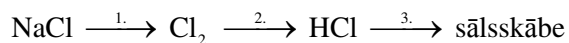


Sālsskābes ražošana

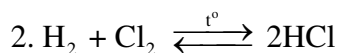
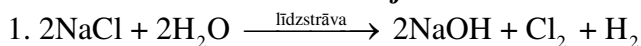
A. Izejvielas

Akmenssāls NaCl, dabasgāze, ūdens

B. Sālsskābes ražošanas shēma



C. Sālsskābes ražošanas stadijas

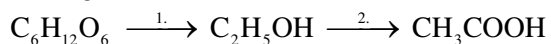


Pārtikas etiķskābes ražošana

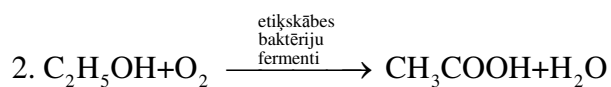
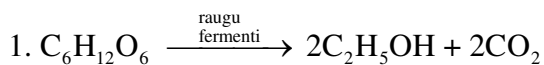
A. Izejvielas

Augļi vai ogas (glikoze $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)

B. Etiķskābes ražošanas shēma



C. Etiķskābes ražošanas stadijas



Bāzes

Definīcija

1. Par bāzēm sauc saliktas vielas, kuru sastāv no metāla un vienas vai vairākam hidroksogrupām.
2. No elektrolītiskās disociācijas teorijas viedokļa, par bāzēm sauc elektrolītus, kuri, disociējot, veido pozitīvi lādētos metāla jonus un negatīvi lādētos hidroksīdjonus.
3. No protolītu teorijas viedokļa bāziskas īpašības ir jebkurai daļiņai, kura dotajā reakcijā pievieno protonu.

Bāzu fizikālās īpašības

Metālu hidroksīdi normālajos apstākļos ir cietas kristāliskās vielas.

Bāzēm var būt dažāda krāsa.

Bāzu krāsa

Bāzes krāsa	Piemēri
Balta krāsa	LiOH, Mg(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ , Mn(OH) ₂
Brūna krāsa	Fe(OH) ₂
Zila krāsa	Cu(OH) ₂
Gaiši zaļa krāsa	Ni(OH) ₂

Bāzu klasifikācija

Bāzes ir pieņemts grupēt pēc šķīdības ūdenī. Ūdenī šķīstošās bāzes sauc par sārmiem.

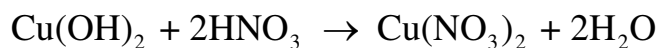
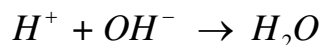
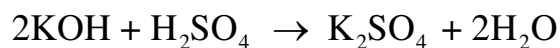
Šķīstošas bāzes jeb sārmi		Praktiski nešķīstošas bāzes
Labi šķīstošas bāzes	Mazšķīstošas bāzes	
NaOH	LiOH	Cu(OH) ₂
KOH	Ca(OH) ₂	Fe(OH) ₂
RbOH	Sr(OH) ₂	Fe(OH) ₃
CsOH	Ba(OH) ₂	Ni(OH) ₂
FrOH	Ra(OH) ₂	Mn(OH) ₂
Un arī ožamais spirts NH ₃ ·H ₂ O		Cr(OH) ₂ u.c.

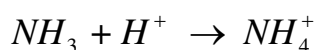
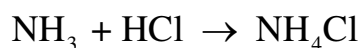
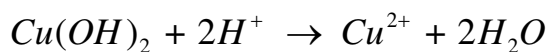
Bāzu ķīmiskas īpašības

Vispārīgās bāzu ķīmiskas īpašības

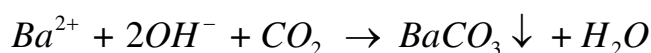
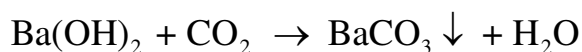
- Vielas ar bāziskām īpašībām spēj reaģēt ar skābēm, veidojot sāļus.

Piemērām:





▪ Bāzes spēj reaģēt ar vairākiem skābajiem oksīdiem, veidojot sāļus.
Piemērām:

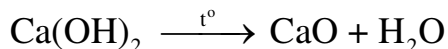
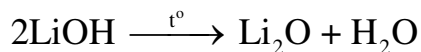


Sārnu raksturīgas ķīmiskas īpašības

▪ Sārnu šķīdumos pastāv hidroksiljoni OH^- , tāpēc sārnu šķīdumi maina indikatoru krāsu. Piemērām, bezkrāsains fenolftaleīns paliek aveņsakrašns, bet universālajam indikatoram un lakmusam krāsa paliek zila.

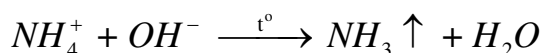
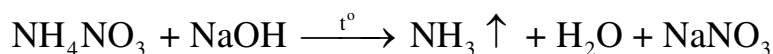
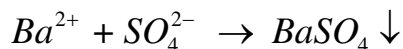
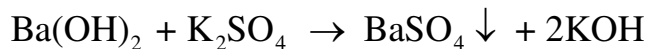
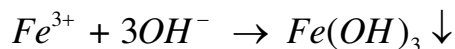
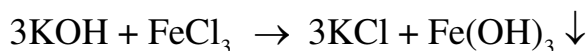
▪ Labi šķīstošie sārmī karsējot kūst nesadaloties. Tajā pašā laikā mazšķīstošie sārmī karsējot sadalās.

Piemērām:



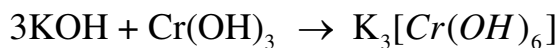
▪ Sārmī spēj reaģēt ar sāļu šķīdumiem. Apmaiņas reakcija ir iespējama, ja rezultātā rodas praktiski nešķīstošs savienojums, vājš elektrolīts, vai arī gāze.

Piemērām:

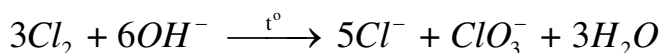
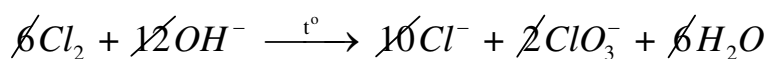
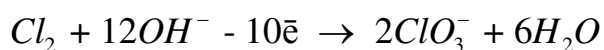
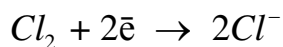
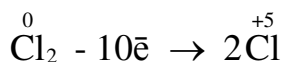
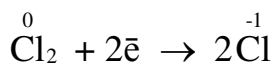
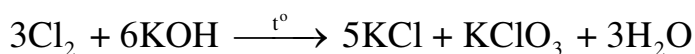
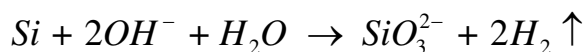
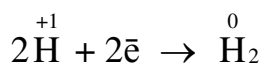
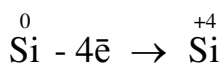
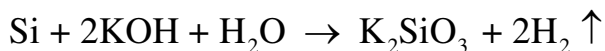
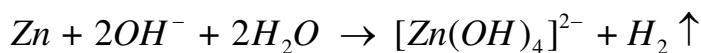
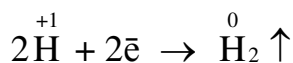
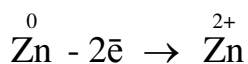
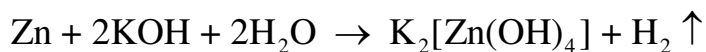


▪ Sārmī reaģē ar amfotērajiem oksīdiem gan šķīdumos, gan kausējumos.

▪ Sārnu šķīdumi reaģē ar amfotērajiem hidroksīdiem, veidojot kompleksus sāļus.
Piemērām:



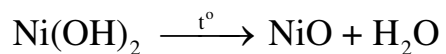
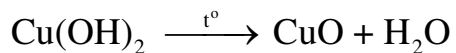
▪ Sārmi spēj reaģēt ar dažām vienkāršām vielām (ar halogēniem, Si, Zn, Al u. c.).
Piemērām:



Ūdenī praktiski nešķīstošo bāzu ķīmiskās īpašības

Nešķīstošas bāzes karsējot sadalās⁷. Veidojas bāziskais oksīds un ūdens.

Piemēram:

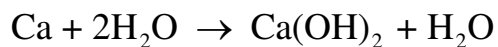
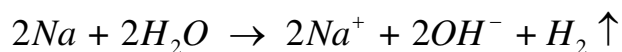
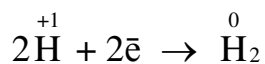
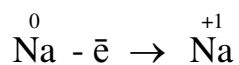
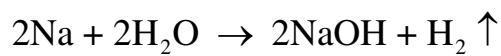


Bāzu iegūšana

Sārmu iegūšanas paņēmieni

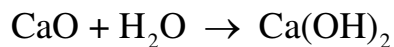
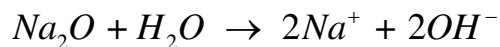
- Sārmi veidojas sārmu un sārmzemju metāliem reaģējot ar ūdeni.

Piemērām:



- Sārmi veidojas sārmu un sārmzemju metālu oksīdiem reaģējot ar ūdeni.

Piemērām:



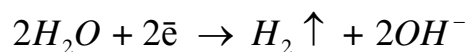
- Sārmus var iegūt elektrolizējot sārmu un sārmzemju metālu sāļu šķīdumus.

Piemērām:



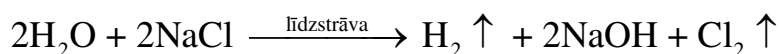
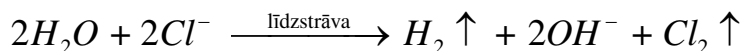
⁷ Sudraba hidroksīds un dzīvsudraba hidroksīds nepastāv, jo sadalās pat bez karsēšanas.

K (-) Na^+



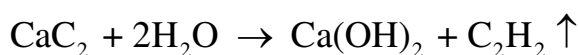
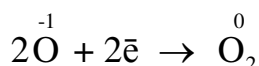
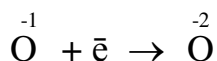
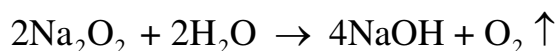
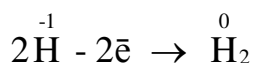
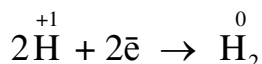
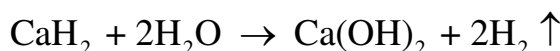
A (+) $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2 \uparrow$

H_2O



- Sārmi veidojas hidrolizējoties aktīvu metālu hidrīdiem, peroksīdiem, karbīdiem, nitrīdiem utt.

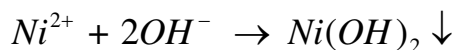
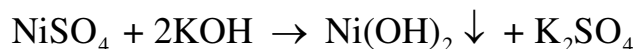
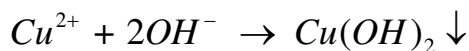
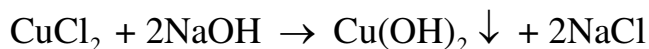
Piemērām:



Nešķīstošu bāzu iegūšanas paņēmieni

- Nešķīstošās bāzes iegūst apmaiņas reakcijās starp sārmu šķīdumiem un atbilstošu metālu sāļu šķīdumiem⁸.

Piemērām:



⁸ Šādi var iegūt mājšķīstošus sārmus arī.

Amfotērie oksīdu hidrāti

I. Definīcija

Par *amfotērajiem* sauc hidroksīdus (*oksīdu hidrātus*), kuri spēj reaģēt gan ar *skābēm* gan ar *sārmim*, veidojot *sāļus*.

II. Amfotēro hidroksīdu piemēri

Hidroksīdu veidojošā ķīmiskā elementa <i>oksidēšanas pakāpe</i> ir	+2	Zn(OH) ₂	Be(OH) ₂	Pb(OH) ₂	Sn(OH) ₂
	+3	Al(OH) ₃	Cr(OH) ₃		
	+4	MnO(OH) ₂			

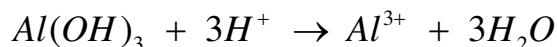
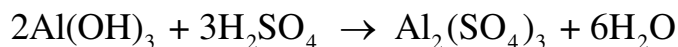
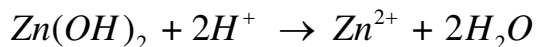
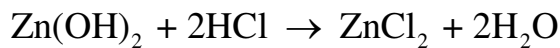
Amfotēro hidroksīdu fizikālās īpašības

Cietas vielas. Praktiski nešķīst ūdenī. Parasti amfotēriem hidroksīdiem ir balta krāsa. Hroma(III) hidroksīdam ir pelēcīgi zaļa krāsa.

Amfotēro hidroksīdu ķīmiskas īpašības

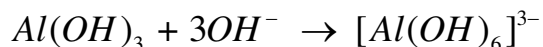
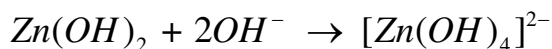
- Amfotērie hidroksīdi spēj reaģēt ar skābēm, veidojot sāļus.

Piemērām:



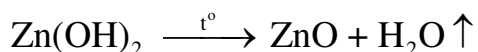
- Amfotērie hidroksīdi spēj reaģēt ar sārmim, veidojot sāļus.

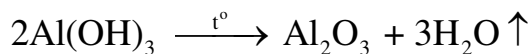
Piemērām:



- Amfotērie hidroksīdi karsējot sadalās.

Piemērām:

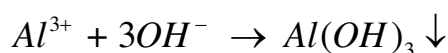
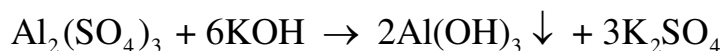
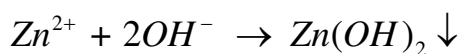
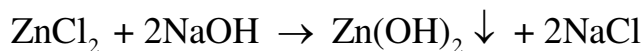




Amfotēro hidroksīdu iegūšanas paņēmieni

Amfotēros hidroksīdus iegūst apmaiņas reakcijās starp atbilstošo sāļu un sārmu šķīdumiem⁹.

Piemērām:



Sāļi

Definīcija

Par sāļiem sauc saliktas vielas, kuru sastāvā ir metāli (vai arī amonija joni) un skābju atlikumi.

Sāļu klasifikācija

Sāļus ir pieņemts grupēt, izejot no to sastāva.

Normālie sāļi

Par normālajiem sāļiem sauc sāļus, kas sastāv no metāla (vai arī amonija joniem) un skābes atlikuma.

Piemērām:

NaCl – nātrija hlorīds

Fe(NO₃)₃ – dzelzs(III) nitrāts

Ca₃(PO₄)₂ – kalcija ortofosfāts

(NH₄)₂SO₄ – amonija sulfāts

CH₃COOK – kālija acetāts

Skābie sāļi

Par skābajiem sāļiem sauc tādus sāļus, kuros skābes atlikuma joni ir saistīti gan ar metāla joniem gan ar ūdeņraža joniem.

Šādos sāļos atlikuma no skābes vērtība ir vienāda ar ūdeņraža atomu skaitu, ko «zaudēja» skābe

⁹ Sārms nedrīkst būt pārākumā.

Sāļu nosaukumus atvasina no normālo sāļu nosaukumiem, sāls sastāvā ietilpstošo ūdeņraža jonu apzīmējot ar vārdu «**hidrogēn**». To nosauc pirms anjona nosaukuma. Piemēram

- $\overset{\text{II}}{\text{Mg}}(\overset{\text{I}}{\text{HCO}_3})_2$ magnija **hidrogēn**karbonāts
- $(\overset{\text{I}}{\text{NH}_4})_2\overset{\text{II}}{\text{HPO}_4}$ amonija **hidrogēn**ortofosfāts
- $\text{NH}_4\overset{\text{I}}{\text{H}_2\text{PO}_4}$ amonija **dihidrogēn**ortofosfāts

Bāziskie sāļi

Par bāziskajiem sāļiem sauc tādus sāļus, kuros metāla joni ir saistīti gan ar skābes atlikuma joniem gan ar hidroksīdjoniem.

Šādos sāļos atlikuma no bāzes vērtība ir vienāda ar hidroksīdgrupu skaitu, ko «zaudēja» bāze. Sāļu nosaukumus atvasina no normālo sāļu nosaukumiem, hidroksīdgrupu apzīmējot ar vārdu «hidrokso». To nosauc pirms anjona nosaukuma. Piemēram,

- $(\overset{\text{I}}{\text{CuOH}})_2\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$ vara hidroksokarbonāts
- $\overset{\text{II}}{\text{AlOH}}(\overset{\text{I}}{\text{NO}_3})_2$ alumīnija hidroksonitrāts
- $\overset{\text{I}}{\text{Al(OH)}}_2\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$ alumīnija dihidroksonitrāts

Dubultsāļi

Par dubultsāļiem sauc sāļus, kuros skābju atlikumu joni ir saistīti ar divu dažādu metālu joniem. Sāļu nosaukumus veido no abu sāļi veidojošo metālisko elementu nosaukumiem ģenitīvā, tiem pievienojot skābes atlikuma nosaukumu. Dubultsāļu piemēri:

- $\overset{\text{IV}}{\text{KAl}}(\overset{\text{I}}{\text{I}}\overset{\text{III}}{\text{SO}_4})_2$ kālija, alumīnija sulfāts
- $\overset{\text{IV}}{\text{NH}_4\text{Fe}}(\overset{\text{I}}{\text{I}}\overset{\text{III}}{\text{SO}_4})_2$ amonija, dzelzs(III) sulfāts

Jauktie sāļi

Par jauktiem sāļiem sauc sāļus, kuros metāla joni ir saistīti ar divu dažādu skābju atlikumu joniem. Piemērs:

- $\overset{\text{II}}{\text{Ca}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}\overset{\text{I}}{\text{ClO}}$ kalcija hlorīds, hipohlorīts

Kompleksie sāļi

Sāļi ar komplicēto sastāvu, kuros bez kompleksa veidotāja ir arī ligandes un ārējās sfēras joni. Komplekso sāļu piemēru:

- $\overset{\text{I}}{\text{K}_2}[\overset{\text{II}}{\text{Zn(OH)}_4}]$ kālija tetrahidroksocinkāts

- $\overset{\text{I}}{\text{K}}_3 [\overset{\text{III}}{\text{Al}(\text{OH})_6}]$ kālija heksahidroksaalumināts
- $\overset{\text{I}}{\text{K}}_3 [\overset{\text{III}}{\text{Fe}(\text{CN})_6}]$ kālija heksacianoferrāts(III)

Sāļu fizikālās īpašības

Sāļi ir cietas kristāliskas vielas.

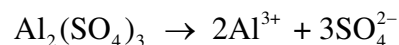
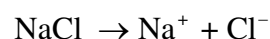
Sāļi atšķiras savā starpā pēc krāsas. Tabulā ir atrodami atbilstoši piemēri.

Sāļi krāsa

Sāls krāsa	Piemēri
Balta krāsa	AgCl, BaSO ₄ , CuSO ₄ , Ca ₃ (PO ₄) ₂ , CaCO ₃ , ZnS
Melna krāsa	PbS, FeS, CuS, Ag ₂ S
Dzeltena krāsa	Ag ₃ PO ₄ , PbI ₂ , hromātiem un hromātu šķīdumiem
Zila krāsa	CuSO ₄ ·5H ₂ O, vara sāļu šķīdumiem
Gaiši zaļa krāsa	Niķeļa sāļiem, niķeļa sāļu šķīdumiem
Brūna krāsa	Dzelzs(III) sāļiem, dzelzs(III) sāļu šķīdumiem
Oranža krāsa	Dihromātiem un dihromātu šķīdumiem

Sāļu ķīmiskas īpašības

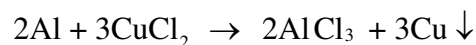
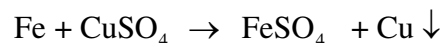
Ūdens šķīdumos sāļi disociē (sadalās) pozitīvi lādētos metāla jonus un negatīvi lādētos skābes atlikuma jonus



Sāļi spēj reaģēt ar metāliem.

Norisinās aizvietošanas reakcija: ķīmiski aktīvākais metāls izspiež mazāk aktīvo atbilstoši metālu aktivitātes rindai.

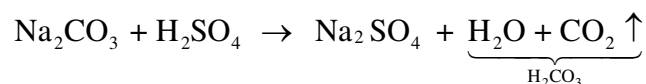
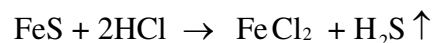
Sāls + metāls → sāls + metāls



Sāļi spēj reaģēt ar skābēm.

Reakcijas norisinās atbilstoši skābju aktivitātes rindai (skat. tabulu «Skābju ķīmiskās īpašības»).

Sāls + skābe → sāls + skābe

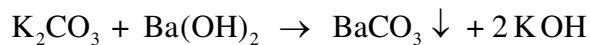
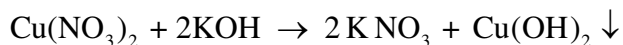


Šķīstošie sāļi spēj reaģēt ar sārmiem.

Reakcija iespējama, ja rezultātā rodas kaut viens nešķīstošs savienojums (skat. tabulu «Bāzu

ķīmiskās īpašības»).

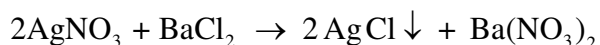
Sāls + bāze → sāls + bāze



Šķīstošie sāļi spēj reaģēt ar citiem šķīstošiem sāļiem.

Apmaiņas reakcija ir iespējama gadījumā, ja rodas kaut viens nešķīstošs savienojums.

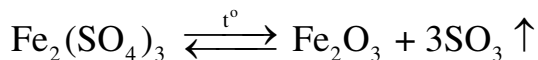
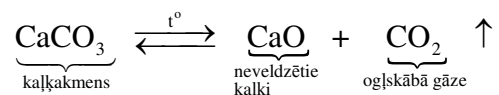
Sāls + sāls → sāls + sāls



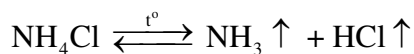
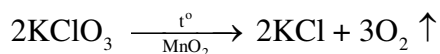
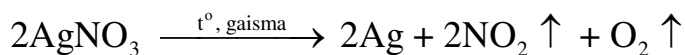
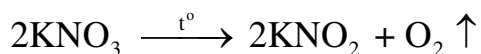
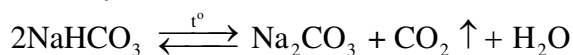
Vairāki sāļi karsējot sadalās.

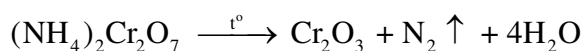
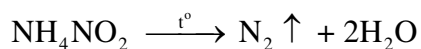
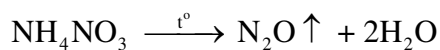
Veidojas bāziskais oksīds un skābais oksīds.

Sāls → metāla oksīds + nemetāla oksīds



Ir arī sāļi, kuri sadalās savādāk

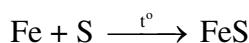
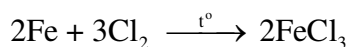




Sāļu iegūšana

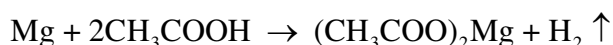
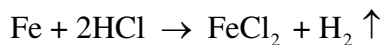
Vispārīgie sāļu iegūšanas paņēmieni

1. Sāļi var veidoties *metāliem* reaģējot ar *nemetāliem*



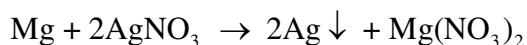
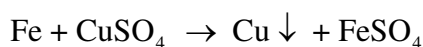
Metāls + nemetāls → sāls

2. Sāļi rodas *metāliem* reaģējot ar *skābēm*



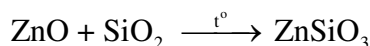
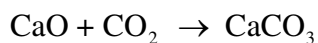
Metāls + skābe → sāls + ūdeņradis

3. Sāļi rodas *metāliem* reaģējot ar *sāļiem*

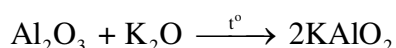


Metāls + sāls → metāls + sāls

4. Sāļi var veidoties *oksīdiem* reaģējot savā starpā



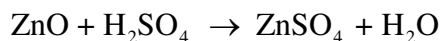
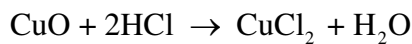
Bāziskais oksīds + skābais oksīds → sāls



Amfotērais oksīds + skābais oksīds → sāls

Bāziskais oksīds + amfotērais oksīds → sāls

5. Sāļi rodas *bāziskajiem un amfotērajiem oksīdiem* reaģējot ar *skābēm*



Bāziskais oksīds + skābe → sāls + ūdens

Amfotērais oksīds + skābe → sāls + ūdens

6. Sāļi rodas **skābajiem un amfotērajiem oksīdiem** iedarbojoties ar **sārmiem**

Skābais oksīds + sārms → sāls + ūdens

Amfotērais oksīds + sāрма kausējums → sāls + ūdens

Amfotērais oksīds + sāрма šķīdums → kompleksais sāls

7. Sāļi rodas skābēm reaģējot ar bāzēm un ar amfotērajiem hidroksīdiem

Skābe + bāze → sāls + ūdens

Skābe + amfotērs hidroksīds → sāls + ūdens

8. Sāļi rodas **skābēm** reaģējot ar **sāļiem**

Skābe + sāls → skābe + sāls

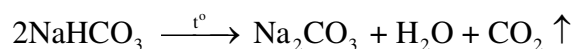
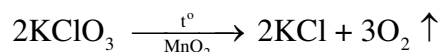
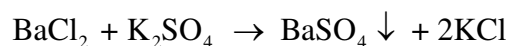
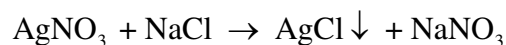
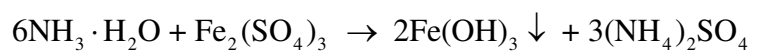
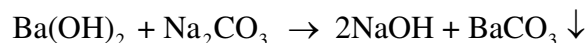
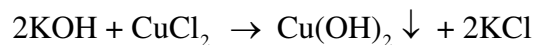
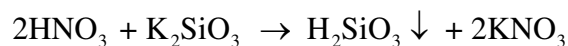
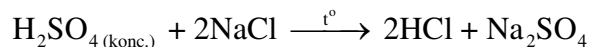
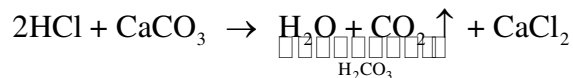
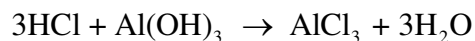
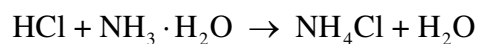
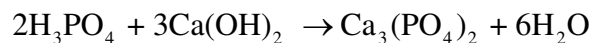
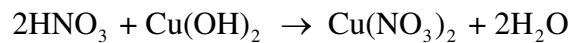
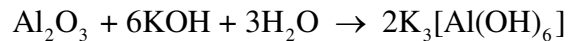
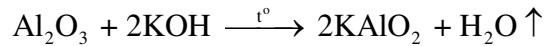
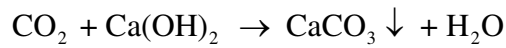
9. Sāļi rodas **sārmiem** reaģējot ar **sāļiem**. Apmaiņas reakcija norisinās šķīdumā

Bāze + sāls → bāze + sāls

10. Sāļi rodas citiem **sāļiem** reaģējot savā starpā. Apmaiņas reakcija norisinās šķīdumā

Sāls + sāls → sāls + sāls

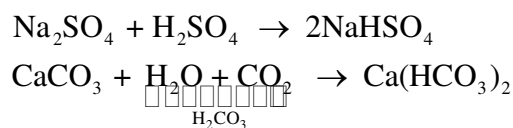
11. Sāļi rodas sadaloties dažiem citiem **sāļiem**



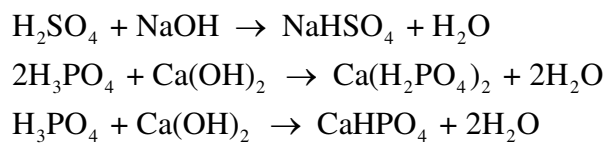
Skābo un bāzisko sāļu iegūšanas paņēmieni

Skābo sāļu iegūšanas paņēmieni

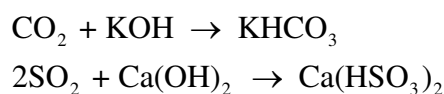
1. Skābie sāļi rodas **normāliem sāļiem** reaģējot ar **skābēm**



2. Skābie sāļi rodas **skābes** pārākumam reaģējot ar **bāzi**

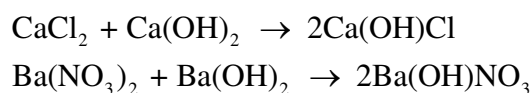


3. Skābie sāļi rodas **skābū oksīda** pārākumam reaģējot ar **bāzi**

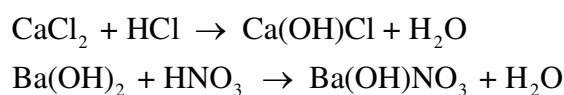


Bāzisko sāļu iegūšanas paņēmieni

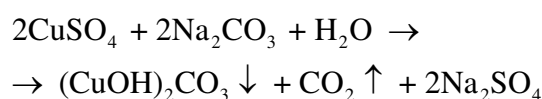
1. Bāziskie sāļi rodas **sārmim** reaģējot ar **sāļu** šķīdumiem



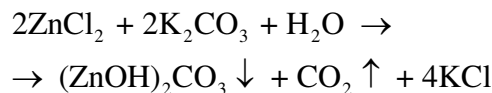
2. Bāziskie sāļi rodas **bāzes** pārākumam reaģējot ar **skābi**



3. Bāziskie sāļi var veidoties apmaiņas reakcijās starp **sāļu** šķīdumiem.

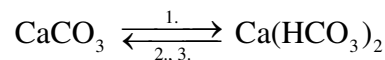
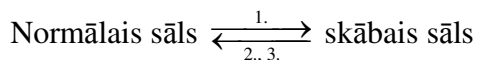


Piemēram, šādi veidojas vara(II), cinka un svina(II) hidroksokarbonāti



Normālo, skābo un bāzisko sāļu savstarpējās pārvērtības

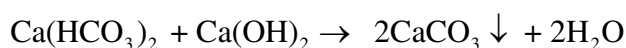
Normālo un skābo sāļu savstarpējās pārvērtības



1. Normālais sāls + skābe



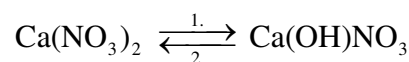
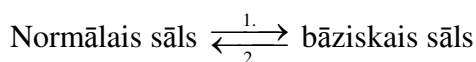
2. Skābais sāls + bāze



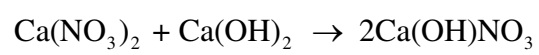
3. Hidrogēnkarbonāti (un hidrogēnsulfīti) karsējot sadalās



Normālo un bāzisko sāļu savstarpējās pārvērtības



1. Normālais sāls + sārms



2. Bāziskais sāls + skābe

