



LATVIJAS
UNIVERSITĀTE
ANNO 1919



Sārmu metāli

Litija klarks Zemes garozā ir $6 \cdot 10^{-3}$ %. Brīvā veidā litijs dabā nav sastopams. Savienojumu veidā tas ir ļoti plaši izplatīts dažādos silikātu minerālos galvenokārt kā kālija un nātrija pavadonis, bet atrodas tur niecīgās koncentrācijās.

Litijs veido arī pats savus minerālus: fosfātus un silikātus, no kuriem svarīgākie ir *ambigonīts* $(\text{Li}, \text{Na})\text{Al}(\text{F}, \text{OH})[\text{PO}_4]$, *triphilīns* $\text{Li}(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Mn}^{\text{II}})[\text{PO}_4]$, *spodumens* $\text{LiAl}[\text{SiO}_3]_2$, *lepidolīts* (litija vizla) $(\text{K}, \text{Li})\{\text{Al}_2(\text{OH}, \text{F})_2[\text{AlSiO}_3]_2$, *petalīts* $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_5]_2$ kā arī *kriolitionīts* $\text{Li}_3\text{Na}_3[\text{AlF}_6]_2$.

Nātrija klarks Zemes garozā ir 2,64 %, tātad tā ir nedaudz vairāk kā kālija (2,4 %). Savas lielās ķīmiskās aktivitātes dēļ nātrijs dabā brīvā veidā nav sastopams. Visizplatītākie nātrija minerāli ir dažādi silikāti, piem., *albīts* $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, u.c., taču rūpnieciskas nozīmes tiem nav. Saimnieciska nozīme ir nātrija sāļu atradnēm, kurās sastopami minerāli *akmenssāls* NaCl , *Čīles salpetris* NaNO_3 , *soda* Na_2CO_3 , *glaubersāls* $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ u.c. Nātrijs ietilpst arī minerāla *kriolīta* $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ sastāvā. Lielu nātrija hlorīda daudzumu satur jūru un okeānu ūdeņi - vidēji 3,0 % NaCl , kas atbilst $\sim 3,6 \cdot 10^{16}$ tonnām NaCl , kamēr tā sauszemes krājumi tiek vērtēti $\sim 10^{15}$ tonnas.

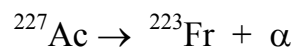
Kālijs dabā ir sastopams tikai savienojumu formā un tā klarks Zemes garozā ir 2,4 %. Visvairāk izplatītākie kālija minerāli ir *kālija laukšpats* $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, *kālija vizla* jeb *muskovīts* $\text{KAl}_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH}, \text{F})_2$, kā arī citi silikātu tipa minerāli. Kālija sāļu atradnēs galvenais esošais tā savienojums ir kālija hlorīds. To satur vairāki minerāli,

piem., *silvīns* KCl, *silvinīts* KNaCl₂, *karnalīts* KMgCl₃·6H₂O, *kainīts* KMgClSO₄·3H₂O u.c.. Otrs kālija sāļu atradnēs visbiežāk sastopamais savienojums ir kālija sulfāts. Arī tas ietilpst vairākos minerālos, no kuriem pazīstamākie ir dubultsāļi *šēnīts* K₂Mg(SO₄)₂·6H₂O, *langbeinīts* K₂Mg₂(SO₄)₃ un *polihalīts* K₂Ca₂Mg₂(SO₄)₄.

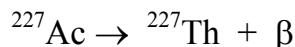
Kālija saturs jūras ūdenī ir tikai ~1/40 no nātrija satura. Izskaidrojums varētu būt tāds, ka kālija savienojumi, salīdzinot ar nātrija savienojumiem, daudz spēcīgāk absorbējas augsnē. Par tā iemeslu uzskata kālija jonu lielāko rādiuss nekā nātrija jonam. Līdz ar to šie joni netiek ienesti ūdenī un nenonāk tālāk jūrās. Dažādi augi satur relatīvi daudz kālija. Tos sadedzinot kālijs izdalās kālija karbonāta jeb potaša veidā.

Rubīdija klarks Zemes garozā ir tikai $2,9 \cdot 10^{-3}$, bet cēzija $6,5 \cdot 10^{-4}$ %. Šo elementu savienojumus ļoti niecīgos daudzumos parasti satur citi sārmu metālu minerāli. Salīdzinoši daudz rubīdija (līdz pat 1%) dažkārt ir kālija laukšpatos esošajā minerālā *lepidolītā* (K,Li){Al₂(OH,F)₂[AlSi₃O₁₀]}.
 Cēzijs veido arī pats savus minerālus, no kuriem pazīstamākais ir *polluks* CsAl[SiO₃]₂·0,5H₂O.

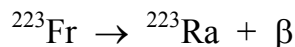
Franciju atklāja tikai 1939. gadā. Dabā tas rodas radioaktīvā ²³⁵U sabrukšanas rindā no ²²⁷Ac izotopa:



ar iznākumu tikai 1 %. Pārējie 99 % šī aktīnija izotopa sadalās izstarojot beta starus:



Iegūtais ²²³Fr izotops ir radioaktīvs ar pussabrukšanas periodu ~21,8 minūtes un izstarojot beta starus pārvēršas par radioaktīvo ²²³Ra izotopu:



Līdz ar to Zemes garozā šis francija izotops, neskatoties uz to, ka tas nepārtraukti rodas, nespēj uzkrāties lielākos daudzumos un francija klarks Zemes garozā tiek novērtēts kā $\sim 2,8 \cdot 10^{-18}$ ppm. Tas nozīmē, ka ~1 km biezā Zemes garozas virsējā slānī kopā ir tikai ~15 g francija. Šobrīd mākslīgi kodolreakcijās ir iegūti arī citi francija izotopi, taču to pussabrukšanas periodi ir vēl īsāki nekā ²²³Fr. Ļoti augstās

radioaktivitātes dēļ ar franciju iespējams strādāt tikai ar ārkārtīgi niecīgiem daudzumiem.

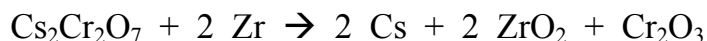
Stipri negatīvā litija elektroda standartpotenciāla dēļ (-3,045 V) litiju brīvā veidā var iegūt tikai tā sāļu kausējumu elektrolīzē. Parasti elektrolīzē LiCl kausējumu, kuram kušanas temperatūras (613 °C) samazināšanai pievieno kālija hlorīdu. Litiju var iegūt arī elektrolīzējot LiCl šķīdumu piridīnā vai acetonā.

Nātriju brīvā veidā iegūst elektrolīzējot NaCl vai NaOH kausējumus. Kopumā NaCl kausējuma elektrolīzei ir nepieciešams mazāk elektroenerģijas nekā NaOH kausējuma elektrolīzē, jo arī NaOH iegūst elektrolītiskā ceļā no NaCl. Tā kā NaOH ir zemāka kušanas temperatūra (318 °C) salīdzinājumā ar NaCl (808 °C), NaOH elektrolīzi var tehniski vienkāršāk realizēt. NaCl kušanas temperatūras samazināšanai elektrolīzē NaCl (40 %) un CaCl₂ (60 %) eitektiku, kuras kušanas temperatūra ir 580 °C.

Brīvā veidā kāliju parasti iegūst kālija hidroksīda kausējuma elektrolīzē.

Atšķirībā no kālija un nātrija, rubīdiju un cēziju neiegūst to hidroksīdu vai arī hlorīdu kausējumu elektrolīzē, kaut gan teorētiski tas ir iespējams.

Abus metālus iegūst ķīmiskā ceļā - reducējot metālu hidroksīdus ar magniju ūdeņraža plūsmā vai arī reducējot metālu hidroksīdus ar kalciju vakuumā. Var izmantot arī rubīdiju un cēzija dihromātu reducēšanu vakuumā ar cirkoniju 500 °C:



Tā kā abu šo sārmu metālu kušanas un vārīšanās temperatūras ir relatīvi zemas, tad pēc reakcijas no izejvielu un reakcijas produktu maisījuma tos atdestilē vakuumā.

Sārmu metālu īpašības

1A grupas elementi ir mīksti, sudrabbalti metāli ar zemām kušanas temperatūrām. Visiem tiem ir kubisks tilpumcentrējuma kristāliskais režģis, bet litijam zemās temperatūrās ir zināma arī kubiska skaldņcentrējuma struktūra. Viscietākais no šiem

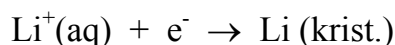
metāliem ir litijs, kaut gan arī tas ir mīkstāks par svinu, un visus šos metālus var viegli griezt ar nazi.

Dabā esošajam litijam ir divi izotopi mainīgās attiecībās, kas ietekmē tā atommasas noteikšanas precizitāti. Arī kālijam un rubīdijam ir katram pa vienam radioaktīvam izotopam (^{40}K un Rb), bet to pussabrukšanas periodi ir ļoti lieli. Nātrijs un cēzijs ir tīri elementi.

Elementu raksturīgās īpašības nosaka to lieli atomu rādiusi un zemie jonizācijas potenciāli. To vienīgais ārējais vāji piesaistītais valences elektronsnosaka to zemās kušanas un vārīšanās temperatūras, mazo blīvumu, zemās sublimācijas, iztvaikošanas un disociācijas enerģijas. No otras puses savukārt tiem ir lieli atomu un jonu rādiusi, tātad arī ļoti laba siltumvadītspēja un elektrovadītspēja. Litijam, kā jau ar vismazākajiem atoma izmēriem, ir vislielākās kušanas un vārīšanās temperatūras kā arī režģa enerģija.

Visiem šiem elementiem ir raksturīga liesmas krāsa, jo to ārējie elektroni viegli pāriet ierosinātā stāvoklī.

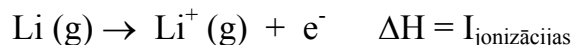
Litija elektroda standartpotenciāls pirmajā skatījumā šķiet izkrītam ārpus šo elementu standartpotenciālu rindas. tā iemesls ir litija niecīgie atoma un jona izmēri un līdz ar to ļoti augstā hidratācijas enerģija. Standartpotenciāls E^0 attiecas uz procesu:



un ar brīvās enerģijas izmaiņam ir saistīts ar vienādojumu:

$$\Delta G = - nE^0F$$

Jonizācijas enerģija, kas atbilst entalpijas maiņai reakcijai gāzveida fāzē:



visā šajā kopsakarībā ir tikai viens komponents. Pārējie komponenti vēl ir kristāliska litija sublimācija uz gāzveida fāzi:



un izveidojušās gāzveida Li^+ jona hidratācija:



Li^+ hidratācijas entalpija ir ~ -520 kJ/mol, bet Na^+ tikai ~ -405 kJ/mol un Cs^+ tikai ~ -265 kJ/mol. Šis hidratācijas entalpijas lielums kopā ar arī ar daudz lielāko entropijas maiņu ir pietiekoši liels, lai attiecībā uz elektrodu potenciālu rindupadarītu litiju par viselektropozitīvāko sārmu metālu salīdzinājumā ar citiem, neskatoties uz to, ka tam ir vislielākā jonizācijas enerģija.

Brīvā veidā litijs ir sudrabbalts, mīksts metāls, kurš, atrodoties mitrā gaisā ļoti ātri pārklājas ar apsūbējuma kārtiņu, kuru veido litija oksīds Li_2O un litija nitrīds Li_3N .

Neskatot ūdeņradi, kurš temperatūrās zem -260 °C ir cietā agregātstāvoklī, litijs ir neorganiskā cietviela ar vismazāko blīvumu $0,534$ g/cm³. Litijam ir zema kušanas temperatūra un relatīvi augsta vārīšanās temperatūra.

Litijs, kā jau visi sārmu metāli, ir ārkārtīgi reaģētspējīgs un piemērotos apstākļos tiešā veidā savienojas praktiski ar visiem periodiskās sistēmas A grupu elementiem, izņemot cēlgāzes. Bieži šajās reakcijās izdalās liels siltuma daudzums.

Litijs sadeg gaisā vai skābeklī ar intensīvi sarkanu liesmu veidojot litija oksīdu Li_2O . Atšķirībā no citiem sārmu metāliem, litijs jau istabas temperatūrā reaģē ar slāpekli, veidojot litija nitrīdu. Sevišķi enerģiski šī reakcija notiek paaugstinātā temperatūrā.

Arī ar ūdeņradi paaugstinātā temperatūrā litijs reaģē tieši veidojot litija hidrīdu LiH .

Ar oglekli litijs veido karbīdu Li_2C_2 , kurš pieder pie acetilēnīdiem.

Ar sēru rodas sulfīds Li_2S , bet ar fosforu veidojas fosfīds Li_3P .

Litijs tieši reaģē ar ūdeni veidojot litija hidroksīdu un izdalot ūdeņradi, bet, salīdzinot ar citiem sārmu metāliem, reakcija ir mazāk enerģiska un izdalītā siltuma nepietiek, lai izkausētu metālu un aizdedzinātu ūdeņradi.

Litija atoma elektronu konfigurācija neierosinātā stāvoklī ir $1s^2 2s^1$. Ārējā enerģētiskajā līmenī litijam ir tikai viens elektrons, tāpēc tas var veidot bezkrāsainu jonu Li^+ , kuram ir hēlija atoma elektronu konfigurācija. Šādā veidā litijs atrodas kristāliskajos litija halogenīdos, kuri ir tipiski sāļi un izkausētā stāvoklī vada elektrisko strāvu.

No visiem sārnu metālu katjoniem litija jons ir vismazākais un tam ir visstiprākā polarizējošā iedarbība uz līdzās esošajiem anjoniem, kā arī vislielākā tieksme uz solvatāciju.

Litija jona lādiņa attiecība pret tā rādiusu ir tuvāka magnija jona lādiņa attiecībai pret tā rādiusu, nevis pārējo 1 A grupas elementu jonu lādiņu attiecībai pret to rādiusiem. Tāpēc litijam ir raksturīga diagonālā līdzība ar trešā perioda elementu magniju. Šī diagonālā līdzība tomēr nav tik stipri izteikta kā, piem., Be/Al vai arī B/Si. Vairākas ķīmiskās īpašības litijam ir līdzīgākas ar magniju nevis ar citiem sārnu metāliem:

1) sadegot gaisā vai skābeklī, litijs tāpat kā magnijs veido oksīdu, bet nātrijs veido peroksīdu Na_2O_2 ar nelieliem oksīda piemaisījumiem.

2) Litija karbonāts, atšķirībā no nātrija karbonāta, bet līdzīgi magnija karbonātam termiski viegli sadalās, veidojot oksīdu un CO_2 . Līdzīgas atšķirības ir arī nitrātu, hidroksīdu u.c. sāļu termiskajā stabilitātē.

3) Jau vāji sildot gan litijs, gan arī magnijs ar slāpekli veido nitrīdus, bet nātrijs un citi sārnu metāli nitrīdus šādos apstākļos neveido.

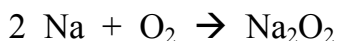
4) Daudzu litija sāļu šķīdība ūdenī būtiski atšķiras no nātrija sāļu šķīdības ūdenī, bet ir daudz tuvāka magnija sāļu šķīdībai ūdenī. Litija karbonāts un litija fosfāts, atšķirībā no atbilstošajiem nātrija sāļiem, maz šķīst ūdenī, tāpat kā magnija fosfāts un magnija karbonāts. Litija fluorīds, tāpat kā magnija fluorīds, bet atšķirībā no nātrija fluorīda arī maz šķīst ūdenī un tos var izgulsnēt ar amonija fluorīdu. Litija un magnija perhlorāti, atšķirībā no nātrija perhlorāta, ievērojami šķīst organiskajos šķīdinātājos, piem., spirtos un acetonā. Pateicoties abu katjonu spēcīgajai tieksmei uz hidratāciju abus perhlorātus, atšķirībā no NaClO_4 , var izmantot par ūdens atņēmējām vielām un žāvējošajiem aģentiem

5) LiOH tāpat kā magnija hidroksīds, ūdenī šķīst daudz sliktāk nekā nātrija hidroksīds.

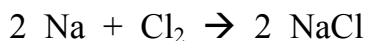
Nātrijs ir mīksts (to var ērti griezt ar nazi), sudrabbalts metāls ar mazu blīvumu, zemām kušanas un vārīšanās temperatūrām.

Atrodies kontaktā ar *mitru gaisu*, svaiga griezuma vietā spīdīgā nātrija virsma ļoti ātri oksidējas un pārklājas ar apsūbējuma kārtiņu, kura sastāv no NaOH un tā karbonizācijas produktiem. Šī iemesla dēļ nātrijs jāuzglabā zem inerta organiskā šķīdinātāja, piem., petrolejas, slāņa. Tomēr, arī atrodies ilgstoši zem organiskā šķīdinātāja slāņa, nātrija virsējā kārtiņa tāpat pārklājas ar apsūbējumu, kurš ir radies petrolejā izšķīdušajam skābeklim un tā savienojumiem reaģējot ar nātriju. Turpretī *sausā gaisā* nātrijs pret skābekli ir relatīvi stabils un ilgstoši saglabā savu metālisko spīdumu.

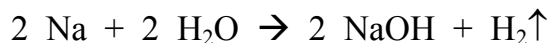
Aizdedzināts gaisā vai skābeklī, nātrijs sadeg ar spoži dzeltenu liesmu un šajā reakcijā rodas nātrija peroksīds ar nelieliem nātrija oksīda piemaisījumiem.



Nātrijs ir ārkārtīgi reaģētspējīgs un tiešā veidā reaģē ar daudziem ķīmiskajiem elementiem, piem., sakarsēts tas deg hlorā:

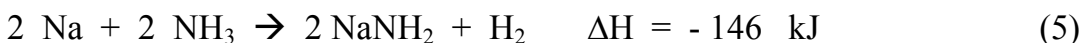


Ar ūdeni tas reaģē ievērojami enerģiskāk par litiju, peld pa ūdens virsmu un reakcijā izdalītais siltuma daudzums ir tik liels, ka metāls izkūst:



Līdzīgi, bet mazāk enerģiski, nātrijs reaģē arī ar metilspirtu un etilspirtu, izdalās ūdeņradis un veidojas nātrija alkoholāti. Nātrijs šķīst sašķīdinātā amonjakā, šķīdums krāsojas intensīvi zilā krāsā un labi vada elektrisko strāvu

Sildot nātrija šķīdumu amonjakā rodas nātrija amīds NaNH_2 :



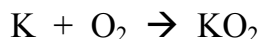
Atšķirībā no litija, kura jonu tipa savienojumos tomēr ir ievērojams kovalentās saites īpatsvars, nātrija jonu tipa savienojumos tas ir relatīvi niecīgs. Tajos atrodas Na^+ joni, kuriem ir neona atoma elektronu konfigurācija.

Nātrijs veido atšķirīgus ūdenī mazšķīstošus sāļus gan salīdzinot ar litiju, gan arī ar pārējiem sārnu metāliem, kuriem tie lielā mērā ir vienādi. Kopumā nātrija sāļi ļoti labi šķīst ūdenī. Mazšķīstoši ir tie sāļi, kuri satur lielus anjonus, piem., nātrija

heksahidroksantimonāts $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ un nātrija cinkuranilacetāts $\text{Na}[\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9]\cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Kālijs ir mīksts, sudrabbalts, spīdīgs, viegls metāls.

Kālijs ir reaģētspējīgāks par nātriju. Sildot gaisā tas aizdegas un sadeg ar violetu liesmu, atšķirībā no nātrija veidojot nevis peroksīdu, bet gan superoksīdu KO_2 :



Arī ar ūdeni tas reaģē ievērojami aktīvāk nekā nātrijs un izdalītais siltuma daudzums ir pietiekoši liels, lai reaģējošais kālijs izkustu un reakcijā radušais ūdeņradis aizdegtos.

Rubīdijs un cēzijs ir daudz reaģētspējīgāki par nātriju un kāliju. Skābekļa klātbūtnē tie paši no sevis aizdegas, veidojot superoksīdus RbO_2 un CsO_2 .

Ar ūdeni rubīdijs un cēzijs reaģē ievērojami enerģiskāk par nātriju un kāliju.

Reaģētspēja

1A grupas elementu lielo reaģētspēju nosaka ārējā ns^1 elektrona zemais jonizācijas potenciāls, savukārt lielais I_1 nosaka to, ka šie elementi neveido savienojumār formālajām oksidēšanās pakāpēm, kuras ir lielākas par I.

Sārmu metāli ļoti enerģiski reaģē ar daudziem nemetāliem, bieži vien, piem., ar halogēniem, reakcijas beidzas ar eksploziju. sārmu metāli reaģē ar ūdeņradi, arvielām, kas ir protonu donori, kā, piem., ar ūdeni, spirtiem, gāzveida amonjaku un pat ar alkāniem. Tie ir ļoti spēcīgi reducētāji un reducē daudzus oksīdus un halogēnīdus, ko var izmantot metālu iegūšanai brīvā veidā.

Li īpatnības

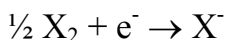
Sakaussējuma, kurš satur 12 % Na, 47 % K un 41 % cēzija kušanas temperatūra $-78\text{ }^{\circ}\text{C}$ ir viszemākā no visām pazīstamajām metāliskajām sistēmām.

Turpretī litija sāļi ar lieliem anjoniem, kuri nav polarizējami, ūdenī šķīst daudz labāk nekā nātrija sāļi un pārējo sārmu metālu sāļi, pateicoties lielajai litija jona hidratācijas enerģijai, šī paša iemesla dēļ daudzi litija sāļi ir hidratēti, bet tā bezūdens sāļi

savukārt ir higroskopiski. LiCl un LiBr izmanto mitruma saistīšanai kondicionēšanas siastēmās.

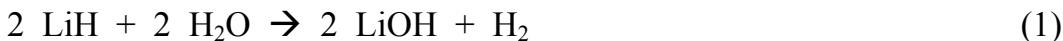
Hidrīdi.

Visi sārmu metāli tiešā veidā reaģē ar ūdeņradi veidojot stehiometriskus, termodinamiski stabilus hidrīdus. Tie kristalizējas nātrija hlorīda tipa kristāliskajā režģī, kur režģa mezgla punktos atrodas sārmu metālu katjoni un hidrīdjonu H^- . Sārmu metālu hidrīdu kristāliskā režģa enerģijas atrodas robežās starp sārmu metālu fluorīdu un sārmu metālu hlorīdu kristālisko režģu enerģijām. Toties savienojumu rašanās entalpijas ir mazākas nekā attiecīgajiem sārmu metālu halogenīdiem, ko var izskaidrot tādējādi, ka halogēnu gadījumā reakcija:



ir eksotermiska, bet ar ūdeņradi šī

Litija hidrīdu ($\Delta H = -91,23 \text{ kJ/mol}$, $T_K = 686,5 \text{ }^\circ\text{C}$, NaCl tipa struktūra) iegūst baltas kristāliskas cietvielas veidā karsējot litiju ūdeņraža plūsmā. Termiski tas ir stabilāks gan par nātrija, gan par kālija hidrīdu. Reaģējot ar ūdeni tas izdala ūdeņradi:



No viena kg litija hidrīda var iegūt $2,8 \text{ m}^3 \text{ H}_2$, bet no viena kg CaH_2 rodas tikai $1 \text{ m}^3 \text{ H}_2$. LiH ir ļoti spēcīgs reducētājs.

Sārmu metālu binārie savienojumi ar skābekli

Veido ļoti daudz bināro savienojumu ar skābekli, visvairāk tos veido smagie sārmu metāli, piem., Cs veido 9, kuru formulas ir no Cs_7O līdz CsO_3 .

Sadedzinot sārmu metālus gaisā, ja gaisa daudzums ir pietiekošs, tad vienīgi litijs veido oksīdu ar nelieliem litija peroksīda piemaisījumiem, nātrijs veido Na_2O_2 ar nelieliem Na_2O piemaisījumiem, bet pārējie sārmu metāli veido superoksīdus EO_2 .

Toties piemērotos apstākļos visi pieci sārmu metāli veido gan oksīdus E_2O , gan proksīdus E_2O_2 , gan superoksīdus EO_2 .

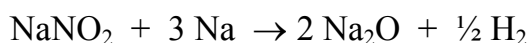
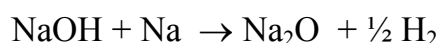
Oksīdi. Li, Na, K un Rb oksīdiem ir antifuorīta tipa struktūra, tāpat kā arī atbilstošajiem sulfīdiem, selenīdiem un telurīdiem. Savukārt cēzija oksīdam ir

slāņains anti-CdI₂ tipa kristāliskais režģis. Pieaugot sārmu metāla kārtas skaitlim, pieaug arī oksīdu krāsas dziļums: Li₂O un Na₂O – balti, K₂O – dzeltenīgs, Rb₂O – gaiši dzeltens, Cs₂O – oranžs.

Visi šie oksīdi ir ievērojami karstumizturīgi un temperatūrās zem zem 500 °C praktiski nesadalās.

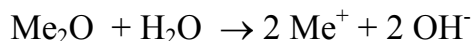
Iegūšana: Li₂O iegūst sadalot Li₂O₂ 450 °C.

Na₂O iegūst reducējot Na₂O₂, NaOH, bet vislabāk NaNO₂ ar Na:



Pārējo elementu oksīdus iegūst analogiski.

Oksīdi satur oksīdjonu O²⁻, kurš ūdens klātbūtnē ir ārkārtīgi nestabils un piedalās praktiski neatgriezeniskā reakcijā:



Peroksīdi. Satur peroksīdjonu O₂²⁻, kurš ir diamagnētisks un izoelektronisks ar F₂.

Iegūšana: LiOH·H₂O + H₂O₂ → LiOOH·H₂O + H₂O

2 LiOOH·H₂O → (sildot) Li₂O₂ + H₂O₂ + 2 H₂O

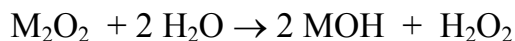
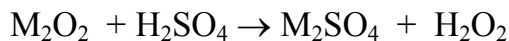
Sildīšanu veic pazeminātā spiedienā.

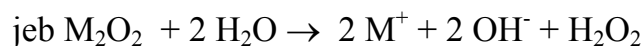
Li₂O₂ – termodinamiski stabila, balta, kristāliska cietviela, kuru sildot 195 °C tā sadalās par Li₂O + O₂.

Na₂O₂ iegūst oksidējot Na ar nepietiekošu daudzumu sausa gaisa vai skābekļa līdz Na₂O un pēc tam tālāk līdz Na₂O₂. Rodas bāli dzeltenīgs pulveris.

Pārējos trīs peroksīdus šādā veidā iegūt nevar, jo tie oksidējas tālāk par superoksīdiem, tāpēc tos oksidē sašķidrinātā amonjakā.

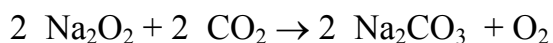
Peroksīdus var uzskatīt par vājas divvērtīgas skābes H₂O₂ sāļiem, tāpēc tiem pievienojot skābi vai ūdeni notiek reakcijas:





Na_2O_2 ir spēcīgs oksidētājs un aizdedzina daudzas organiskas vielas, ar sprādzienu reaģē ar pulverveida Al, C, reaģējot ar S tiek sasniegta baltkvēvles temperatūra.

Raksturīgas reakcijas ar CO un CO_2 :



Parasti izmanto Li_2O_2 , jo tam ir mazāks blīvums.

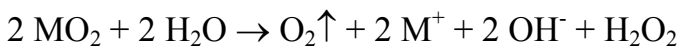
Ja klāt nav skābekļa un oksidējamu vielu, tad peroksīdi ir termiski stabili līdz pat ļoti augstām temperatūrām, izņemot Li_2O_2 , kurš sadalās jau $200^\circ C$, bet Na_2O_2 tikai $675^\circ C$, $Cs_2O_2 - 590^\circ C$.

Superoksīdi. Satur paramagnētisku O_2^- , kurš ir pietiekoši stabils lielu katjonu klātbūtnē, kā piem., K, Rb, Cs, Sr, Ba.

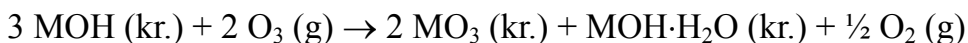
LiO_2 ir iegūts ar matricu tehnikas palīdzību 15 K, NaO_2 – šķidrā amonjakā no Na un skābekļa, vai arī $450^\circ C$, tišā veidā un pie skābekļa spiediena 150 bari. Pāreējos iegūst tiešā veidā. KO_2 – oranžs, $T_K = 380^\circ C$, RbO_2 – tumši brūns, 380, CsO_2 – oranžs, 432.

NaO_2 istabas temperatūrā ir pseido-NaCl tipa struktūra, citiem savienojumiem istabas temperatūrā ir CaC_2 tipa struktūra, bet augstās temperatūrās savukārt pseido-NaCl tipa struktūra.

Raksturīgākā reakcija:



Ozonīdi. Na – Cs ozonīdus iegūst iedarbojoties ar ozonu zemās temperatūrās uz bezūdens pulverveida sārmu metālu hidroksīdiem:



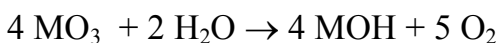
Tad ekstrahē ar sašķidrīnātu amonjaku un iegūst sarkanus MO_3 .

Li šādos apstākļos veido $[Li(NH_3)_4]O_3$.

Stāvot ozonīdi lēnām sadalās par superoksīdiem:

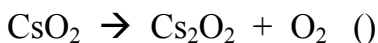


Ūdens klātbūtnē hidrolizējas:



Litija oksīds ($\Delta H = -599,1 \text{ kJ/mol}$, $T_K = 1570 \text{ }^\circ\text{C}$, antifluorīta tipa struktūra) ir balta, cieta viela, kas rodas sadegot litijam gaisā vai skābeklī. Tas reaģē ar ūdeni veidojot litija hidroksīdu LiOH.

Karsējot iegūtos superoksīdus vakuumā, tie izdala skābekli un pārvēršas peroksīdos:



Iespējams iegūt arī rubīdija un cēzija oksīdus Rb_2O un Cs_2O . Cēzija oksīdam, atšķirībā no citiem sārmu metālu oksīdiem, nav vis antifluorīta (CaF_2), bet gan anti-kadmija hlorīda (CdCl_2) kristāliskais režģis. Rubīdijam un cēzijam ir raksturīga suboksīdu veidošana, piem., Cs_3O zilganzaļš, Cs_{11}O_3 permanganāta krāsā, Cs_4O sarkanviolets, Cs_7O - bronzas krāsā.

Hidroksīdi. Ietvaicējot LiOH šķīdumu izkristalizējas LiOH, kuru sildot inertā atmosfērā vai pazeminātā spiedienā iegūst bezūdens LiOH. Pāreējie sārmu metālu hidroksīdi veido ļoti daudz dažādu hidrātu, piem., $\text{NaOH} \cdot n\text{H}_2\text{O}$, kur $n = 1, 2, 3.5, 4, 5, 7$. Hidroksīdiem ir raksturīgas zemākas kušanas temperatūras nekā halogēniem.

$T_K(\text{LiOH}) = 471 \text{ }^\circ\text{C}$, bet $\text{CsOH} - 272 \text{ }^\circ\text{C}$.

Litija hidroksīds ($T_K = 471 \text{ }^\circ\text{C}$) veido bezkrāsainus, higroskopiskus tetragonālus kristālus. Kristāliskā stāvoklī tam ir viļņota slāņaina struktūra, starp kuriem ir spēcīgas ūdeņraža saites. Litijam ir tetraedriski koordinēts ar četrām OH grupām, savukārt katra OH grupa vienlaicīgi koordinējas ar četriem litija joniem. LiOH ūdens šķīdums, tāpat kā citu sārmu metālu ūdens šķīdumi, ir stipra bāze, taču, salīdzinot ar citiem sārmu metālu hidroksīdiem, tā šķīdība ūdenī ir daudz mazāka ($20 \text{ }^\circ\text{C}$ 100 g ūdens šķīst 12,8 g LiOH).

Šķīdinot ūdenī litija jonu tipa savienojumus, notiek spēcīga Li^+ jonu hidratācija. Litija jonam no visiem sārmu metālu katjoniem ir vislielākā hidratācijas entalpija: $-499,5 \text{ kJ/mol Li}^+$. Hidratēts litija jons pirmajā koordinācijas sfērā tieši saistās ar četrām ūdens molekulām veidojot $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$. Mijiedarbība notiek starp ūdens molekulu

skābekļa atoma nedalīto elektronu pāru un litija jona neaizpildītajām valences līmeņa orbitālēm veidojoties neona atoma elektronu konfigurācijai.

Nātrija hidroksīds. Sena tā iegūšanas metode ir sodas kaustifikācija, kas sevī ietver reakciju starp Na_2CO_3 un $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Šobrīd gan vairs tai ir tikai vēsturiska nozīme.

NaOH iegūst NaCl ūdens šķīduma elektrolīzē:



NaOH ir balta, necaurspīdīga kristāliska viela, ļoti higroskopiska ar blīvumu $2,13 \text{ g/cm}^3$, $T_K = 318 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_V = 1378 \text{ }^\circ\text{C}$. NaOH karsējot pat augstās temperatūrās tas nesadalās par Na_2O un H_2O . NaOH labi šķīst ūdenī (100 g ūdens $0 \text{ }^\circ\text{C}$ šķīst 42 g , $20 \text{ }^\circ\text{C}$ šķīst 109 g , bet $100 \text{ }^\circ\text{C}$ jau 342 g nātrija hidroksīda) un tam šķīstot izdalās liels siltuma daudzums. Iegūtais ūdens šķīdums ir stipri sārmainu reakciju un ļoti kodīgs.

Kālija hidroksīdu ($T_K = 410 \text{ }^\circ\text{C}$) rūpniecībā iegūst analogi nātrija hidroksīdam kālija hlorīda ūdens šķīduma elektrolīzē. KOH ir balta, kristāliska viela, kurai šķīstot ūdenī izdalās ļoti liels siltuma daudzums, un iegūtais šķīdums ir stiprs sārms. Kristālisks kālija hidroksīds, atrodoties saskarē ar atmosfēru, enerģiski uzsūc mitrumu un saista arī oglekļa(IV) oksīdu, tāpēc to izmanto gan vielu žāvēšanai, gan arī kā CO_2 absorbētāju. Rūpniecībā KOH izmanto ziepju ražošanā.

LiF var iegūt lielu, bezkrāsainu monokristālu veidā. Infrasarkanajā diapazonā tas ir caurspīdīgs, tādēļ to izmanto par prizmu materiālu infrasarkanajos spektrofotometros. LiCl iegūst reakcijā starp litija karbonātu ar sālsskābi. Atšķirībā no NaCl un KCl tas labi šķīst spirtos, acetonā, piridīnā. LiCl ļoti labi šķīst ūdenī un temperatūrās virs $21 \text{ }^\circ\text{C}$ tas izkristalizējas monohidrāta veidā, starp -15 un $+21 \text{ }^\circ\text{C}$ - dihidrāta veidā, bet zem $-15 \text{ }^\circ\text{C}$ pat trihidrāta veidā. To karsējot tas ir gaistošs pat zem kušanas temperatūras.

Nātrija hlorīds NaCl ($\Delta H = -$, $T_K = 808 \text{ }^\circ\text{C}$, $T_V = 1465 \text{ }^\circ\text{C}$, blīvums $2,16 \text{ g/cm}^3$). Dabā nātrija hlorīds minerāla *akmenssāls* formā veido ļoti lielas atradnes. Daudzas no šīm nātrija hlorīda atradnēm ir izveidojušās izzūstot aizvēsturiskajām jūrām. Nātrija

hlorīds, kura šķīdība ūdenī ir mazāka nekā kālija hlorīdam, izgulsnējas pirmais veidojot apakšējo slāni, bet kālija hlorīda slānis atrodas virs nātrija hlorīda, jo tā šķīdība ūdenī ir labāka, tāpēc tas izgulsnējas pēc tam.

No šādām atradnēm nātrija hlorīdu iegūst attīrot dabīgo minerālu. Attīrīšanas metodes ir atkarības gan no sākotnējās nātrija hlorīda tīrības un piemaisījumu sastāva tajā, gan klimatiskajiem apstākļiem, gan arī no NaCl izlietošanas mērķiem.

Ķīmiski tīru nātrija hlorīdu nevar iegūt pārkristalizējot to no ūdens šķīduma, jo tā šķīdību ūdenī ļoti maz ietekmē temperatūra, t. i. NaCl karstā un aukstā ūdenī šķīst apmēram vienādi (nātrija hlorīda šķīdība ūdenī 0°C ir 35,6 g NaCl, bet 100°C 39,1 g simts gramos ūdens).

Tāpēc NaCl pārkristalizēšanai tā piesātinātā šķīdumā ievada hlorūdeņradi, kā rezultātā tiek pārsniegta NaCl šķīdības konstante un tas izkrīt nogulsnēs.

Nātrija hlorīdam cietā agregātstāvoklī ir kubisks skaldņcentrējuma kristāliskais režģis. To var viegli iegūt lielu, dzidru monokristālu veidā, kurus izmanto optikā prizmu un lēcu iegūšanai, kuras infrasarkanajā diapazonā ir caurspīdīgākas par stikla prizmām.

Nātrija hlorīds nav higroskopisks un atrodies gaisā mitrumu neuzsūc. Ikdienā lietojamā vārāmā sāls mitrā gaisā sacietē tāpēc, ka tā satur magnija hlorīda piemaisījumus. Zemās temperatūrās NaCl no ūdens šķīdumiem izkristalizējas dihidrāta veidā, bet jau $+0,15^{\circ}\text{C}$ dihidrāts zaudē kristalizācijas ūdeni.

Gāzveida NaCl agregātstāvoklī sastāv gan no monomērām, gan no polimērām NaCl molekulām.

Nātrija hlorīds ir izejviela daudzu citu svarīgu savienojumu iegūšanai, piem., sodas, nātrija hidroksīda, glaubersāls un boraka. Ar tā palīdzību iegūst arī ūdeņradi un hloru.

Kālija halogenīdi. Tehniski nozīmīgākais kālija halogenīds ir kālija hlorīds (T_k 768°C , bet T_v 1411°C , NaCl tipa kristāliskais režģis). Tā tvaika blīvums 2000°C atbilst ķīmiskajai formulai KCl. Rūpniecībā parasti to iegūst no karnalīta, bet dažkārt Li sāļiem izteikta īpašība ir kristalizēties kristālhidrātu formā, parasti ar 3 ūdens molekulām, piem., $\text{LiX}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$, kur $\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}, \text{ClO}_3, \text{ClO}_4, \text{MnO}_4, \text{NO}_3, \text{BF}_4$.

Tajos bieži litija koordinācijas skaitlis ir 6, veidojas oktaedru ķēdes ar kopīgām skaldnēm.

Litija karbonāts Li_2CO_3 ($T_K = 723\text{ }^\circ\text{C}$) veido monoklīnus kristālus. Atšķirībā no citiem sārmu metālu karbonātiem, tas slikti šķīst ūdenī ($K_{\text{šķīdības}} =$). Tam ir raksturīga t. s. “apgriezeniskā” šķīdība ūdenī, jo, paaugstinoties temperatūrai, litija karbonāta šķīdība ūdenī samazinās (100 g ūdens $0\text{ }^\circ\text{C}$ šķīst 1,54 g, bet $100\text{ }^\circ\text{C}$ - tikai 0,73 g litija karbonāta). Litija karbonātu parasti izmanto par izejvielu citu litija savienojumu sintēzei.

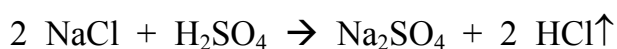
Ūdenī mazšķīstošs ir arī litija fosfāts Li_3PO_4 ($K_{\text{šķīdības}} =$).

Litija nitrāts LiNO_3 ($T_K = 254\text{ }^\circ\text{C}$) veido bezkrāsainus, tetragonālus ūdenī labi šķīstošus kristālus.

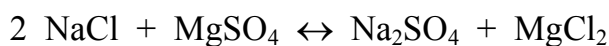
Litija perhlorātam LiClO_4 ($T_K = 236\text{ }^\circ\text{C}$) ir bezkrāsaini, rombiski kristāli, kuri labi šķīst gan ūdenī, gan arī spirtos un ēterī.

Nātrija sulfāts dabā atrodas minerālu *tenardīta* Na_2SO_4 , *glauberīta* $\text{Na}_2\text{Ca}(\text{SO}_4)_2$ u.c. formā.

Rūpniecībā to iegūst arī no nātrija hlorīda to apstrādājot ar sērskābi vai magnija sulfātu:

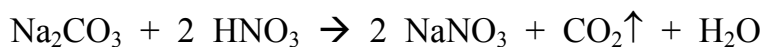


Šo reakciju veic $800\text{ }^\circ\text{C}$ lai iegūtu hlorūdeņradi, tātad īstenībā nātrija sulfāts šeit ir blakusprodukts hlorūdeņraža ražošanā.



Šajā procesā nātrija sulfāts izkristalizējas zemās temperatūrās. Ja temperatūra ir zemāka par $32\text{ }^\circ\text{C}$, no ūdens šķīdumiem izkristalizējas lielu, bezkrāsainu, monoklīnu dekahidrāta $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ prizmu veidā. Ja temperatūra ir augstāka par $32\text{ }^\circ\text{C}$, izkristalizējas rombiski bezūdens kristāli ($T_K = 884\text{ }^\circ\text{C}$).

Nātrija nitrātu NaNO_3 ikdienā sauc par Čīles salpetri. To iegūst gan attīrot dabīgo minerālu, gan arī sintētiski:



pie kam slāpekļskābes vietā izmanto amonjaka oksidēšanā iegūtās nitrozes gāzes, kuras šķīdina sodas vai arī sārma šķīdumā, pie kam izveidojas nitrāta un nitrīta maisījums:

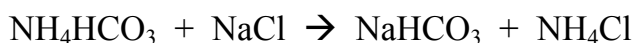


Iegūtais šķīdums tiek paskābināts ar slāpekļskābi un un ar gaisu oksidēts par nitrātjonus saturošu slāpekļskābu šķīdumu, kuru pēc tam neitralizē ar sodu un ietrvaicē vakuumā.

Nātrija nitrāts veido bezkrāsainus romboedriskus kristālus, kuru $T_K = 308 \text{ }^\circ\text{C}$, bet virs $380 \text{ }^\circ\text{C}$ tie sadalās. Savienojums ļoti labi šķīst ūdenī, palielinoties temperatūrai tā šķīdība ļoti strauji pieaug.

Nātrija karbonāts dabā atrodas minerālu sodas $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, termonatrīta $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, trona $\text{Na}_3\text{H}(\text{CO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ u.c.

Sintētiski to iegūst ar Solveja metodi:



Praktiski to realizē šādā veidā - piesātinātā nātrija hlorīda šķīdumā sākumā zemā temperatūrā uztver amonjaku, bet pēc tam $50 \text{ }^\circ\text{C}$ uztver CO_2 iegūstot amonija hidrogēnkarbonātu:



Amonija hidrogēnkarbonātam iedarbojoties ar nātrija hlorīdu atbilstoši reakcijai () rodas ūdenī mazšķīstošais nātrija hidrogēnkarbonāts, kurš izkrīt nogulsnēs un tiek atfiltrēts. Pēc tam to izkarsē $170 - 180 \text{ }^\circ\text{C}$ pārvēršot par bezūdens sodu Na_2CO_3 . Radušos CO_2 izmanto atkal. Trūkstošā CO_2 iegūšanai termiski sadala kalcija karbonātu CaCO_3 :



Iegūti CaO izmanto amonjaka iegūšanai no amonija hlorīda, kurš rodas () reakcijā:



Agrāk izmantotajai Leblāna metodei sodas iegūšanā šobrīd ir tikai vēsturiska nozīme.

Bezūdens Na_2CO_3 ir balta pulverveida viela ar $T_K = 851\text{ }^\circ\text{C}$, $d = 2,53\text{ g/cm}^3$. Šķīdinot to ūdenī izdalās liels siltuma daudzums, jo veidojās hidratī. Šķīdumam ir *stipri bāziska* reakcija hidrolīzes dēļ, jo karbonātijons CO_3^{2-} ir stipra anjonbāze:



Ja temperatūra ir zemāka par $32,5\text{ }^\circ\text{C}$ no nātrija karbonāta ūdens šķīdumiem izkristalizējas tā dekadidrāts $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, temperatūrā no $32,5\text{ }^\circ\text{C}$ līdz $35,4\text{ }^\circ\text{C}$, izkristalizējas heptahidrāts $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, virs $35,4\text{ }^\circ\text{C}$ tikai monohidrāts $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, bet virs $107\text{ }^\circ\text{C}$ bezūdens nātrija karbonāts.

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ veido lielus gaišus kristālus, kuru blīvums ir $1,45\text{ g/cm}^3$. Savienojumu sildot tas $32,5\text{ }^\circ\text{C}$ izšķīst pats savā kristalizācijas ūdenī.

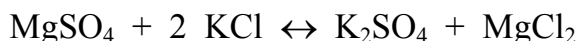
Zemās temperatūrās piesātinot Na_2CO_3 šķīdumu ar ogļskābo gāzi iegūst atpakaļ kristālisku NaHCO_3 , kurš ir balta pulverveida viela, tās šķīdumam ūdenī, atšķirībā no nātrija karbonāta šķīduma ūdenī ir *vāji bāziska* reakcija, hidrogēnkarbonāts ir daudz vājāka anjonbāze nekā karbonātijons:



Tā šķīdība ūdenī ir daudz sliktāka nekā nātrija karbonātam (100 g ūdens $15\text{ }^\circ\text{C}$ šķīst $8,8\text{ g}$, bet $30\text{ }^\circ\text{C}$ tikai $11,0\text{ g}$ nātrija hidrogēnkarbonāta).

Kālija savienojumi

Kālija sulfātu ($T_K = 1074\text{ }^\circ\text{C}$) rūpnieciski iegūst apmaiņas reakcijā starp magnija sulfātu un kālija hlorīdu:



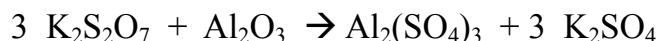
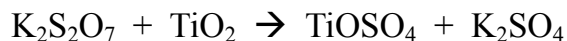
No ūdens šķīdumiem tas izkristalizējas bezūdens sāls formā kā rombiski prizmveida kristāli. Tā šķīdība ūdenī ir vidēja liela (ρ). Šķīdinot kālija sulfātu sērskābē, rodas kālija hidrogēnsulfāts KHSO_4 , kura kušanas temperatūra ir tikai $200\text{ }^\circ\text{C}$. Karsējot vēl augstākās temperatūrās tas pārvēršas par kālija disulfātu $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$:



Stipri karsējot kālija disulfātu rodas sēra (VI) oksīds un atkal rodas kālija sulfāts:

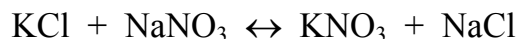


Sēra (VI) oksīda agresīvās iedarbības dēļ kālija disulfātu, respektīvi arī kālija hidrogēnsulfātu, izmanto, lai daudzus grūti šķīstošus savienojumus, piem., titāna(IV) oksīdu TiO_2 , alumīnija oksīdu Al_2O_3 , u.c. pārvērstu šķīstošās formās:



Neattīrītu kālija sulfātu, kā arī to saturošus dabiskos kālija minerālus, piem., kālija-magnija sulfātu, izmanto par kālija mēslošanas līdzekļiem.

Kālija nitrāts ($T_K = 339 \text{ }^\circ\text{C}$) kopš aļķīmiķu laikiem pazīstams ar nosaukumu *kālija salpetris*. To var iegūt vairākos veidos, no kuriem populārākā ir apmaiņas reakcija starp kālija hlorīda šķīdumu un nātrija nitrāta šķīdumu:



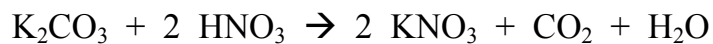
Reakcija ir apgriezeniska, jo visi četri šajā sistēmā līdzsvarā esošie sāļi labi šķīst ūdenī. Iegūšanas metode balstās uz to, ka nātrija hlorīda šķīdība **karstā** ūdenī ir vismazākā no visiem šajā sistēmā esošajiem sāļiem. Savukārt **zemās** temperatūrās ūdenī vismazākā šķīdība ir kālija nitrātam. Sākumā karstā atsālnī izšķīdina stehiometriskus kālija hlorīda un nātrija nitrāta daudzumus. Nogulsnēs izkritušo nātrija hlorīdu nofiltrē un pēc tam šķīdumus atdzesē. Izkristalizējas kālija nitrāts ar nātrija hlorīda piemaisījumiem. Nogulsnes mazgā ar aukstu ūdeni un, lai iegūtu tīru kālija nitrātu, vēlreiz pārkristalizē.

No ūdens šķīduma kālija nitrāts izkristalizējas rombisku prizmu veidā. Karsējot kālija nitrātu virs $^\circ\text{C}$ rodas skābeklis un kālija nitrīts KNO_2 :



Kālija nitrātu izmanto par mēslošanas līdzekli, kā ar klasiskā melnā pulvera sastāvā, kurš vēl satur arī sēru un ogli. Nātrija nitrāts gan ir lētāks par kālija nitrātu, bet melnajam pulverim to izmantot nevar, jo tas ir higroskopisks.

Otra plašāk izplatītākā kālija nitrāta iegūšanas paņēmienu pamatā ir reakcija starp slāpekļskābi un kālija karbonātu:



Realizējot to praktiski tīru slāpekļskābi neizmanto, bet kālija karbonāta šķīdumā uztver amonjaka oksidēšanā iegūtās nitrozes gāzes vai pat atgāzes, skat. sodas iegūšanu.

Kālija karbonātu ikdienā sauc par potašu. To nav iespējams iegūt ar Solveja metodi, jo kālija hidroģēnkarbonāts, atšķirībā no nātrija hidroģēnkarbonāta, ļoti labi šķīst ūdenī. K_2CO_3 iegūst no kālija hidroksīda, kuru savukārt elektrolītiski ražo no kālija hlorīda. Kālija hidroksīda šķīdumu piesātina ar oglekļa (IV) oksīdu. Ir pazīstami arī vairāki citi, tomēr mazāk izplatīti kālija karbonāta iegūšanas paņēmieni.

Kālija karbonāts ir balta kristāliska viela, ar $T_K = 894 \text{ }^\circ\text{C}$. Tas ļoti labi šķīst ūdenī (100 g ūdens $25 \text{ }^\circ\text{C}$ šķīst 114 g kālija karbonāta), iegūtajam šķīdumam hidrolīzes dēļ ir ļoti sārmaina reakcija.

Rubīdija un cēzija savienojumi visumā ir diezgan līdzīgi kālija savienojumiem. Ūdenī mazšķīstoši ir abu metālu perhlorāti MeClO_4 , heksahloroplatināti Me_2PtCl_6 , tetrafenilborāti $\text{MeB}(\text{C}_6\text{H}_5)_4$ un hidroģēntartrāti $\text{MeHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Tetrafenilborātus iespējams izmantot rubīdija un cēzija kvantitatīvai noteikšanai.

Litija izmantošana. Niecīgas litija piedevas dažiem sakausējumiem piešķir lielu cietību un izturību. Metalurģijā litiju izmanto, lai kausējumus atbrīvotu no sēra, skābekļa un oglekļa piemaisījumiem. Laboratorijās un arī rūpniecībā to izmanto litijorganisko savienojumu ieguvei, kuri nepieciešami organiskajām sintēzēm. Litiju var izmantot par anodu baterijās. Litija iztopu ${}^6\text{Li}$ izmanto tritija sintēzei.