



Ķīmija | Eksperimenti

Litija pierādīšana E

Dažādi neorganiskie sāļi sadegot liesmu krāso dažādās krāsās. Piemēram, litija sāļi liesmu krāso karmīnsarkanu, nātrija sāļi – dzeltenu un kālija sāļi – zili violetā krāsā. Eksperimentu veic kā demonstrējumu pamatskolas posmā.

Nepieciešams:

1

- Litija karbonāts, 2g.
- Etilspirts, 10ml.
- Porcelāna bļodiņa.
- Mērcilindrs, 15 ml.
- Sērskociņi.

Darba gaita:

2

1. Nosver 2 g litija karbonātu un ieber to porcelāna bļodiņā.
2. Uzlej litija karbonātam 10 ml etilspirtu.
3. Aizdedzina litija karbonāta un etilspirta maisījumu.
4. Novēro sarkanu litija liesmas krāsu.

Metodiskās norādes:

3

Lai eksperiments būtu uzskatāmāks, porcelāna bļodiņai ar litija un etilspirta maisījumu blakus var novietot porcelāna bļodiņu, kurā ir ieliets tikai etilspirts un aizdedzināt to. Kā arī, atsevišķās porcelāna bļodiņās var novietot aizdedzinātu nātrija hlorīda un kālija nitrāta maisījumus ar etilspirtu. Nātrija sāls krāsos liesmu dzeltenu, kālija sāls – zili violetu.

Lai labāk novērotu karmīnsarkanu liesmas krāsu, bļodiņu var nedaudz pakratīt.

Teorētiskais pamatojums

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. Elementa raksturīgās īpašības nosaka to lielais atomu rādiuss un zemais jonizācijas potenciāls. 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 elektovadītspēja. Litijam, kā jau ar vismazākajiem atoma izmēriem, ir vislielākās kušanas un vārīšanās temperatūras kā arī režģa enerģija. Šim elementam ir raksturīga liesmas krāsa, jo tā ārējie elektroni viegli pāriet ierosinātā stāvoklī.

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 . Neskaitot ūdeņradi, kurš temperatūrās zem $-260\text{ }^\circ\text{C}$ ir cietā agregātstāvoklī, litijs ir neorganiskā cietviela ar vismazāko blīvumu $0,534\text{ g/cm}^3$. Litijam ir zema kušanas temperatūra un relatīvi augsta vārīšanās temperatūra. Litijs, kā jau visi sārnu 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. 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.

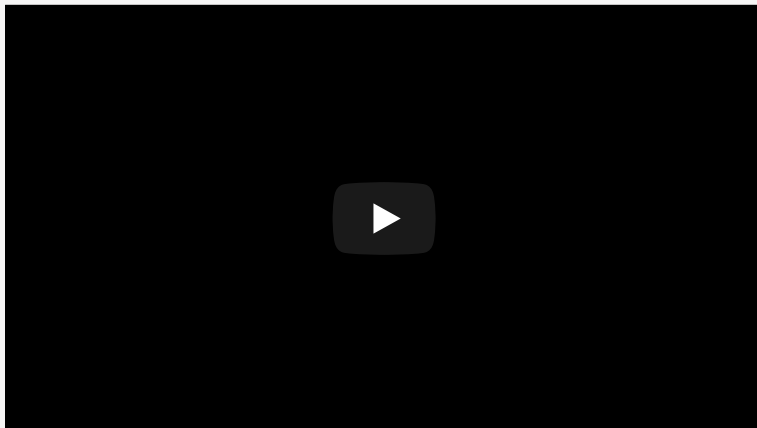
(Pēc:

http://profizgl.lu.lv/pluginfile.php/32528/mod_book/chapter/5136/Jaanis_Sv/Marts_2011/Papildmateriali/PM_sarmu_metali_ç

)

Veidoja: Lana Bračka, LU ĶF dabaszinātņu un IT skolotāju programmas studente.

Video:



Eksperimentu uzlaboja un teorētisko pamatojumu pievienoja: Ilze Seglère, Latvijas Universitāte "Dabaszinātņu un IT pedagogs".



iesniegt savu eksperimentu

Latvijas Ķīmijas un farmācijas
uzņēmēju asociācija

Dzīrmavu iela 93-27, Rīga, LV-1011
(+371) 67298683
lakifa@lakifa.lv