



Bendrai finansuojama pagal
Europos Sąjungos programą
„Erasmus+“



Gamtos mokslų išlyginamasis kursas CH3 skyrius – Cheminės reakcijos

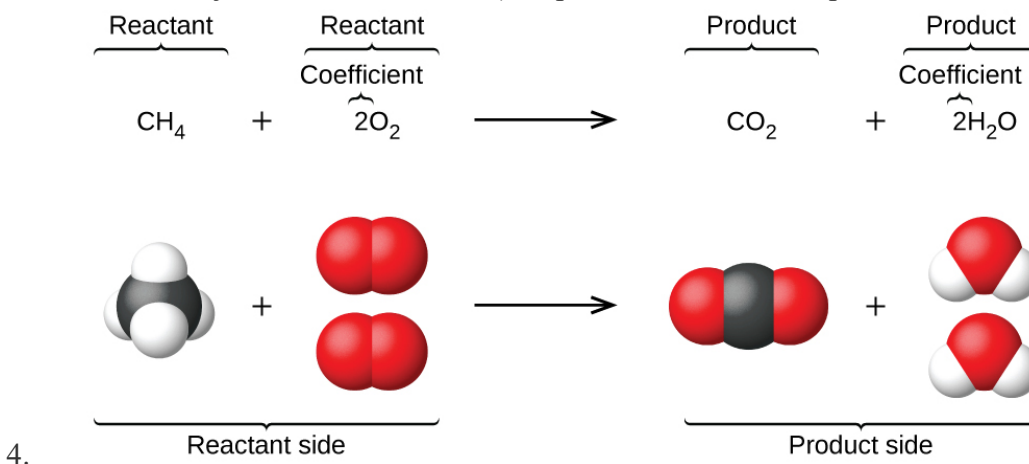


Šiame skyriuje jūs rasite:

- Reakcijos lygčių lyginimas
- Rugščių-bazių reakcijos
- Redokso reakcijų lygčių lyginimas

Cheminės reakcijos

1. Reaguojančios medžiagos vadinamos reagentais, o jų formulės pateikiamos kairėje lygties pusėje. The substances generated by the reaction are called **products**, and their formulas are placed on the right side of the equation.
2. Pliuso ženklai (+) atskiria atskiras reagento ir produkto formules, o rodyklė (→) atskiria reagentą ir produktą (kairė ir dešinė) lygties puses.
3. Santykinis reagentų ir produktų rūšių skaičius pateikiamas koeficientais (skaičiai pateikiami iš karto kairėje kiekvienos formulės). Paprastai koeficientas 1 praleidžiamas.



Įprasta praktika naudoti mažiausius galimus sveikųjų skaičių koeficientus cheminėje lygtyje, kaip tai daroma šiame pavyzdyje. Šie koeficientai atspindi santykinį reagentų ir produktų skaičių, todėl jie gali būti teisingai interpretuojami kaip santykiai. Reaguojant metanui ir deguoniui, susidaro anglies dioksidas ir vanduo santykiu 1: 2: 1: 2. Šis santykis patenkinamas, jei šių molekulių skaičius yra atitinkamai 1-2-1-2, arba 2-4-2-4, arba 3-6-3-6 ir pan. Panašiai šie koeficientai gali būti interpretuojami atsižvelgiant į bet kurią sumos (skaičiaus) vienetą, todėl šią lygtį galima teisingai perskaityti įvairiais būdais, įskaitant:

- Viena metano molekulė ir dvi deguonies molekulės reaguoja sudarydamos vieną anglies dioksido molekulę ir dvi vandens molekules.
- 12 metano molekulių ir dvi dešimtys deguonies molekulių reaguoja į vieną dešimtį anglies dioksido molekulių ir dvi dešimtis vandens molekulių.
- Vienas molis metano molekulių ir 2 moliai deguonies molekulių reaguoja, kad gautų 1 molį anglies dioksido molekulių ir 2 molius vandens molekulių.

Lygčių lyginimas

Lygtis turi atitikti, kad atitiktų materijos tvermės dėsnį. Tai galima patvirtinti paprasčiausiai susumavus abiejose rodyklės pusėse esančių atomų skaičių ir palyginus šias sumas, kad būtų užtikrintas jų vienodumas. Tam tikro elemento atomų skaičius apskaičiuojamas padauginus bet kurios formulės, kurioje yra tas elementas, koeficientą iš elemento apatinio indekso formulėje. Jei tam tikroje lygties pusėje elementas rodomas daugiau nei vienoje formulėje, kiekvienoje turi būti apskaičiuotas atomų skaičius ir tada sudėti.

Pvz., Abiejuose pavyzdiniuose reakcijose esančiuose produktų rūšyse - CO₂ ir H₂O - yra deguonies elementas, todėl deguonies atomų skaičius lygties produkto pusėje yra

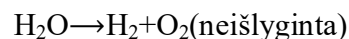
$$(1\text{CO}_2\text{molecule}\times 2\text{O atomsCO}_2\text{molecule})+(2\text{H}_2\text{O molecule}\times 1\text{O atomH}_2\text{O molecule})=4\text{O atoms}(1\text{CO}_2\text{molecule}\times 2\text{O atomsCO}_2\text{molecule})+(2\text{H}_2\text{O molecule}\times 1\text{O atomH}_2\text{O molecule})=4\text{O atoms}$$

Metano ir deguonies reakcijos, gaunant anglies dioksidą ir vandenį, lygtis patvirtinta, kad yra suderinta pagal šį metodą, kaip parodyta žemiau:



Elementas	Reaktantai	Produktai	Subalansuota?
C	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 1 = 1$	$1 = 1$, taip
H	$4 \times 1 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, taip
O	$2 \times 2 = 4$	$(1 \times 2) + (2 \times 1) = 4$	$4 = 4$, taip

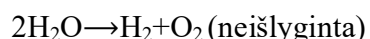
Subalansuota cheminė lygtis dažnai gali būti gauta iš kokybiško tam tikros cheminės reakcijos aprašymo, naudojant gana paprastą metodą, vadinamą balansavimu patikrinant. Pavyzdžiui, apsvarstykite vandens skaidymą, kad gautumėte molekulinį vandenilį ir deguonį. Šį procesą kokybiškai vaizduoja nesubalansuota cheminė lygtis:



Palyginus H ir O atomų skaičių abiejuose šios lygties pusėse, patvirtinamas jo disbalansas:

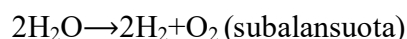
Elementas	Reactantai	Produktai	subalansuota?
H	$1 \times 2 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, taip
O	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 2 = 2$	$1 \neq 2$, ne

H atomų skaičiai lygties reagentė ir produkto pusėse yra lygūs, tačiau O atomų skaičius nėra. Norint pasiekti pusiausvyrą, lygties koeficientai gali būti pakeisti, jei reikia. Žinoma, turėkite omenyje, kad formulės indeksai iš dalies apibrėžia medžiagos tapatybę, todėl jų negalima pakeisti nepakeitus lygties kokybinės reikšmės. Pvz., Pakeitus reagento formulę iš H₂O į H₂O₂, būtų atomų skaičiaus pusiausvyrą, tačiau tai pakeis ir reagento tapatybę (dabar tai yra vandenilio peroksidas, o ne vanduo). O atomo balansą galima pasiekti pakeitus H₂O koeficientą į 2.



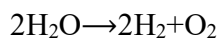
Elementas	Reaktantai	Produktai	subalansuota?
H	$2 \times 2 = 4$	$1 \times 2 = 2$	$4 \neq 2$, ne
O	$2 \times 1 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, taip

Šis pokytis sutrikdė H atomų pusiausvyrą, tačiau jį lengva atkurti pakeitus H₂ produkto koeficientą į 2.



Elementas	Reaktantai	Produktai	subalansuota?
H	$2 \times 2 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, taip
O	$2 \times 1 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, taip

Šie koeficientai duoda vienodą H ir O atomų skaičių reagento ir produkto pusėse, todėl subalansuota lygtis yra:



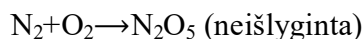
Pavyzdys 1

Cheminių lygčių lyginimas

Parašykite subalansuotą molekulinės azoto (N_2) ir deguonies (O_2) reakcijos lygtį, kad susidarytų azoto pentoksidas.

Sprendimas

Pimriausia parašykite neišlygintą lygtį.

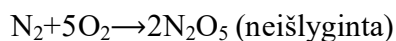


Tada suskaičiuokite kiekvieno tipo atomų skaičių, esantį nesubalansuotoje lygtyje.

Elementas Reaktantai Produktai subalansuota?

N	$1 \times 2 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, taip
O	$1 \times 2 = 2$	$1 \times 5 = 5$	$2 \neq 5$, ne

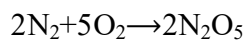
Nors azotas yra subalansuotas, deguonies atomų skaičiui subalansuoti reikia keisti koeficientus. Norint subalansuoti deguonies atomų skaičių, protingas pirmas bandymas būtų pakeisti O_2 ir N_2O_5 koeficientus į sveikus skaičius, kurie duos 10 O atomų (mažiausiai paplitęs O atomų indeksų kartotinis šiose dviejose formulėse).



Elementas Reaktantai Produktai Išlyginta?

N	$1 \times 2 = 2$	$2 \times 2 = 4$	$2 \neq 4$, ne
O	$5 \times 2 = 10$	$2 \times 5 = 10$	$10 = 10$, taip

Šis pokytis sutrikdė N atomų pusiausvyrą; jis atstatomas pakeičiant reagento N_2 koeficientą į 2.



Elementas Reaktantai Produktai išlyginta?

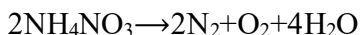
N	$2 \times 2 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, taip
O	$5 \times 2 = 10$	$2 \times 5 = 10$	$10 = 10$, taip

N ir O atomų skaičiai abiejose lygties pusėse dabar yra lygūs, todėl lygtis yra subalansuota.

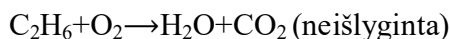
Užduotis

Parašykite subalansuotą amonio salietros skaidymo lygtį, kad susidarytų molekulinis azotas, molekulinis deguonis ir vanduo. (Patarimas: deguonies balansas paskutinis, nes jo yra daugiau nei vienoje molekulėje dešinėje lygties pusėje.)

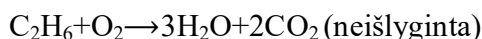
Atsakymas:



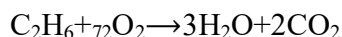
Kartais patogu naudoti trupmenas, o ne sveikus skaičius kaip tarpinius koeficientus cheminės lygties balansavimo procese. Pasiiekus pusiausvyrą, visi lygties koeficientai gali būti padauginami iš sveikojo skaičiaus, kad trupmeniniai koeficientai būtų paversti sveikais skaičiais, nepažeidžiant atomų pusiausvyros. Pavyzdžiui, apsvarstykite etano (C_2H_6) reakciją su deguonimi, kad susidarytų H_2O ir CO_2 , pavaizduota nesubalansuota lygtimi:



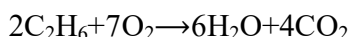
Taikant įprastą tikrinimo metodą, pirmiausia galima subalansuoti C ir H atomus, pakeičiant dviejų produktų rūšių koeficientus, kaip parodyta:



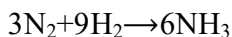
Dėl to lygties produkto pusėje susidaro septyni O atomai, nelyginis skaičius - su O_2 reagentu negalima naudoti sveikojo skaičiaus koeficiento, kad būtų gautas nelyginis skaičius, todėl, norint gauti preliminarią subalansuotą lygtį, naudojamas trupmeninis koeficientas $\frac{7}{2}$:



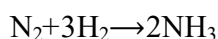
Įprasta subalansuota lygtis su tik sveikųjų skaičių koeficientais gaunama padauginus kiekvieną koeficientą iš 2:



Galiausiai, kalbant apie subalansuotas lygtis, prisiminkite, kad sutartis reikalauja naudoti mažiausius sveikųjų skaičių koeficientus. Nors molekulinio azoto ir molekulinio vandenilio reakcijos lygtis amoniakui gaminti yra subalansuota,

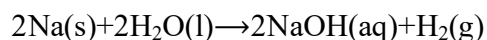


koeficientai nėra mažiausi galimi sveikieji skaičiai, reiškiantys santykinę reagento ir produkto molekulių skaičių. Padalijus kiekvieną koeficientą iš didžiausio bendro koeficiento 3, gaunama pageidaujama lygtis:



Cheminėse lygtyse esančių reagentų ir produktų fizinės būsenos labai dažnai nurodomos sulčių santrumpa pagal formules. Įprasti santrumpos apima kietąsias medžiagas, l - skysčius, g - dujas ir aq

- vandenyje ištirpintas medžiagas (vandeninius tirpalus, kaip aprašyta ankstesniame skyriuje). Šios žymės iliustruotos čia pateiktos lygties pavyzdyje:



Ši lygtis atspindi reakciją, kuri vyksta, kai natrio metalas dedamas į vandenį. Kietas natrias reaguoja su skystu vandeniu, kad susidarytų molekulinės vandenilio dujos ir joninis junginys natrio hidroksidas (kieta kieta medžiaga, bet lengvai ištirpusi vandenyje).

Ypatingos reakcijai būtinos sąlygos kartais nurodomos užrašant žodį ar simbolį virš arba po lygties rodykle. Pavyzdžiui, reakciją, atliekamą kaitinant, virš rodyklės gali reikšti didžioji graikų raidė delta (Δ).



Precipitacija – procesas, kurio metu vykstant cheminei reakcijai tirpale susidaro kieti kūnai. Precipitavusi medžiaga gali būti lengvai pašalinama iš tirpalo dekantavimo arba filtravimo būdais. Daugelis šio tipo reakcijų apima jonų mainus tarp joninių junginių vandeniniame tirpale ir kartais vadinamos dvigubo poslinkio, dvigubo pakeitimo ar metatezės reakcijomis. Šios reakcijos yra įprastos ir yra atsakingos už koralų rifų susidarymą vandenyno vandenyse ir inkstų akmenis gyvūnams. Jie plačiai naudojami pramonėje gaminant daugybę prekių ir specialių cheminių medžiagų. Precipitacijos reakcijos taip pat atlieka pagrindinį vaidmenį daugelyje cheminės analizės metodų, įskaitant taškinius bandymus, naudojamus metalo jonams identifikuoti, ir gravimetrinius medžiagos sudėties nustatymo metodus (žr. Paskutinį šio skyriaus modulį).

Kiek medžiaga gali būti ištirpinta vandenyje ar bet kuriame tirpiklyje, kiekybiškai išreiškiama kaip jos tirpumas, apibrėžiamas kaip didžiausia medžiagos koncentracija, kurią galima pasiekti nustatytomis sąlygomis. Teigiama, kad medžiagos, turinčios gana didelį tirpumą, yra tirpios. Medžiaga nusėda, kai tirpalo sąlygos yra tokios, kad jo koncentracija viršija tirpumą. Teigiama, kad medžiagos, kurių tirpumas yra palyginti mažas, yra netirpios, ir tai yra medžiagos, kurios lengvai nusėda iš tirpalo. Daugiau informacijos apie šias svarbias sąvokas pateikta teksto skyriuje apie tirpalus. Norint prognozuoti kietųjų dalelių, susidarantių dėl nusodinimo reakcijų, tapatybę, galima tiesiog remtis tirpumo modeliais, kurie buvo pastebėti daugelyje joninių junginių.

Lentelė. Įprastų joninių junginių tirpumas vandenyje

Tirpių junginių sudėtyje yra <ul style="list-style-type: none">• 1 grupės metalų katijonai (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ ir Cs^+) ir amonio jonai (NH_4^+)• halogenidų jonai (Cl^-, Br^- ir I^-)• acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$), bikarbonato ($\text{HCO}_3^-$), nitrato ($\text{NO}_3^-$) ir chlorato ($\text{ClO}_3^-$) jonų• sulfato (SO_4^{2-}) jonas	Šių tirpumo taisyklių išimtys yra <ul style="list-style-type: none">• metalų jonai Ag^+, Hg_2^{2+}, ir Pb^{2+}• Ag^+, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Hg_2^{2+}, Hg_2^{2+}, Pb^{2+}, ir Sr^{2+} sulfatai
Netirpių junginių sudėtyje yra <ul style="list-style-type: none">• karbonato (CO_3^{2-}), chromato (CrO_4^{2-}), fosfato (PO_4^{3-}), ir sulfido (S^{2-}) jonų• hidroksido jonas (OH^-)	Šių netirpumo taisyklių išimtys yra <ul style="list-style-type: none">• šių anijonų junginiai su 1 grupės metalų katijonais ir amonio jonu• 1 grupės metalų katijonų ir Ba^{2+} hidroksidai

Užduotis: numatyti precipitatus reakcijas

Numatykite šių joninių junginių pagrįstai koncentruotų tirpalų sumaišymo rezultata. Jei tikimasi precipitatu, reakcijai parašykite subalansuotą grynąją jonų lygtį.

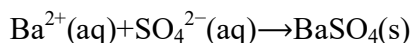
(a) kalio sulfatas ir bario nitratas

(b) ličio chloridas ir sidabro acetatas

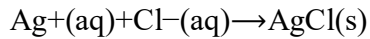
(c) švino nitratas ir amonio karbonatas

Sprendimas

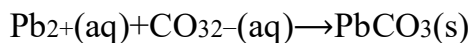
(a) Du galimi šio derinio produktai yra KNO_3 ir BaSO_4 . Tirpumo taisyklės rodo, kad BaSO_4 netirpsta, todėl tikimasi precipitatu reakcijos. Šios reakcijos grynoji joninė lygtis, gauta taip, kaip aprašyta ankstesniame modulyje, yra



(b) Du galimi šio derinio produktai yra $\text{Ag}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ir LiCl . Tirpumo taisyklės rodo, kad AgCl netirpsta, todėl tikimasi precipitatu reakcijos. Šios reakcijos grynoji joninė lygtis, gauta taip, kaip aprašyta ankstesniame modulyje, yra



(c) Du galimi šio derinio produktai yra PbCO_3 ir NH_4NO_3 . Tirpumo taisyklės rodo, kad PbCO_3 netirpus, todėl tikimasi precipitatu reakcijos. Šios reakcijos grynoji joninė lygtis, gauta taip, kaip aprašyta ankstesniame modulyje, yra



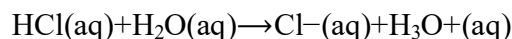
Užduotis

Kuris tirpalas galėtų būti naudojamas bario jonui Ba^{2+} nusodinti vandens mėginyje: natrio chloridas, natrio hidroksidas arba natrio sulfatas? Kokia numatomo kritulių formulė? (natrio sulfatas, BaSO_4)

Rūgščių-bazių reakcijos

Rūgščių ir šarmų reakcija yra tokia, kai vandenilio jonas H^+ perkeliamas iš vienos cheminės medžiagos į kitą. Tokios reakcijos yra labai svarbios daugeliui natūralių ir technologinių procesų, pradedant cheminėmis transformacijomis, vykstančiomis ląstelėse, ežeruose ir vandenynuose, baigiant pramoniniu mastu trąšų, vaistų ir kitų visuomenei būtinų medžiagų gamyba. Todėl rūgščių ir šarmų chemijos tema verta nuodugniai diskutuoti, o visas skyrius skirtas šiai temai vėliau tekste.

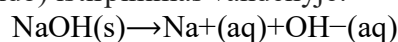
Šio trumpo įvado tikslais mes apsvaistysime tik dažnesnius rūgščių ir šarmų reakcijų tipus, vykstančius vandeniniuose tirpaluose. Šiame kontekste rūgštis yra medžiaga, kuri ištirps vandenyje ir susidarys hidronio jonai, H_3O^+ . Pavyzdžiui, išanalizuokite čia pateiktą lygtį:



Procesas, kurį vaizduoja ši lygtis, patvirtina, kad vandenilio chloridas yra rūgštis. Ištirpinus vandenyje, H_3O^+ jonai susidaro cheminės reakcijos metu, kai H^+ jonai iš HCl molekulių perkeliama į H_2O molekules.

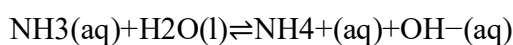
Bazė yra medžiaga, kuriai ištirpus vandenyje, susidaro hidroksido jonai, OH^- . Dažniausios bazės yra joniniai junginiai, sudaryti iš šarminių arba šarminių žemės metalų katijonų (1 ir 2 grupės) kartu su hidroksido jonais, pavyzdžiui, NaOH ir $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Kai šie junginiai ištirpsta vandenyje, hidroksido jonai išsiskiria tiesiai į tirpalą. Pavyzdžiui, KOH ir $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ištirpsta vandenyje ir visiškai išsiskiria, kad susidarytų katijonai (atitinkamai K^+ ir Ba^{2+}) ir hidroksido jonai, OH^- . Šios bazės kartu su kitais vandenyje visiškai išsiskiriančiais hidroksidais laikomos stipriomis bazėmis.

Pavyzdžiui, šarmo (natrio hidroksido) ištirpinimas vandenyje:



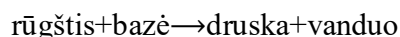
Ši lygtis patvirtina, kad natrio hidroksidas yra bazė. Ištirpinus vandenyje, NaOH disociuoja ir susidaro Na^+ ir OH^- jonai. Tai pasakytina ir apie bet kurį kitą joninį junginį, kuriame yra hidroksido jonų. Kadangi disociacijos procesas iš esmės baigtas, kai jonų junginiai tipiškomis sąlygomis ištirpsta vandenyje, NaOH ir kiti joniniai hidroksidai yra klasifikuojami kaip stiprios bazės.

Skirtingai nuo joninių hidroksidų, kai kurie junginiai, ištirpę chemiškai reaguodami su vandens molekulėmis, gamina hidroksido jonus. Visais atvejais šie junginiai reaguoja tik iš dalies ir yra klasifikuojami kaip silpnos bazės. Šios rūšies junginių taip pat gausu gamtoje ir svarbių prekių įvairiose technologijose. Pavyzdžiui, pasaulinė silpnos bazės amoniako gamyba paprastai yra gerokai didesnė nei 100 metrinių tonų per metus, plačiai naudojama kaip žemės ūkio trąša, žaliava kitų junginių cheminei sintezei ir aktyvi buitinių valiklių sudedamoji dalis. Ištirpinus vandenyje, amoniakas iš dalies reaguoja ir susidaro hidroksido jonai, kaip parodyta čia:



Tai iš esmės yra rūgščių ir šarmų reakcija, šiuo atveju apimanti H^+ jonų perkėlimą iš vandens molekulių į amoniako molekules. Įprastomis sąlygomis tik apie 1% ištirpusio amoniako yra NH_4^+ jonai.

Apibūdintos cheminės reakcijos, kurių metu vandenyje ištirpusios rūgštys ir bazės gamina atitinkamai hidronio ir hidroksido jonus, iš esmės yra rūgščių ir šarmų reakcijos. Šiose reakcijose vanduo yra ir tirpiklis, ir reagentas. Neutralizavimo reakcija yra tam tikros rūšies rūgščių ir šarmų reakcija, kai reagentai yra rūgštis ir bazė, produktai dažnai yra druska ir vanduo, o nė vienas reagentas nėra pats vanduo:



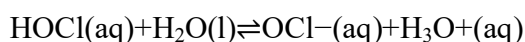
Užduotis: Rūgščių ir bazių reakcijų lygčių rašymas

Parašykite subalansuotas chemines lygtis čia aprašytoms rūgščių ir bazių reakcijoms:

- (a) silpnos rūgšties vandenilio hipochloritas reaguoja su vandeniu
- (b) bario hidroksido tirpalas neutralizuojamas azoto rūgšties tirpalu

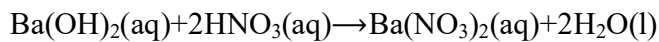
Sprendimas

(a) Pateikiami du reagentai - HOCl ir H_2O . Kadangi medžiaga yra rūgštis, jos reakcija su vandeniu apima H^+ perkėlimą iš HOCl į H_2O , kad susidarytų hidronio jonai, H_3O^+ ir hipochlorito jonai, OCl^- .



Šioje lygtyje tinka dviguba rodyklė, nes ji rodo, kad HOCl yra silpna rūgštis, kuri pilnai nesureagavo.

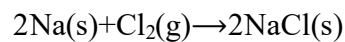
(b) Pateikiami du reagentai - $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ir HNO_3 . Kadangi tai yra neutralizavimo reakcija, du produktai bus vanduo ir druska, sudaryti iš joninio hidroksido (Ba^{2+}) katijono ir anijono, susidariusio rūgščiai perduodant vandenilio joną (NO_3^-).



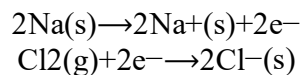
Oksidacijos redukcijos reakcijos

Žemės atmosferoje yra apie 20% molekulinio deguonies, O_2 , chemiškai reaktyvių dujų, kurios atlieka esminį vaidmenį aerobinių organizmų metabolizme ir daugelyje aplinkos procesų, formuojančių pasaulį. Oksidacijos terminas iš pradžių buvo naudojamas apibūdinti cheminėms reakcijoms, susijusioms su O_2 , tačiau jo reikšmė pasikeitė ir reiškia plačią ir svarbią reakcijų klasę, žinomą kaip oksidacijos redukcijos (redokso) reakcijos.

Kai kurios redokso reakcijos apima elektronų perkėlimą tarp reaguojančių medžiagų rūšių, kad gautų joninius produktus, pavyzdžiui, reakcija tarp natrio ir chloro, kad gautų natrio chloridą:



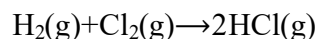
Peržiūrėkite procesą, susijusį su kiekvienu atskiru reagentu, pavaizduokite kiekvieno reagento situaciją lygties, vadinamos pusine reakcija, pavidalu:



Šios lygtys rodo, kad Na atomai praranda elektronus, o Cl atomai (Cl_2 molekulėje) įgyja elektronus, o gautų jonų „s“ indeksai reiškia, kad jie yra kieto joninio junginio pavidalu.

Natris oksiduojamas, o chloras redukuojamas. Natris veikia kaip reduktorius, nes jis suteikia elektronų (arba sumažina) chlorui. Taip pat chloras veikia kaip oksidatorius, nes jis efektyviai pašalina elektronus iš (oksiduoja) natrio.

Tačiau kai kurie redokso procesai neapima elektronų perkėlimo. Tarkime, pavyzdžiui, reakcija, panaši į tą, kuri duoda NaCl:



Šios reakcijos produktas yra kovalentinis junginys, todėl elektronų perdavimas tiesiogine prasme nevyksta. Siekiant paaiškinti šios reakcijos panašumą į ankstesnę ir leisti vienareikšmiškai apibrėžti redokso reakcijas, buvo apibrėžta savybė, vadinama oksidacijos skaičiumi. Elemento oksidacijos numeris (arba oksidacijos būseną) junginyje yra krūvis, kurį jo atomai turėtų, jei junginys būtų joninis. Šios taisyklės naudojamos kiekvienam molekulei ar jono elementui priskirti oksidacijos numerius.

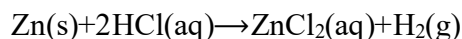
1. Elementų atomų oksidacijos laipsnis yra lygus nuliui.
2. Monatominio jono oksidacijos laipsnis yra lygus jono krūviui.
3. Įprasti nemetalų oksidacijos laipsniai paprastai priskiriami taip:
 - o Vandenilis: +1 kai derinama su nemetalais, -1 kai derinama su metalais

- deguonis: -2 daugumoje junginių, kartais -1 (peroksidai, O_2^{2-}), labai retai $-1/2$ (super-peroksidai, O_2^-), teigiamos reikšmės kai yra kombinacijoje su F (reikšmės įvairuoja)
 - Halogenai: -1 fluorui F visada, -1 kitiems halogenams, išskyrus kartu su deguonimi ar kitais halogenais (teigiami oksidacijos skaičiai šiais atvejais skiriasi)
4. Visų molekulių ar daugiatomųjų jonų atomų oksidacijos skaičių suma lygi molekulės ar jono krūviui.

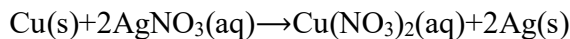
Naudojant oksidacijos laipsnio sąvoką, buvo nustatytas visapusiškas redokso reakcijos apibrėžimas. Oksidacijos redukcijos (redokso) reakcijos yra tos, kurių metu vienas ar keli elementai keičia oksidacijos laipsnį. Reakcijos, kuriose atomo **oksidacijos laipsnis** didėja, vadinamos oksidacija, o reakcijos, kuriose **oksidacijos laipsnis** mažėja, yra vadinamos redukcija.

Yra atpažįstami keli redokso reakcijų poklasiai, įskaitant degimo reakcijas, kuriose reduktorius ir oksidatorius (dažnai, bet nebūtinai molekulinis deguonis) intensyviai reaguoja ir gamina daug šilumos ir dažnai šviesos, liepsnos forma.

Vieno poslinkio (pakeitimo) reakcijos yra redokso reakcijos, kurių metu tirpale esantis jonas yra išstumiamas (arba pakeičiamas) oksiduojant metalinį elementą. Dažnas tokio tipo reakcijos pavyzdys yra tam tikrų metalų rūgščių oksidacija:



Metalai taip pat gali būti oksiduojami kitų metalų druskų tirpalais; pavyzdžiui:



Šią reakciją galima stebėti įdėjus varinę vielą į tirpalą, kuriame yra ištirpusi sidabro druska. Sidabro jonai tirpale vario vielos paviršiuje redukuojami į sidabrą, o susidarę Cu^{2+} jonai ištirpsta tirpale, kad gautų būdingą mėlyną spalvą.

Užduotis

Nustatykite, kurios lygtys atspindi redokso reakcijas, jei reikia, nurodykite reakcijos pavadinimą. Toms reakcijoms, kurios identifikuojamos kaip redoksas, nurodykite oksidatorių ir reduktorių.

- (a) $\text{ZnCO}_3\text{(s)} \rightarrow \text{ZnO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$
- (b) $2\text{Ga(l)} + 3\text{Br}_2\text{(l)} \rightarrow 2\text{GaBr}_3\text{(s)}$
- (c) $2\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$
- (d) $\text{BaCl}_2\text{(aq)} + \text{K}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + 2\text{KCl(aq)}$
- (e) $\text{C}_2\text{H}_4\text{(g)} + 3\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

Sprendimas

Redokso reakcijos nustatomos pagal apibrėžimą, jei vieno ar kelių elementų oksidacijos laipsnis pasikeičia.

(a) Tai nėra redokso reakcija, nes visų elementų oksidacijos skaičiai nesikeičia.

(b) Tai yra redokso reakcija. Galis yra oksiduotas, jo oksidacijos skaičius padidėja nuo 0 Ga (l) iki +3 GaBr₃ (s). Reduktorius yra Ga (l). Bromas yra sumažintas, jo oksidacijos skaičius sumažėja nuo 0 Br₂ (l) iki -1 GaBr₃ (s). Oksidatorius yra Br₂ (l).

(c) Tai yra redokso reakcija. Tai ypač įdomus procesas, nes jame dalyvauja tas pats elementas, deguonis, oksiduojamas ir redukuojamas (vadinamoji disproporcijos reakcija). Deguonis oksiduojamas, jo oksidacijos skaičius padidėja nuo -1 H₂O₂ (aq) iki 0 O₂ (g). Taip pat sumažėja deguonis, jo oksidacijos skaičius sumažėja nuo -1 H₂O₂ (aq) iki -2 H₂O (l). Disproporcijos reakcijoms ta pati medžiaga veikia kaip oksidatorius ir reduktorius.

(d) Tai nėra redokso reakcija, nes visų elementų oksidacijos skaičiai nesikeičia.

(e) Tai redokso reakcija (degimas). Anglis oksiduojama, jos oksidacijos skaičius padidėja nuo -2 C₂H₄ (g) iki +4 CO₂ (g). Reduktorius (kuras) yra C₂H₄ (g). Deguonis sumažėja, jo oksidacijos skaičius sumažėja nuo 0 O₂ (g) iki -2 H₂O (l). Oksidatorius yra O₂ (g).

Oksidacijos laipsnis leidžia numatyti medžiagų oksidacines–redukcines savybes. Aukščiausią oksidacijos laipsnį (kuris dažniausiai atitinka grupės numerį periodinėje elementų sistemoje) turintys elemento atomai reakcijose būna oksidatoriai. Atomai, turintys minimalų oksidacijos laipsnį, yra reduktoriai. Atomai, turintys tarpinį oksidacijos laipsnį, turi oksidacinių ir redukcinių savybių

Oksidacijos redukcijos reakcijų lygčių lyginimas elektroniniu-joniniu (puslygčių) metodu

Vandeninėje terpėje vykstančiose redokso reakcijose kaip reagentai ar produktai dažnai būna vanduo, hidronio jonai ir hidroksido jonai. Nors šios dalelės nėra oksiduojamos ar redukuojamos, jos dalyvauja cheminiuose pokyčiuose kitais būdais (pvz., aprūpindamos elementais, reikalingais oksianionams susidaryti). Šioms reakcijoms atspindinčias lygtis kartais labai sunku subalansuoti, todėl buvo sukurti sistemingi metodai, padedantys šiame procese. Vienas labai naudingas metodas yra naudoti pusiau reakcijų metodą (puslygtys), kuris apima šiuos veiksmus:

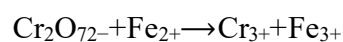
1. Parašykite dvi pusines reakcijas, vaizduojančias redokso procesą.
2. Subalansuokite visus elementus, išskyrus deguonį ir vandenilį.

3. Subalansuokite deguonies atomus, pridėdami H₂O molekules.
4. Subalansuokite vandenilio atomus, pridėdami H⁺ jonų.
5. Subalansuokite krūvį pridedant elektronų.
6. Jei reikia, padauginkite kiekvienos pusinės reakcijos koeficientus iš mažiausių įmanomų sveikųjų skaičių, kad gautumėte vienodą skaičių elektronų kiekviename.
7. Sudėkite subalansuotas pusines reakcijas ir supaprastinkite.
8. Reakcijoms, vykstančioms bazinėje terpėje (hidroksido jonų perteklius), atlikite šiuos papildomus veiksmus:
 - Prie abiejų lygties pusių pridėkite OH⁻ jonus skaičiais, lygiais H⁺ jonų skaičiui.
 - Lygties pusėje, kurioje yra ir H⁺, ir OH⁻ jonų, sujunkite šiuos jonus, kad gautumėte vandens molekules.
 - Supaprastinkite lygtį pašalindami visas nereikalingas vandens molekules.
9. Galiausiai patikrinkite, ar atomų skaičius ir bendri krūviai yra subalansuoti.

Pavyzdys

Redokso reakcijų lyginimas rūgštiniame tirpale

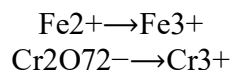
Parašykite subalansuotą dichromato jonų ir geležies (II) reakcijos lygtį, kad gautumėte geležies (III) ir chromo (III) jonus rūgštiniame tirpale.



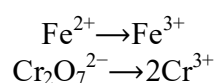
Sprendimas

1. Parašykite dvi pusines reakcijas.

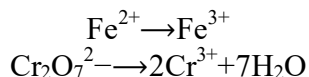
Kiekvienoje pusiau reakcijoje bus vienas reagentas ir vienas produktas su vienu bendru elementu.



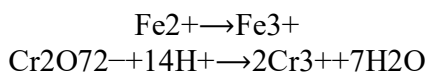
2. Subalansuokite visus elementus, išskyrus deguonį ir vandenilį. Pusinė geležies reakcija jau yra subalansuota, tačiau chromo pusinė reakcija rodo du Cr atomus kairėje ir vieną Cr atomą dešinėje. Pakeitus koeficientą dešinėje lygties pusėje į 2, pasiekama pusiausvyra Cr atomų atžvilgiu.



3. *Subalansuokite deguonies atomus, pridėdami H₂O molekules.* Geležies pusinėje reakcijoje nėra O atomų. Chromo pusinė reakcija rodo septynis O atomus kairėje ir nė vieno dešinėje, todėl prie dešinės pusės pridedamos septynios vandens molekulės.

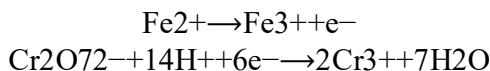


4. *Subalansuokite vandenilio atomus, pridėdami H⁺ jonų.* Geležies pusinėje reakcijoje nėra H atomų. Chromo pusinė reakcija rodo 14 H atomus dešinėje ir nė vieno kairėje, todėl į kairę pusę pridedama 14 vandenilio jonų.

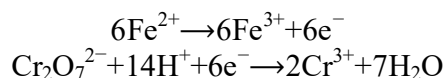


5. *Subalansuokite krūvi pridėdant elektronų.* Geležies pusiau reakcija rodo bendrą 2⁺ krūvį kairėje pusėje (1 Fe²⁺ jonas) ir 3⁺ dešinėje pusėje (1 Fe³⁺ jonas). Pridėjus vieną elektroną dešinėje pusėje, visos tos pusės krūvis padidėja iki (3+)+(1-) = 2+, ir pasiekiamas krūvių balansas.

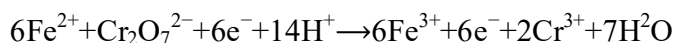
Chromo pusinė reakcija rodo bendrą (1 × 2-) + (14 × 1+) = 12+ krūvį kairėje pusėje (1 Cr₂O₇²⁻ (1 Cr₂O₇²⁻ jonas ir 14 H⁺ jonų). Bendras krūvis dešinė pusė yra (2 × 3+) = 6+ (2 Cr³⁺ jonai). Pridėjus šešis elektronus į kairę pusę, šios pusės bendras krūvis bus (12++ 6-) = 6+, ir bus pasiektas krūvių balansas.



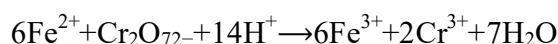
6. *Padauginkite dvi pusines reakcijas, kad vienoje reakcijoje esančių elektronų skaičius būtų lygus kitos reakcijos elektronų skaičiui.* Kadangi redokso reakcijos apima elektronų perkėlimą (o ne sukūrimą ar sunaikinimą), geležies pusinės reakcijos koeficientas turi būti padaugintas iš 6.



7. *Sudėkite abi pusines reakcijas.*



Tik šeši elektronai yra nereikalingi. Pašalinus juos iš kiekvienos lygties pusės, gaunama supaprastinta, subalansuota lygtis:



Galutinis atomų ir krūvių balanso patikrinimas patvirtina, kad lygtis yra subalansuota.

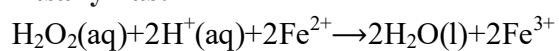
	Reaktantai	Produktai
Fe	6	6
Cr	2	2
O	7	7
H	14	14
krūvis	24+	24+



Užduotis

Rūgštiniame tirpale vandenilio peroksidas reaguoja su Fe^{2+} ir susidaro Fe^{3+} ir H_2O . Parašykite subalansuotą šios reakcijos lygtį.

Atsakymas:



Praktika

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/balancing-chemical-equations#for-teachers-header>
<https://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>
[balancing-chemical-equations-html-guide.pdf](#)
[reactants-products-and-leftovers-html-guide.pdf](#)

Šaltiniai:

Nelson: Chemistry.

<https://phet.colorado.edu/en/simulations>