KEMIJA / PRIPRAVA NA TEST

Elektrokemija.

Sledi elektronom.
Razumi reakcijo. Reši nalogo.

Zapiski po priloženih preglednih nalogah: od oksidacijskih števil do izračuna mase pri elektrolizi.

01 / RAZUMI SNOV

Zapiski, ki povežejo snov.

Najprej določi, kaj se zgodi z elektroni. Potem izberi enačbo ali račun.

01

Oksidacijsko število

Oksidacijsko število je formalno število, s katerim spremljamo spremembe pri redoks reakcijah. Pri enoatomnem ionu je enako njegovemu naboju.

- **Elementarna snov:** 0. Primeri: Zn, Fe, H_2, O_2, Cl_2.
- **Enoatomni ion:** naboj iona. Zn^{2+} ima +2; Cl^- ima −1.
- **Kisik:** običajno −2; v peroksidih (npr. H_2O_2) −1.
- **Vodik:** običajno +1; v kovinskih hidridih (npr. NaH) −1.
- **Vsota:** v nevtralni spojini je 0, v večatomnem ionu pa enaka naboju iona.
- Alkalijske kovine v spojinah imajo +1, zemljoalkalijske +2; fluor −1.

PRIMER IZ TESTA

Fosfor v $H_4P_2O_7$:

$4 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0$

$2x = 10 \rightarrow$ **x = +5.** Dva atoma fosforja skupaj prispevata +10; vsak ima +5.

02 Oksidacija, redukcija in vlogi snovi

Oksidacija

Oddajanje elektronov.
Oksidacijsko število **narašča**.

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

Fe^{2+} je **reducent**: drugi snovi omogoči redukcijo, sam pa se oksidira.

Redukcija

Sprejemanje elektronov.
Oksidacijsko število **pada**.

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

Ag^+ je **oksidant**: drugi snovi omogoči oksidacijo, sam pa se reducira.

> **Zapomni si:** oksidant sprejme e^-, reducent odda e^-. Ime pove, kaj snov povzroči drugi snovi.

Redoks reakcija ima vedno obe spremembi hkrati. Če se nobeno oksidacijsko število ne spremeni, reakcija ni redoks, tudi če pri njej nastane plin.

03 Kako urediš redoks enačbo

1. Določi oksidacijska števila in poišči elementa, ki se spremenita.
2. Zapiši delni reakciji. Elektrone dodaj na stran produktov pri oksidaciji in na stran reaktantov pri redukciji.
3. V kislem mediju uredi O z dodajanjem H_2O, H z dodajanjem H^+ in naboj z e^-.
4. Delni reakciji pomnoži tako, da je število oddanih in sprejetih elektronov enako.
5. Seštej, pokrajšaj e^- ter dodaj spremljevalne ione, če želiš molekulsko enačbo.
6. Preveri število atomov vsakega elementa in skupni naboj na obeh straneh.

PERMANGANAT IN ŽELEZOVI(II) IONI V KISLEM

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

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

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

Na vsaki strani je skupni naboj +17. Koeficienti povedo: **1 mol MnO_4^- reagira s 5 mol Fe^{2+}.**

Koeficiente spreminjaš pred formulami. Indeksov v kemijskih formulah pri urejanju ne spreminjaj.

---

04 Elektrokemijska napetostna vrsta

Vsak par zapišemo kot **oksidirana oblika / reducirana oblika**, npr. Zn^{2+}/Zn. Bolj pozitiven standardni redukcijski potencial pomeni večjo težnjo oksidirane oblike po sprejemanju elektronov.

močnejši reducenti ← reducirane oblike

Mg^{2+}/Mg · Al^{3+}/Al · Zn^{2+}/Zn · Fe^{2+}/Fe · Pb^{2+}/Pb · **$2H^+/H_2$** · Cu^{2+}/Cu · Ag^+/Ag

oksidirane oblike → močnejši oksidanti

To je **skrajšana vrsta** za kovine iz nalog. V testu uporabljaj celotno podano vrsto.

- **Kovina + ion druge kovine:** kovina bolj levo lahko odda elektrone ionu kovine bolj desno. Zn izrine Pb iz Pb^{2+}; obratno ne.
- **Kovina + HCl:** kovine pred vodikom praviloma reagirajo s H^+ in sproščajo H_2. Cu in Ag s samo razredčeno HCl ne reagirata na ta način.
- **Halogeni:** oksidacijska moč pada $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$. Cl_2 oksidira I^- v I_2; I_2 ne oksidira Cl^- v Cl_2.

$Zn + Pb^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Pb$

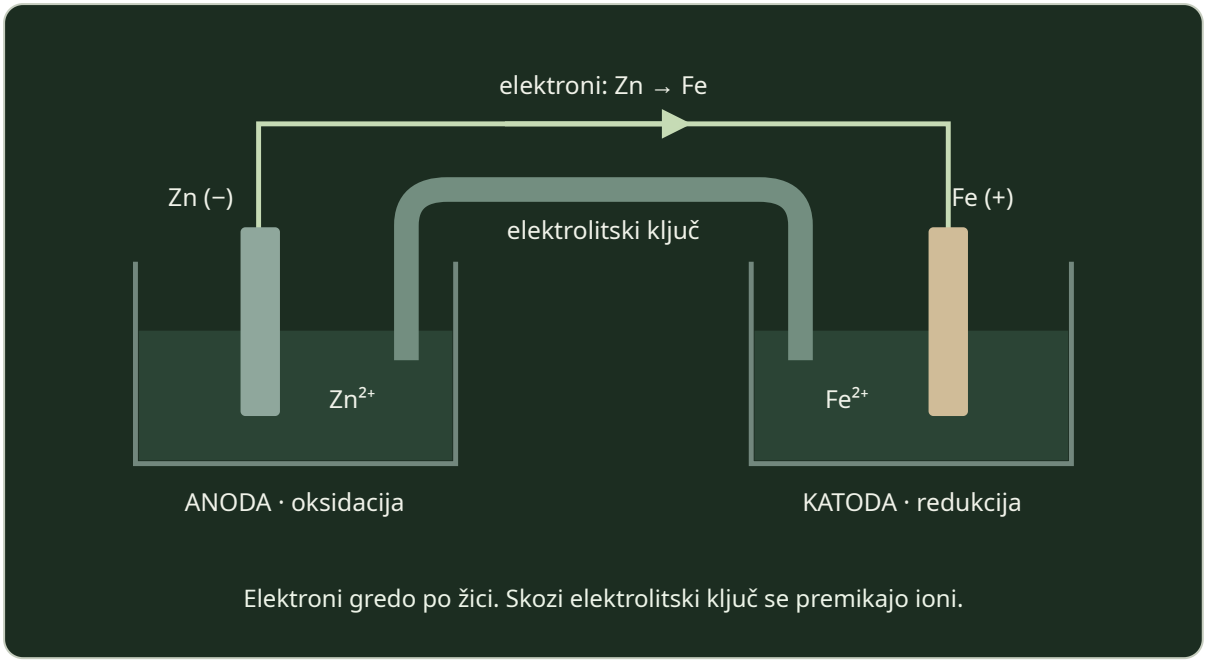
Zn je reducent, Pb^{2+} oksidant. Zn odda dva elektrona, Pb^{2+} ju sprejme.

Napetostna vrsta napove termodinamsko smer pod primerljivimi pogoji. Hitrost, oksidna plast in reakcije z vodo lahko vplivajo na dejanski potek. Za šolske primere sledimo podani vrsti.

---

05 Galvanski člen: reakcija daje električni tok

V galvanskem členu spontana redoks reakcija pretvarja kemijsko energijo v električno. Polčlena sta povezana z zunanjim vodnikom in elektrolitskim ključem.



Elektroni gredo po žici. Skozi elektrolitski ključ se premikajo ioni.

Člen Zn/Zn^{2+} in Fe^{2+}/Fe iz 7. naloge

Lastnost	Cinkov polčlen	Železov polčlen
Elektroda	Anoda (−)	Katoda (+)
Delna reakcija	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$	$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$
Dogajanje	Cink se raztaplja; masa pada.	Železo se izloča; masa raste.
E° redukcije	−0,76 V	−0,44 V

$E°_{člena} = E°_{katode} − E°_{anode} = −0{,}44 − (−0{,}76) =$ **0,32 V**

Vstavimo **tabelarična redukcijska potenciala**. Potencialov ne množimo s koeficienti reakcije.

Elektrolitski ključ sklene notranji del tokokroga in prepreči kopičenje naboja. V tem členu anioni potujejo proti cinkovemu polčlenu, kjer nastajajo Zn^{2+}; kationi proti železovemu, kjer se Fe^{2+} porabljajo.

---

06 Elektroliza: električni tok poganja reakcijo

Zunanji vir napetosti omogoči redoks reakcijo, ki sama v tej smeri ne bi potekala spontano.

Elektrodi vedno poimenujemo po reakciji

Elektroda	Vedno poteka	Galvanski člen	Elektroliza
Anoda	Oksidacija	−	+
Katoda	Redukcija	+	−

> **Anoda = oksidacija. Katoda = redukcija.** To velja pri obeh. Predznaka se zamenjata.

TALINA $MgCl_2$ / NALOGI 9 IN 11

Katoda: $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$

Anoda: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

Skupaj: $MgCl_2(l) \rightarrow Mg + Cl_2(g)$

Za **1 mol Mg potrebujemo 2 mol e^-**. Talina ne vsebuje vode; za vodno raztopino bi morali upoštevati tudi njene možne reakcije.

VODA Z DODATKOM H_2SO_4 / NALOGA 12

Pri inertnih elektrodah in običajnih šolskih pogojih:

Katoda: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$

Anoda: $2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$

Skupaj: $2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2 + O_2$

Za **1 mol H_2 potrebujemo 2 mol e^-**; za 1 mol O_2 pa 4 mol e^-. Kislina izboljša električno prevodnost.

---

07 Računske naloge: od podatkov do rezultata

Pri reakcijah najprej uredi enačbo in uporabi razmerje koeficientov. Pri elektrolizi najprej zapiši delno reakcijo, da pravilno določiš število elektronov *z*.

1. Izpiši podatke z enotami. mg pretvori v g, mL v L in ure v sekunde.
2. Če imaš maso, izračunaj množino: n = m/M.
3. Pri kemijski reakciji uporabi razmerje koeficientov; pri elektrolizi pa $n(e^-) = z \cdot n(\text{snovi})$.
4. Izračunaj želeno količino ter dodaj enoto. Preveri, ali je velikost rezultata smiselna.

Pri računih v tem gradivu privzamemo 100-odstotni tokovni izkoristek. Za skladnost s testom uporabljamo $F \approx 96\,500$ C/mol.

02 / NA ENEM MESTU

Formule za test.

MNOŽINA

$$n = m / M$$

n [mol], m [g], M [g/mol]

MNOŽINSKA KONCENTRACIJA

$$c = n / V$$

c [mol/L], V [L]

ELEKTRIČNI NABOJ

$$Q = I \cdot t$$

Q [C = A·s], I [A], t [s]

FARADAYEV ZAKON

$$Q = z \cdot F \cdot n$$

z: mol e^- na mol izbrane snovi

MASA PRI ELEKTROLIZI

$$m = Q \cdot M / (z \cdot F)$$

Tudi: $m = I \cdot t \cdot M / (z \cdot F)$

NAPETOST ČLENA

$$E° = E°kat - E°an$$

Oba podatka sta redukcijska potenciala.

Konstante in pretvorbe: $F \approx 96\,500$ C/mol · 1 h = 3600 s · 1 mg = 0,001 g · 1 mL = 0,001 L.

Molske mase za te naloge: $KMnO_4$ 158,04 g/mol · Mg 24,31 g/mol · Ni 58,69 g/mol · H_2 2,016 g/mol.

03 / FOTOGRAFIJE → RAZLOŽENE REŠITVE

Vseh 12 nalog, korak za korakom.

Najprej poskusi sam. Nato odpri rešitev in primerjaj postopek.

01

Najvišje oksidacijsko število fosforja

Oksidacijska števila

Odgovor C: $H_4P_2O_7$. Fosfor ima +5.

$4 \cdot (+1) + 2x + 7 \cdot (-2) = 0 \rightarrow x = +5$

V PH_3 je P = −3, v H_3PO_3 je P = +3. V fosforjevem(III) oksidu, npr. P_4O_6, je prav tako +3.

Formula možnosti A na fotografiji je manj razločna. Zgornja primerjava velja za fosforjev(III) oksid. Če bi pri A pisalo P_2O_5, bi bil tudi tam P = +5 in naloga ne bi imela samo enega pravilnega odgovora.

02

Katera reakcija ni redoks?

Prepoznavanje sprememb

Odgovor B.

$Na_2CO_3 + 2\ HNO_3 \rightarrow 2\ NaNO_3 + CO_2 + H_2O$

Ogljik ima v CO_3^{2-} in CO_2 enako oksidacijsko število +4; dušik ima v HNO_3 in $NaNO_3$ +5. Tudi pri drugih elementih ni spremembe. To je reakcija karbonata s kislino, brez prenosa elektronov.

- A: Cr se reducira iz +6 v +3, S oksidira iz +4 v +6.
- C: Zn se oksidira iz 0 v +2, N reducira iz +5 v +2.
- D: S v H_2S preide iz −2 v 0, S v SO_2 pa iz +4 v 0.

> Nastajanje CO_2 samo po sebi ne pomeni, da je reakcija redoks.

03

Permanganat in železov(II) klorid

Urejanje · oksidant · oksidacija

a) Urejena enačba:

$KMnO_4 + 8\ HCl + 5\ FeCl_2 \rightarrow MnCl_2 + 5\ FeCl_3 + KCl + 4\ H_2O$

Mn preide iz +7 v +2 in sprejme 5 e^-. Fe preide iz +2 v +3 in odda 1 e^-, zato potrebujemo 5 Fe^{2+} na 1 MnO_4^-.

b) $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$ je oksidacija: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$.

c) Oksidant je $KMnO_4$, natančneje MnO_4^-, ker se mangan v njem reducira. **Reducent je $FeCl_2$** (Fe^{2+}).

04

Koliko sulfita je v vzorcu?

38,72 mg $KMnO_4$ · 25,00 mL vzorca

Urejena enačba:

$2\ KMnO_4 + 5\ Na_2SO_3 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 5\ Na_2SO_4 + K_2SO_4 + 3\ H_2O$

a) Reducent je Na_2SO_3. S se oksidira iz +4 v +6. Mn se reducira iz +7 v +2.

Delni reakciji v kislem mediju:

$SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+ + 2\ e^-$ / · 5

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

b) Množina Na_2SO_3:

1. $m(KMnO_4) = 38{,}72$ mg = **0,03872 g**
2. $n(KMnO_4) = 0{,}03872 / 158{,}04 = 2{,}450 \cdot 10^{-4}$ mol
3. Iz koeficientov: $n(Na_2SO_3) / n(KMnO_4)$ = **5/2**
4. $n(Na_2SO_3) = (5/2) \cdot 2{,}450 \cdot 10^{-4}$ = **$6{,}125 \cdot 10^{-4}$ mol**

V vzorcu je 0,6125 mmol Na_2SO_3.

Uvod naloge omenja koncentracijo, podvprašanje b pa množino. Če izračunamo še koncentracijo:

c = n/V = (6,125 · 10^{-4} mol) / (0,02500 L) = **0,02450 mol/L**

05

Napetostna vrsta: katere reakcije potečejo?

Vsi deli a–f

a) Najboljši reducent med ponujenimi

D: Rb(s). Med Ni^{2+}, Zn, Cr^{3+} in Rb najlažje oddaja elektrone kovinski rubidij. Primerjaj dejansko ponujene delce, ne le imen elementov.

b) Napoved reakcij po podani vrsti

POTEČE* $Al + 3\ Ag^+ \rightarrow Al^{3+} + 3\ Ag$

POTEČE* $3\ Mg + 2\ Al^{3+} \rightarrow 3\ Mg^{2+} + 2\ Al$

NE POTEČE Cu + K^+: baker ne reducira K^+ v K.

POTEČE* $F_2 + 2\ Cl^- \rightarrow 2\ F^- + Cl_2$

*To so formalne napovedi po napetostni vrsti, kot jih zahteva naloga. V resnični vodni raztopini, zlasti pri Mg/Al^{3+} in F_2, tekmujejo tudi reakcije z vodo; izločanje aluminija iz vode zato ni tako preprosto.

c) Kovine, ki reagirajo s klorovodikovo kislino

D: Ca, Zn, Al. Vse so v podani vrsti pred vodikom in lahko reducirajo H^+ v H_2. Pri aluminiju lahko oksidna plast upočasni začetek reakcije.

d) Cink in svinčevi ioni

$Zn + Pb^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Pb$

Obratna kombinacija Pb + Zn^{2+} po podani vrsti ne reagira spontano.

e) Aluminij ali baker v HCl

$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$

Reagira aluminij. Baker s samo razredčeno HCl ne izpodrine vodika.

f) Klor v KI oziroma jod v NaCl

$Cl_2 + 2\ KI \rightarrow 2\ KCl + I_2$

Ionsko: $Cl_2 + 2\ I^- \rightarrow 2\ Cl^- + I_2$.

Klor je močnejši oksidant od joda, zato oksidira I^-. Jod v raztopini NaCl ne povzroči obratne reakcije.

06

Baterija s cinkom in srebrovim(I) oksidom

Praznjenje baterije

Odgovor D: cink se oksidira.

$Zn + Ag_2O \rightarrow ZnO + 2\ Ag$

Zn: 0 → +2, odda elektrone. Ag v Ag_2O: +1 → 0, sprejme elektrone. Pri praznjenju baterija deluje kot galvanski člen. Srebrovi ioni se reducirajo.

> Za formulo srebrovega(I) oksida uporabi Ag_2O, za cinkov oksid ZnO. Pri urejanju ohrani ti formuli.

07

Galvanski člen Zn/Fe

$E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76\ V \cdot E°(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44\ V$

Železov polčlen ima bolj pozitiven redukcijski potencial, zato v njem poteka redukcija.

Cinkov polčlen — anoda (−):

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Železov polčlen — katoda (+):

$Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$

Elektroni: od Zn elektrode proti Fe elektrodi po zunanjem vodniku.

Skupna reakcija: $Zn + Fe^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Fe$.

$E° = -0{,}44\ V - (-0{,}76\ V) =$ **+0,32 V**

Standardna napetost člena je 0,32 V.

08

Zakaj potrebujemo elektrolitski ključ?

Tokokrog in električna nevtralnost

Elektrolitski ključ omogoča prehajanje ionov med polčlenoma, sklene notranji tokokrog in ohranja električno nevtralnost raztopin.

Na anodi nastajajo kovinski kationi, zato tja prehajajo anioni iz ključa. Na katodi se kovinski kationi porabljajo, zato proti temu polčlenu prehajajo kationi iz ključa. To velja za prikazani člen Zn/Fe.

Brez te izravnave bi se naboj kopičil in tok hitro prenehal. **Skozi ključ potujejo ioni; elektroni tečejo po zunanjem vodniku.**

09

Masa magnezija iz danega naboja

Q = 289 500 A·s

Katoda: $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$, zato z = 2.

1. Q = 289 500 A·s = 289 500 C
2. $n(e^-) = Q/F = 289\,500 / 96\,500 = 3{,}000$ mol
3. $n(Mg) = n(e^-)/2 = 1{,}500$ mol
4. $m(Mg) = 1{,}500 \cdot 24{,}31$ g = 36,465 g ≈ **36,5 g**

Odgovor C: 36,5 g Mg.

10

Kolikšen naboj potrebujemo za 2,50 g niklja?

Redukcija Ni^{2+} in Faradayev zakon

a) To je redukcija:

$Ni^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Ni$

Ion sprejme dva elektrona; oksidacijsko število pade iz +2 na 0.

b) Naboj:

$n(Ni) = 2{,}50\ g / (58{,}69\ g/mol) = 0{,}04260$ mol

$Q = z \cdot F \cdot n = 2 \cdot 96\,500 \cdot 0{,}04260\ C \approx 8221\ C$

Q ≈ 8,22 · 10^3 C = 8,22 kC.

11

Elektroliza taline $MgCl_2$: tok 3,0 A eno uro

Delni reakciji in masa Mg

a) Delni reakciji:

Katoda (−): $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$

Anoda (+): $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

b) Masa magnezija:

1. t = 1 h = **3600 s**
2. Q = I · t = 3,0 · 3600 = 10 800 C
3. z = 2 in M(Mg) = 24,31 g/mol
4. m = (10 800 · 24,31) / (2 · 96 500) g = **1,360 g**

Izloči se približno 1,36 g Mg.

Če dosledno zaokrožaš na dve veljavni števki toka 3,0 A, zapišeš 1,4 g. Vmesne rezultate ohrani z več števkami.

12

Kolikšna masa vodika nastane pri elektrolizi vode?

Voda + malo H_2SO_4 · 3,0 A · 1 h

Na katodi: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$. Za 1 mol H_2 sta potrebna 2 mol elektronov, zato **z = 2**.

1. Q = I · t = 3,0 · 3600 = 10 800 C
2. $n(H_2)$ = Q/(2F) = 10 800 / 193 000 = 0,05596 mol
3. $M(H_2)$ = **2,016 g/mol**
4. $m(H_2)$ = 0,05596 · 2,016 g = **0,1128 g**

Nastane približno 0,113 g H_2.

Na dve veljavni števki: 0,11 g. Uporabi molsko maso molekule H_2, ne posameznega atoma H.

---

05 / ZADNJA PONOVITEV

Preden oddaš test.

Šest stvari, ki jih moraš znati

- Izračunati oksidacijsko število.
- Ločiti oksidacijo, redukcijo, oksidant in reducent.
- Urediti redoks enačbo in iz nje prebrati množinsko razmerje.
- Iz napetostne vrste napovedati smer reakcije.
- Določiti anodo, katodo, tok elektronov in napetost člena.
- Izračunati Q, n in m pri elektrolizi.

Najpogostejše napake

- Oksidant se **reducira**; reducent se **oksidira**.
- Anoda ni vedno negativna; pri elektrolizi je pozitivna.
- V elektrolitskem ključu se gibljejo **ioni**.
- Pri napetosti odštej tudi negativni predznak: −0,44 − (−0,76).
- z določi iz delne reakcije, ne iz indeksa v formuli.
- Pri H_2 uporabi M = 2,016 g/mol; uro pretvori v sekunde.

Predlog učenja: preberi 7 sklopov → sam reši 12 nalog → preveri rešitve → reši kviz → ponovi dele, pri katerih si se zmotil.