

Kemija - 2. letnik
Kazalo

ENERGIJSKI VIRI.....	2
ENERGIJE PRI KEMIJSKIH REAKCIJAH.....	2
Eksotermne kemijske reakcije.....	2
Endotermne kemijske reakcije.....	2
ENTALPIJA KEMIJSKIH REAKCIJ (ΔH).....	3
Izračun ΔH_r° iz znanih ΔH_f°	5
Izračun ΔH_r° iz znanih povprečni veznih entalpij	6
HITROST KEMIJSKE REAKCIJE.....	6
Kinetična teorija.....	8
Vplivi na hitrost kemijskih reakcij.....	9
KEMIJSKO RAVNOTEŽJE.....	9
ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ.....	10
RAVNOTEŽJA V RAZTOPINAH ELEKTROLITOV.....	11
pH in pOH.....	12
TITRACIJA.....	13
REDOKS REAKCIJE.....	15
Urejanje in reševanje redoks enačb.....	15
Redoks vrsta.....	16
ELEKTROKEMIJA.....	17
Galvanski člen.....	17
Standardna napetost galvanskega člena.....	17
Elektroliza.....	18
Količina izločenih snovi pri elektrolizi (elektrenina).....	18

ENERGIJSKI VIRI

Poznamo **konvencionalne vire** (nafta, zemeljski plin, olje) in **alternativne vire** (sonce, veter, voda).

Te dve skupine energijskih virov delimo na **obnovljive vire** (les, voda, veter, sonce) in **neobnovljive vire energije** (nafta, uran, premog, zemeljski plini, radioaktivne snovi).

Uporaba konvencionalnih virov energije je pripeljalo do globalnega segrevanje (temperature na zemlji se zvišujejo) prihaja do intenzivni vremenski pojav kot tudi do taljenje ledu in zviševanje vodne gladine.

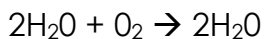
ENERGIJE PRI KEMIJSKIH REAKCIJAH

Prvi zakon termodinamike pravi da energija ne more nastati iz ničesar in se ne more izničiti. Energija se pretvarja iz ene oblike v drugo (kinetična, potencialna, notranja).

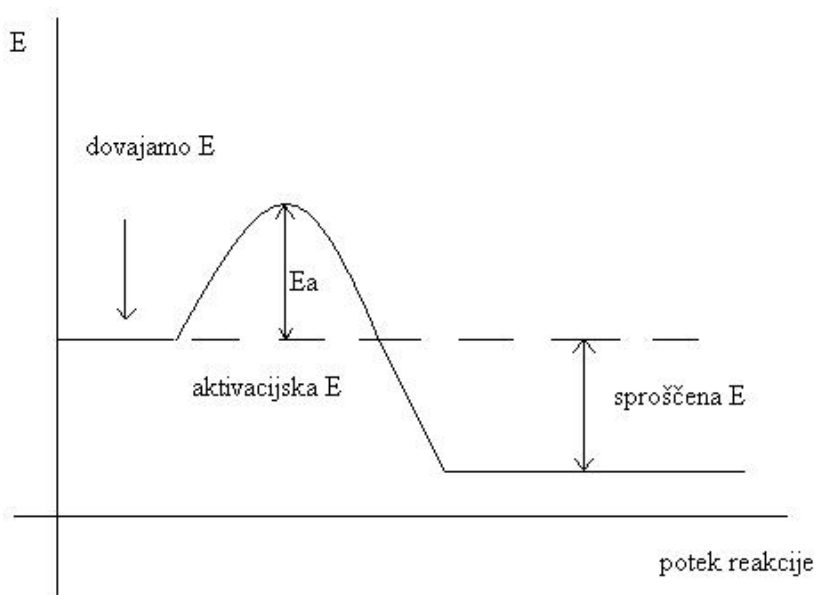
Energija je shranjena v kemijskih vezeh, ko se kemijske vezi tvorijo se energija sprošča. Stanje v molekulski obliki je ugodnejše kot stanje v obliki atomov. Če želimo vez molekul razcepi, moramo dodati/dovajati energijo.

Eksotermne kemijske reakcije

Pri **eksotermnih reakcijah** se energija sprošča. Sprošča se lahko v obliki svetlobe ali toplote. Energija (E) je shranjena/skladiščena v reaktantih (vezeh reaktanta).

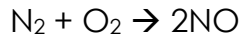


reaktant \rightarrow produkt + energija

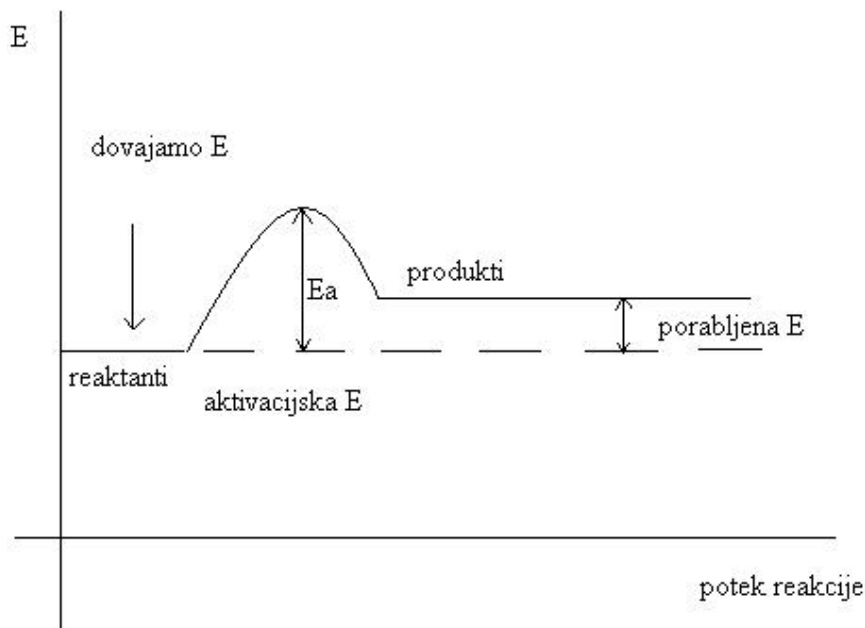


Endotermne kemijske reakcije

Pri **endotermnih reakcijah** se energija porablja in jo moramo dovajati čez vso kemijsko reakcijo. Na koncu dobimo produkt ki ima več energije kot vsi reaktanti.



reaktant + energija \rightarrow produkt



ENTALPIJA KEMIJSKIH REAKCIJ (ΔH)

Standardna pogoja sta $T=20^\circ\text{C}$ ($273+20=293\text{K}$) in $p=101,3\text{ kPa}$

Če želimo reakcije primerjati med seboj, moramo reakcijo začeti in končati pri standardnih pogojih. Med reakcijo merimo spremembe energij.

Če sta **oba standardna pogoja izpolnjena**, lahko pojem energija kemijskih reakcij zamenjamo z entalpijo kemijskih reakcij.

Definicija entalpije: entalpija je energija (E), ki se sprosti ali porabi kadar kemijska reakcija poteka pri stalnem tlaku.

Kadar se energija **sprošča**, reakcijo označimo z $-\Delta H$.

Kadar se energija **porablja**, reakcijo označimo z $+\Delta H$.

Standardna ($^\circ$) tvorbena (t) entalpija: ΔH_f° : toplota, ki se sprosti ali porabi pri nastanku 1 mol spojine iz kemijskih elementov.

Standardna ($^\circ$) reakcijska (r) entalpija: ΔH_r° : toplota, ki se sprosti ali porabi pri nastanku 1 mol spojine iz drugih spojin.

Pri izračunih entalpij uporabljamo naslednje enačbe:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Q ... toplota [kJ]
 m ... masa [kg]
 c ... specifična toplota [kJ/kg·K]
 ΔT ... sprememba temperature [K]

$$Q = m \cdot \Delta H_f^\circ$$

$$Q = m \cdot \Delta H_r^\circ$$

$$m = \frac{m}{M}$$

Q ... toplota / energija [kJ]
 m ... množina [mol]
 ΔH_f° ... standardna tvorbeno entalpija [kJ/mol]
 ΔH_r° ... standardna reakcijska entalpija [kJ/mol]
 m ... masa [g]
 M ... molska masa [g/mol]

Kolikšno maso vode lahko segrejemo od tališča do vrelišča brez spremembe agregatnega stanja, če imamo na voljo 44,3 kJ energije? Specifična toplota (c) vode je 4,19 kJ/KgK.

$$\Delta T = 100 \text{ K}$$

$$Q = 44,3 \text{ kJ}$$

$$c = 4,19 \text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$$

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \Rightarrow m = \frac{Q}{c \cdot \Delta T}$$

$$m = \frac{44,3 \text{ kJ} \cdot \text{kg} \cdot \text{K}}{4,19 \text{ kJ} \cdot 100 \text{ K}} = \underline{\underline{0,1057 \text{ kg}}} \Rightarrow \underline{\underline{105,7 \text{ g}}}$$

Entalpijo kemijski reakciji lahko računamo na takšen način, če imamo podano standardno tvorbeno/reakcijsko entalpijo in spojino.

HI:

$$Q = 120 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ = 26,5 \text{ kJ/mol}$$

$m = ?$

$$M(\text{HI}) = 128,01 \text{ g/mol}$$

$$Q = m \cdot \Delta H_f^\circ \quad Q = \frac{m}{M} \cdot \Delta H_f^\circ$$

$$m = \frac{Q \cdot M}{\Delta H_f^\circ} = \frac{120 \text{ kJ} \cdot 128 \text{ g/mol}}{\text{mol} \cdot 26,5 \text{ kJ}} =$$

$$m = \underline{\underline{579,62 \text{ g}}} = \underline{\underline{0,580 \text{ kg}}}$$



$$V = 3\text{L}$$

$$Q = 21\text{ kJ}$$

$$P = 150\text{ kPa}$$

$$T = 10^\circ\text{C} \Rightarrow 283\text{ K}$$

$$Q = m \cdot \Delta H_t^\circ \Rightarrow$$

$$\Delta H_t^\circ = \frac{Q}{m}$$

$$PV = mRT \Rightarrow$$

$$\frac{PV}{RT} = m$$

$$\Delta H_t^\circ = ?$$

$$m = \frac{150\text{ kPa} \cdot 3\text{ L} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{8,31\text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K} \cdot 283\text{ K}} = \underline{\underline{0,191\text{ mol}}}$$

$$\underline{\underline{\Delta H_t^\circ}} = \frac{21\text{ kJ}}{0,191\text{ mol}} = \underline{\underline{109,95\text{ kJ/mol}}}$$

Izračun ΔH_r° iz znanih ΔH_f°

Poznati moramo ΔH_f° za reaktante in produkte. Preden začnemo računati ΔH_r° moramo zapisano [kemijsko enačno reakcijo urediti](#).

[Enačbo](#) ki jo uporabljamo za izračun je naslednja.

$$\Delta H_r^\circ = \sum(n - \text{produkti} \times \Delta H_f^\circ \text{ produkti}) - \sum(n - \text{reaktanti} \times \Delta H_f^\circ \text{ reaktanti})$$

ΔH_f° kemijskih elementov je 0.



reaktanta

produkta

$$\Delta H_r^\circ = ?$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) = 297\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{S}) = 21\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{S}) = 0\text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 242\text{ kJ/mol}$$

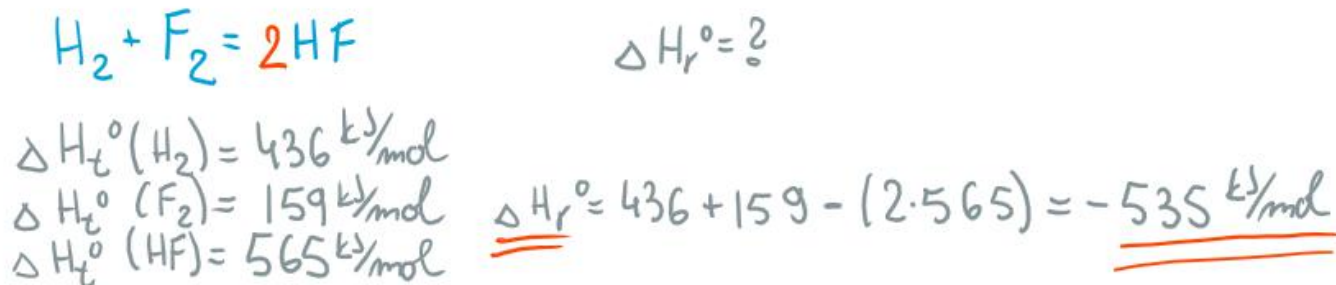
$$\Delta H_r^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{reaktantov}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{produkt})$$

$$\Delta H_r^\circ = (297 + 2(21)) - (3 \cdot 0 + 2 \cdot 242) =$$

$$\Delta H_r^\circ = -145\text{ kJ/mol}$$

Izračun ΔH_r° iz znanih povprečni veznih entalpij

Definicija: Povprečna vezna entalpija je energija, ki je potrebna za prekinitev kemijskih vezi.



HITROST KEMIJSKE REAKCIJE

Hitrost kemijske reakcije nam pove v kolikšnem času iz reaktanta nastane naš produkt. Uporabljamo **enačbo**:

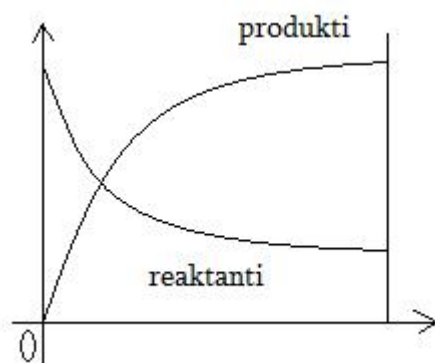
$$v = \Delta C \cdot t$$

*v... hitrost
 ΔC ... sprememba koncentracije
 t... čas*

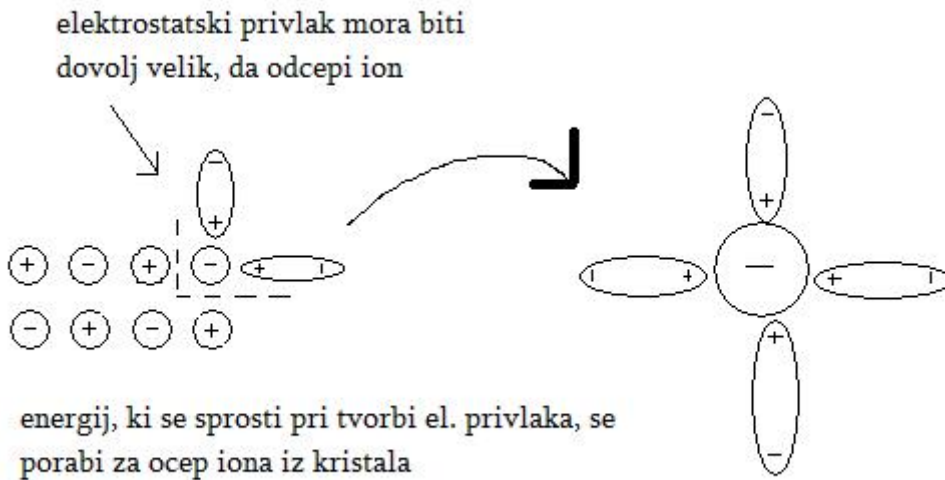
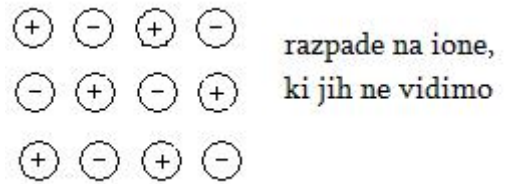
Na začetku reakcije ima reaktant največjo koncentracijo, koncentracija produkta pa je enaka 0.

Kadar kemijska reakcija začne potekati se koncentracija reaktanta zmanjšuje, koncentracija produkta pa zvišuje.

Kako hitro se koncentracija reaktanta zmanjšuje in koncentracija produkta zvišuje opišemo z hitrostjo kemijske reakcije. Ta je nazačetku visoka (začetek kemijskih reakcij je zelo agresiven) nato pa pade vse do 0.



Energijske spremembe pri raztapljanju ionskih kristalov potekajo samo na površini kristalov.



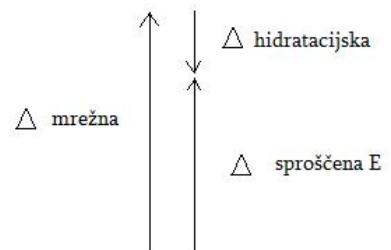
Mrežna entalpija: Energija, ki je potrebna za odcep iona iz kristala.

Hidratacijska entalpija: Energija, ki se sprosti ob tvorbi orientacijskih vezi med vodo in ionom iz kristala.

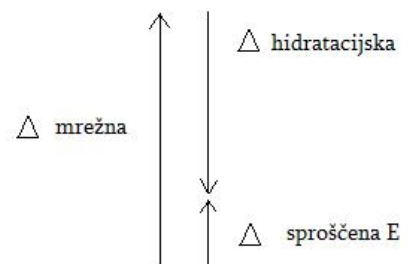
Energijske spremembe pri raztapljanju:

- Energija se ne spremeni (primer NaCl): toliko kot se energije sprosti (v vezeh) se le te uporabi za odcep kristala.

Če ni spremembe temperature v reakciji sta si mrežna in hidratacijska entalpija enaki.



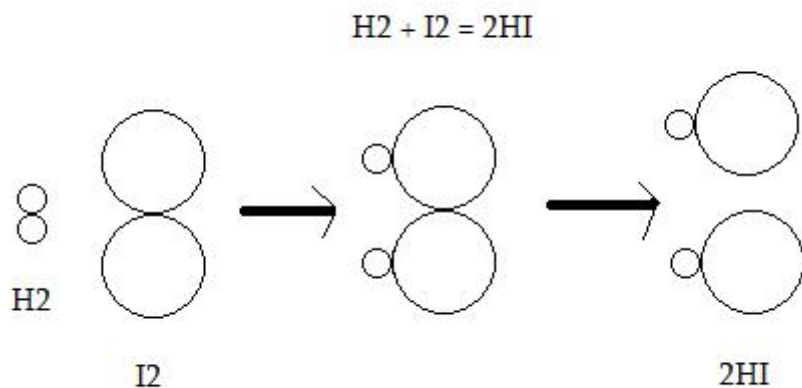
- Energija se sprošča (primera NaOH, KOH): Kadar se temperature pri kemijski reakciji dvigne je hidratacijska entalpija večja od mrežne entalpije (slika 1).



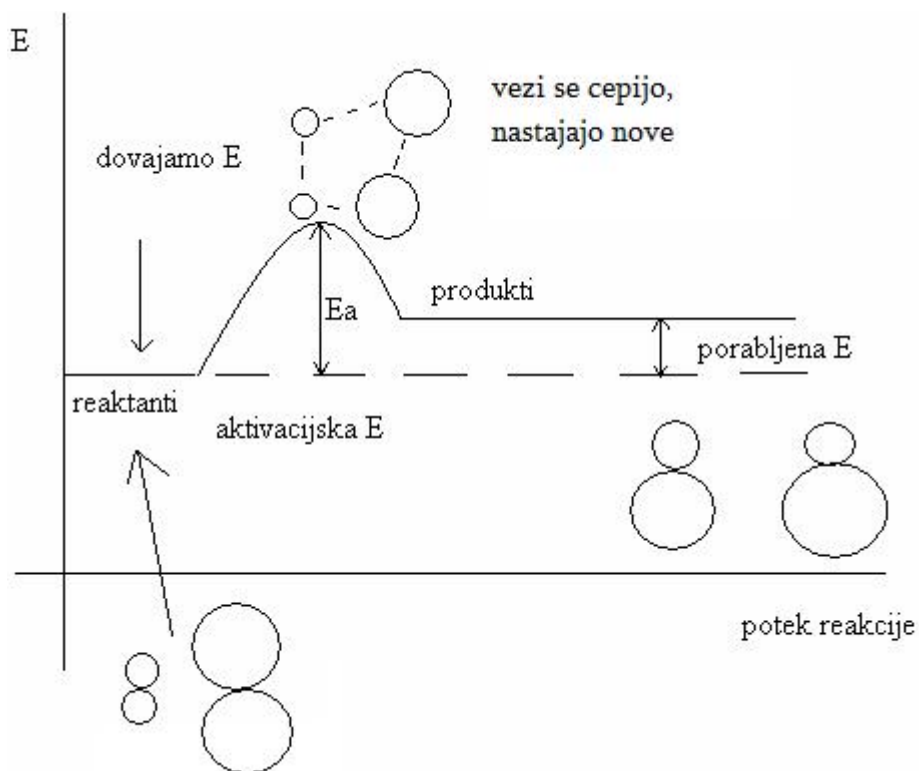
- Energija se porablja (primer NH_4NO_3): Kadar se temperature pri kemijski reakciji zmanjša je mrežna entalpija večja od hidratacijske entalpije (slika 2).

Kinetična teorija

Za vsako kemijsko reakcijo je potreben trk delcev. Delci s kinetično energijo trčijo v druge delce ter ustvarijo novo spojino/delec. Nastala energija ob tem trku se porabi za prekinitev kemijskih vezi.



Pojem **uspešen trk** nam pove kdaj pride do spremembe v kemijskih vezeh. Najnižja energija, ki je potrebna za uspešen trk se imenuje **aktivacijska energija**.



Vplivi na hitrost kemijskih reakcij

Koncentracija: večja kot je, hitrejša je reakcija

Temperatura: višja kot je, krajši je čas reakcije

Katalizator: brez njega reakcija poteka počasneje ali pa sploh ne poteče

Površina: večja kot je površina, hitrejša je reakcija. Reakcije potekajo na površinah

KEMIJSKO RAVNOTEŽJE

Poznamo različne vrste kemijskih reakcij.

Enosmerne kemijske reakcije: v obratni smeri kemijska reakcija ni možna

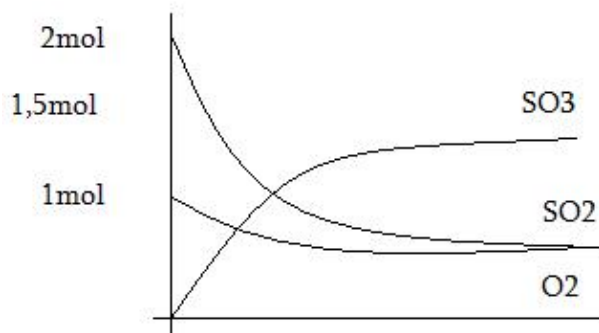


Ravnotežne kemijske reakcije: so najbolj pogoste kemijske reakcije. Potekajo v obeh smereh. Reakcije nikoli ne reagirajo/potečejo do konca.

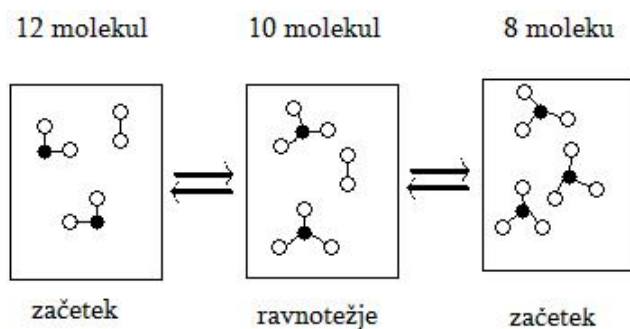
Vzpostavi se ravnotežje v katerem so prisotni reaktanti kot produkti. Značilno je da imajo na koncu hitrost kemijske reakcije enako 0 (reakcija se ustavi).



Na grafu ki je na desni strani lahko opazujemo kako ravnotežna reakcija poteka. Na začetku so koncentracije reaktantov (SO_2 in O_2) maksimalne, ko pa reakcija začne potekati pa se koncentracije zmanjšujejo. Koncentracija produkta (SO_3) pa se povečuje. Reaktanti se nikoli ne porabijo do konca, produkti pa nikoli ne dosežejo vrha. Vzpostavi se ravnotežje in hitrost kemijske reakcije pade na 0.



Poznamo pa tudi **dinamične ravnotežne kemijske reakcije**. V teh primerih, pa hitrost kemijske reakcije nikoli ne pade na 0, saj se ravnotežje vzpostavlja neprestano. Produkti konstantno razpadajo na reaktante in reaktanti konstantno reagirajo ter tako vzpostavljajo ravnotežje v kemijski reakciji.

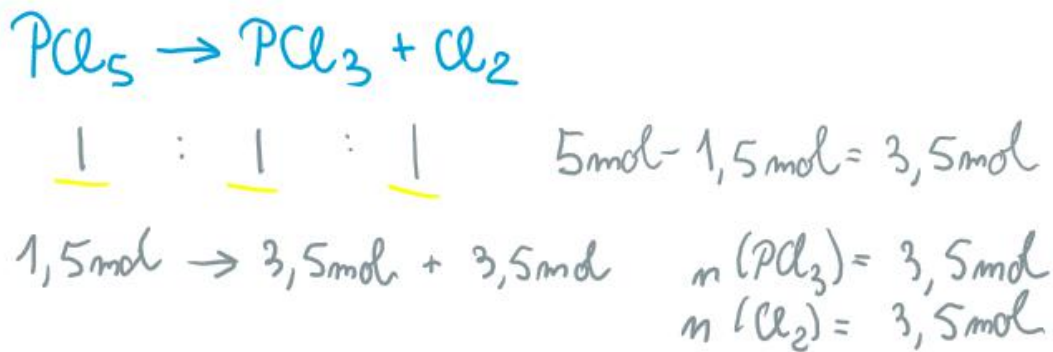


Poznamo **homogeno** in **heterogeno** ravnotežje. Kadar je reakcija v homogenem ravnotežju so vsi reaktanti in produkti v enakem agregatnem stanju. Če pa imamo heterogeno ravnotežje pa imamo reaktante in produkte v različnih agregatnih stanjih.

Primer izračuna ravnotežja:

Fosforjev pentaklorid pri povišani temperaturi razpade na fosforjev triklorid in klor. Na začetku smo imeli 5 mol Fosforjevega pentaklorida, ko se je vzpostavilo ravnotežje reakcije pa je njegova množina 1,5 mol.

Koliko mol klora in koliko mol fosforjevega triklorida je nastalo?



ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ

Pri nespremenjeni temperaturi in tlaku je v kemijskem ravnotežju koncentracija reaktantov in produktov stalna.

Stalno je tudi razmerje med reaktanti in produkti. To razmerje izraža konstanta ravnotežja označena kot K .

Konstanta ravnotežja (K) je za reakcije znana in jih najdemo v priročnikih. Z njeno pomočjo lahko izračunamo ravnotežno koncentracijo reaktantov in produktov.

Pridemo do **enačbe** za konstantno ravnotežje (K):

$$[K] = \frac{\text{produkti}}{\text{reaktanti}}$$

Primer zapisa ravnotežnih koncentracij:



$$[K] = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]}$$

RAVNOTEŽJA V RAZTOPINAH ELEKTROLITOV

Elektroliti so snovi ki v vodnih raztopinah prevajajo električni tok. V vodnih raztopinah soli, baz in kislin ni intenzivnih kemijskih reakcij, saj raztopine predstavljajo ione v ravnotežju. V ravnotežjih pride do kemijskih reakcij le v 3 primerih.

- nastane slabo-topna snov poimenovana tudi obarina.
- nastane slabo dislocirana snov
- nastane plinasta reakcija(plin izhaja z mehurčki iz raztopine). Razlog za njegov potek ja je odstranjevanje produkta iz ravnotežja(koncentracija produktov se zmanjšuje in s tem se ravnotežje pomika proti produktom)

CO₂ **nastane** kadar karbonat reagira s kislino:

NH₃ **nastane** kadar amonijeva sol reagira z bazo:

H₂S **nastane** takrat, kadar sulfidi reagirajo s kislino:

Vodikov cianid **nastane** kadar cianidi pridejo v stik s kislino(izjemno strupen plin):

Kislina oddajajo vodikove ione(protone), baze pa sprejemajo vodikove ione(protone). Ta reakcija oddajanja in sprejemanja vodikovih ionov vedno poteka v parih med kislino in bazo ter jo imenujemo **protolitska reakcija**.

Oksonijev ion predstavlja merilo kislosti v raztopinah.

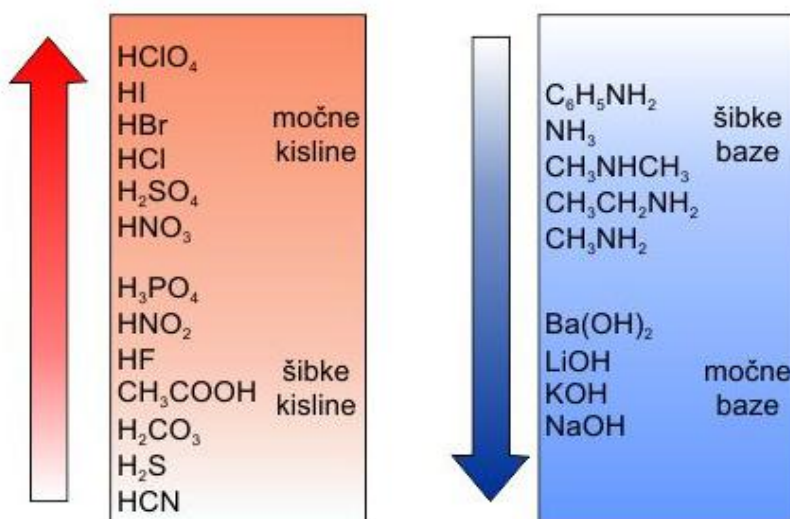


Oksoniev ion: H₃O

Voda je amfotermna snov, kar pomeni da lahko reagira kot kislina ali baza. To je odvisno v kakšnem okoli se voda nahaja, v kislem okolju bo reagirala kot baza v baznem okoli pa kot kislina.

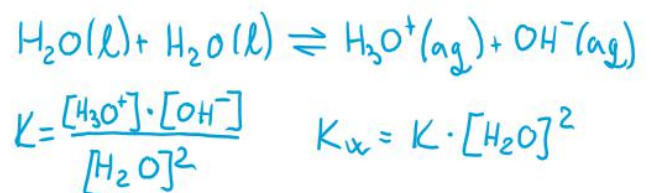
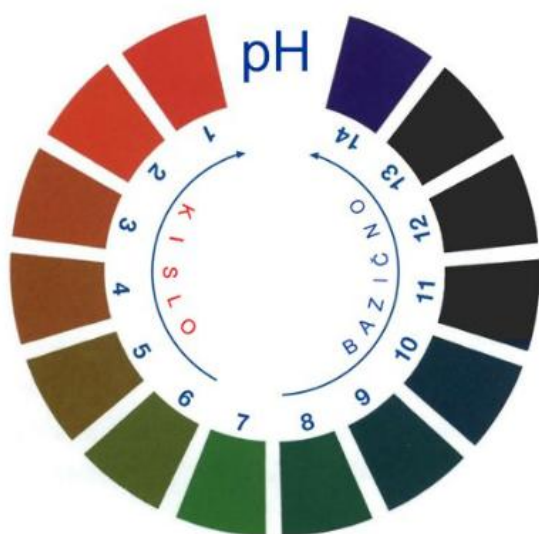
Koliko elektrolitov vsebuje raztopina nam pove ali je le ta močna ali šibka. Močne kisline in baze pri reakcijah popolnoma razpadejo/reagirajo na ione. Za računanje uporabljamo **stehiometrijo**, ker so te reakcije enosmerne. Zato pri zapisu te reakcije uporabimo enosmerno puščico

Šibke kisline in baze pa pri reakcijah ne razpadejo/reagirajo popolnoma in se zato vzpostavi ravnotežje. Te reakcije pa so oboje smerne in zato pri zapisu reakcije uporabimo ravnotežno puščico.



pH in pOH

pH in pOH sta merila za kislost in bazičnost raztopin. pH lestvica je določena z koncentracijo **oksonijevih ionov**[H₃O⁺]. Poznamo pa tudi pOH lestvico ki je določena z koncentracijo **hidroksidnih ionov**[OH⁻] in je ravno **obratna od pH** lestvice.



$$K_w = 1 \times 10^{-14} \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} = 7$$

Raztopina kisline	voda	Raztopina baze
[H ₃ O ⁺] < 10 ⁻⁷ mol/L	[H ₃ O ⁺] = 10 ⁻⁷ mol/L	[H ₃ O ⁺] > 10 ⁻⁷ mol/L
[OH ⁻] > 10 ⁻⁷ mol/L	[OH ⁻] = 10 ⁻⁷ mol/L	[OH ⁻] < 10 ⁻⁷ mol/L

TITRACIJA

Titracija je kvantitativni volumetrični analitski postopek/metoda. S pomočjo katerega določimo koncentracijo neznanne kisline ali baze, tako da natančno merimo prostornino snovi.

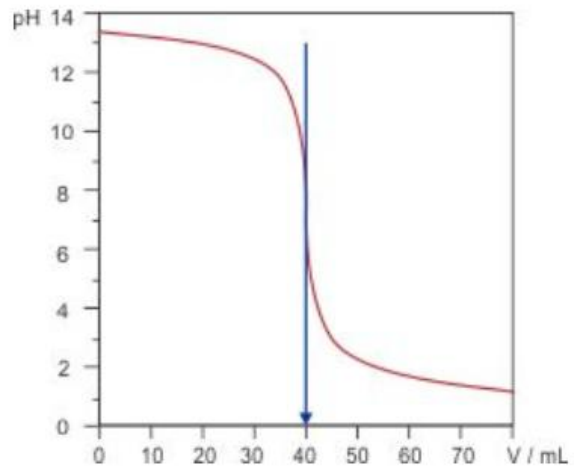
Osnova zanjo je reakcija nevtralizacije. Titracijo izvajamo s pomočjo kislno-baznega indikatorja ki spremeni barvo ko doseže specifičen pH.

Ta je pri nevtralizaciji $\text{pH}=7$, to točko imenujemo ekvivalentna točka.

Različni titracijski indikatorji:

Indikatorji	pH 0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
metil vijolično	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
timol modro	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
metil oranž	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
bromkrezol zeleno	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
metil rdeče	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
klorfenol rdeče	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
bromtimol modro	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
fenol rdeče	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
fenolftalein	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless
timolftalein	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless
alizarin rumeno	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless

Izgled titracijske krivulje pri titraciji baze z kislino:



Sol, ki nastane v trenutku popolne nevtralizacije med močno kislino in močno bazo, je nevtralna. Zato je pH raztopine v ekvivalentni točki enak 7. Drugače je pri titracijah šibkih kislin z močnimi bazami in obratno.

V teh primerih v ekvivalentni točki nastane sol, ki protolitsko reagira z vodo, pH takih raztopin je večji ali manjši od 7. To je dobro vedeti zaradi pravilnega izbora indikatorja.

Primeri:

Z 0,100 M HCl smo nevtralizirali 20 mL NaOH. Pri tem smo porabili 15,5 mL kisline. Izračunaj koncentracijo raztopine NaOH.

$$\begin{aligned}
 c(\text{HCl}) &= 0,1 \text{ M} \left[\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right] \\
 V(\text{HCl}) &= 15,5 \text{ mL} \Rightarrow 0,0155 \text{ L} \\
 V(\text{NaOH}) &= 20 \text{ mL} \Rightarrow 0,02 \text{ L} \\
 c(\text{NaOH}) &= ? \\
 M(\text{HCl}) &= 36,5 \text{ g/mol} \\
 M(\text{NaOH}) &= 40,0 \text{ g/mol}
 \end{aligned}$$



$$m(\text{HCl}) : m(\text{NaOH}) = 1 : 1$$

$$c = \frac{m}{V} \quad m(\text{HCl}) = m(\text{NaOH})$$

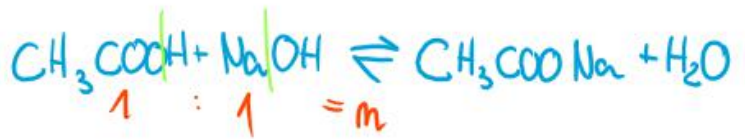
$$c(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})}$$

$$\begin{aligned}
 m(\text{HCl}) &= c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \\
 m(\text{HCl}) &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,0155 \text{ L} \\
 m(\text{HCl}) &= 0,00155 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$\underline{c(\text{NaOH})} = \frac{0,00155 \text{ mol}}{0,02 \text{ L}} = \underline{5,78 \text{ mol/L}}$$

Koliko gramov CH_3COOH je v vzorcu, če smo raztopino očetne kisline uspeli nevtralizirati s 100 mL raztopine NaOH , ki ima koncentracijo 0,100 mol/L?

$$\begin{aligned}
 M(\text{NaOH}) &= 40 \text{ g/mol} \\
 V(\text{NaOH}) &= 100 \text{ mL} \Rightarrow 0,1 \text{ L} \\
 C(\text{NaOH}) &= 0,1 \text{ mol/L} \\
 M(\text{CH}_3\text{COOH}) &= 60 \text{ g/mol} \\
 m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= ?
 \end{aligned}$$



$$n = \frac{m}{M} \quad C = \frac{n}{V}$$

$$\underline{m(\text{CH}_3\text{COOH})} = 0,01 \text{ mol} \cdot 60 \text{ g/mol} = \underline{0,6 \text{ g}}$$

$$\underline{n(\text{NaOH})} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = \underline{0,01 \text{ mol}}$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})$$

REDOKS REAKCIJE

Pri redoks reakcijah potekata istočasno reakciji **oksidacije** (oddajanje elektronov) in **redukcije** (sprejemanje elektronov), ena od snovi reducira, druga oksidira. **Oksidant sprejme** elektrone, **reducent** pa te **odda**.

Kemijske reakcije potekajo na podlagi prehajanja elektronov z ene snovi na drugo. Redoks reakcije prepoznamo po spremembi v oksidacijskem številu elementa.

Imamo par pravil za oksidacijska števila:

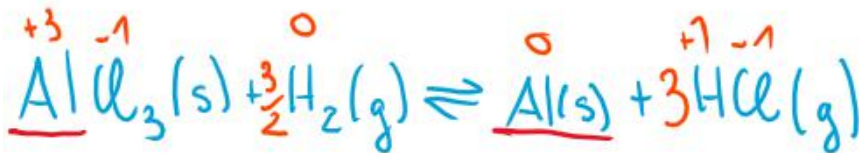
Oksidacijska števila **elementov** so enaka 0.

Oksidacijsko število iona elementa je enako naboju iona.

Oksidacijsko število **vodika v spojinah** je +1. Izjema je v **kovinskih hidridih** (LiH,...) ko je -1.

Oksidacijsko število **kisika v spojinah** je -2. Izjema je **vodikov peroksid** (H₂O₂) ko je -1.

Primeri:



Opazimo razliko v oksidacijskem številu aluminija, zato ta reakcija spada pod redoks reakcije. Atom aluminija je sprejel elektrone in to nam pove da je reduciral.

Urejanje in reševanje redoks enačb

Sprva napišemo neurejeno enačbo za reakcijo, kar pomeni formule reaktantov in produktov brez urejanja.

Če so pri redoks reakciji reaktanti spojine, se največkrat spremeni oksidacijsko število samo enemu elementu v spojini. Ugotovimo, katerim elementom v reaktantih in produktih se spremeni oksidacijsko število.

Tako lahko ugotovimo, katera snov se **reducira** (odda elektrone) in katera **oksidira** (sprejme elektrone) ter izračunamo število sprejetih in oddanih elektronov.

Kadar število oddanih elektronov ni enako številu sprejetih elektronov, poiščemo najmanjši skupni večkratnik, s katerim uredimo enačbo.

Število molekul vode, ki nastanejo pri reakciji, uredimo na koncu. Uredimo število atomov vodika (H). Število atomov kisika (O) pa uporabimo za preizkus.

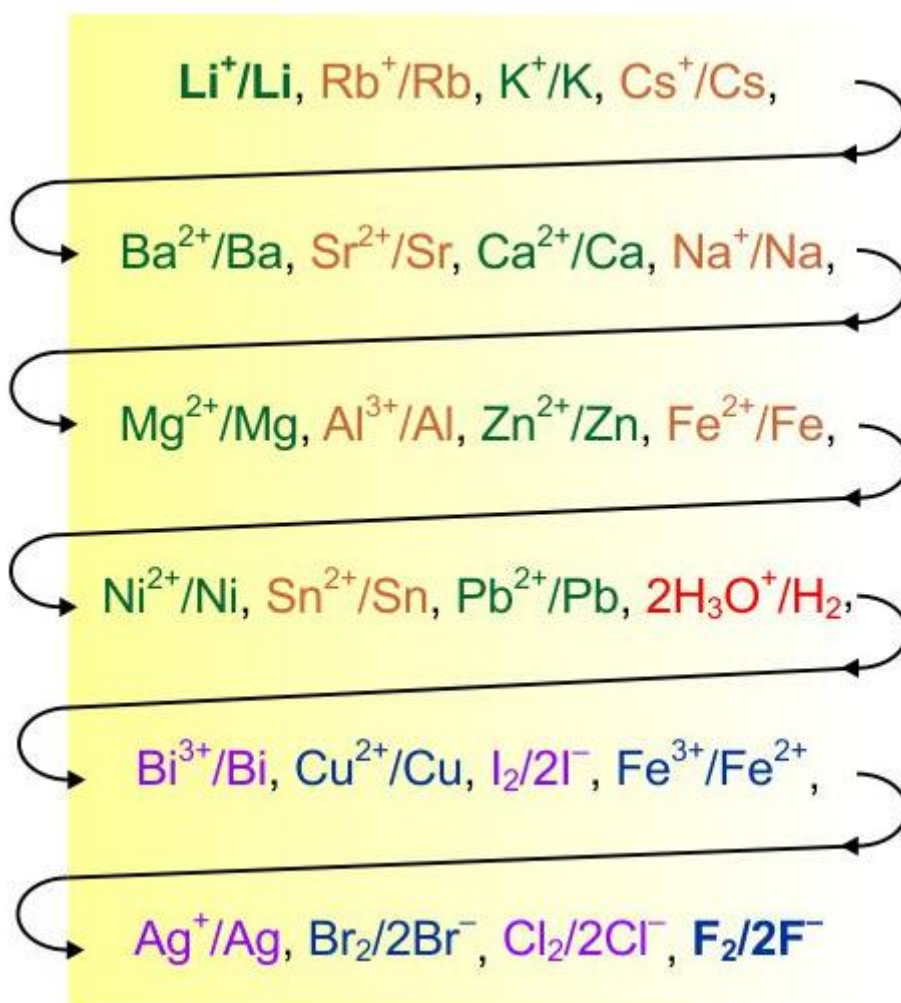
Na koncu preverimo, da je v urejeni enačbi število atomov posameznih elementov v reaktantih in produktih enako.

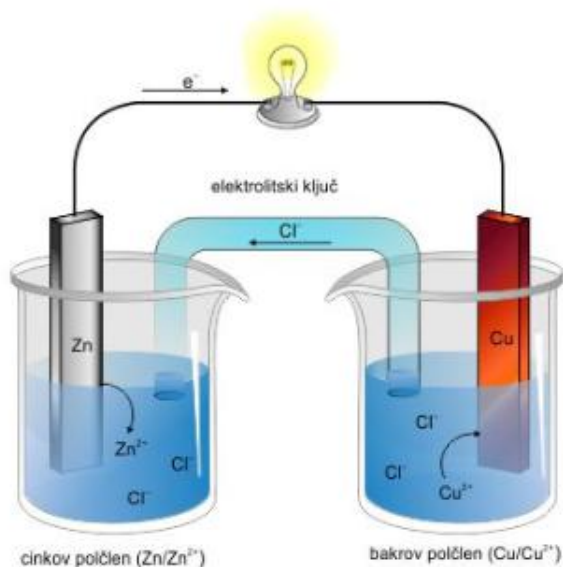
Redoks vrsta

Redoks vrsta je zaporedje redoksnih parov elementov in spojin, glede na standardni elektrodni potencial.

Ta vrsta nam pove lastnosti elementov in nam da vedeti, ali je element reducent ali oksidant, na takšen način nam pomaga napovedati reakcijo.

V redoks vrsti so na začetku(levo zgoraj) boljši **reducenti**(oddaja elektrone), na koncu(desno spodaj) pa boljši **oksidanti**(sprejemajo elektrone).



ELEKTROKEMIJA**Galvanski člen**

Na sliki vidimo cinkov polčlen (cink, potopljen v raztopino cinkovih ionov) in bakrov polčlen (baker, potopljen v raztopino bakrovih ionov).

Če sta oba polčlena povezana, kot vidimo na sliki, poteka spontana reakcija med obema polčlenoma (žarnica sveti). Če prekinemo povezavo med kovinama (kovinska žica) ali med raztopinama (elektrolitski ključ), žarnica ne sveti (reakcija ni mogoča).

Cink je bolj reaktivna kovina od bakra. Bolj reaktivne kovine lažje oddajajo svoje zunanje elektrone, torej so boljši reducenti.

Galvanski člen je sestavljen iz 3 ključnih delov.

Anoda(-): prihaja do oddajanja elektronov (pozitivnih) zato se kovina (Cink) naelektri negativno, raztopina pa prejema pozitivne ione in se nabije pozitivno.

Katoda(+): kovina (Baker) oddaja elektrone in se zato nabije pozitivno, v raztopini ostaja višek izločenih anionov in je zato raztopina nabita pozitivno.

Elektrolitski ključ: Obe raztopini morata biti povezani z elektrolitskim ključem/mostom, saj se mora naboj med obema polčlenoma izenačevati.

Ves postopek ki je opisan zgoraj, se nebi mogel nadaljevati, če kovini nebi bili povezani s sosednjim polčlenom z kovinsko žico/vodnikom in z elektrolitskim ključem ki pvezuje sosednje polčlenske raztopine. Galvanski člen pridobiva enosmerni električni tok.

Standardna napetost galvanskega člena

Napetost galvanskega člena je odvisna od vrste elektrod (polčlenov). Kadar merimo napetost galvanskega člena, merimo razliko napetosti obeh polčlenov. Po navadi pa navajamo standardno napetost pri 25 °C.

Napetost galvanskega člena izračunamo tako, da od standardne napetosti polčlena, ki je boljši oksidant, odštejemo standardno napetost polčlena, ki je boljši reducent.

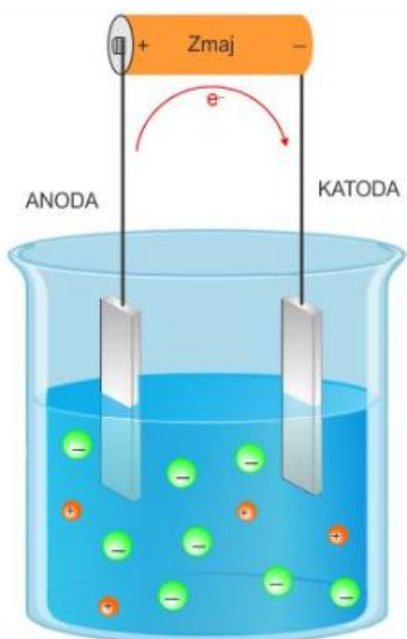
$$E^{\circ}(\text{člena}) = E^{\circ}(\text{oksidanta}) - E^{\circ}(\text{reducenta})$$

Standardne napetosti polčlena (standardnega elektrodnega potenciala) ne moremo meriti, lahko pa ga izmerimo v primerjavi z drugim polčleni.

Za primerjalni člen so izbrali standardni vodikov polčlen, ki je sestavljen iz platinaste elektrode, na katero dovajamo vodik pod tlakom 100 kPa pri temperaturi 25 °C.

Predznak napetosti polčlena kovine nam pove katere kovine so **oksidanti(+)** in katere kovine so **reducenti(-)**.

Elektroliza



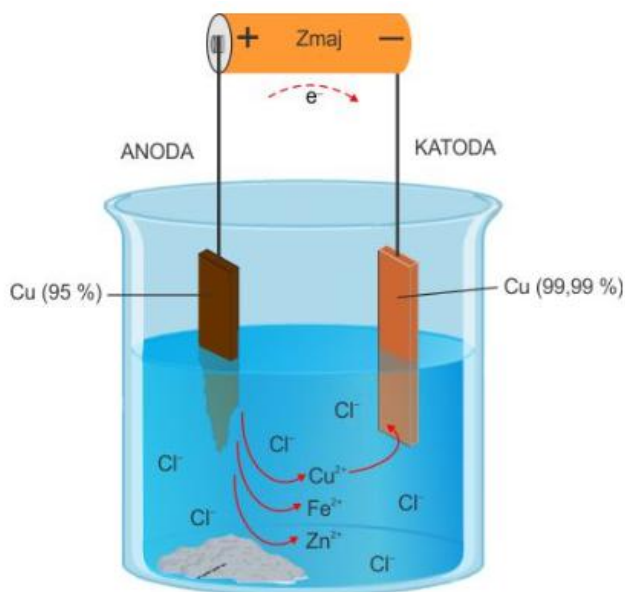
Elektroliza se v glavnem uporablja za pridobivanje elementov in spojin. Proces poteka z enosmerno napetostjo, ki jo priključimo na elektrodi (katoda in anoda). Elektrodi sta potopljeni v talino/raztopino, ki prevaja elektrolite. Z reakcijama oksidacije in redukcije se iz elektrolita izločijo elementi ali spojine. Proces poteka v elektrolitski celici.

Pri elektrolizi in v galvanskem členu reakciji **oksidacije potekata na anodi**, reakciji **redukcije pa na katodi**.

Razlika je v **polariteti** elektrod:

Galvanski člen: **anoda(-), katoda(+)**

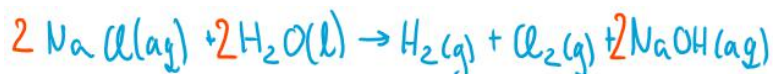
Elektroliza: **anoda(+), katoda(-)**



Predvidi dogajanje pri elektrolizi vodne raztopine CuBr_2 .



Predvidi dogajanje pri elektrolizi raztopin NaCl .



Elektrolizo lahko uporabljamo za zaščito kovin imenovana galvanizacija, kot tudi za čiščenje (koncentriranje) kovin.

Količina izločenih snovi pri elektrolizi (elektrenina)

Za izračun potrebujemo Faradayev zakon ki nam pove da je količina naboja (elektrenine) Q , ki pri elektrolizi ki steče skozi elektrolit sorazmerna množini (n) izločene snovi Faradayevi konstanti (F) in naboju iona oz. številu izmenjanih elektronov za nastanek 1 delca snovi.

Faradayeva konstanta: Za izločitev 1 mol srebra, potrebujemo 1 mol elektronov. Vsak elektron ima naboj $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A s}$.

Avogadrovo število elektronov pa je $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ A s} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} = 96500 \text{ As/mol}$.

Pridemo do dveh enačb ki si jih je dobro zapomnit:

$$Q = I \cdot t$$

Q ... količina elektrone [A·s]
 I ... električni tok [A]
 t ... čas [s]

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

n ... množina snovi [mol]
 z ... število izmenjanih elektronov
 F ... Faradayeva konstanta = 96500 $\left[\frac{A \cdot s}{mol}\right]$

Primer:

Kolikšna je masa Au, ki se izloči iz raztopine AuCl₃, če elektroliza traja 50 min pri električnem toku 20A?

$$2 \overset{+1}{Na} \overset{-1}{Cl} \rightarrow 2 \overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl}_2 \quad 2 \times 1e = 2e$$

$I = 2,5 A$
 $t = 1h \Rightarrow 60 min \Rightarrow 3600s$
 $z = 2$
 $F = 96500 \frac{A \cdot s}{mol}$
 $V(Cl) = ?$
 $T = 18^\circ C = 291 K$
 $P = 99 kPa$
 $R = 8,31 \frac{kPa \cdot L}{mol \cdot K}$

$$P \cdot V = nRT \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$I \cdot t = n \cdot z \cdot F \Rightarrow n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F}$$

$$n(Cl) = \frac{2,5 A \cdot 3600 s \cdot mol}{2 \cdot 96500 A \cdot s} = 0,047 mol$$

$$V(Cl) = \frac{0,047 mol \cdot 8,31 kPa \cdot 291 K \cdot L}{mol \cdot K \cdot 99 kPa} = 1,15 L$$

Izračunaj prostornino klora, ki je nastala pri elektrolizi vodne raztopine NaCl, če je skozi raztopino tekel tok 2,5 A eno uro. Prostornino kisika pa smo izmerili pri temperaturi 18 °C in tlaku 99 kPa.

$$Au \overset{+3}{Cl}_3 \rightarrow Au \overset{0}{Cl} \quad 3e$$

$I = 20 A$
 $t = 50 min \Rightarrow 3000s$
 $z = 3$
 $F = 96500 \frac{A \cdot s}{mol}$
 $M(Au) = 197 g/mol$
 $m(Au) = ?$

$$I \cdot t = \frac{m}{M} \cdot z \cdot F$$

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{z \cdot F} = \frac{20 A \cdot 3000 s \cdot 197 g \cdot mol}{mol \cdot 3 \cdot 96500 A \cdot s}$$

$$m = 40,83 g$$