

KEMIJA, 2. LETNIK

Energijski viri:
omogočajo obstoj človeka

- 1.1) KONVENCIONALNI: nafta, zemeljski plin,
- 1.2) ALTERNATIVNI: sonce veter voda...
- 2.1) OBNOVLJIVI: les, voda, veter, sonce
- 2.2) NEOBNOVLJIVI: nafta, uran, premog, zemeljski plini, radioaktivne snovi → DOSTI ŠKODE!

Izpušni plini, smog, CO₂, SO₂, NO₂, kisel dež, topla greda, atmosfera se spremeni, preveč plinov, ostanek sončne energije, se ne odbije, nastaja globalno segrevanje, sprememba temperature (višja) -> intenzivni vremenski pojavi, taljenje ledu!

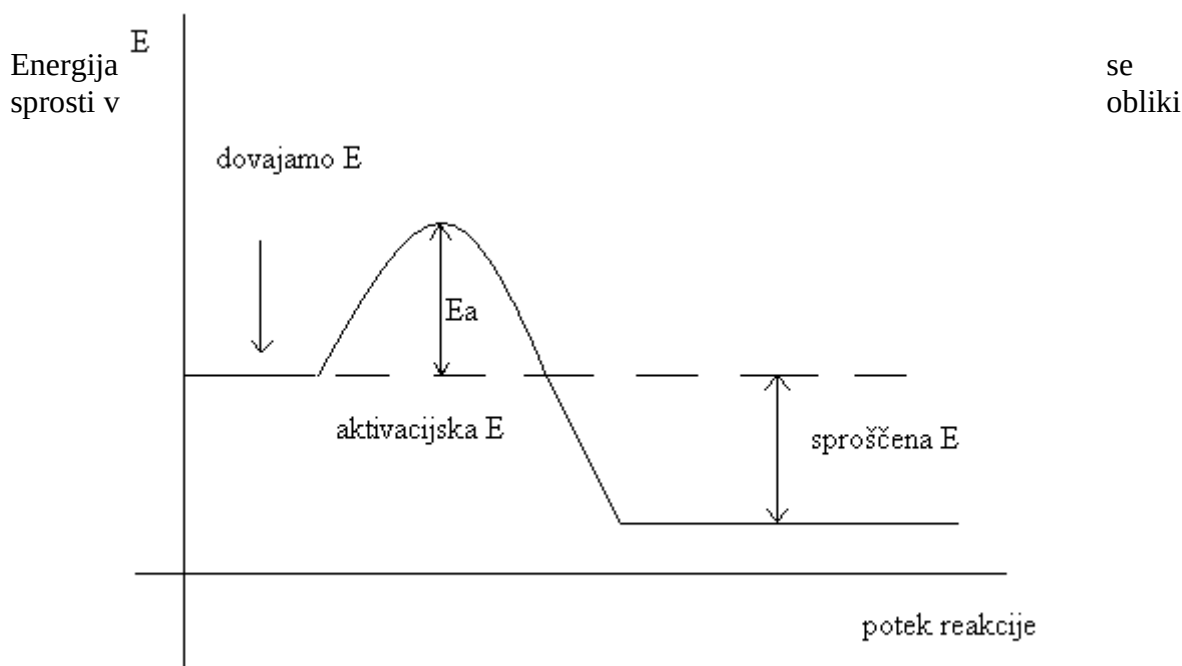
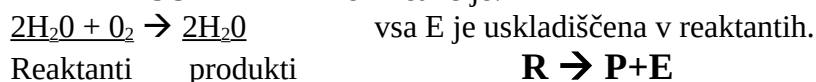
PREPIŠI OD MAJE!!!

Energija pri kemijski reakciji:

- 1. zakon termodinamike: Energija ne more nastati iz 0 in se ne more izničiti!

Lahko se pretvarja iz ene oblike v drugo (kinetična, potencialna, notranja (t)) E je shranjena tudi v kemijskih vezeh, ko se tvori kem. vez se E sprošča. Stanje v obliki molekule je ugodnejše kot stanje v obliki atomov. Da se vez razcepi moramo dovajati energijo.

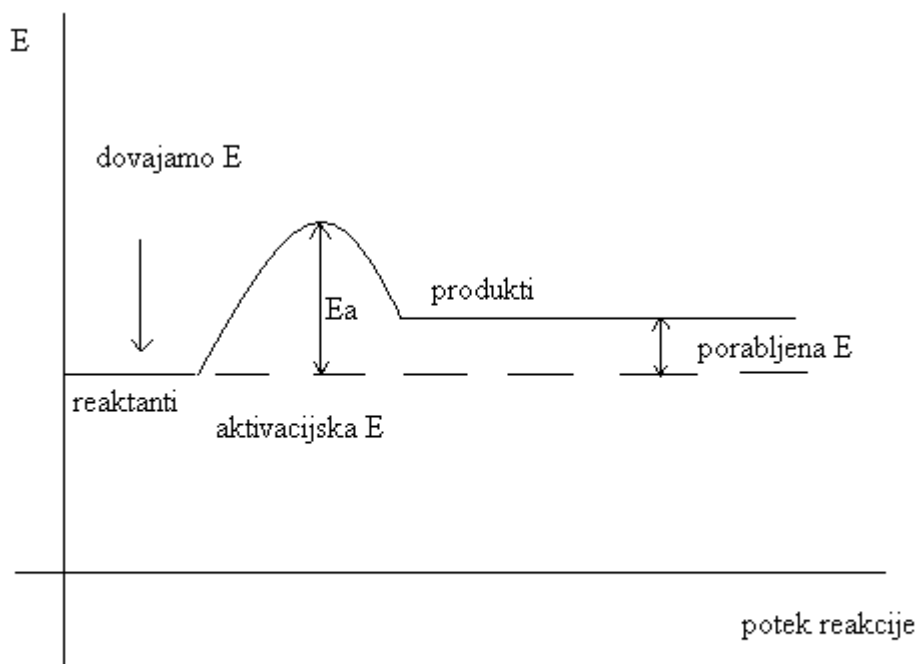
- EKSOTERMNE kem reakcije:



svetlobe, toplote,...sprošča se na račun uskladiščene E (v vezeh)

- ENDOTERMNE kem reakcije:

$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ primer: ko udari strela (med dušikom in kisikom)
 Reaktanti produkti (v produktu je uskladiščene več E kot ve reaktantu)
 $\text{R} + \text{E} \rightarrow \text{P}$ E moramo stalno dovajati



Entalpija kem reakcije: ΔH

Standardni pogoji: $T = 25^\circ\text{C}$, $P = 101,3 \text{ kPa}$

Če želimo reakcije primerjati med seboj, moramo reakcijo začeti in končati pri standardnih pogojih. Med reakcijo pa merimo E spremembe (tlak mora biti stalen, ne pa tudi standarden). Če sta oba pogoja izpolnjena, lahko pojme Energija kem. reakcij zamenjamo z Entalpijo kem. reakcij.

DEFINICIJA ENTALPIJE: entalpija je E, ki se sprosti ali porabi, če kem reakcija poteka pri stalnem tlaku.

- $\Delta H =$ če se E sprošča
- + $\Delta H =$ če se E porablja

- Standardna ($^\circ$) tvorbeni (t) Entalpija:

$\Delta H_f^\circ =$ toplota, ki se je sprostila ali porabila pri nastanku enega mola spojine iz kemijskih elementov.

- Standardna ($^\circ$) reakcijska (r) Entalpija:

$\Delta H_r^\circ =$ toplota, ki se je sprostila ali porabila pri tvorbi 1mol spojine iz drugih spojin.

Uporabimo enačbo:

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

Q = toplota (J, kJ)

m = masa (g, kg)

c = specifična toplota (toplota, ki jo porabimo za segrevanje 1kg snovi za 1K; kJ/kgK)

ΔT = sprememba temperature (K!!!)

1) kolikšno maso vode lahko segrejemo od tališča do vrelišča brez spremembe agregatnega stanja, če imamo na voljo 44,3kJ energije?!

H₂O

$$\Delta T = 100K$$

$$Q = 44,3kJ$$

$$c = 4,19 \text{ kJ/kgK}$$

$$m = ?$$

$$Q = mc\Delta T$$

$$m = \frac{Q}{c\Delta T} = \frac{44,3}{4,19 \cdot 100} = 0,443kg$$

Entalpija pri kemijski reakciji

Toploto, ki se pri kemijski reakciji sprosti ali porabi izračunamo tako, da njeno rakcijsko/tvorbeno entalpijo množimo z množino snovi:

$$Q = n \cdot \Delta H^\circ_t$$

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

$$Q = n \cdot \Delta H^\circ_r$$

$$M$$

1) HI

$$Q = 120kJ$$

$$\Delta H^\circ_t = 26,5kJ/mol$$

$$m = ?$$

$$n = \frac{Q}{\Delta H^\circ_t} = \frac{120kJ/mol}{26,5kJ} = 4,53mol$$

$$m = Mn = 4,53mol \cdot 128 = 579,84g$$

2) $CO \rightarrow 2C + O_2 = 2CO$

$$V = 3l$$

$$Q = 21kJ$$

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

$$T = 10^\circ C = 283K$$

$$\Delta H^\circ_t = ?$$

$$Q = n \cdot \Delta H^\circ_t$$

$$PV = nRT$$

$$150kPa \cdot 3l = n \cdot 8,31 \cdot 283K; n = 0,19mol$$

$$\Delta H^\circ_t = \frac{Q}{n} = \frac{21kJ}{0,19mol} = 110,5kJ/mol$$

Računanje ΔH°_r iz znanih ΔH°_t :

1. poznati moramo ΔH°_t za reaktante + produkte

2. zapišemo in uredimo enačbo kemijske reakcije

3. FORMULA:

$$\Delta H^\circ_r = \sum(n - \text{produkti} + \Delta H^\circ_t \text{ produkti}) - \sum(n - \text{reaktanti} + \Delta H^\circ_t - \text{reaktanti})$$

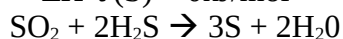
$$\Delta H^\circ_t \text{ kemijskih elementov} = 0!!!$$

$$1) \Delta H^{\circ}_f(\text{SO}_2) = -297 \text{ kJ/mol}$$

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

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

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



Reaktanti Produkti

$$\Delta H^{\circ}_r = [2(-242)] - [-297 + 2(-21)]$$

$$\Delta H^{\circ}_r = [-484] - [339] = -145$$

Računanje ΔH°_r iz znanih povprečnih entalpij vezi:

Definicija: povprečna entalpija vezi je E ki je potrebna za prekinitev neke kemijske vezi.

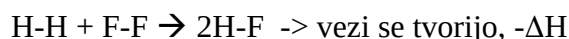
STRUKTURNE FORMULE (struktura molekule):

$$1) \Delta H(\text{H-H}) = 436 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{F-F}) = 159 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H(\text{H-F}) = 565 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^{\circ}_r = ?$$



vezi se

porabljajo $+\Delta H$

$$\Delta H^{\circ}_r = 1 \text{ mol} * 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} * 159 \text{ kJ/mol} + 2(-565 \text{ kJ/mol}) = -535 \text{ kJ}$$

Hitrost kemijske reakcije:

V kolikšnem času nastane iz reaktanta produkt

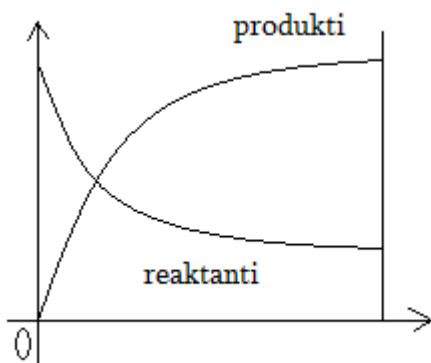
$$v = \frac{\Delta X}{t} \rightarrow \text{sprememba koncentracije}$$

REAKTANT:

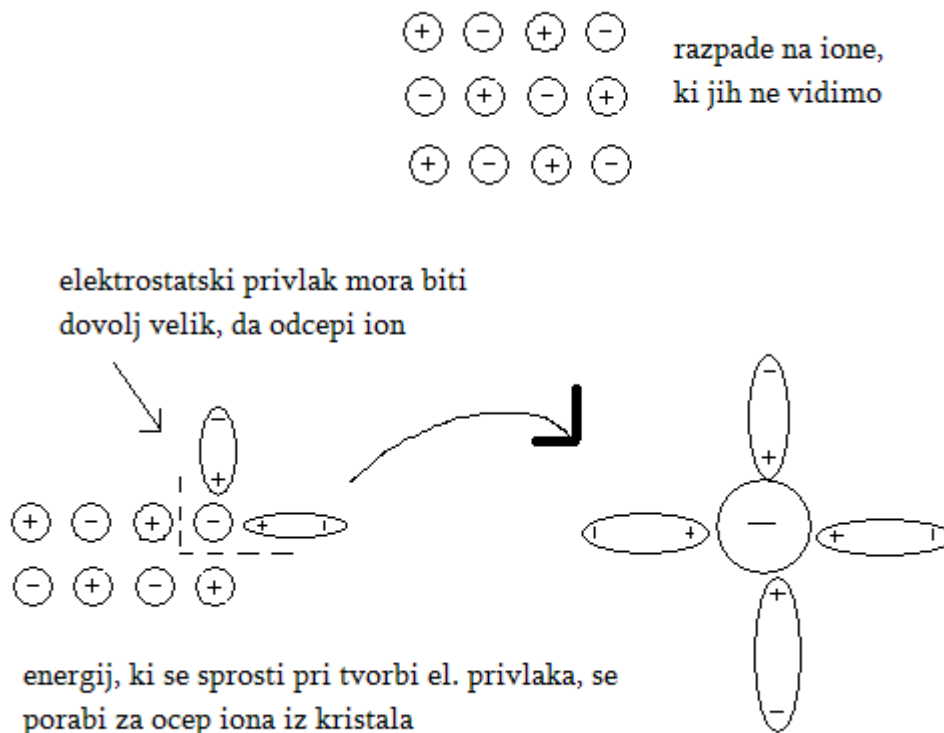
na začetku ima reaktant največjo koncentracijo, na koncu pade na 0.

PRODUKT: najprej ima koncentracijo 0, nato se zvišuje do maksimalne koncentracije. Na

začetku reakcija poteka hitro, nato vedno bolj počasi, do $v=0$. vendar do tega pride šele, ko začne reakcija potekati. (glej str. 2)



Energijske spremembe pri raztapljanju ionskih kristalov:
proces poteka samo na površini kristala

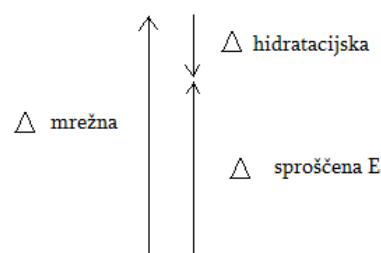


Mrežna entalpija: energija, ki je potrebna za odcep iona iz kristala.

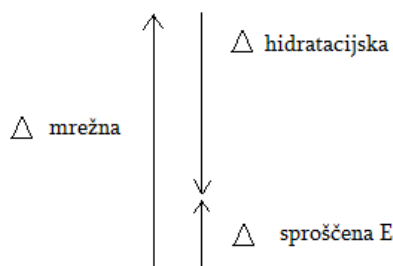
Hidratacijska entalpija: energija, ki se sprosti ob tvorbi orientacijskih vezi med vodo in ionom iz kristala.

Energijske spremembe pri raztapljanju:

- 1) ni energijske spremembe (NaCl);
toliko kot se sprosti (pri vezeh) se porabi za odcep
kristala. (če ni spremembe temperature)
Mrežna = Hidratacijska



- 2) energija se sprošča (NaOH;
KOH);
Hidratacijska > Mrežna (pri dvigu temperature)

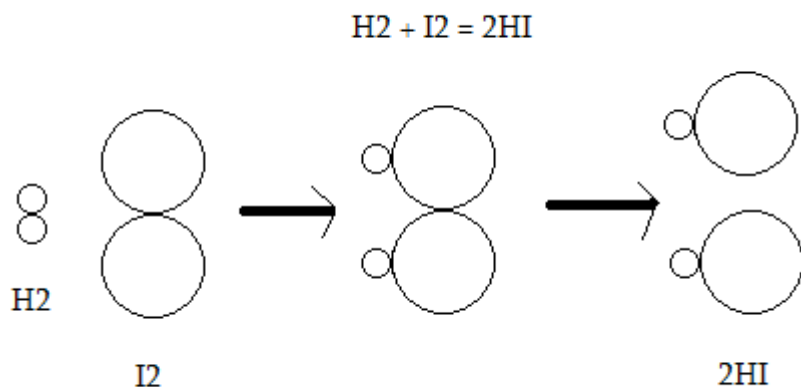


- 3) energija se porablja (NH_4NO_3);
temperatura se pomanjša, porablja se
energija iz okolja
Mrežna > Hidratacijska

Kinetična teorija:

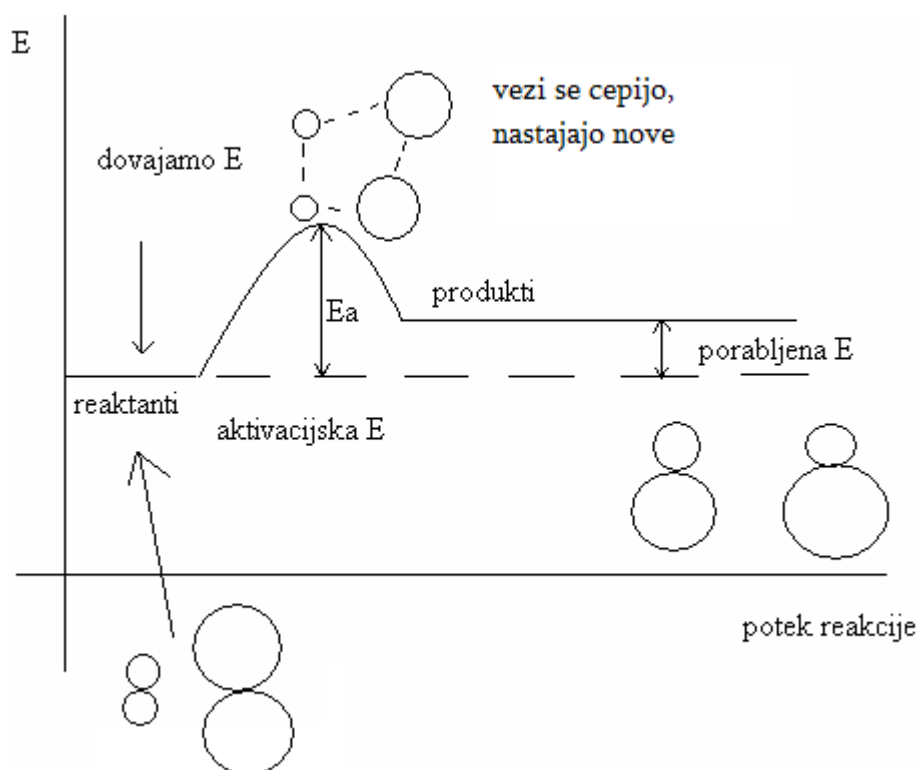
Za vsako kemijsko reakcijo je potreben trk delcev.

Delci s kemično energijo trčijo → ta E. se porabi za prekinitev kem. vezi.



Uspešen trk: trk kjer pride do sprememb v kemijskih vezeh.

Najnižja energija, ki je potrebna za uspešen trk je aktivacijska energija.



Vpliv hitrosti na kemijsko reakcijo:

+) koncentracija:

Večja kot je koncentracija, hitrejša je reakcija (0,2mol/l 0,3mol/l 0,4mol/l → 10min, 4min)

+) temperatura:

Višja kot je temperatura, krajši je čas reakcije (50°C → 16 min; 60°C → 4min; 70°C → 2min)

+) katalizator:

Brez katalizatorja poteka reakcija počasneje (ali pa sploh ne poteče)

+) površina:

Večja površina → hitrejša reakcija (ker poteka reakcija samo na površini) kreda

Razlaga vplivov na hitrost kem reak. S kinetično teorijo:

Uspešen/neuspešen trk,

Aktivacijska energija

*) delci, ki so segreti na določeno T se gibljejo z določeno hitrostjo. Če T povečamo, se bo hitrost gibanja povečala. Trkov bo več, torej jih bo več tudi uspešnih.

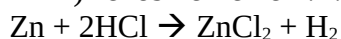
Temperatura:	100K	10% uspešnih trkov	10 uspešnih trkov
	200K	20% uspešnih trkov	20 uspešnih trkov
Koncentracija:	100 delcev	10% uspešnih trkov	10 uspešnih trkov
	200 delcev	10% uspešnih trkov	20 uspešnih trkov

Katalizatorji: pospešujejo kemijske reakcije, spremenijo mehanizem kemijske reakcije, poteče na drugačen način. Poteka preko vmesnega stanja, ki ima nižjo aktivacijsko E. (encimi, pri razgradnji hrane...)

Površina: večja kot je površina, večja je hitrost. Več delcev je izpostavljenih trkom. (več kot je trkov, več jih je uspešnih.)

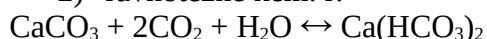
Kemijsko ravnotežje:

1) enosmerne kem. r.

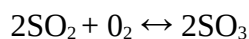


V obratni smeri reakcija ni možna; od reaktanta do produkta

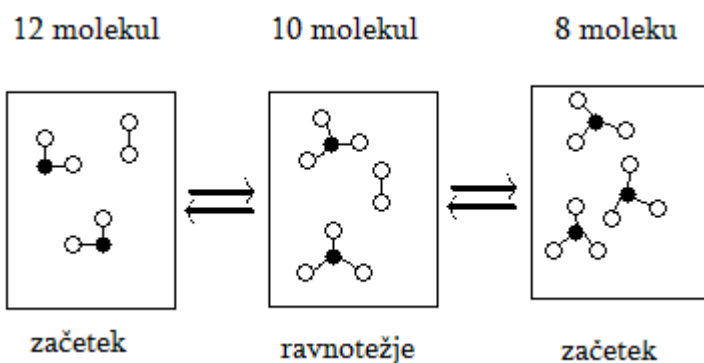
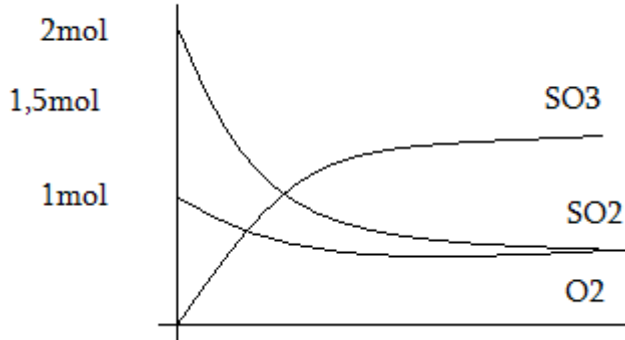
2) ravnotežne kem. r.



Sprememba pogojev → potekajo v obeh smereh od reaktanta do produkta in obratno. Nikoli ne potečejo do konca. Vzpostavi se ravnotežje v katerem so prisotni tako reaktanti kot produkti. Zanj je značilno da je navzven hitrost kem. r. enaka 0 (mi 0 ne opazimo). Druga značilnost je, da se tam nahajajo tako reaktanti kot produkti.



na začetku so koncentracije maksimalne, koncentracija reaktanta se zmanjšuje, produkta pa povečuje. Reaktanti se nikoli ne porabijo do konca, produkti pa nikoli ne dosežejo max. Koncentracije (primer: 2mol) se vzpostavi ravnotežje, ker hitrost prej pade na 0.



Je dinamično ravnotežje → tudi ko se ravnotežje vzpostavi, reakcije potekajo (toliko kor nastane produktov jih tudi razpade)

HOMOGENO RAVNOTEŽJE:

Reaktanti in produkti so v enakem agr. stanju (plini)

HETEROGENO RAVNOTEŽJE:

Reaktant in produkt sta v različnih agregatnih stanjih.

Računamo s pomočjo tabel:

- fosforjev pentaklorid pri povišani T razpada na fosforjev triklorid in klor. Na začetku smo imeli 5 mol pentaklorida, ko se je vzpostavilo ravnotežje pa je bila njegova množina še 1,5mol. Koliko mol klora in koliko mol triklorida je nastalo?!



1 mol 1mol 1mol

5-1,5mol = 3,5 mol

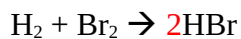
1:3,5=1:3,5

	začetek	Ravnotežje
PCl_5	5mol	1,5mol
PCl_3	0mol	3,5mol
Cl_2	0mol	3,5mol

ZAKON O VPLIVU KONCENTRACIJ:

Pri nespremenjeni T in P je v kem. ravnotežju koncentracija reaktantov in produktov stalna. Stalno je tudi razmerje med R in P. to razmerje med koncentracijo med R in P nam izraža K – konstanta ravnotežja.

K so za reakcije znane najdemo jih v priročnikih, z njihovo pomočjo uzračunamo ravnotežno koncentracijo.



Reaktanti produkt

K= produkti/ reaktanti

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

PRINTAJ OD TLE NAPREJ!

RAVNOTEŽJA V RAZTOPINAH ELEKTROLITOV:

Koncentracija raztopin:

$$w = \frac{m^2}{m} \quad \gamma = \frac{m^2}{V} \quad \underline{c = \frac{n^2}{V}}$$

Elektroliti: snovi ki v vodni raztopini prevajajo električni tok. Vodne raztopine: soli, baze, kisline. Ni intenzivnih kemičnih reakcij, ampak so ioni v ravnotežju.

Samo v 3 primerih pride do kemične reakcije:

- 1) nastanek slabotopne snovi (obarina)
- 2) nastanek slabo dislocirane snovi (se nahaja v obliki molekul)
- 3) nastanek plinaste reakcije (plin izhaja z mehurčki iz raztopine, razlog zakaj poteče: -
-- produkti se iz ravnotežja odstranjujejo,
- zmanjšana koncentracija produktov, ravnotežje se pomika proti produktom

- 1) zelo pomembno da pišemo agregatno stanje

- 2) reakcija med kisljinami in bazami = soli

HCl = klorovodikova k.

HBr = bromovodikova k.

H₂S = žveplovodikova k.

NaOH = natrijev hidroksid

KOH = kalijev hidroksid

Ca(OH)₂ = kalcijev dihidroksid

NH₃ = amoniak

- 3) pri ionskih reakcijah nastajajo CO₂, NH₃, H₂S (vodikov sulfid), HCN (vodikov cianid). Samo če so tej plini reakcije potečejo.

CO₂ reagira vedno, kadar karbonat reagira s kislino

NH_3 nastane kadar amonijska sol reagira z bazo

H_2S nastane takrat, kadar sulfidi reagirajo s kislino

Nastanek vodikovega cianida = ko cianidi pridejo v stik s kislino se pretvorijo v HCN
(izjemno strupen plin)

Brönstednova teorija kislin in baz:

Ni omejena na vodne raztopine, kisline, ki odcepljajo ione ali protone ali baze ki sprejemajo ione ali protone (VODIKOVE)

Reakcija oddajanja in sprejemanja H vedno v paru = PROTOLITSKA REAKCIJA

ČE KISLINA ODDA MORA NEKDO SPREJET!

Voda je amfotermna snov (reagira lahko kot kislina ali baza, odvisno s čim reagira)

Oksonijev ion: so ga uspeli dokazati



Oksoniev ion: H₃O

predstavlja merilo za kislost raztopin.

VZROK ZA KISLINE IN BAZE

MOČNE IN ŠIBKE KISLINE IN BAZE

Elektroliti => močni

=> šibki razlika v št. Ionov

- močne kisline in baze

popolnoma razpadejo na ione, za računanje uporabljamo stehiometrijo, ker je reakcija enosmerna.

- šibke kisline in baze

ne razpadejo popolnoma, vzpostavi se ravnotežje.

Merilo za kislost in bazičnost raztopin :



$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

voda je pri 25°C konstanta = 10^{-14}

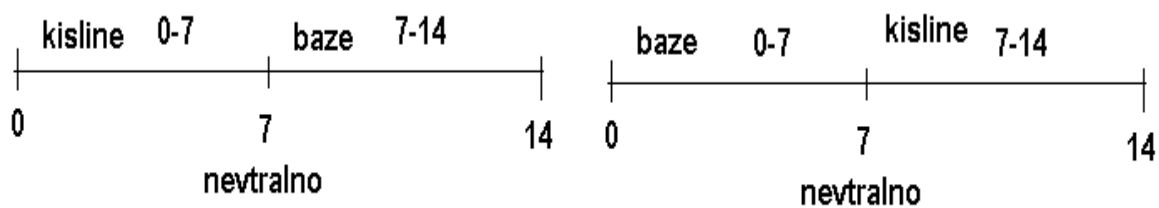
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Raztopina kisline	Čista voda	Raztopina baze
$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$
$[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ mol/l}$	$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$	$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$

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

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \text{ (lih kontra od pH)}$$

skale:



Titracija:

Analitski postopek, s pomočjo katerega določimo konc. Neznane kisline ali baze. Osnova zanj je reakcija nevtralizacije. pH se vedno močno spremeni.

Titracjo izvajamo s pomočjo indikatorja ki je spremenil barvo (vaja)

REDOKS REAKCIJE:

Redukcija + oksidacija (je kem reak. Pri kateri pride do oddajanja e-)

(je kem r. pri kateri pride do sprejemanja e-)

vedno so v paru! (ena sprejema druga oddaja!)

prepoznamo jih, ker pride do spremembe v oksidacijskem št. (št. e.- ki jih element v spojini sprejme ali odda)

pravila:

- vsota vseh oksid, št = 0!!!
- Snovi v elementarnem stanju imajo oksid. Št vedno 0! (nič ne sprejema in nič ne oddaja)
- Elementi s stalnimi oksid št:

I skupina	II	III	IV	V	VI	VII
Vsi +1	Vsi +2	Al +3	Ni noben	Ni noben	O ₂ (2-)	-1
H je + ali pa -		Ostali nezanesljivi			S (v sulfidih)	

Primeri:

Urejanje redoks reakcij:

- 1) določimo oksid. Št. vsem elementom in ugotovimo, katerim se spremeni
- 2) zapišemo reakciji OKSIDACIJE IN REDUKCIJE in izenačimo št e- ki prehajajo
- 3) dobljene koeficiente prenesemo v reakcijo in urejamo še druge snovi v zaporedju:
KOVINE; NEKOVINE; VODIK s KISIKOM samo preverimo.

REDOX REAKCIJE PRI KATERI SE DELU REAGENTA SPREMINJA OK ŠT.

S je tisti del reagenta ki se samo delu reagenta spremeni oks. Št.

Elektrolitska napetostna vrsta (redox vrsta)

Kem el so v redox vrsto uvrščeni glede na njihove značilnosti.

L

e- oddajajo

dobri reducenti (Li je najboljši)

elementi I in II skupine PS

III skupina: Zn Fe Pb

D

e- sprejemajo

dobri oksidanti (F)

nekovine (I, Br, Cl, F, O)

Vodikov polčlen določa mejo med reducenti in oksidanti v redox vrsti –naprej od vodikovega polčlena so OKSIDANTI!

Če poznamo položaj elementov v redox vrsti potem lahko napovedujemo kako bojo redox reakcije potekale.

1) Raztapljanje kovin v razredčenih kislinah:

V razredčenih kislinah se raztapljajo tiste kovine, ki se v redox vrsti nahajajo LEVO od vodikovega polčlena (nad njim) (reducenti)

2) reakcije izpodrivanja pri kovinah

neko kovino lahko izpodrine iz raztopine njene soli, samo kovina, ki je boljši reducent (LEVO)

3) reakcije izpodrivanja pri halogenih (7 skupina, F, Cl, Br, I)
dobri oksidanti (F najboljši, I najslabši), med halogeni lahko iz raztopine njegove soli
izpodrine samo tisti halogen, ki je boljši oksidant (F izpodrine vse, I nobenega)

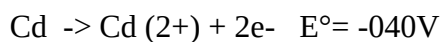
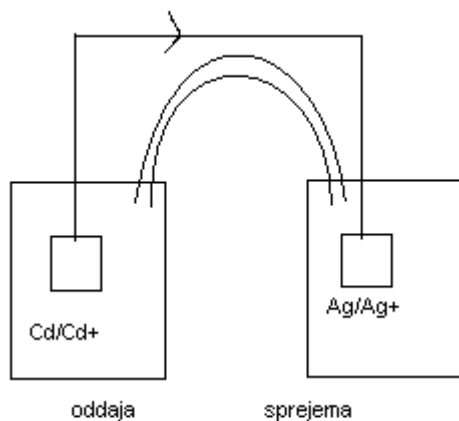
ELEKTROKEMIJA (Povezava med kemijo in fiziko)

na 2 načina:

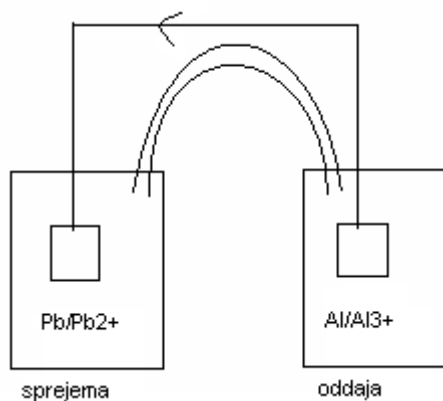
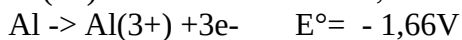
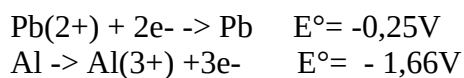
- 1) GALVANSKI ČLEN (baterije= kem reak. Proizvaja el. Tok)
- 2) ELEKTROLIZA raztopina na enosmerni tok, s pomočjo toka sprožimo kem reakc.

1) Se zgodi ko sta reakciji oksidacije in redukcije prostorsko ločeni.

Napetost galvanskega člena izračunamo tako, da od standardnega potenciala ki je bolj pozitiven odštejemo drugi standardni potencial.



$$U = 0,80\text{V} - (-0,40) = \underline{1,2\text{V}}$$



Pri oksidantih vodikov polčlen deluje kot reducent

Pri reducentih vodikov polčlen deluje kot oksidant

SVINČEV AKUMULATOR

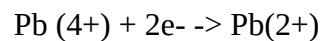
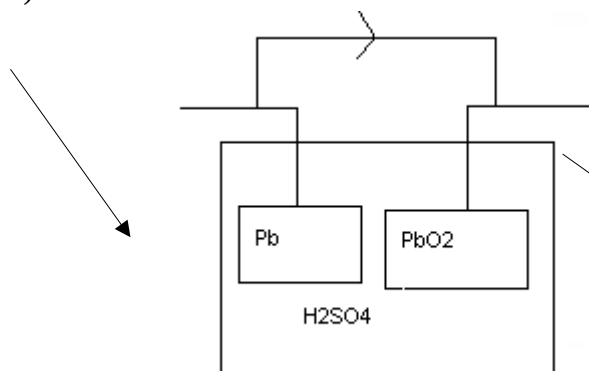
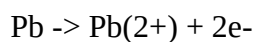
Ima dvojno vlogo:

- 1) ko avto vžgemo se obnaša kot galvanski člen
- 2) ko pa je avto vžgan se polni in takrat poteka elektroliza

S.A. je zgrajen iz več celic:

Dve ploščici v žveplovni (VI) kislini; svinčeva ploščica se raztaplja

PRAZNJENJE AKUMULATORJA

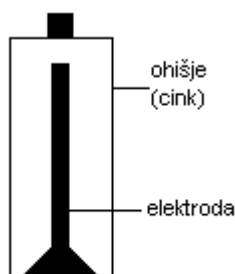


(Pri POLNJENJU AKUMULATORJA je ravno obratno)

- ko se v teh ploščicah nabere preveč nečistoče pravimo da se sprazni
- kaj je glavna omejitev da

nimamo avtov na elektriko?! Nimamo tako velike baterije ki je lahka.

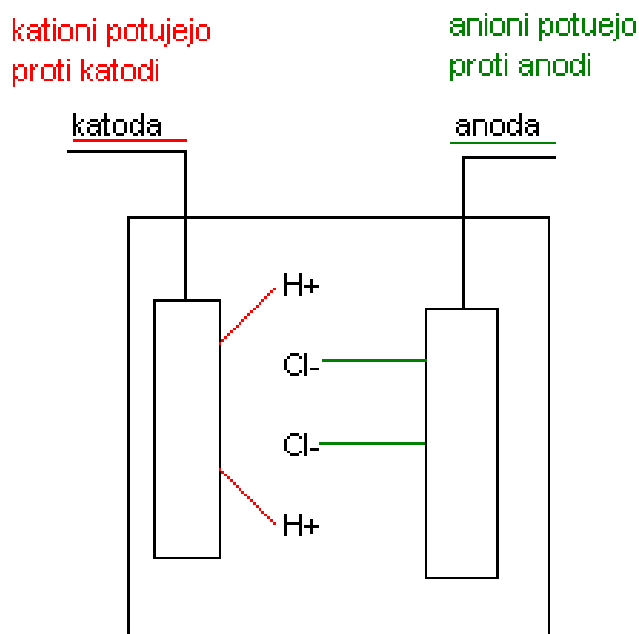
Navadna baterija:



2) Elektroliza je kemijska reakcija, ki jo sprožimo s pomočjo ENOSMERNEGA el. Toka. S postopkom elektrolize pridobivamo klor, titan, vodik, kisik...

Na neko kovino, ki ni dobro obstojna nanesemo klor = s tem postane kovina bolj obstojna, ta postopek se imenuje galvanizacija

Elektroliza raztopine HCl:



Enosmerni el. Tok:
Na eni elektrodi presežek pozitivnega, na drugi presežek negativnega

KATODA: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
Redukcija (sprejemanje kationov)
in izhaja plinasti H
ANODA: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
Poteka oksidacija

Elektroliza KI

Katoda: $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K} \Rightarrow$ ta reakcija ne poteče!!! Se je izločal H_2 ker je nižje

Anoda: $2\text{I}^- \Rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$

Pri Na, K, Ca se bo izločal H (ker je višje v redox vrsti)

Pri Zn, Fe se bosta izločala oba (kovina in H, ker sta blizu v redox vrsti)

Ag se bo izločal sam, ker je nižje v vrsti.

Predvidi dogajanje pri elektrolizi vodne raztopine CuCl_2

Predvidi dogajanje pri elektrolizi H₂O

MNOŽINA SNOVI, KI NASTANE PRI ELEKTROLIZI:

Q = naboj

I = tok

t = čas

$Q = I \cdot t$

Enota: As (ampersekund)

Frodeyeva konstanta: $Q = 96500\text{As}$; kar pomeni prehod 1mol e-

1) Raztopina Ag⁺; pri elektrolizi se izloča Ag

I = 10A

t = 3600s

Katoda: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$

Če je prehajal 1 mol e⁻, se je izločil 1 mol Ag

1 mol e⁻ ~ 1 mol Ag

96500As ~ 108g

36000As ~ X

$Q = I \cdot t$

$Q = 10 \cdot 3600 = 36000\text{As}$

$$X = \frac{36000 \cdot 108}{96500} = 40,3\text{g}$$

2) kolikšna je masa Au, ki se izloči iz raztopine AuCl₃ če imamo elektrolizo 50 min pri

I = 20A

$Q = It = 20\text{A} \cdot 3000\text{s} = 60000\text{As}$

$\text{Au} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Au}^{(3+)}\text{Cl}_3$

Proti katodi: $\text{Au}^{(3+)} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}$

3 mol e⁻ ~ 1 mol Au

3 · 96500 ~ 197g

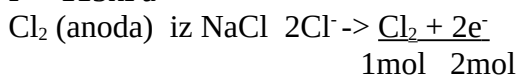
60000As ~ X

$$X = \frac{60000\text{As} \cdot 197\text{g}}{3 \cdot 96500\text{As}} = 40,8\text{g}$$

3) $V = ?$

$$T = 22^{\circ}\text{C} = 295\text{K}$$

$$P = 115\text{kPa}$$



$$2\text{mol e}^- \sim 1\text{mol Cl}_2$$

$$2 \cdot 96500\text{As} \sim 1\text{mol Cl}_2$$

$$3,2 \cdot 10^5 \sim X$$

$$X = \frac{3200000}{2 \cdot 96500} = 1,66\text{mol}$$

Plinska konstanta: $PV = nRT$

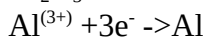
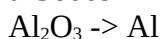
$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{1,66 \cdot 8,31 \cdot 295}{115} = 35,4\text{l}$$

4) $I = ?$

$$m = 250\text{kg}$$

$$t = 3600\text{s}$$



$$3\text{mol} \sim 1\text{mol}$$

$$3 \cdot 96500 \sim 27\text{g Al}$$

$$X \sim 250000\text{g}$$

$$X = \frac{3 \cdot 96500}{27} = 268 \cdot 10^6\text{As}$$

$$I = Q/t = 268 \cdot 10^6 / 3600\text{s} = \underline{74,444\text{A}}$$

Pride un list tuki ki smo ga delali po skupinah.

HALOGENI ELEMENTI (elementi VII skupine)

Predstavniki: Fluor, Klor, Brom, Jod, Astat*

Skupne značilnosti:

so nekovine, (tvorijo dvoatomarne molekule Cl_2)

obarvani:

Fuor- rumen (najbolj reaktiven)

Klor – zelen (uporabljali za bojni plin v 2.sv.v, ful strupen)

Brom – rdeč (nevaren če ga vdihamo)

Jod – siv (uporaba za razkuževanje ran v medicini, SUBLIMIRA (ni tekočega stanja))

Vsi strupeni in nevarni

Dobri oksidanti

Kemijske značilnosti: 7e- na zunanji lupini – sprejemajo 1e-

Tvorijo anione

Večinoma ionske spojine.

Uporaba:

Fluor: teflon(obstojen, nevarno če se podrsa), tabletki za sklenino

Dezinfekcija vode

Klor: dezinfekcija vode (bazeni + pitna)

NaCl v prehrani in pozimi na cestah, je tudi konzervans, PVC plastika

Brom: AgBr – v fotografskem filmu (Ag se izloči kjer je bolj osvetljeno – negativ)

Jod: s soljo, obsevanje ščitnice

ELEMENTI VI SKUPINE

Skupne značilnosti: nekovine, O₂ je plin, ostali so v trdem stanju

Dobri oksidanti (6e⁻ na zunanji lupini)

Največ je ionski spojini, narašča pa število kovalentnih

KLOR: najbolj razširjen

-Viri: v naravi: soli (NaCl = morska voda, kamena sol (rudniki salzburg, tuzla,...) tudi nekaj KCl in CaCl₂

klora v elementarnem stanju ni: vse pridobil človek!

-Pridobivanje: z elektrolizo nasičene raztopine NaCl (v sloveniji to delajo v hrastniku)

anoda: 2Cl⁻ → oddaja 2e⁻ (se izloča klor)

katoda: vodik iz vode H⁺ + e⁻ → H₂

oksidacija HCl: HCl + O₂ → H₂O + Cl₂

redoks reakcije (laboratorijsko) → KMnO₄ + HCl → KCl + MnCl₂ + Cl₂ + H₂O

-Lastnosti: plin, zelene barve, značilen vonj,

je težji od zraka,

reagira z vodo (se v vodi raztaplja)

Cl₂ + H₂O → HCl + HClO dober oksidant

-Spojine: v naravi: NaCl, KCl,

umetno: HCl – H₂ + Cl₂ → 2HCl (vodikovklorid) nevarna če poteka na svetlobi –

eksplozivno, neprijetnega vonja, brez barve, dobro topen v vodi. Vodna raztopina se

imenuje klorovodikova kislina (max. Konc =36%) v stiku s kožo in sluznico povzroča

hude opekline

raztaplja vse kovine nad vodikovim polčlenom.

-Klorove kisline:

Narašča	↓	HClO (klorova (I) kislina)	↓	
Jakost		HClO ₂ (II)		
kislin		HClO ₃ (III)		narašča oksidacijska sposobnost
	↓	HClO ₄ (IV)	↓	

NaClO – varekina

KClO₃ – sestavina smodnika (eksploziven)

ClO₂ – klorov oksid – v bazen (za dezinfekcijo)

t 1. konf:

Kristali (lastnosti, struktura, spremembe,)

Obnovljivi/neobnovljivi viri

Eksotermna/endotermna reakcija (graf)

Definicija entalpije

Računanje:

- ΔH°_r (masa, n, V, P, T)
- ΔH°_r ($\Delta H^\circ_t = Q = n\Delta H^\circ_r$)
- $\Delta H^\circ_r/t$ za reaktante in produkte
- ΔH°_r iz znanih ΔH°_t
- ΔH°_r (povprečne entalpije vezi)

test 2. konf:

ravnotežje (razlike, tabele, konstante + oboje, homo/heterogeno, vplivi na ravnotežje, (T, P)

ionske reakcije, agr, stanje,

Kislina in baze, indikatorji, arenij, breited, močne in kisle, pH...

Tretja konf.

Redoks vrsta + reakcije

Galvanski člen(oksidacija/redukcija) računanje NAPETOST

Elektroliza (katera reakcija kam(anoda/katoda) MASA

Vprašanja skupinsko delo

Žlahtni plini + klor + 7 skupina