

6.

KISLINE IN BAZE

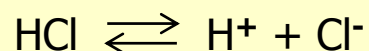


KISLINE IN BAZE

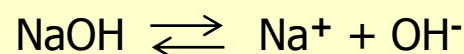
➔ ARRHENIUSOVA DEFINICIJA KISLIN IN BAZ



- **kisline so snovi, ki v vodni raztopini disociirajo vodikove ione (H^+), baze pa snovi, ki v vodni raztopini disociirajo hidroksidne ione (OH^-):**



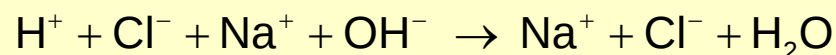
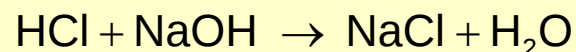
kislina



baza

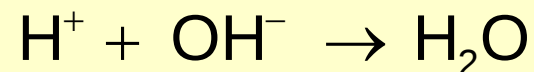
- ta teorija velja le za vodne raztopine
- jakost kislin opredelimo s stopnjo disociacije α ali konstanto disociacije K_{dis}

- pri reakciji kisline in baze nastane sol - to je **nevtralizacija**:



- ioni so hidratizirani

- nevtralizacija je ionska reakcija, kjer H^+ ioni reagirajo z OH^- ioni, nastanejo molekule vode



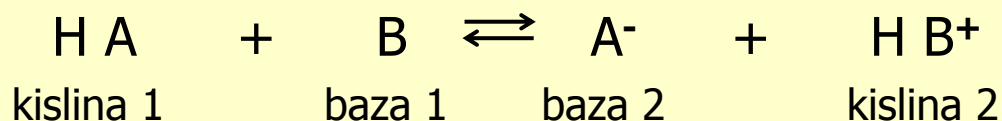
- če je prebitek H^+ = raztopina kislina
- če je prebitek OH^- = raztopina bazična
- pomanjkljivost teorije: velja le za vodne raztopine
- razširitev Arrheniusove teorije - Jandrova definicija:
 - kisline so snovi, ki disociirajo na enake katione kot topilo, baze pa snovi, ki disociirajo na enake anione kot topilo:
 - tekoči NH_3 v mali meri disociira:

$$2NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$$
 - v tekočem NH_3 so amonijske soli kisline (npr.: NH_4Cl ; $(NH_4)_2SO_4$), amidi pa baze (npr.: $NaNH_2$)

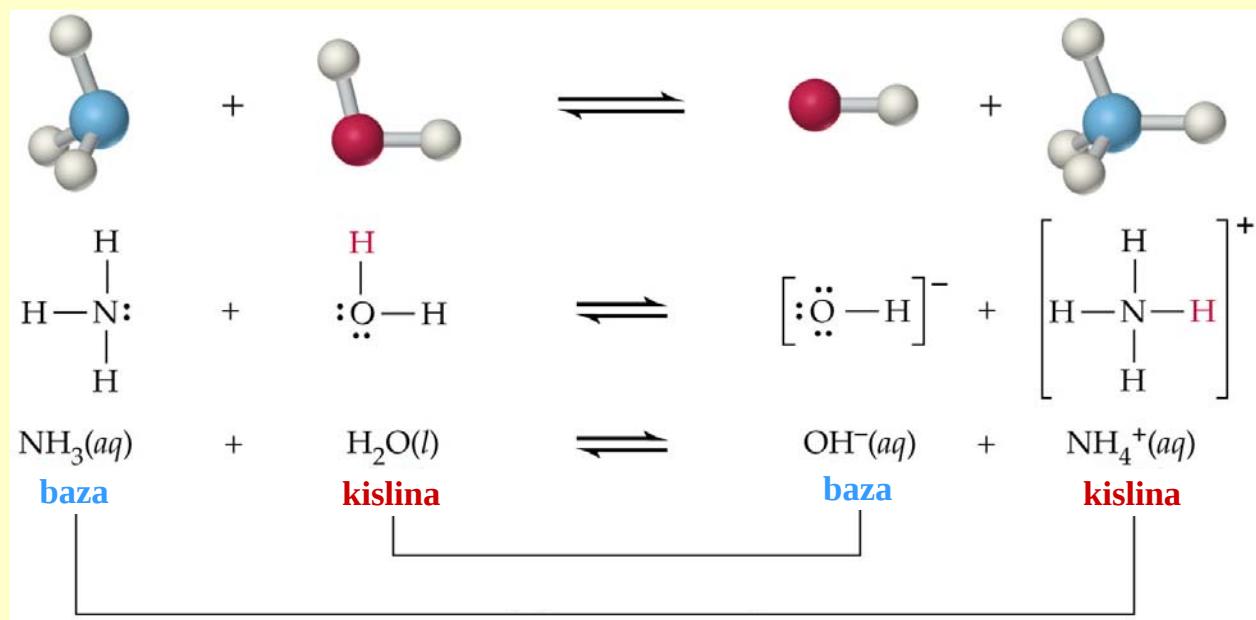
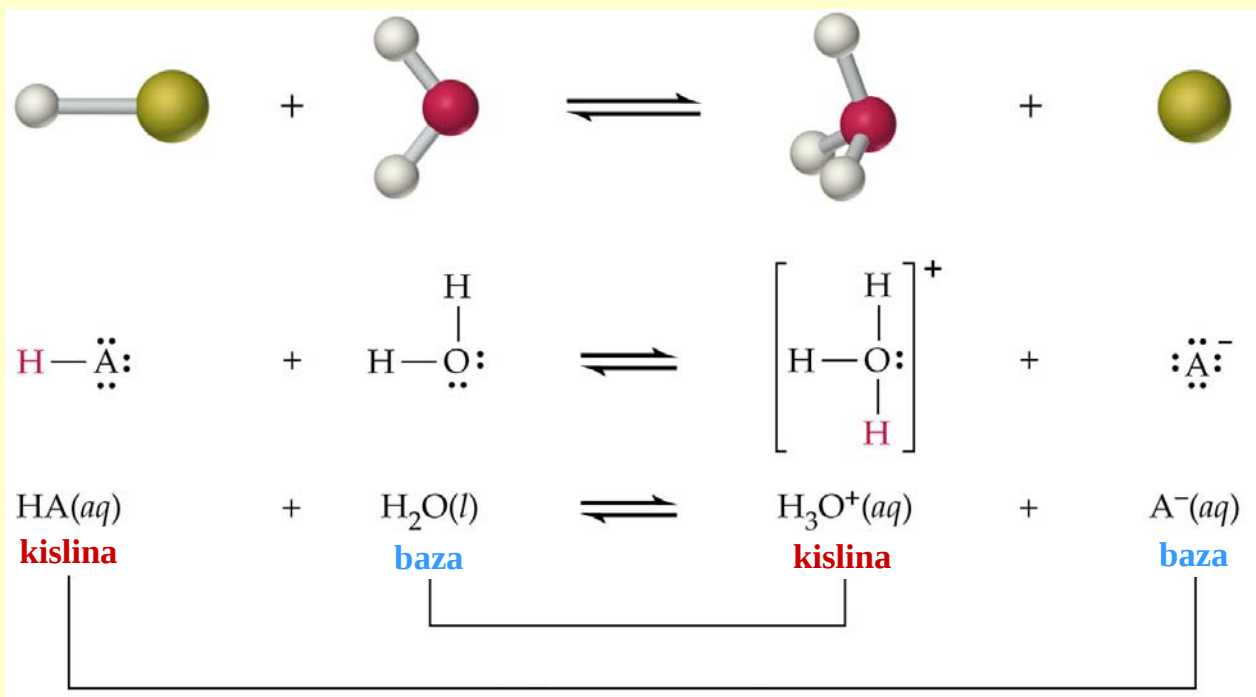
➡ BRØNSTEDOVA DEFINICIJA KISLIN IN BAZ



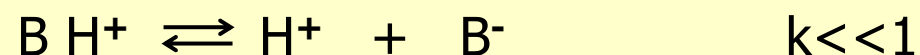
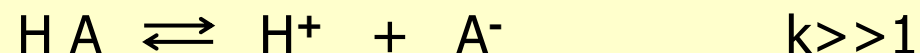
- kisline so snovi, ki oddajajo protone H^+ , baze pa snovi, ki sprejemajo protone H^+
- pojem kislín oz. baz ni več vezan na konkretno snov, ampak na lastnost oddajanja oz. sprejemanja H^+ - ena in ista snov je lahko kislina ali baza
- kislina vselej odda proton bazi
- reakcijo prehoda H^+ od kisline na bazo imenujemo **protoliza**; v protolitski reakciji sodelujeta dve kislini in dve bazi



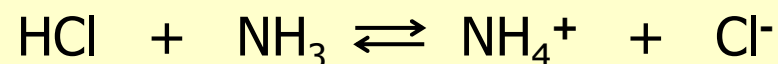
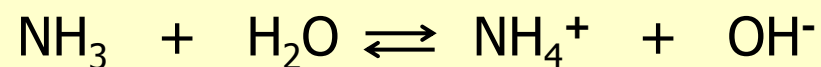
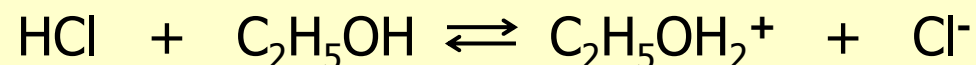
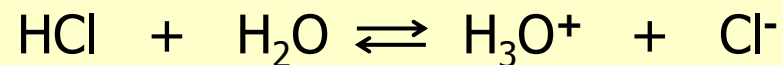
- nastalo bazo 2 ali kislino 2 pri protolizi imenujemo *konjugirana baza* ali *konjugirana kislina*



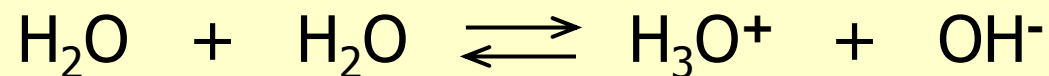
- pri protolitskem ravnotežju dve bazi konkurirata za H^+
- močnejša baza je tista, ki v nekem ravnotežju močnejše veže protone
- reakcijo lahko napišemo v obliki dveh ravnotežij:



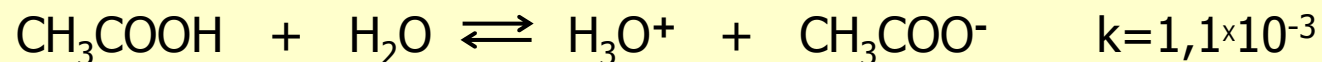
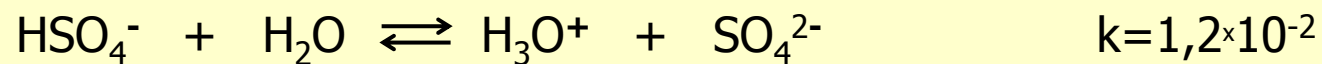
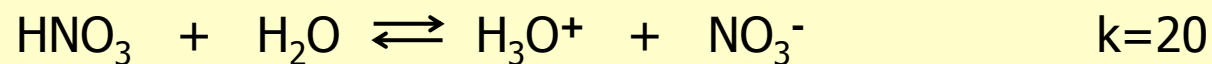
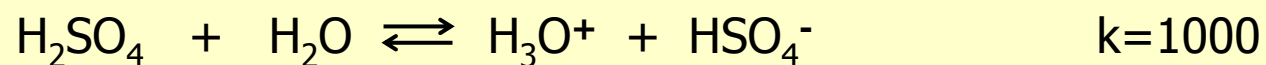
- v prvem ravnotežju prevladujeta produkta, v drugem reaktant, ker je B močnejša baza od A^-



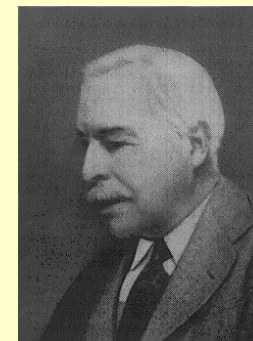
- *voda se obnaša kot kislina in baza - je amfolit*



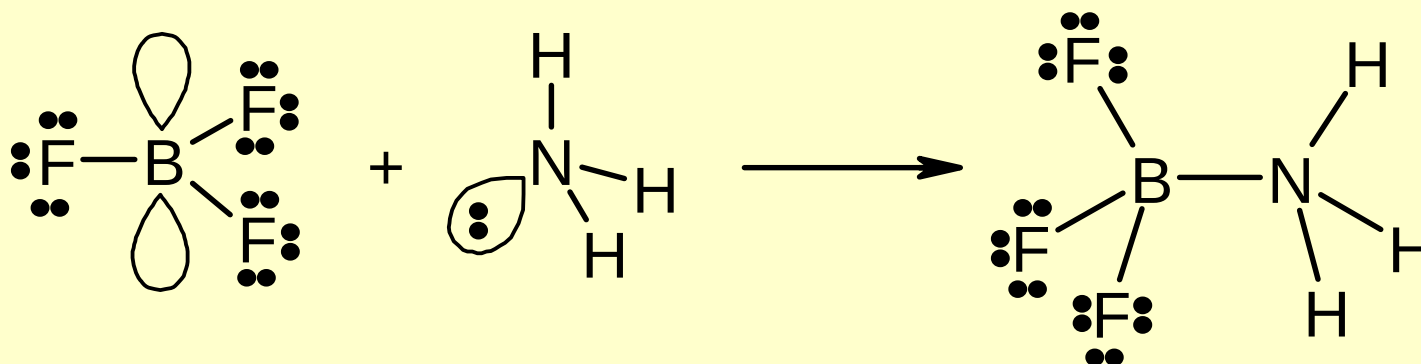
- nosilec kislih lastnosti v vodi je oksonijev ion (H_3O^+):



➡ LEWISOVA DEFINICIJA KISLIN IN BAZ



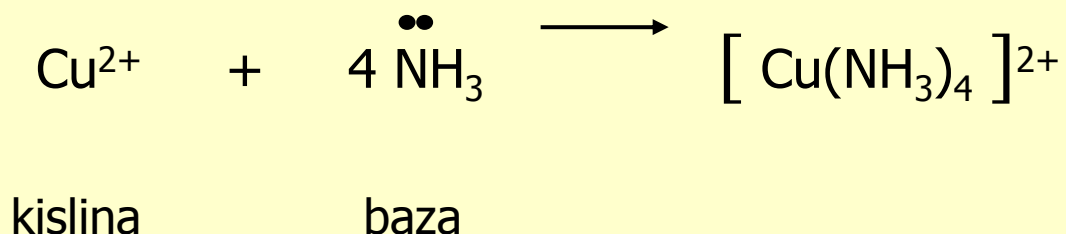
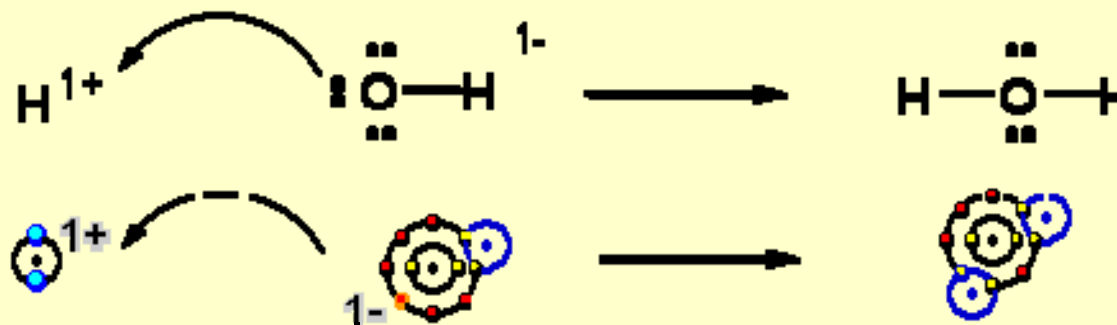
- ***kislina so akceptorji elektronskega para (elektrofilne snovi), baze so donorji elektronskega para (nukleofilne snovi)***
- do reakcije med kislino in bazo pride, če baza svoj elektronski par donira v eno od praznih orbital kislina, pri čemer nastane kemijska vez - produkt je *kislinsko bazni kompleks*



- je najbolj splošna definicija:

- mogoče jo je uporabiti za klasična kislinsko bazna ravnotežja v vodi in podobnih topilih, kot v primerih, kjer ni možen prehod protonov
- mogoče jo je uporabiti pri koordinacijskih spojinah - centralni atom je kislina, ker sprejema elektronski par, ligandi so baze, ker dajejo elektronske pare

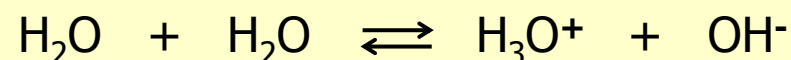
– *npr.:*



- pomanjkljivost: ni mogoče točno definirati jakosti kislin in baz

PROTOLITSKA RAVNOTEŽJA V H₂O RAZTOPINAH

- kemijsko čista voda prevaja električni tok, kar kaže, da so v njej tudi prisotni ioni
- protolitsko ravnotežje v čisti H₂O:



- to je endotermna reakcija  torej z naraščajočo temperaturo narašča delež H₃O⁺ in OH⁻ v H₂O
- ravnotežna konstanta je mala:

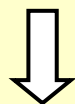
$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,26 \cdot 10^{-18} \quad \text{pri } 22 \text{ } ^\circ\text{C}$$

- poenostavitve:
 - v 1 L H₂O je 55,5 molov

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{55,5^2} = 3,26 \cdot 10^{-18}$$

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

pri 22 °C in 101,3 kPa



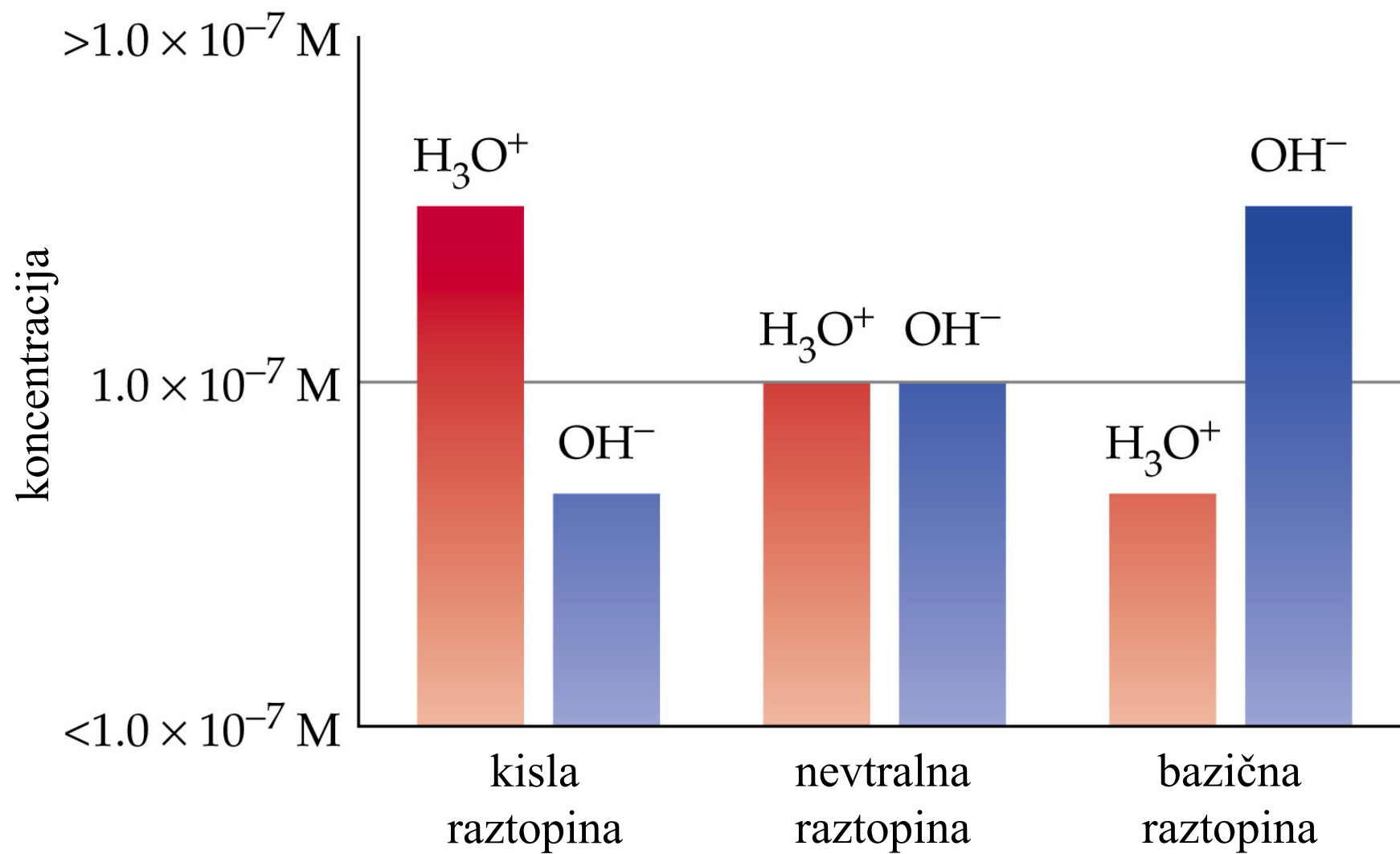
ionski produkt vode

- ta produkt je konstanten v vodi in razredčenih vodnih raztopinah
- pri koncentriranih raztopinah elektrolitov (nad 0,1 M) je potrebno namesto koncentracij vpeljati aktivnosti

- v čisti H_2O je:

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

- če v H_2O raztapljamo kisline, je koncentracija oksonijevih ionov večja od 10^{-7} mol/L, v raztopinah hidroksidov pa je koncentracija oksonijevih ionov manjša od 10^{-7} mol/L



- *kislost oz. bazičnost lahko podamo s konc. $[H_3O^+]$*
- Sørensen je leta 1909 vpeljal pojem pH

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

- v skladu z Brønstedovo definicijo je pH definiran

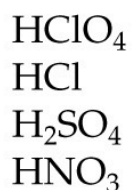
$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] \quad - \text{velja le za razredčene raztopine elektrolitov}$$

- vodne raztopine mnogih soli so nevtralne (npr.: NaCl, KBr, NaNO₃...) – ne vsebujejo prebitka H⁺ ali OH⁻
- ioni nekaterih raztopljenih soli pa reagirajo z istimi ioni vode, če nastanejo slabo disocirane snovi ali težko topne snovi
- takšno reakcijo imenujemo ***hidroliza***

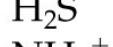
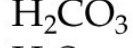
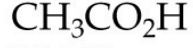
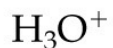
**močna
kislina**



kislina, HA



MOČNE KISLINE
100% disociacija
v vodni raztopini



ŠIBKE KISLINE
v vodni raztopini
kot zmes HA, A⁻
in H₃O⁺

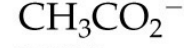


ZELO ŠIBKE KISLINE
neznatna disociacija
v vodni raztopini

baza, A⁻



ZELO ŠIBKE BAZE
neznatna protonacija
v vodni raztopini



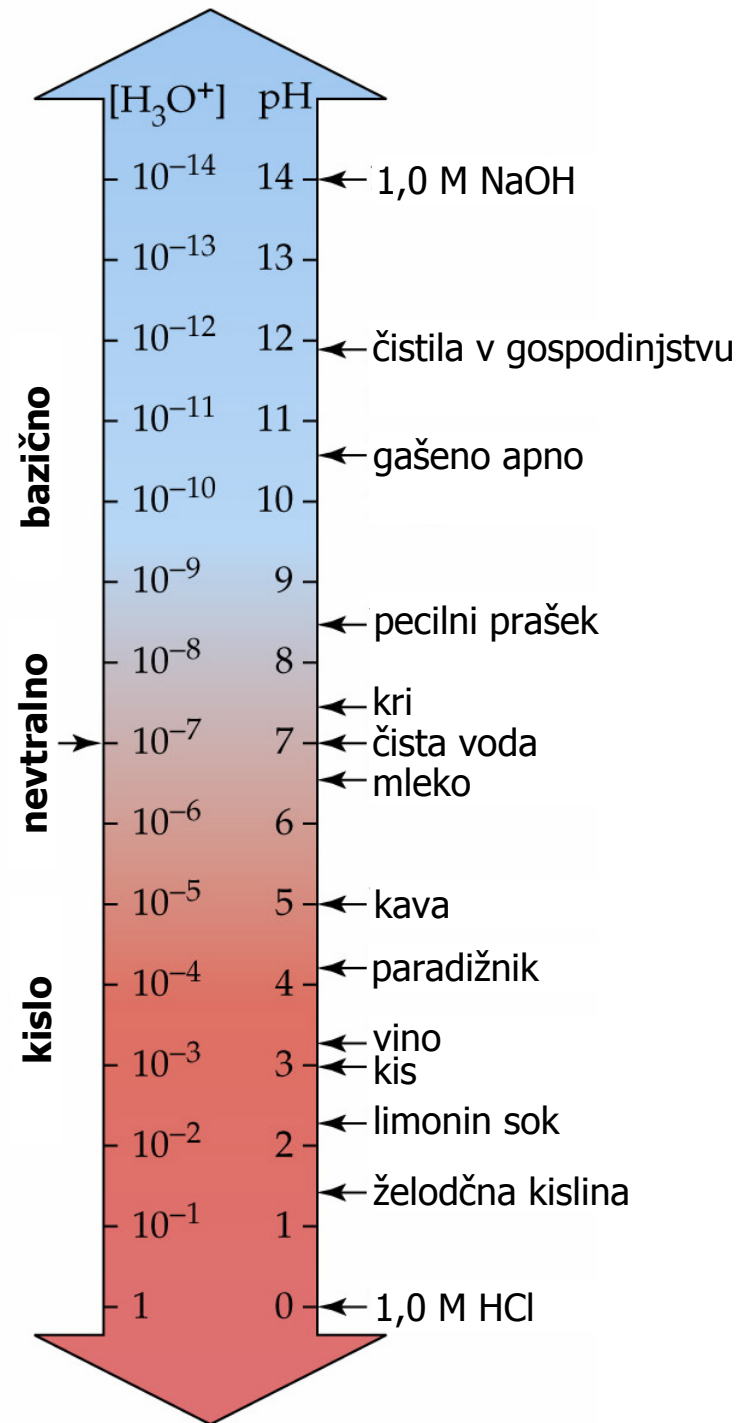
ŠIBKE BAZE
slaba disociacija
v vodni raztopini



MOČNE BAZE
100% protonacija
v vodni raztopini

**močna
baza**

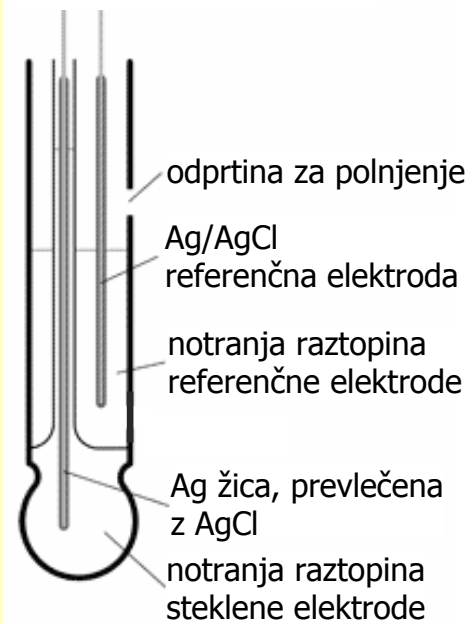






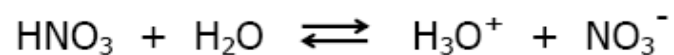
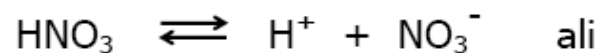
Merjenje pH

povezava do pH-metra

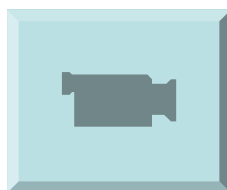


Značilnosti kislin

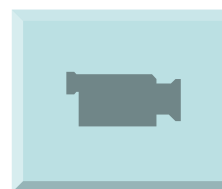
- kisel okus
- nizek pH
- kovine iz kislin izpodrivajo vodik
- se nevtralizirajo z bazami do soli in vode
- v vodi disocirajo na H^+ oz. H_3O^+ in kislinski ostanek
- H_3O^+ je nosilec kislosti
- koncentracija H_3O^+ je v kislinah višja kot v vodi

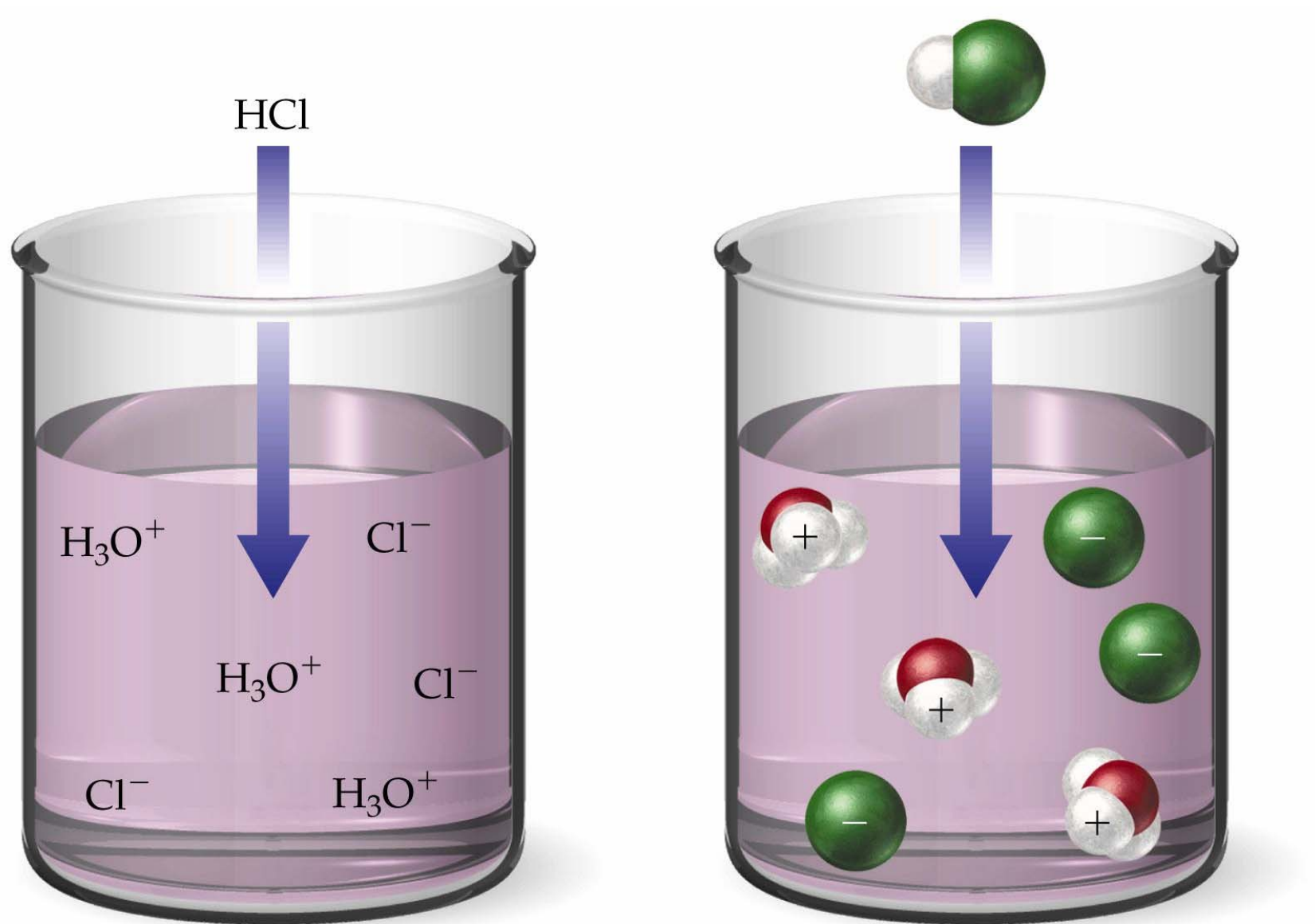


Močna kislina

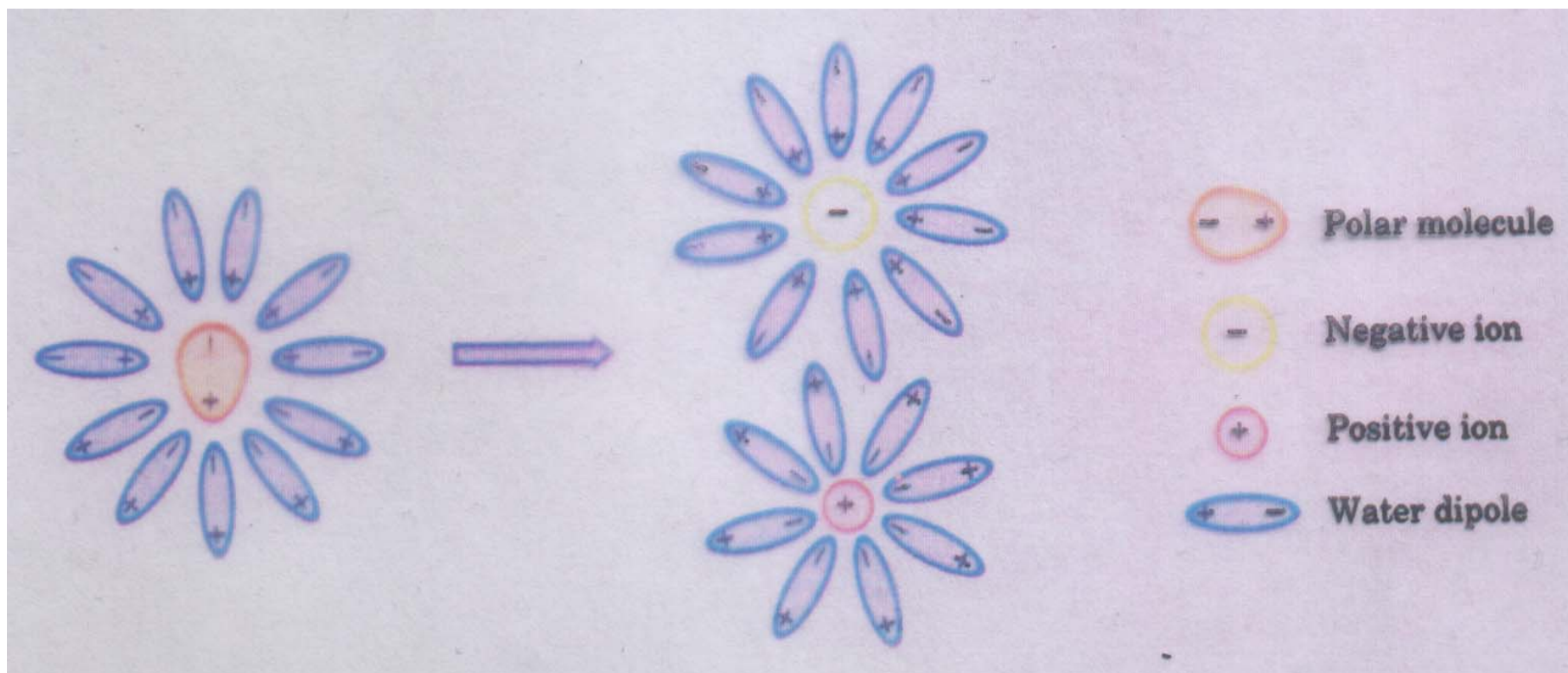


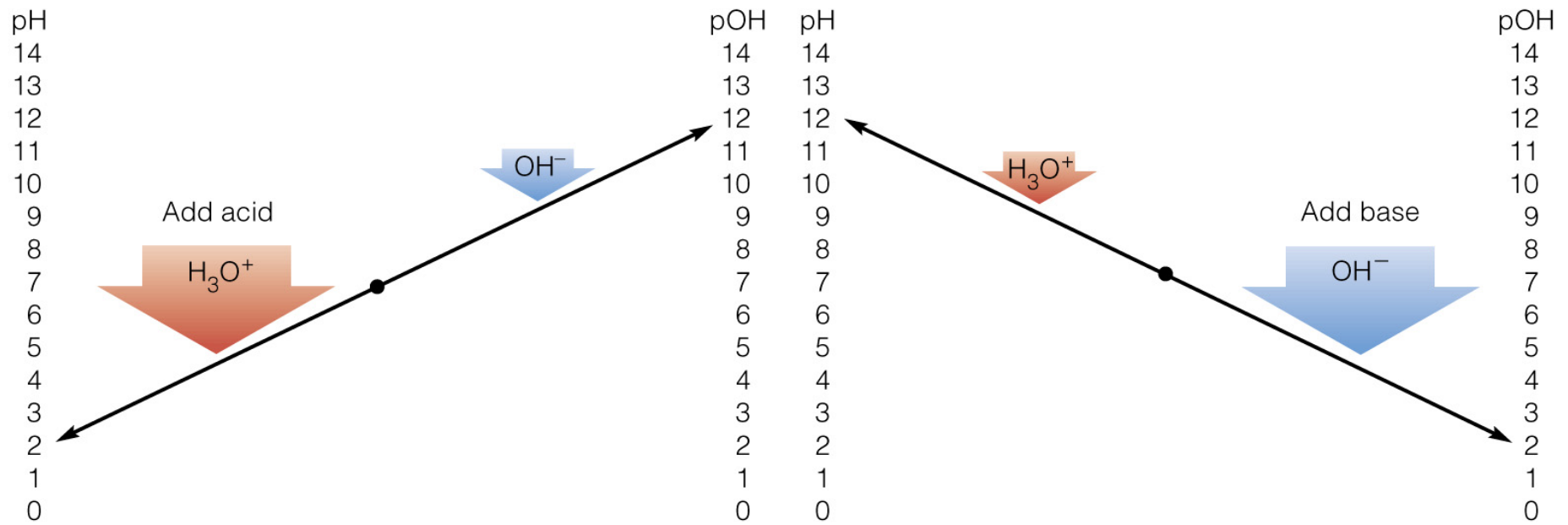
Šibka kislina





Raztapljanje HCl v vodi

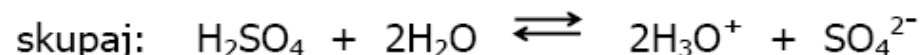
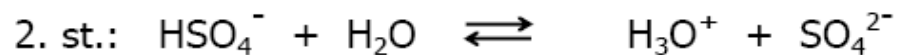
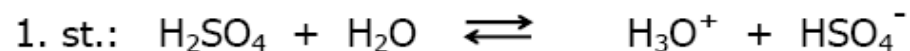




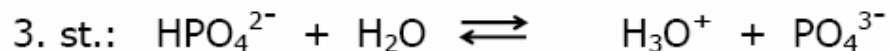
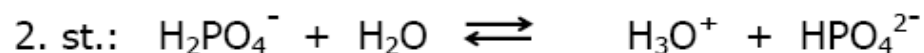
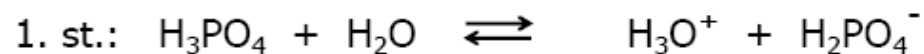
(a) When excess acid is added, pH decreases, and pOH increases.

(b) When excess base is added, pH increases, and pOH decreases.

Primer 1:



Primer 2:



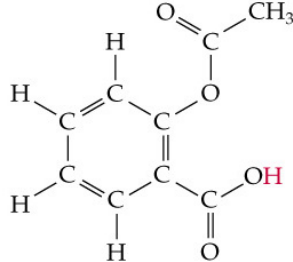
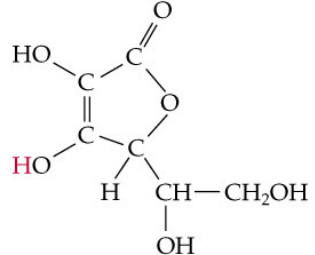
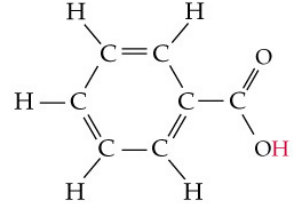
Po teoriji elektrolitske disociacije je kislina elektrolit, ki v vodnih raztopinah sprošča pozitivne vodikove ione.

- jakost kisline je odvisna od koncentracije H^+ oz. H_3O^+ ionov v raztopini

- stopnja disociacije $\alpha = \frac{n}{n_0}$ merilo jakosti kislin

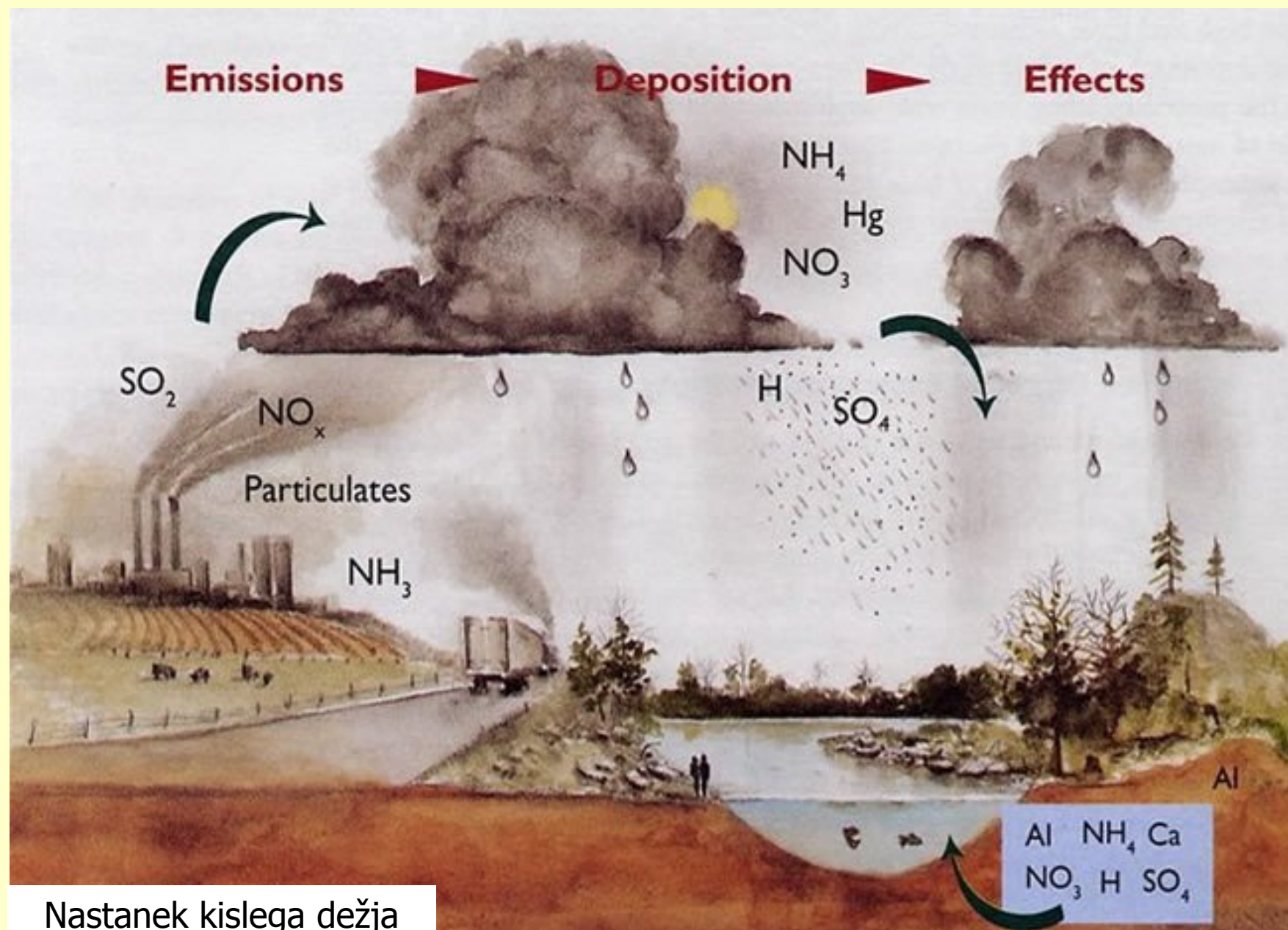
n_0 = število prvotno prisotnih molekul
 n = število disociranih molekul

Acid-Dissociation Constants at 25°C

	Acid	Molecular Formula	Structural Formula*	K_a	$pK_a^\dagger$
Stronger acid 	Hydrochloric	HCl	$\text{H}-\text{Cl}$	2×10^6	-6.3
	Nitrous	HNO_2	$\text{H}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$	4.5×10^{-4}	3.35
	Hydrofluoric	HF	$\text{H}-\text{F}$	3.5×10^{-4}	3.46
	Acetylsalicylic (aspirin)	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$		3.0×10^{-4}	3.52
	Formic	HCO_2H	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$	1.8×10^{-4}	3.74
Weaker acid	Ascorbic (vitamin C)	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$		8.0×10^{-5}	4.10
	Benzoic	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$		6.5×10^{-5}	4.19
	Acetic	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{H}$	1.8×10^{-5}	4.74
	Hypochlorous	HOCl	$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$	3.5×10^{-8}	7.46
	Hydrocyanic	HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	4.9×10^{-10}	9.31
	Methanol	CH_3OH	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{H}$	2.9×10^{-16}	15.54

* The proton that is transferred to water when the acid dissociates is shown in color.

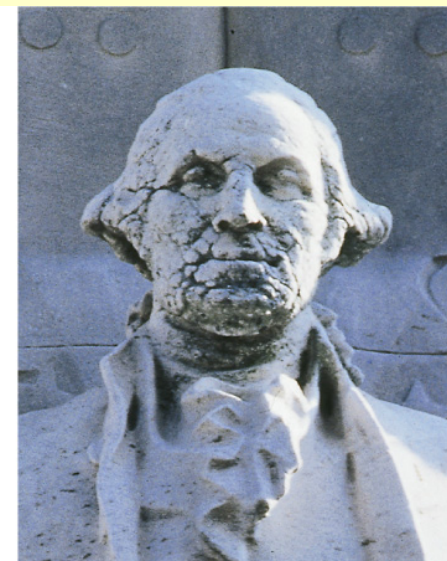
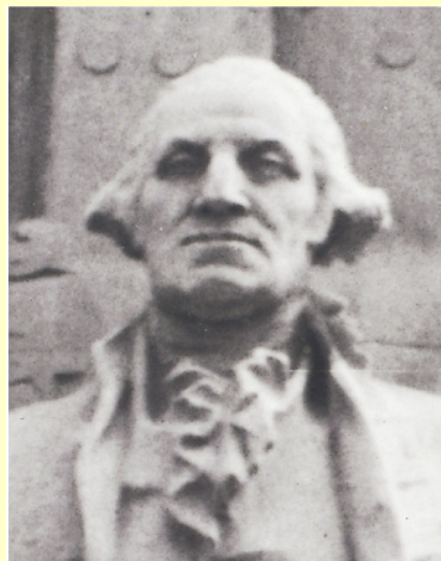
$^\dagger pK_a = -\log K_a$.



Nastanek kislega dežja

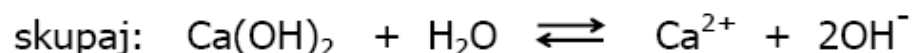
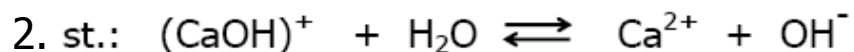
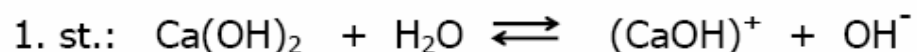
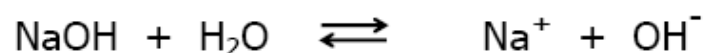


Posledice kislega dežja



Značilnosti baz

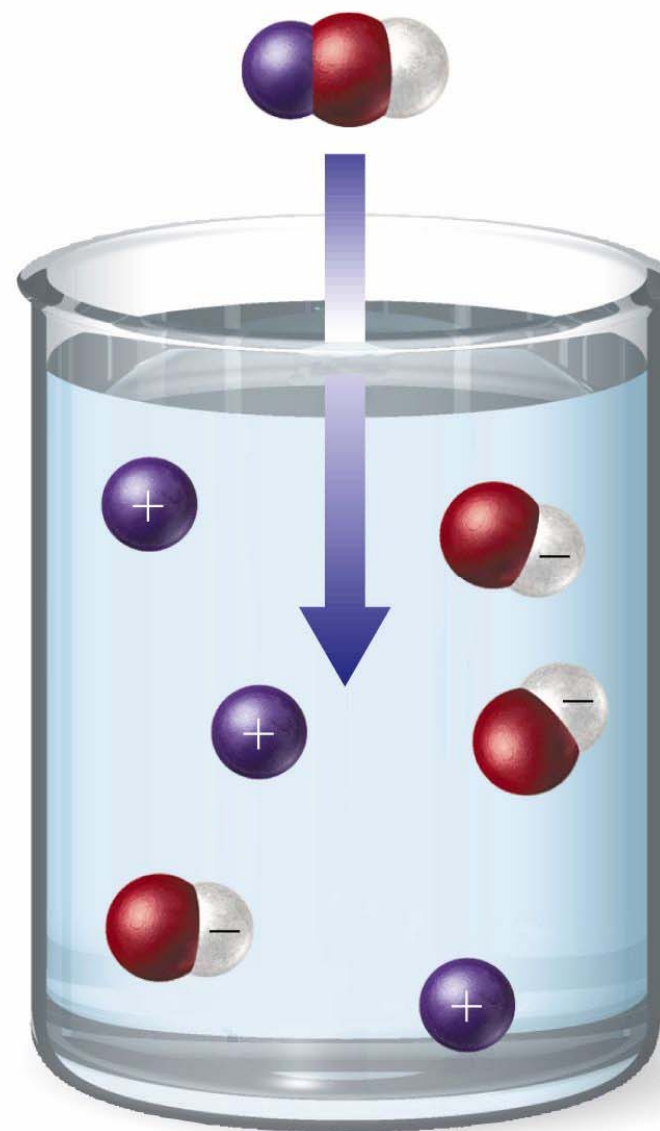
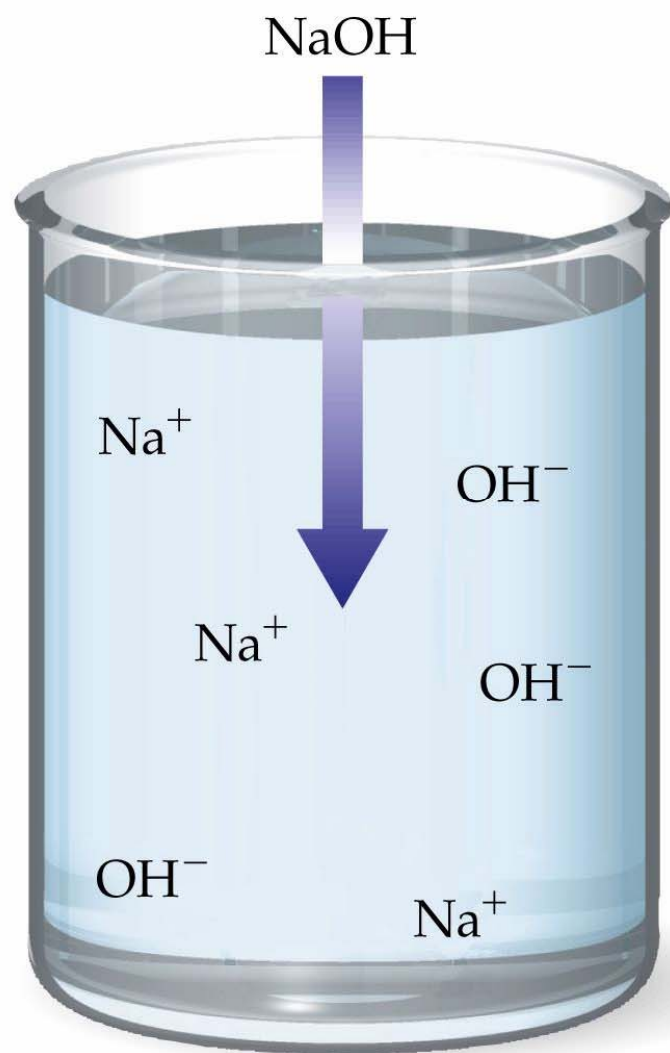
- so bazične (alkalne)
- visok pH
- s kislinami tvorijo soli
- v vodi običajno disocirajo na hidroksidni ion OH^- in kovinski ostanek
- koncentracija OH^- je v bazah z OH skupino višja kot v vodi.

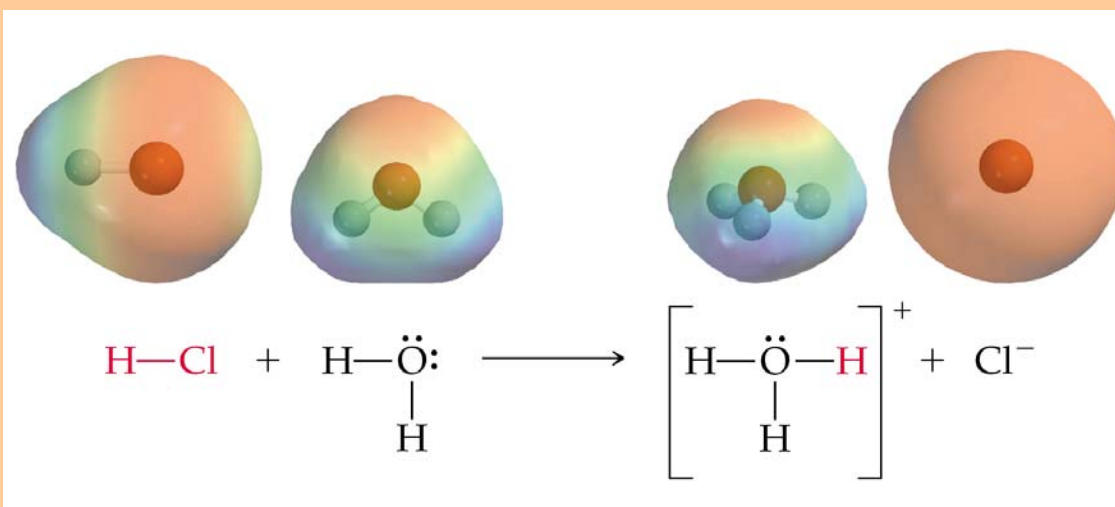
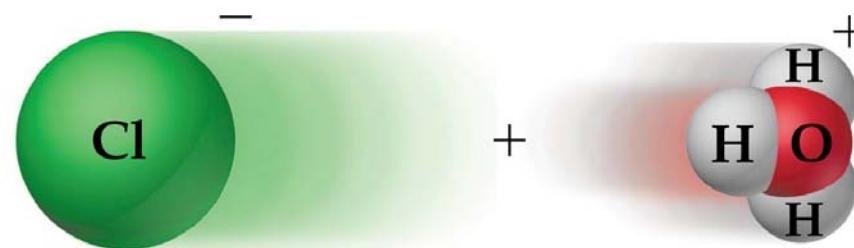
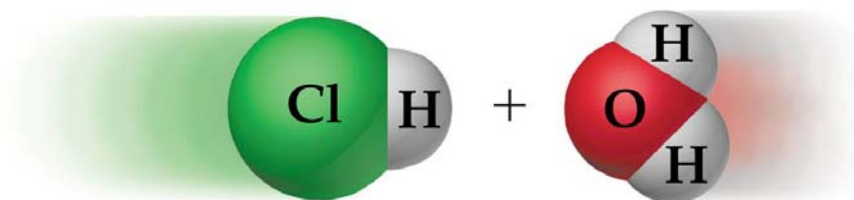


PUFRI

- so raztopine, katerih pH se le malo spremeni, čeprav jim dodamo znatno množino kislin ali baz
- pufri uravnavajo pH oz. ohranjujejo konstanten pH
- v laboratoriju uporabljamo ekvimolarne zmesi šibkih kislin in njihovih soli ali šibkih baz in njihovih soli
- zmes CH_3COOH in NaCH_3COO (1:1) ima pH 4,7

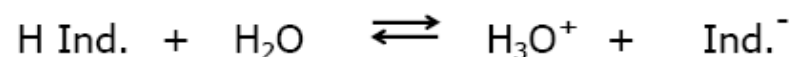
Močnejša kislina izpodrine šibkejšo iz soli oz. močnejša baza izpodrine šibkejšo iz soli.





INDIKATORJI

- to so šibke kisline, pri katerih je kislina (H Ind.) drugače obarvana od konjugirane baze (Ind.⁻):



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ind.}^-]}{[\text{H Ind.}]}$$

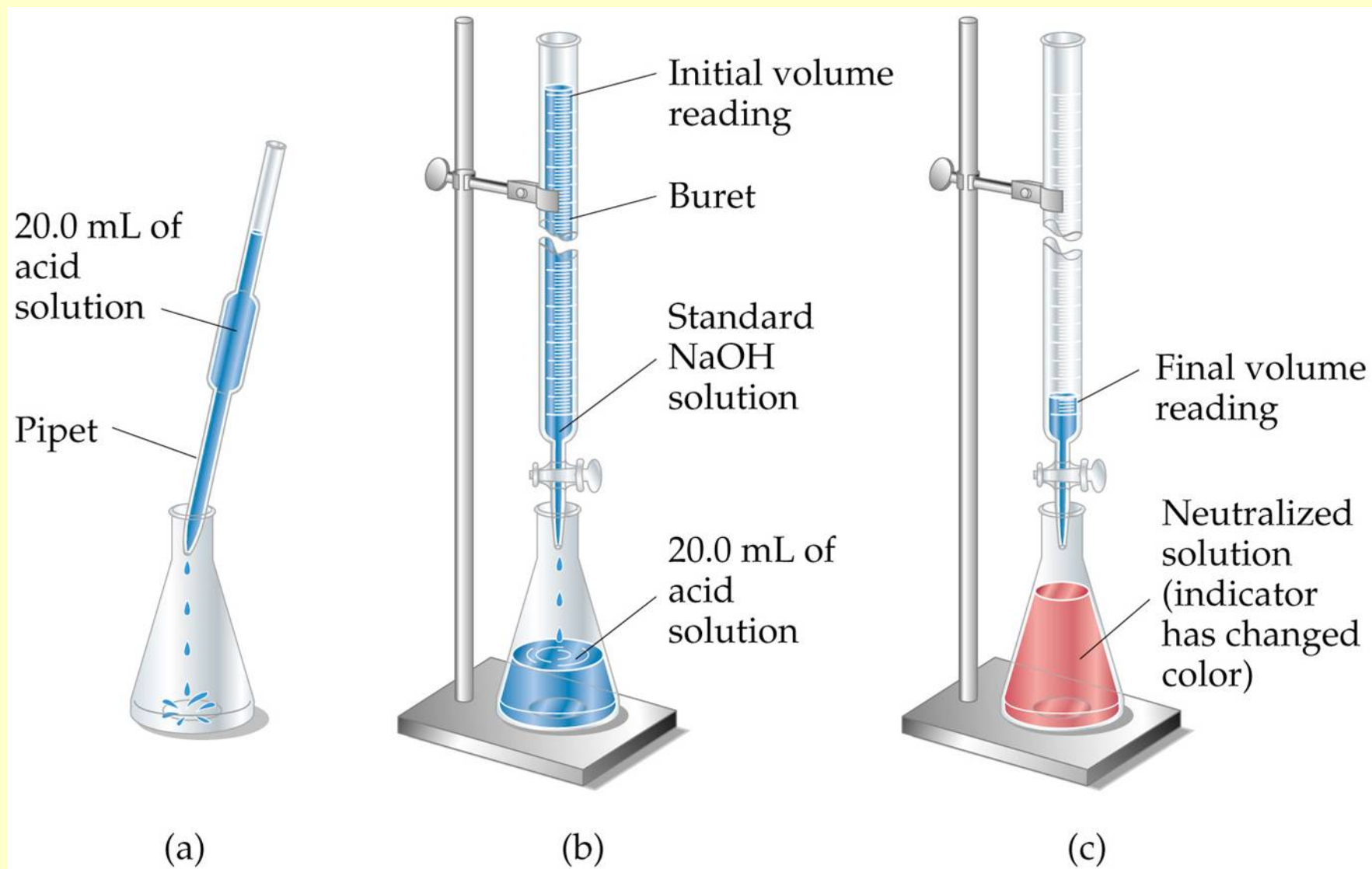
$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{Ind.}^-]}{[\text{H Ind.}]}$$

- indikatorji so organske substance, ki se v odvisnosti od kislosti ali bazičnosti različno obarvajo
- $\text{pH} = -\log (\text{H}^+)$
- kisline: $\text{pH} < 7$
- baze: $\text{pH} > 7$
- $[\text{OH}^-][\text{H}^+] = 10^{-14}$ oz. $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

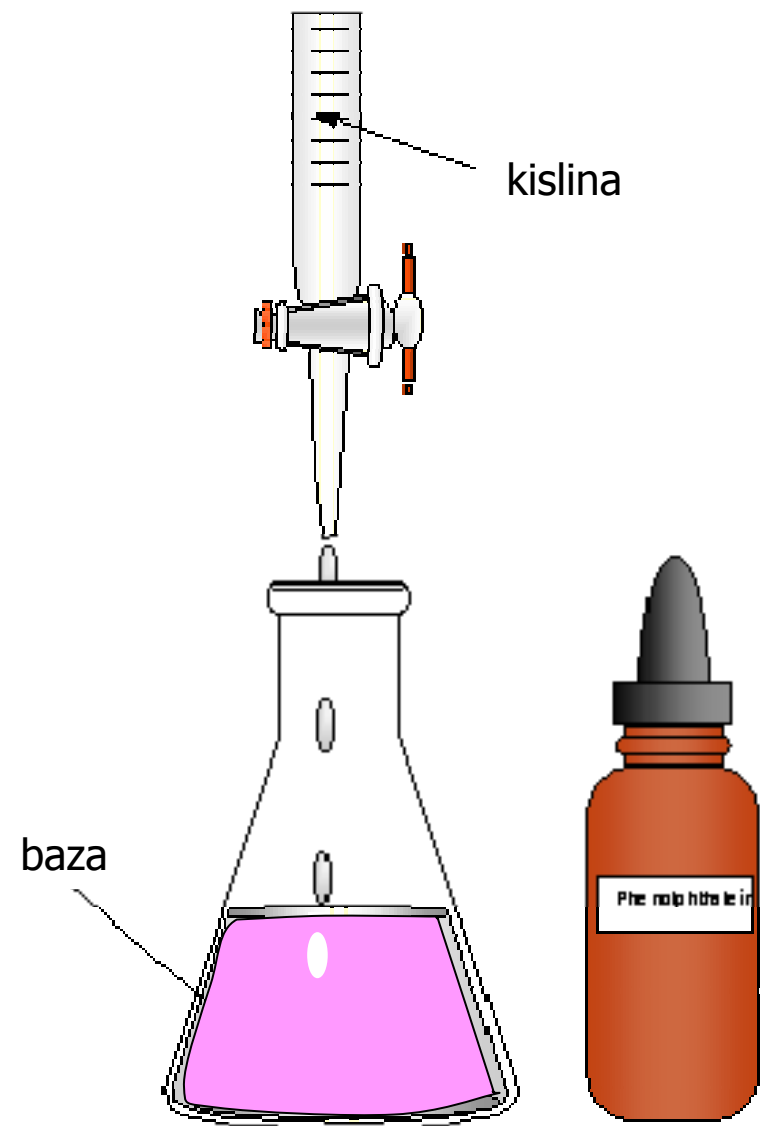
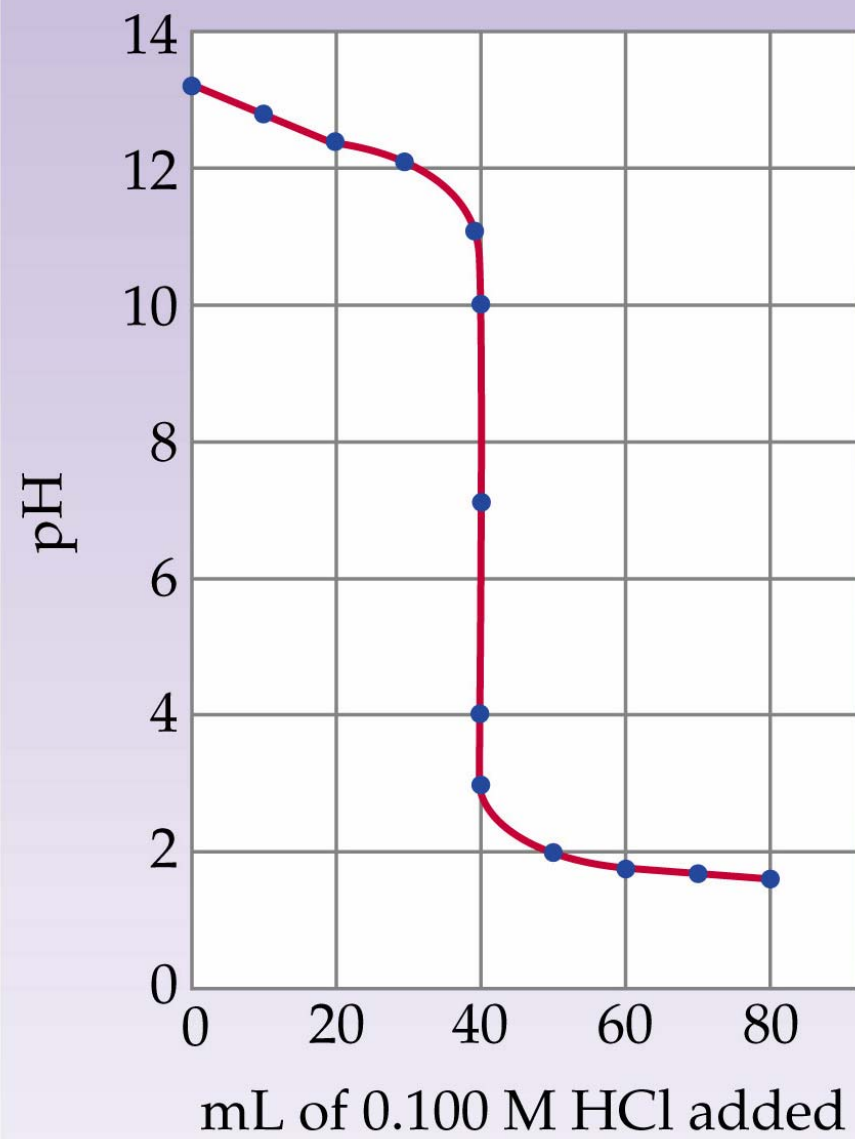
Indicator in Titration



▲ **FIGURE 4.18** Titration In this titration, NaOH is added to a dilute HCl solution. When the NaOH and HCl reach stoichiometric proportions (the equivalence point), the phenolphthalein indicator changes color to pink.



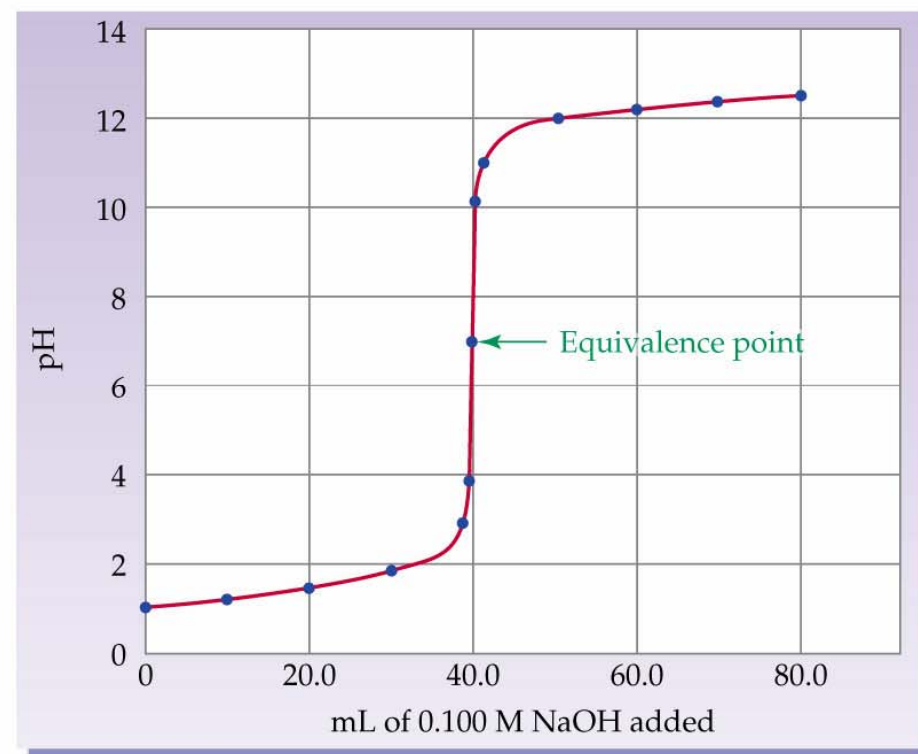




Titracijska krivulja za titracijo močne baze z močno kislino

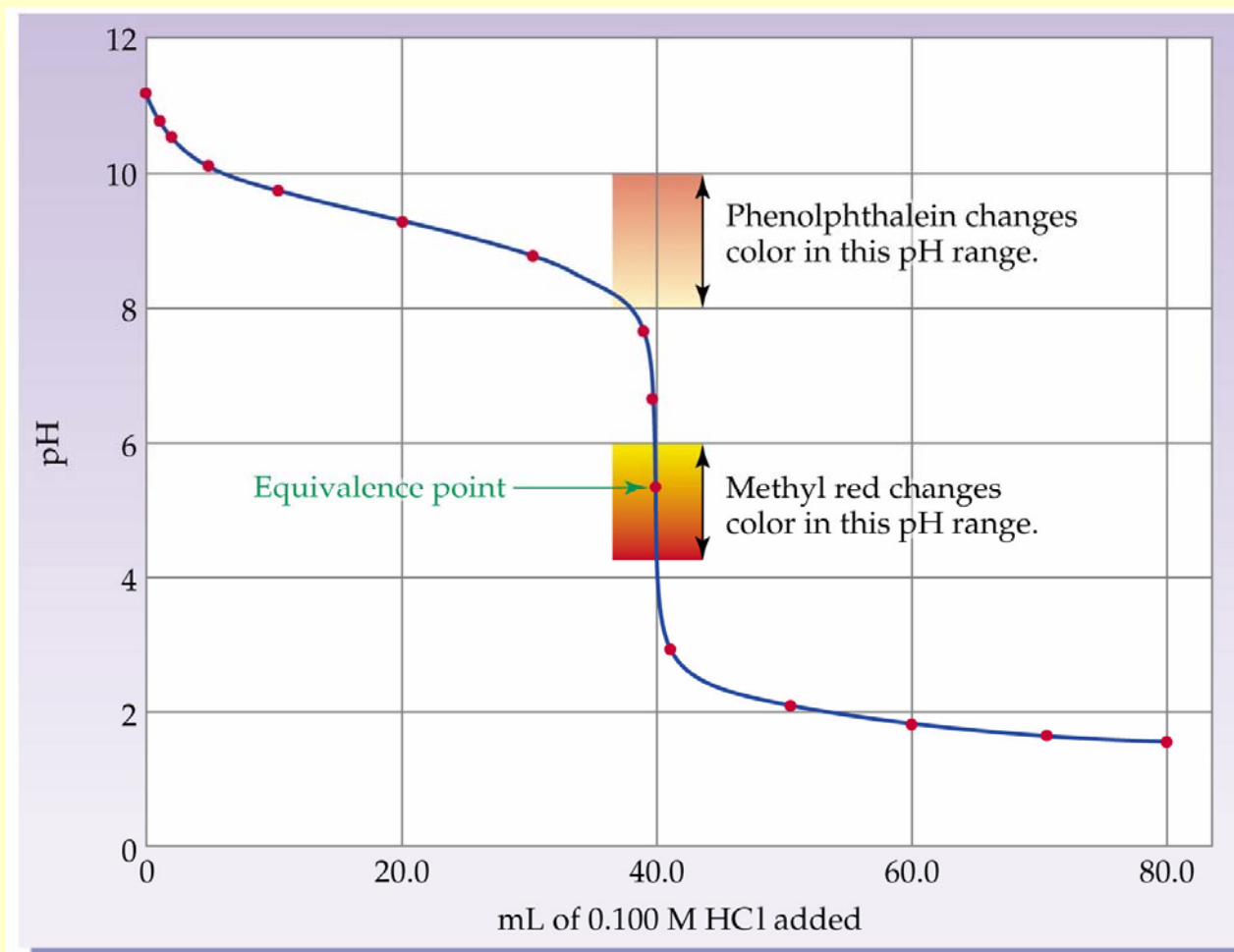


(a)

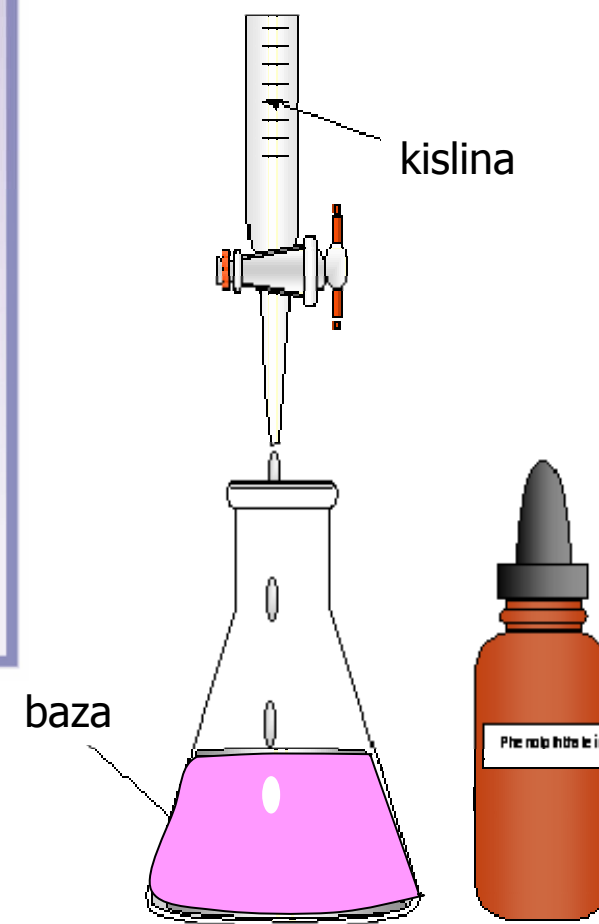


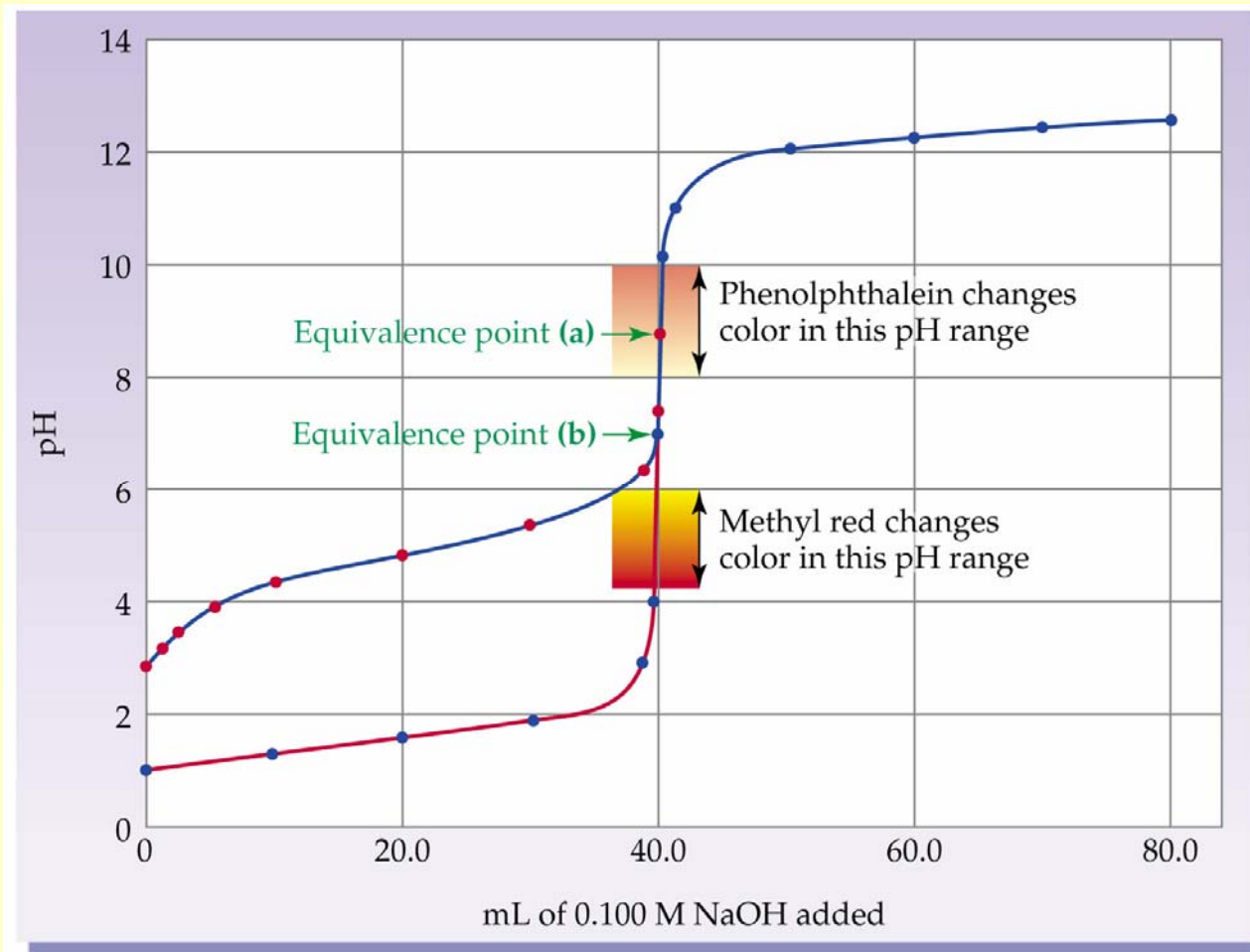
(b)

Titracijska krivulja za titracijo močne kisline z močno bazo

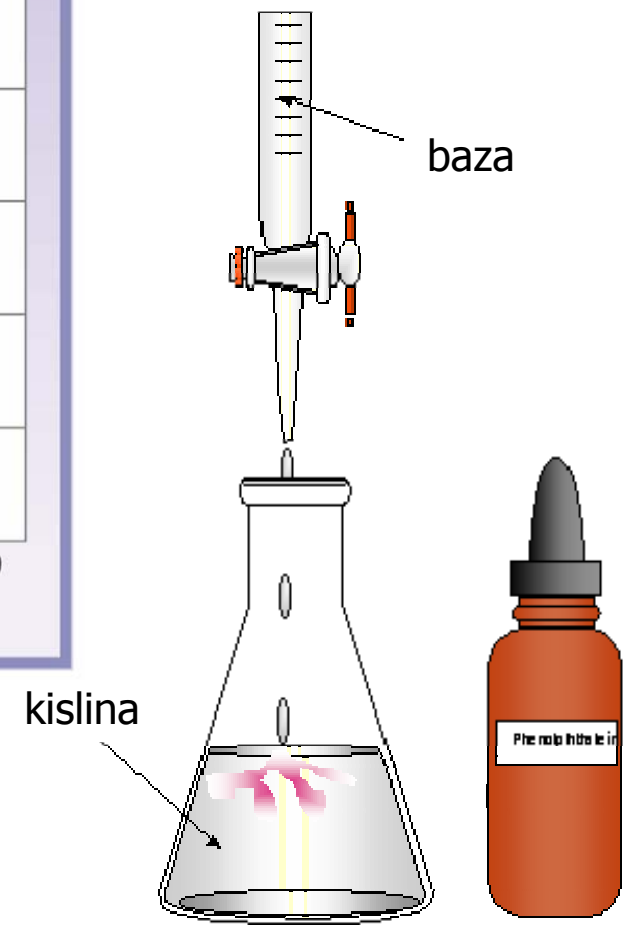


Titracijska krivulja za titracijo šibke baze z močno kislino

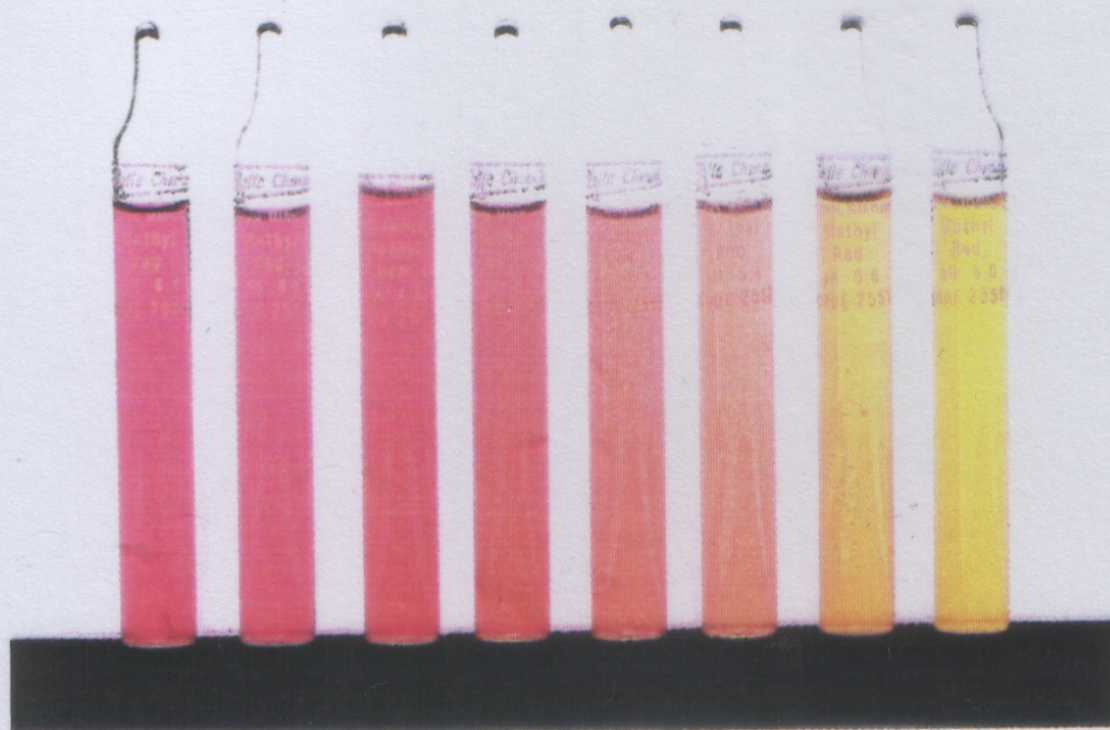


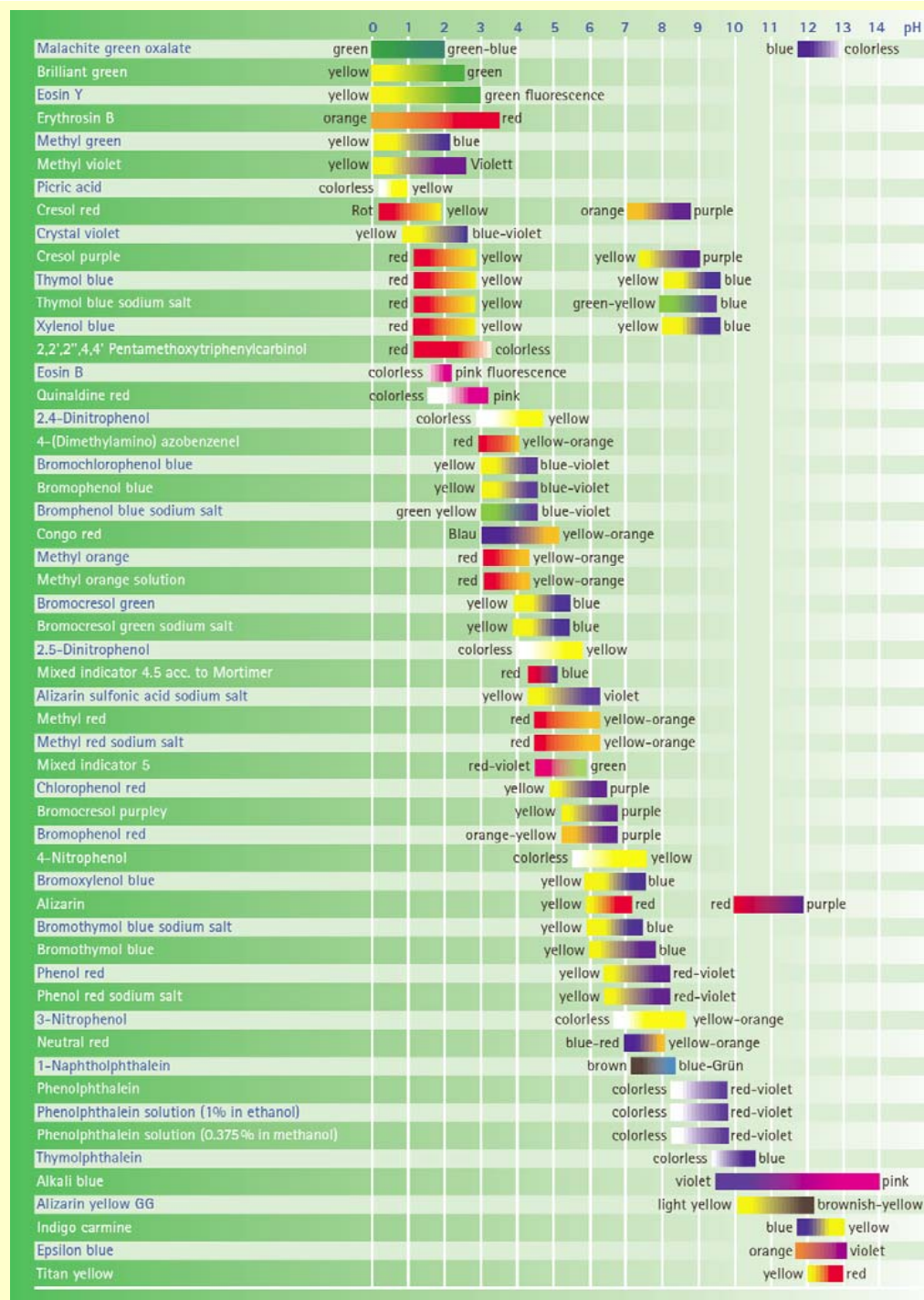


Titracijska krivulja za titracijo šibke kisline z močno bazo



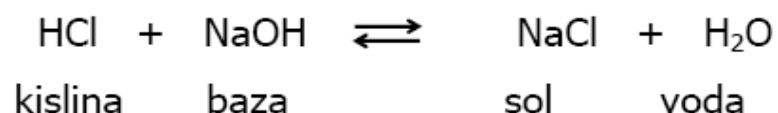
Methyl red indicator in
solutions of pH (from left)
4.4; 4.6; 4.8; 5.0; 5.2;
5.4; 5.6; 6.0.



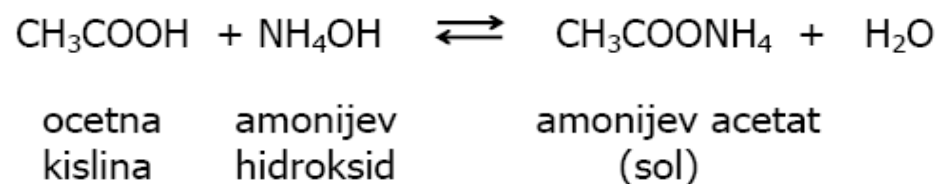
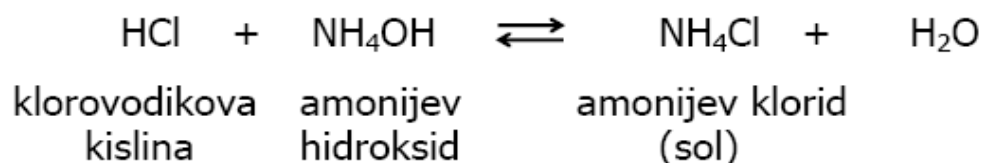
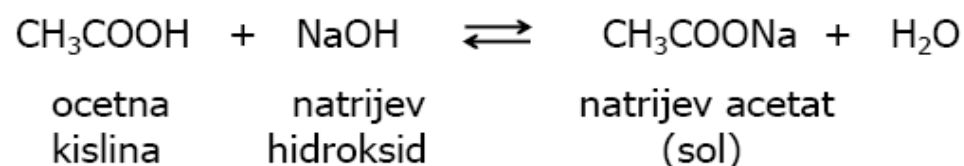


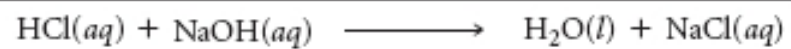
Nevtralizacija

- je reakcija med kislino in bazo, pri čemer nastane sol in H₂O

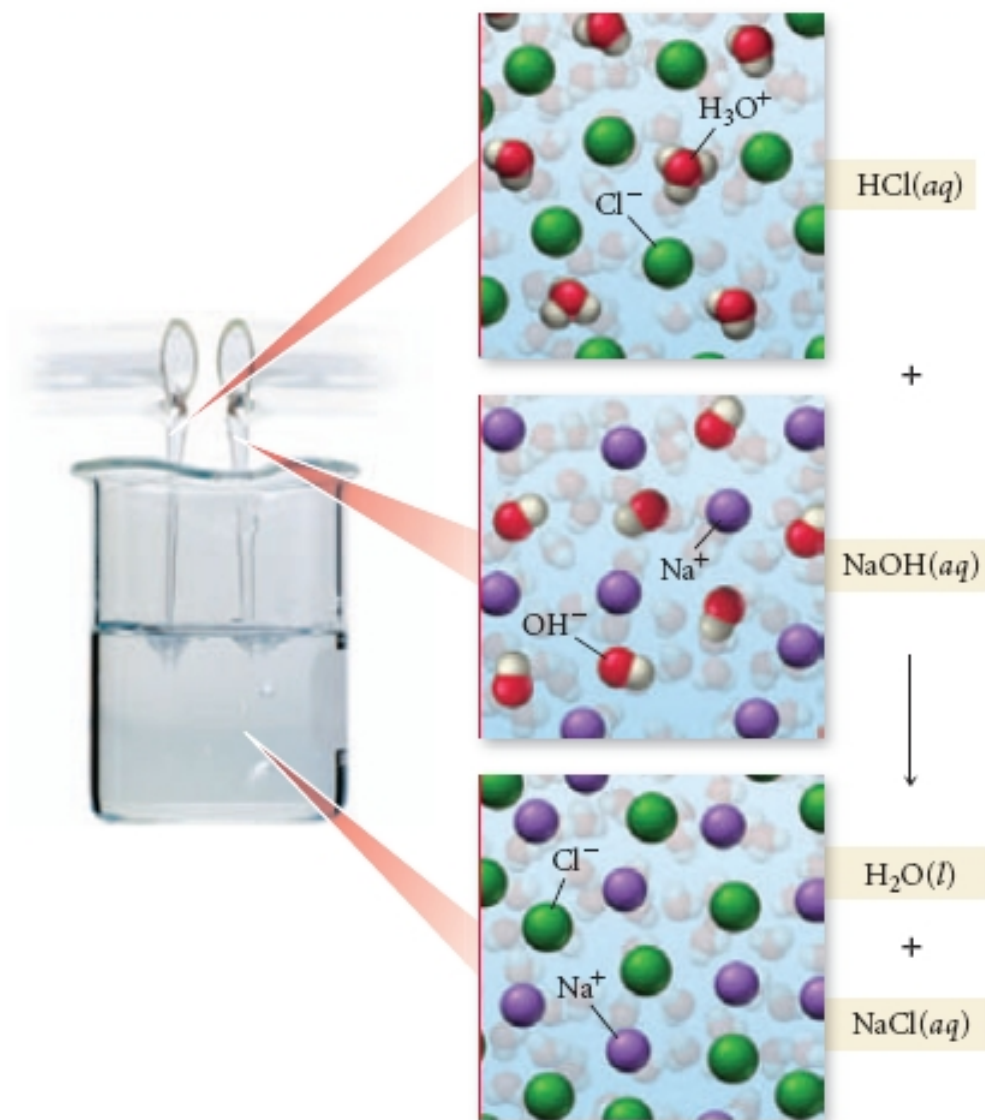


- kislino nevtraliziramo z bazo in bazo s kislino.



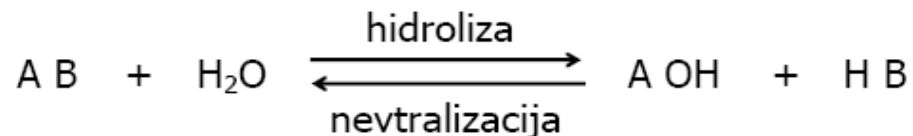


The reaction between hydrochloric acid and sodium hydroxide forms water and a salt, sodium chloride, which remains dissolved in the solution.



Hidroliza

- razkroj – razpad s pomočjo vode
- v tem primeru reakcija med soljo in vodo - je nasproten proces nevtralizaciji

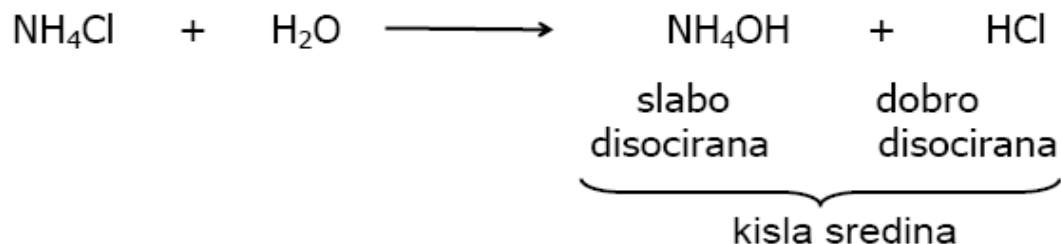
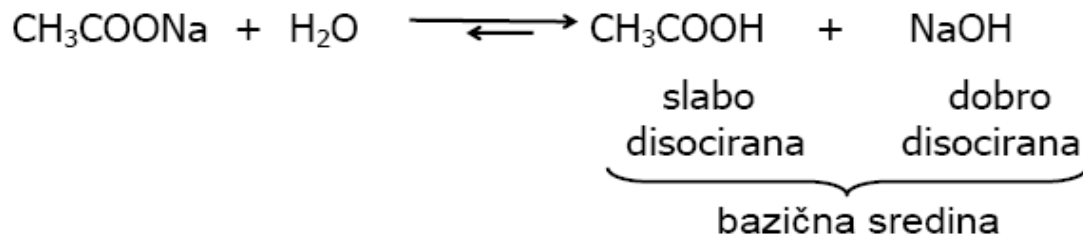


- to je običajno ravnotežen proces za soli kot NaCl, KCl (soli iz močnih baz in močnih kislin)
- ni hidrolize
- ravnotežje reakcije je lahko premaknjeno v desno stran, če:
 - nastane slabo topna snov
 - nastane hlapna spojina
 - slabo disocirana spojina

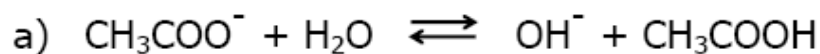
Stopnja hidrolize

- je razmerje med številom hidroliziranih ionov soli napram celotnemu številu ionov v raztopini
- raste z razredčenjem

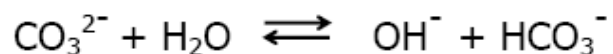
Primeri:



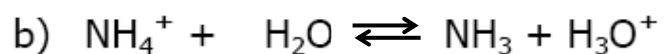
- pri raztapljanju mnogih soli v vodi pride do protolitskih reakcij:



Na-acetat v vodi: bazičen pH



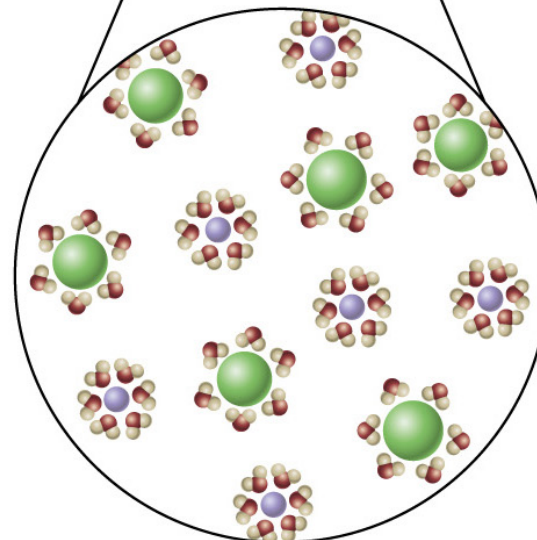
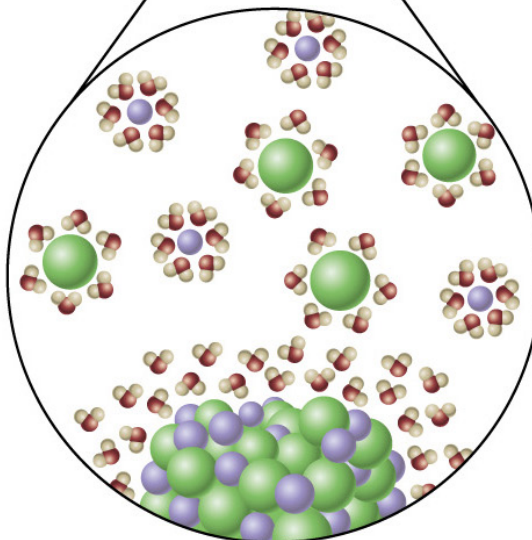
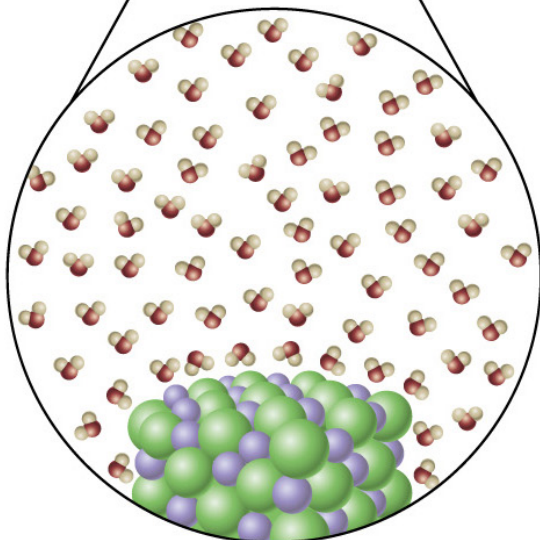
Na-karbonat v vodi: bazičen pH



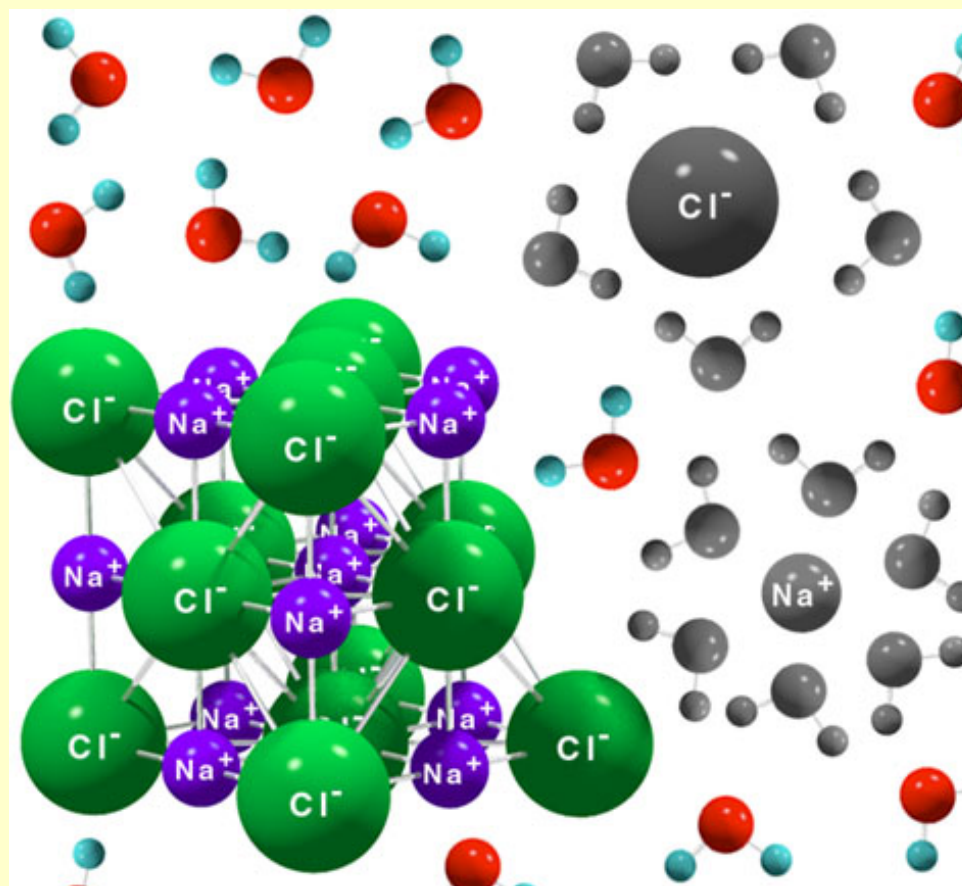
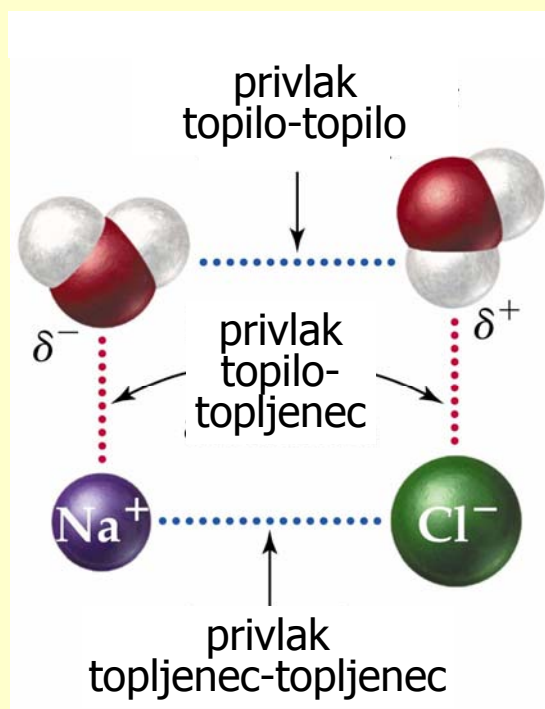
vodna razt. amonijevega klorida: kisel pH

- c) vodna raztopina NaCl, NaNO₃, KClO₄ so nevtralne, saj nobeden od ionov, ki jih te soli vsebujejo, ne reagira protolitsko z molekulami vode

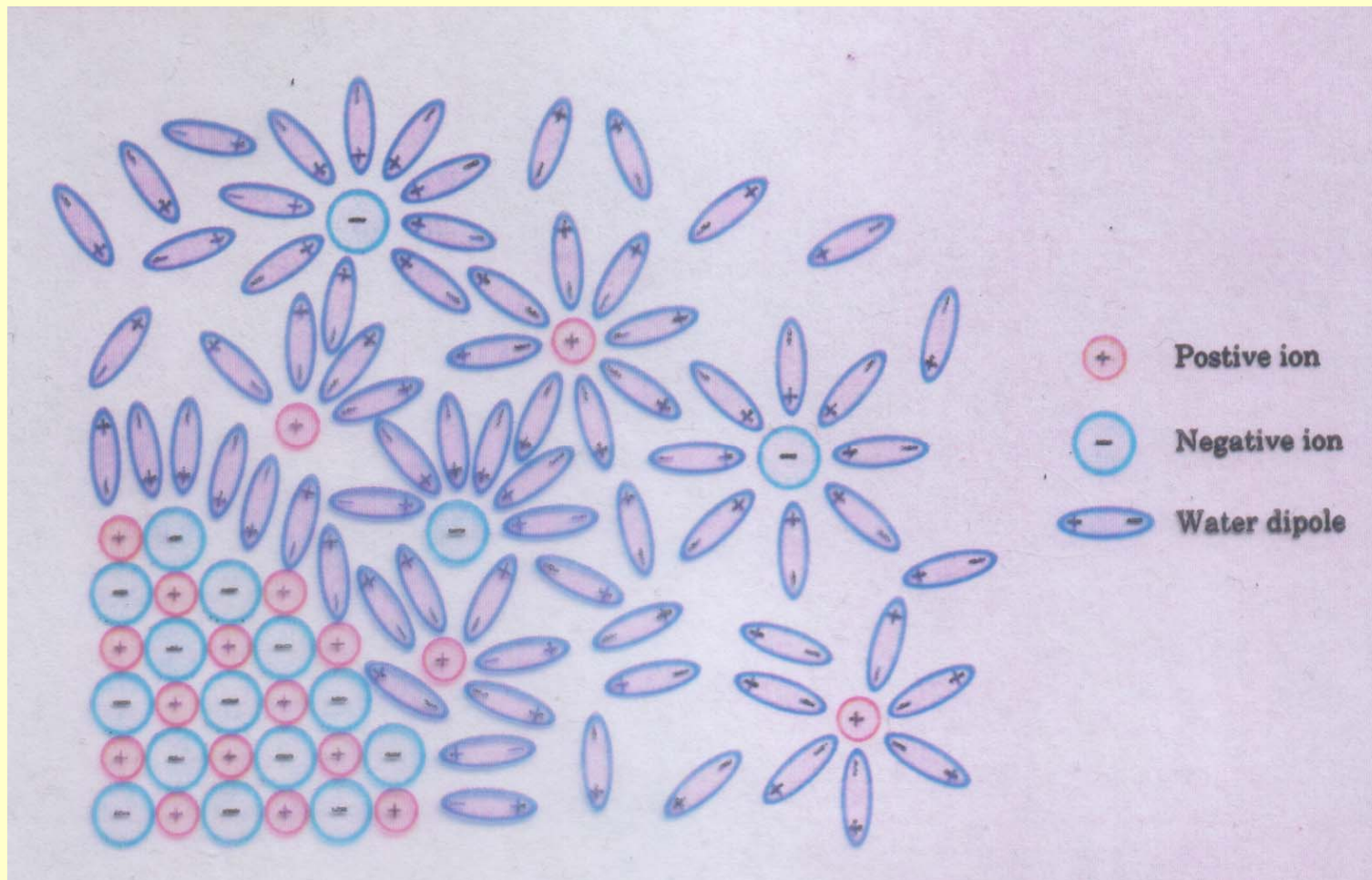
Type of Salt	Examples	Ions That React with Water	pH of Solution
Cation from strong base; anion from strong acid	NaCl, KNO ₃ , BaI ₂	None	~ 7
Cation from weak base; anion from strong acid	NH ₄ Cl, NH ₄ NO ₃ , [(CH ₃) ₃ NH]Cl	Cation	< 7
Small, highly charged cation; anion from strong acid	AlCl ₃ , Cr(NO ₃) ₃ , Fe(ClO ₄) ₃	Hydrated cation	< 7
Cation from strong base; anion from weak acid	NaCN, KF, Na ₂ CO ₃	Anion	> 7
Cation from weak base; anion from weak acid	NH ₄ CN, NH ₄ F, (NH ₄) ₂ CO ₃	Cation and anion	< 7 if $K_a > K_b$ > 7 if $K_a < K_b$ ~ 7 if $K_a \approx K_b$

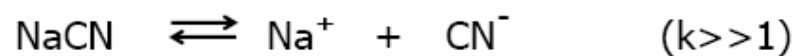


Raztapljanje NaCl v vodi

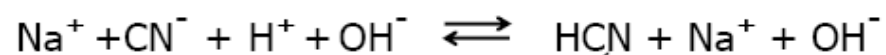


Raztapljanje NaCl v vodi





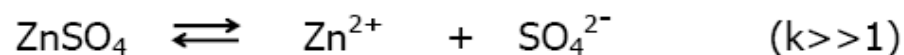
disociacija



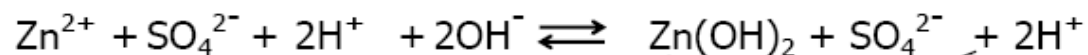
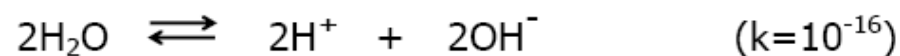
hidroliza

molekula
(slabo disoc. snov)

ostane prebitek OH^- -
- raztopina NaCN je zato
bazična



disociacija



hidroliza

molekula
(slabo disoc. snov)

ostane prebitek H^+
- raztopina ZnSO_4 je zato
kisla

Reakcije oksidacije in redukcije

Oksidacija – spajanje s kisikom

Redukcija - odvzemanje kisika oz.
nastanek kovine iz oksidov

} stara definicija
Lavoisier-ja
(18. st.)

- v začetku 20. st. z elektronsko teorijo povezali oksidacijo in redukcijo na prehod elektronov iz enega na drugi atom

Oksidacija = oddajanje elektronov oz. oksidant (snov) oksidira, pri tem sam sebe reducira.

Redukcija = sprejemanje elektronov oz. reducent (snov) reducira, pri tem sebe oksidira.

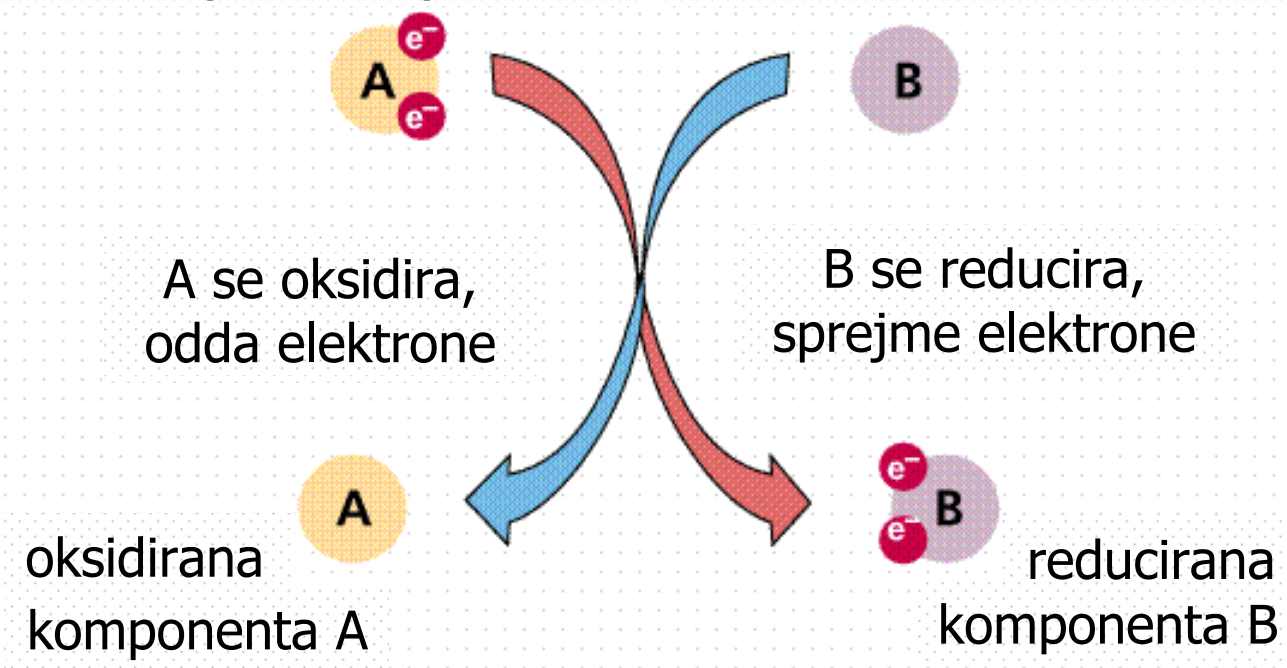
Oba procesa potekata VEDNO ISTOČASNO.

Reakcija je redoks reakcija

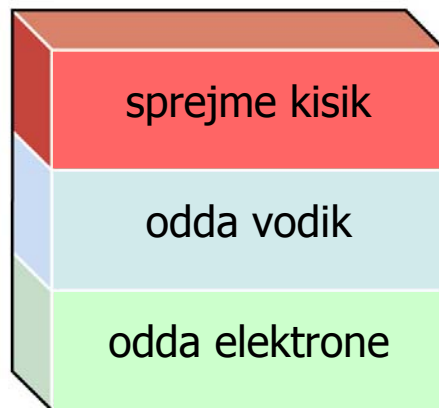
Oksidacijsko število = število elektronov, ki jih atom odda ali sprejme.

reducirana komponenta A
(reducent)

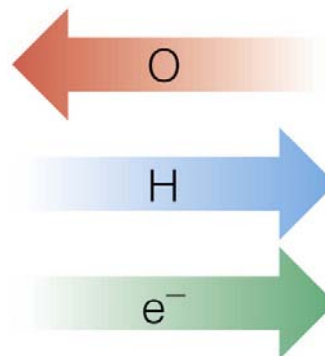
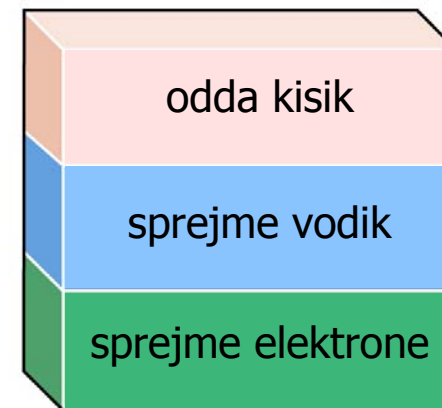
oksidirana komponenta B
(oksidant)



OKSIDACIJA



REDUKCIJA





- vsota $\oplus$ in $\ominus$ oksidacijskih števil je nič
- vsak element ima lahko oksidacijsko stanje 0 (nevtralen), + ali - .

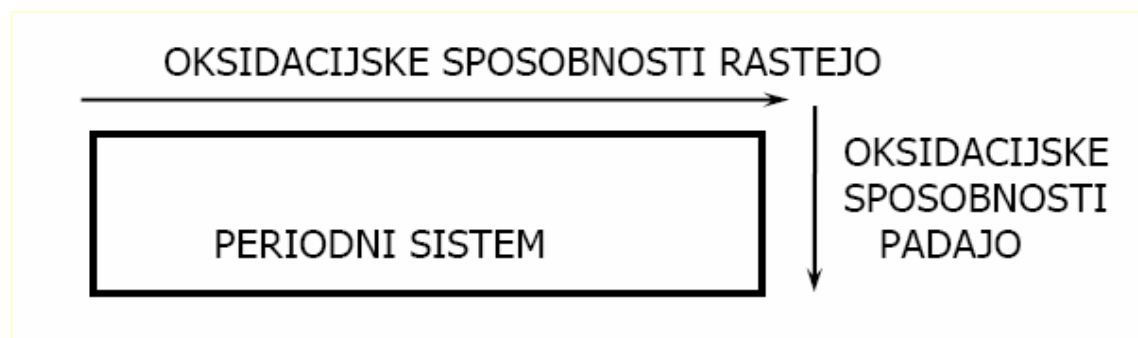
elementarno žveplo S: oksidacijsko stanje 0

H₂S : oksidacijsko stanje S je -2

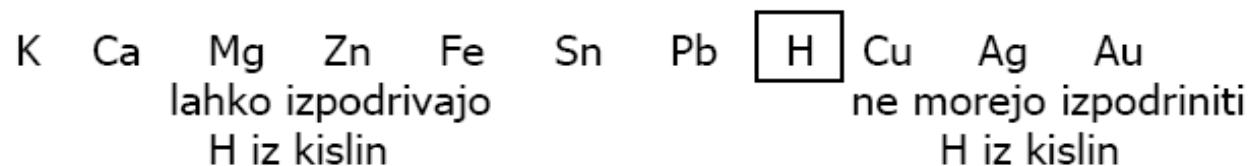
SO₂ : oksidacijsko stanje S je +4

SO₃ : oksidacijsko število S je +6

- kisik ima oksidacijsko stanje 0 v O₂, drugače vedno **-2**
- elementi imajo različne oksidacijske in redukcijske lastnosti
- elementi iz prve skupine periodnega sistema (alkalijske kovine) so močni reducenti, v 7. skupini (desno) močni oksidanti

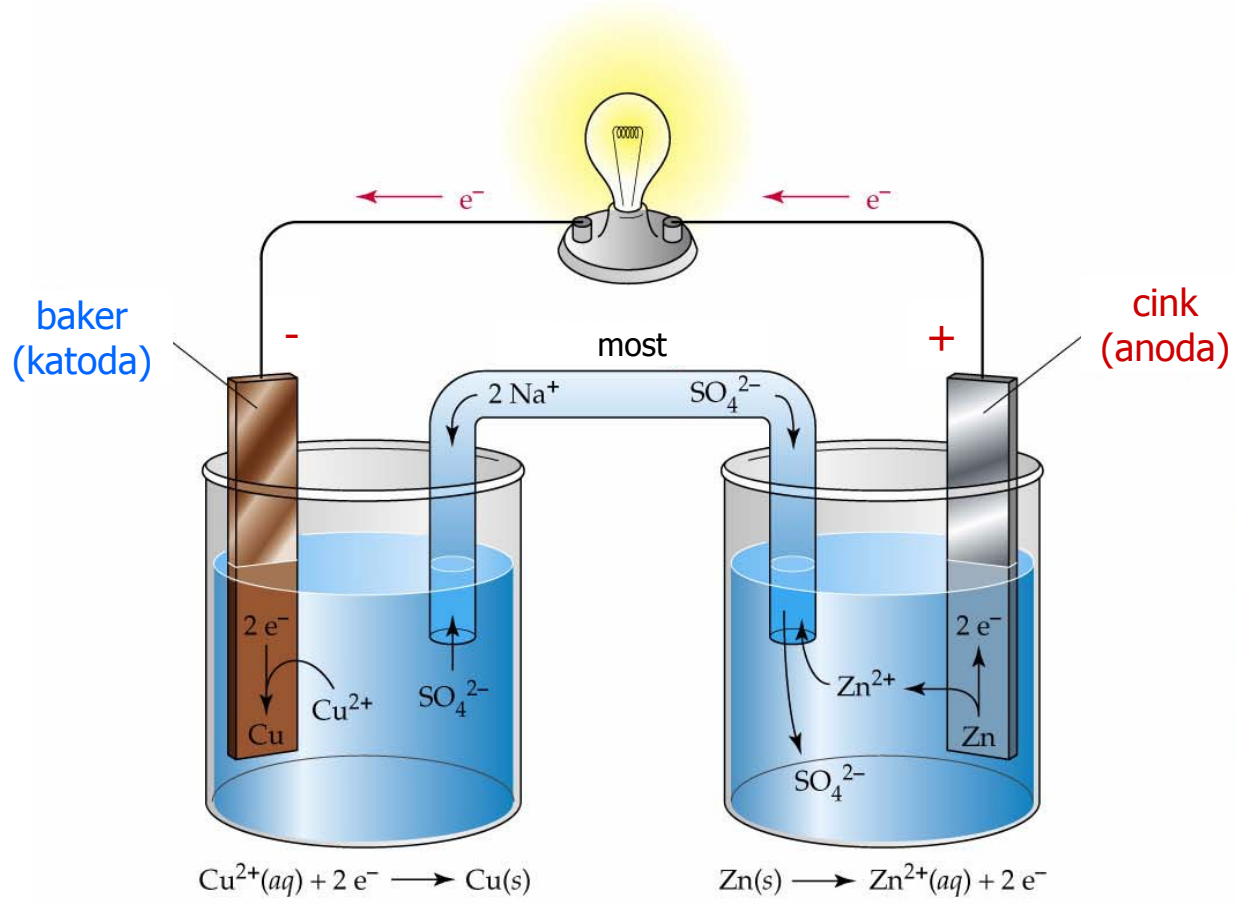


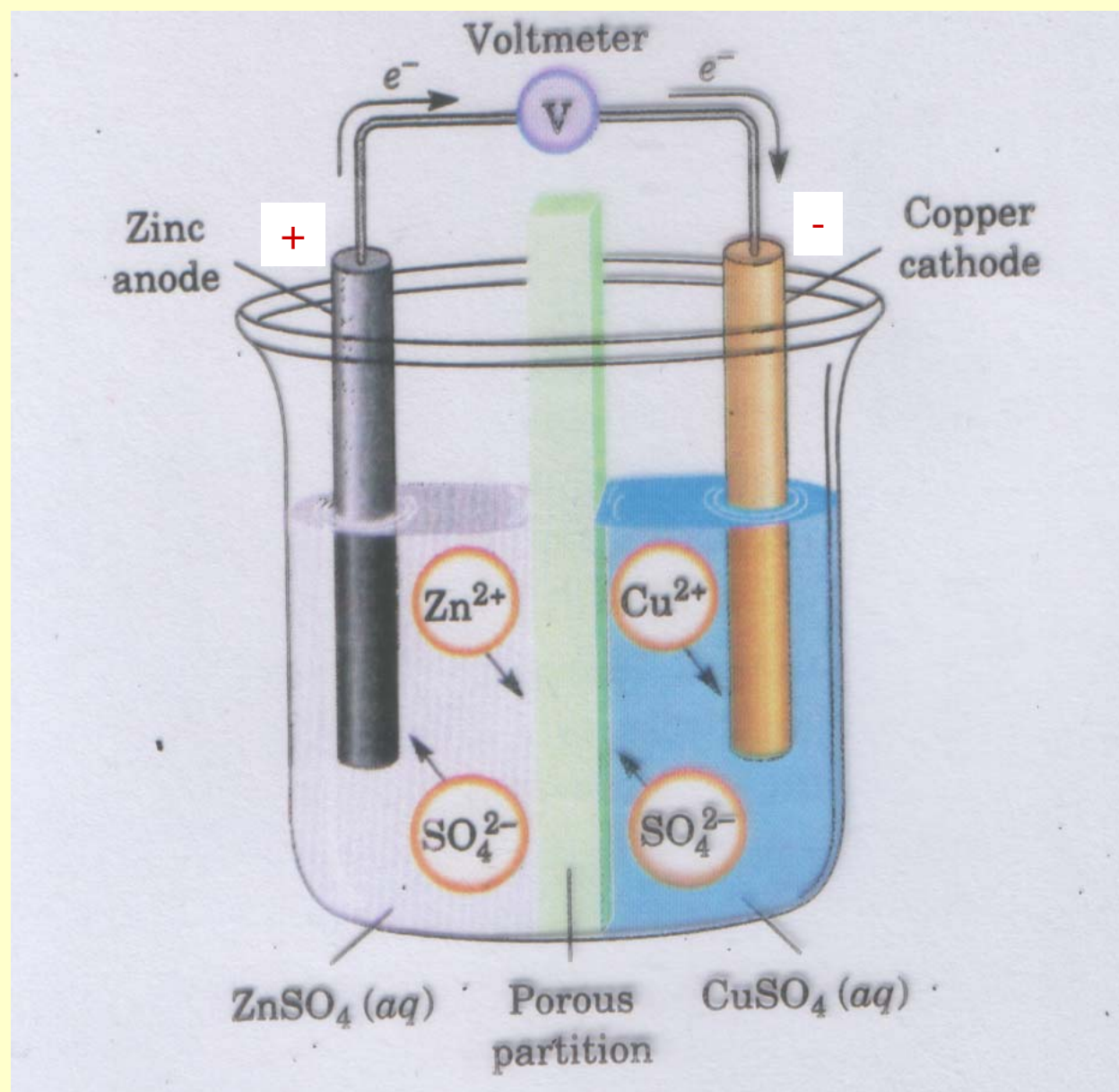
- elektronapetostna vrsta razdeli elemente po oksidacijskih potencialih

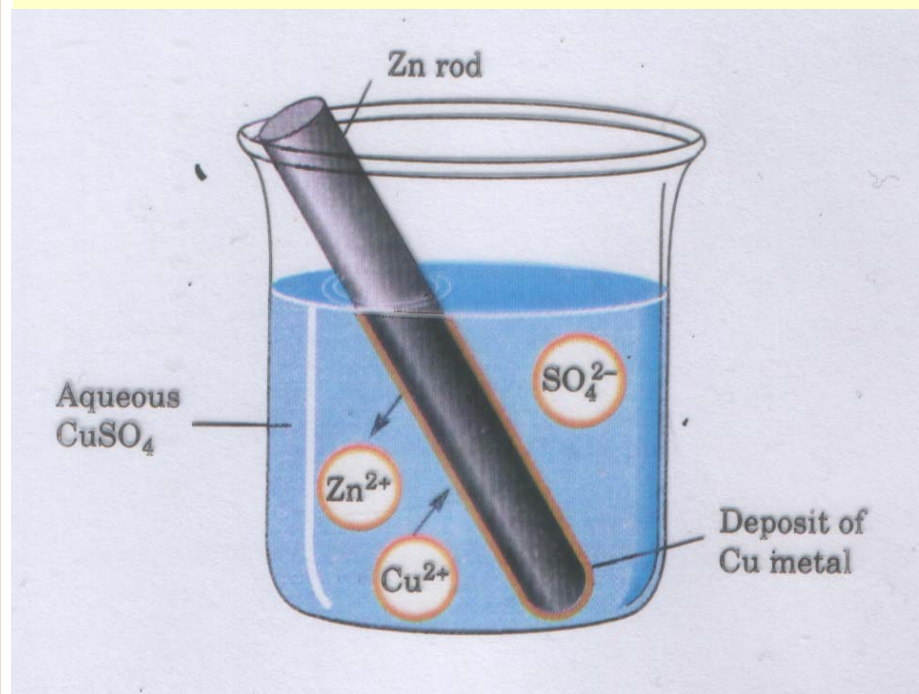
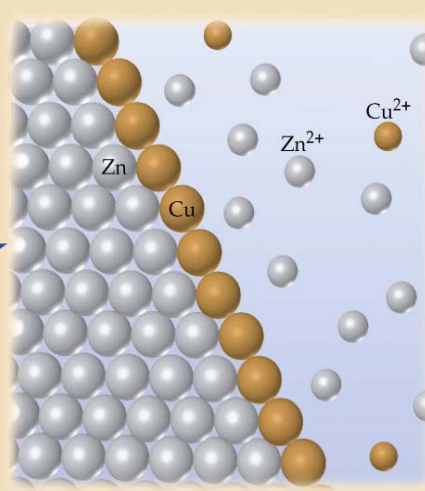
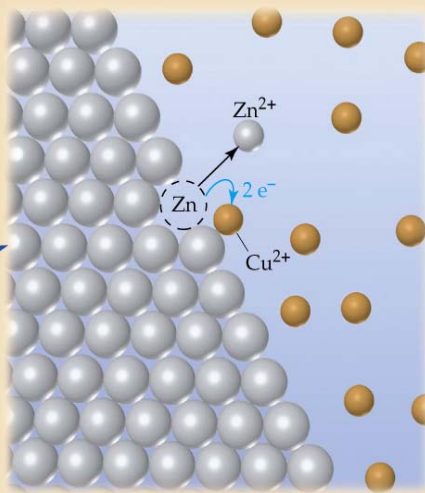


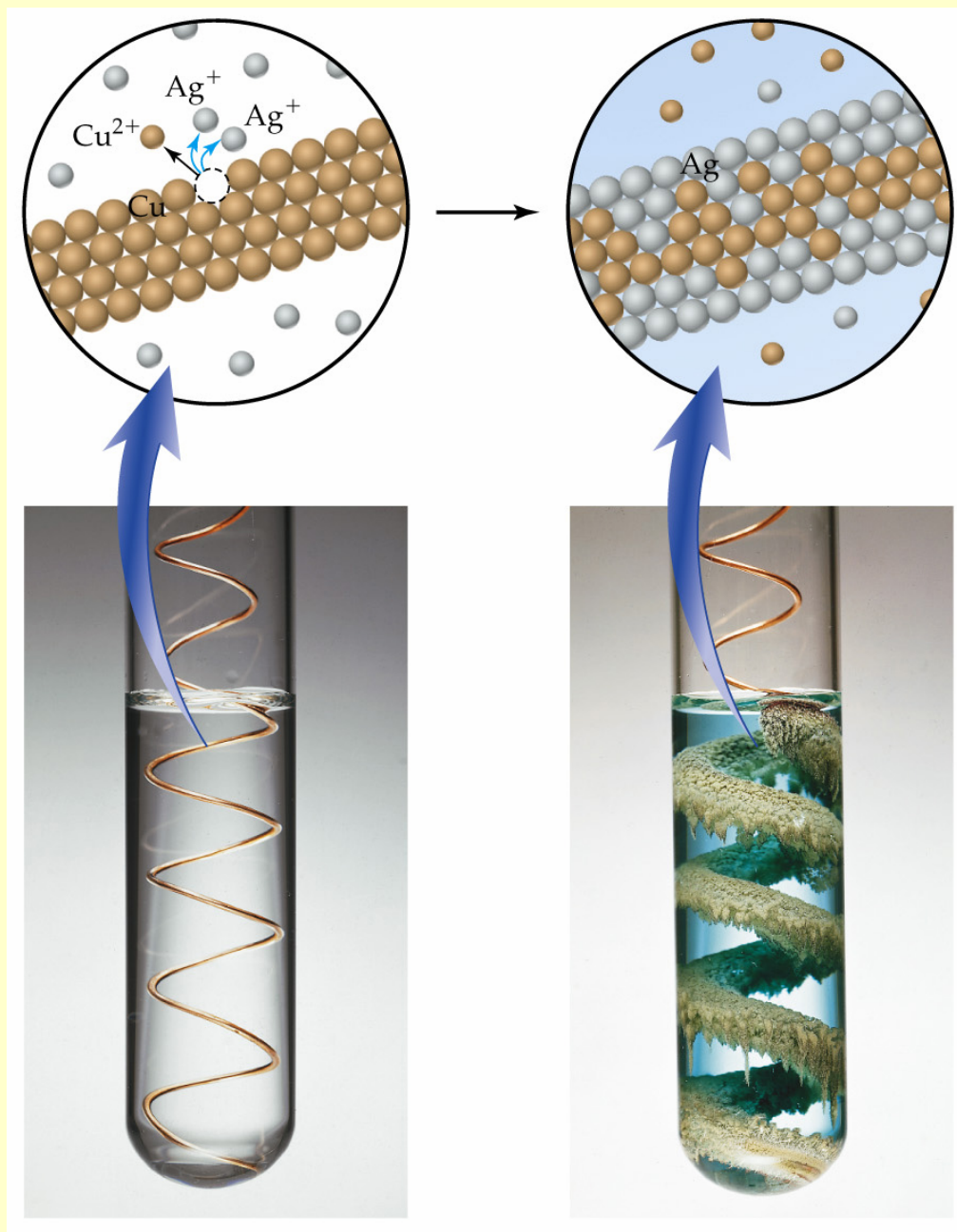
- vsaka kovina izpodrine iz spojine vse kovine desno od nje







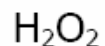




Pravila za določanje oksidacijskega števila

1. element v elementarni obliki ima oksidacijsko število 0: H_2 , O_2 , S_8 .
 2. H je v glavnem +1, razen v hidridih je -1 (LiH)
 3. O je -2 razen v H_2O_2 (Na_2O_2 , O_2F_2), kjer je -1 večja elektronegativnost je -, manjša je +.
 4. Alkalijske kovine +1
Zemljoalkalijske kovine +2
Fluor -1
 5. Enoatomski ion: ima enako oksidacijsko število kot je naelektrenje: K^+ (+1), Mn^{2+} (+2), Br^- (-1); nekateri elementi imajo različne vrednosti oksidacijskih števil Fe +2 in +3, Pb +2 in +4.
- Oksidacijsko število ni vedno celo število!
 $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ $\text{S} = 2 \frac{1}{2}$
 - Vsota oksidacijskih števil v formulah je 0!

$$(+1) 2 + (-1) 2 = 0$$



$$(+1) 2 + (-2) = 0$$



$$(+2) + (-1) 2 = 0$$



$$(+1) 2 + (-2) = 0$$



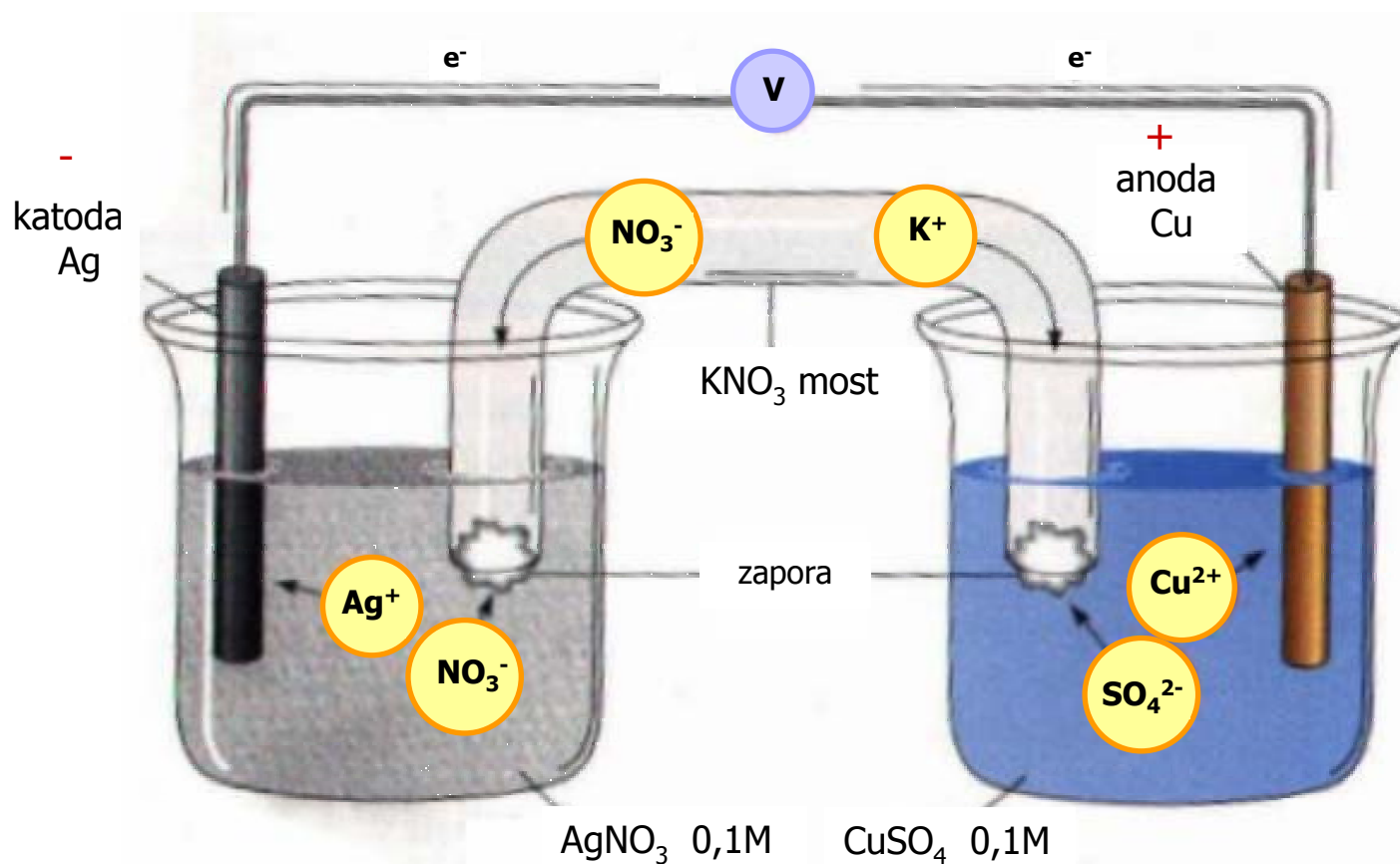
$$(-3) + (+1) 3 = 0$$



Galvanski člen

- v galvanskem členu zaradi kemijske reakcije (redoks reakcije) steče tok
- to imenujemo ELEKTROKEMIJSKA REAKCIJA
- sestava galvanskega člena:
 - 2 polčlena (iz elektrode, potopljene v raztopino elektrolita)
 - tekočinski most (napolnjen s KNO_3 ali drugo soljo) služi za povezavo med polčleni

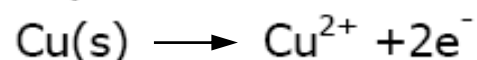
Primer:



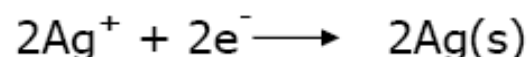
Opažanja :

- steče tok
- Cu ploščica manjša, Ag debeli
- izgleda, da teče kemijska reakcija
- tok počasi izgineva (ampermeter)

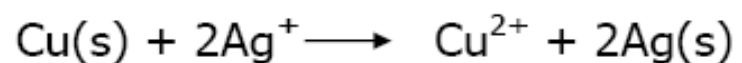
- ♦ 2 elektrodi: **anoda** (pozitivna, kjer se vrši oksidacija – to je Cu elektroda)



katoda (negativna, kjer se vrši redukcija – to je Ag elektroda)



- ♦ *globalna reakcija* je redoks reakcija:



anioni potujejo $\longrightarrow$ anodi

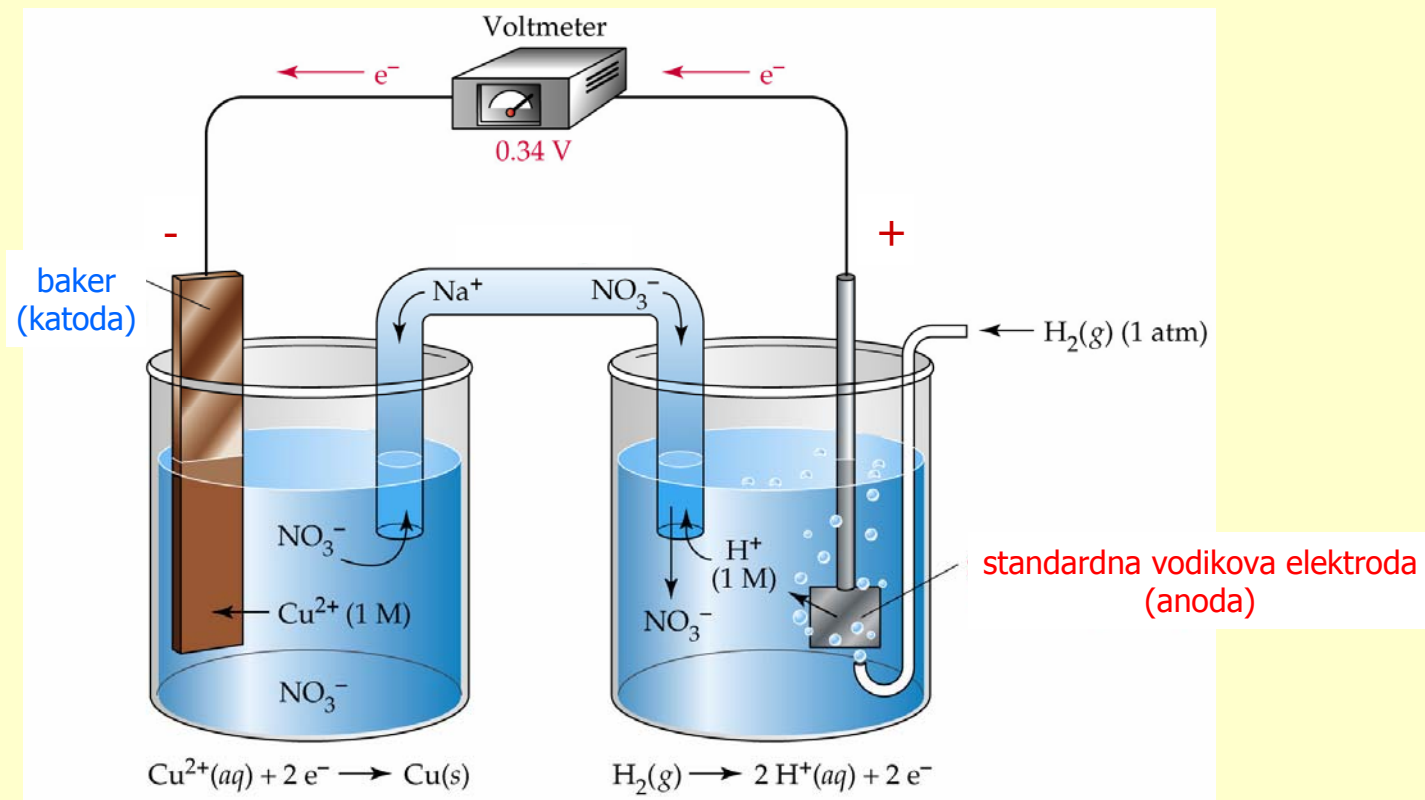
kationi potujejo $\longrightarrow$ katodi

- anioni so nosilci negativnega naboja, ki ga prenašajo preko raztopine in tekočinskega mostu proti anodi iz bakra
- po žici potujejo elektroni od anode h katodi
- U je funkcija T in koncentracije elektrolita

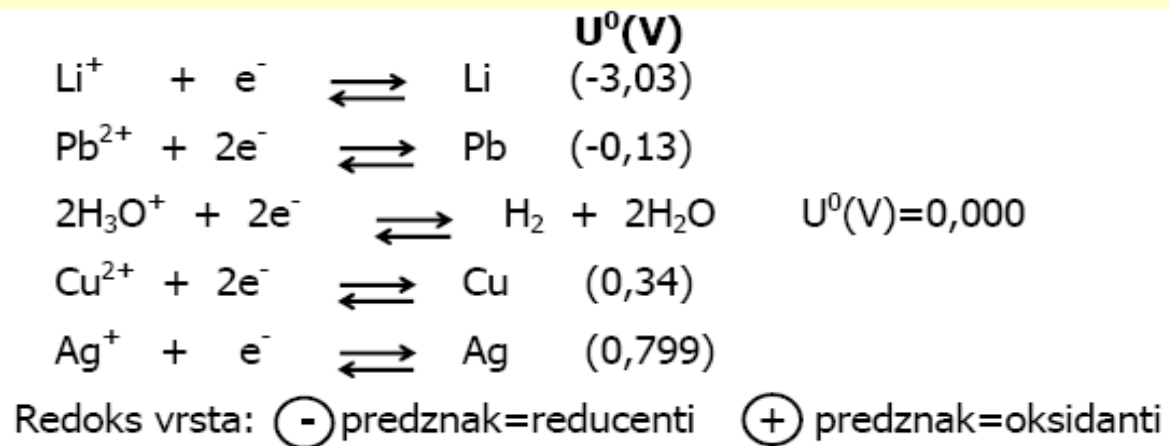
$$U_{g.č.} = U_{1/2č.} + U'_{1/2č.}$$

U je funkcija T in koncentracije elektrolita

- **Dogovor:** elektrodni potenciali se merijo proti standardni vodikovi elektrodi (ki ima napetost 0 po dogovoru). To je redoks potencial U , normalni potencial U^0 pri standardnih pogojih in aktivnost ionov 1



- redoks potencial je merilo za redukcijsko oz. oksidacijsko sposobnost para



Normalni potenciali za nekatere polreakcije

	polreakcije	E^0 (V)
 močni oksidanti	$F_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 F^-(aq)$	2.87
	$H_2O_2(aq) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.78
	$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_2O(l)$	1.51
	$Cl_2(g) + 2 e^- \longrightarrow 2 Cl^-(aq)$	1.36
	$Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 6 e^- \longrightarrow 2 Cr^{3+}(aq) + 7 H_2O(l)$	1.33
	$O_2(g) + 4 H^+(aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2O(l)$	1.23
	$Br_2(l) + 2 e^- \longrightarrow 2 Br^-(aq)$	1.09
	$Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	0.80
	$Fe^{3+}(aq) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(aq)$	0.77
	$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2O_2(aq)$	0.70
	$I_2(s) + 2 e^- \longrightarrow 2 I^-(aq)$	0.54
	$O_2(g) + 2 H_2O(l) + 4 e^- \longrightarrow 4 OH^-(aq)$	0.40
	$Cu^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cu(s)$	0.34
	$Sn^{4+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Sn^{2+}(aq)$	0.15
	$2 H^+(aq) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g)$	0
	$Pb^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Pb(s)$	-0.13
	$Ni^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Ni(s)$	-0.26
 močni reducenti	$Cd^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Cd(s)$	-0.40
	$Fe^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Fe(s)$	-0.45
	$Zn^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Zn(s)$	-0.76
	$2 H_2O(l) + 2 e^- \longrightarrow H_2(g) + 2 OH^-(aq)$	-0.83
	$Al^{3+}(aq) + 3 e^- \longrightarrow Al(s)$	-1.66
	$Mg^{2+}(aq) + 2 e^- \longrightarrow Mg(s)$	-2.37
	$Na^+(aq) + e^- \longrightarrow Na(s)$	-2.71
	$Li^+(aq) + e^- \longrightarrow Li(s)$	-3.04

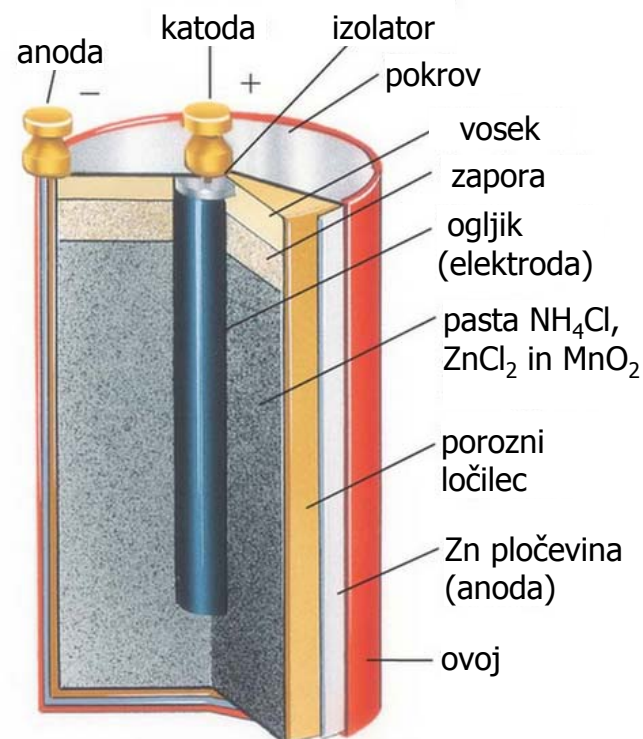
- Določen reducent lahko oksidiramo le z oksidanti, ki imajo bolj pozitiven redoks potencial.

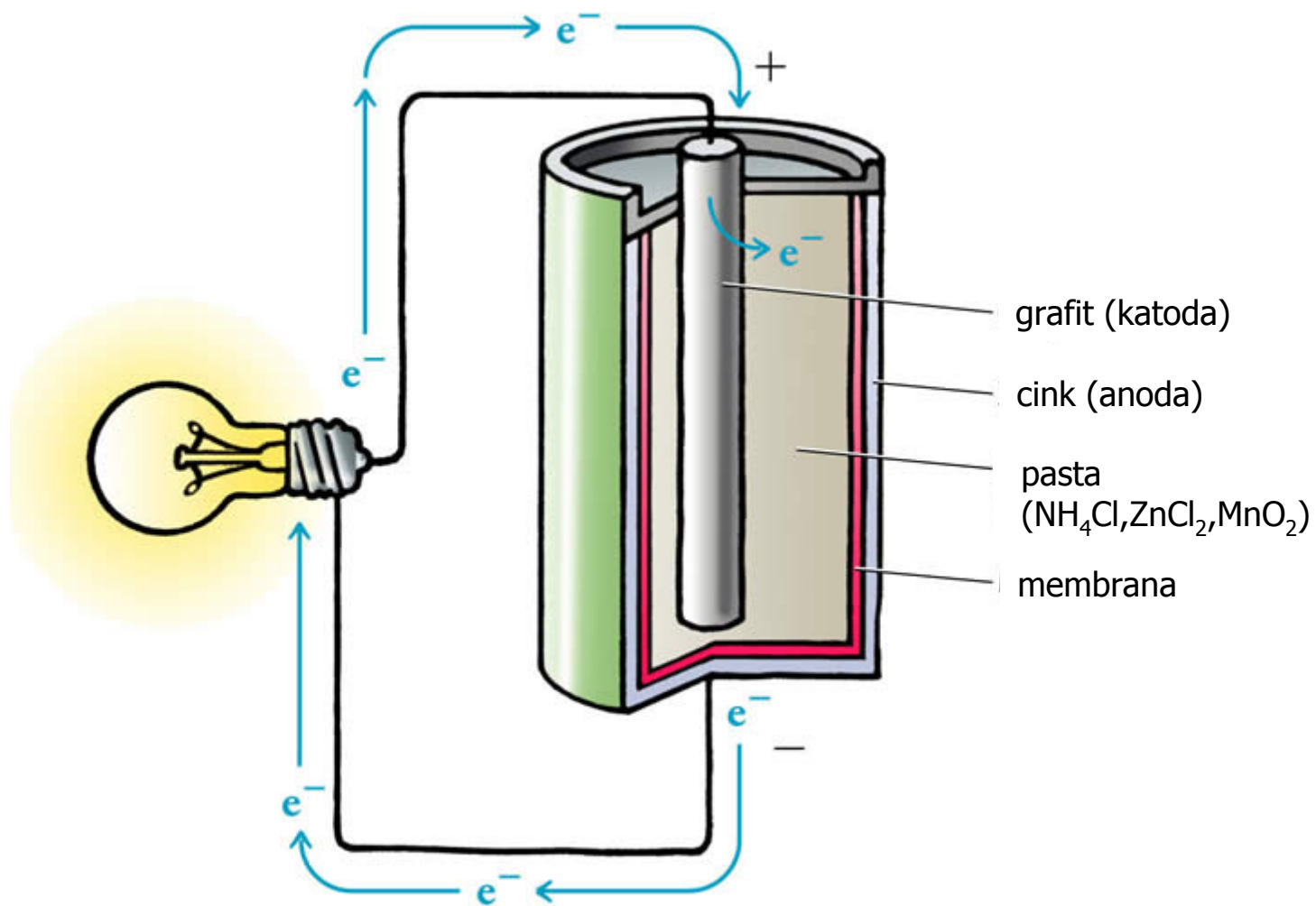
Primer: Cu lahko oksidiramo z Ag^+
 -0,34 +0,799

Napetost galvanskega člena v našem primeru:

$$0,799 - (-0,34) = \underline{1,139 \text{ V}}$$

- Uporaba galvanskih členov:**





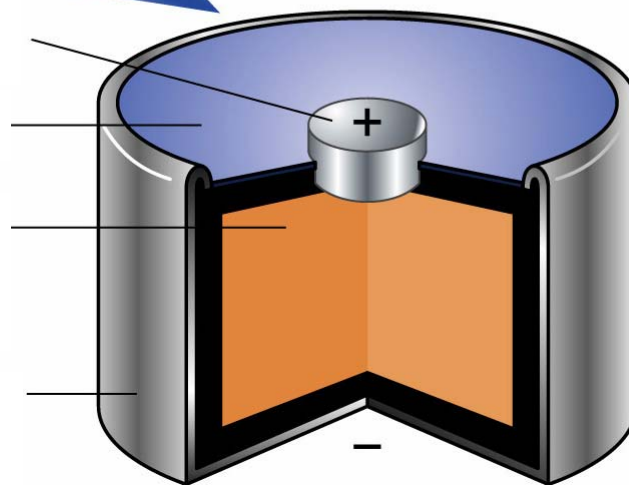


jeklena kapica
(katoda)

izolator

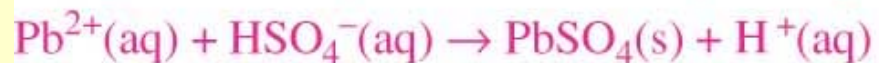
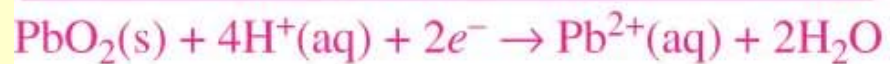
HgO v KOH
in Zn(OH)_2

ohišje iz cinka
(anoda)

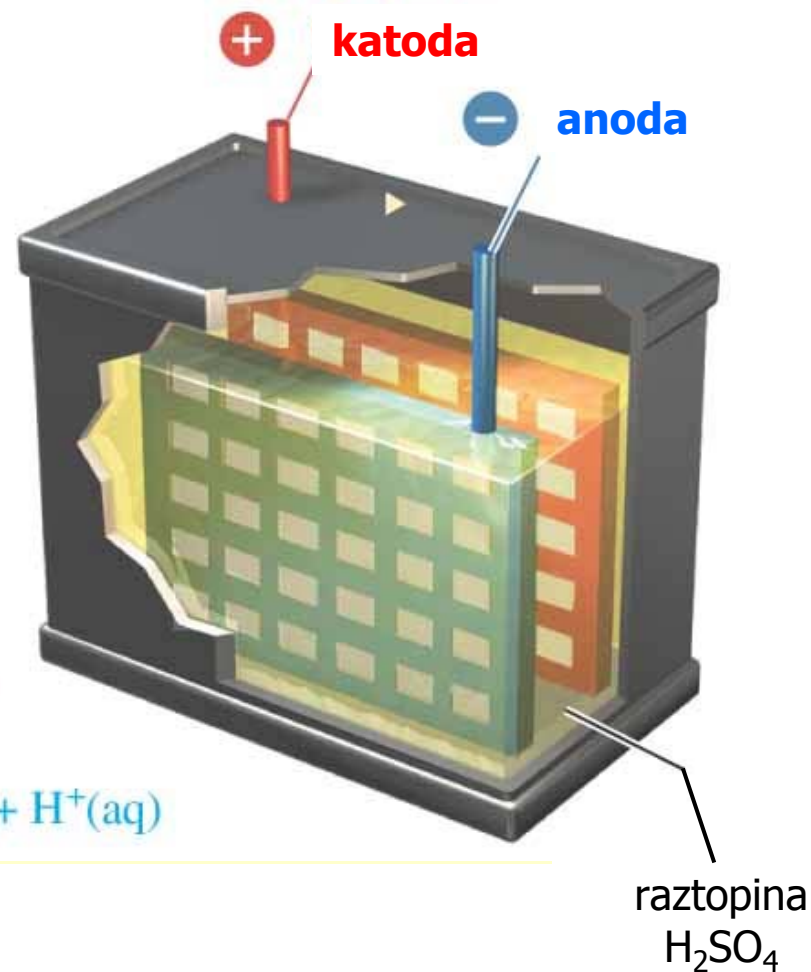


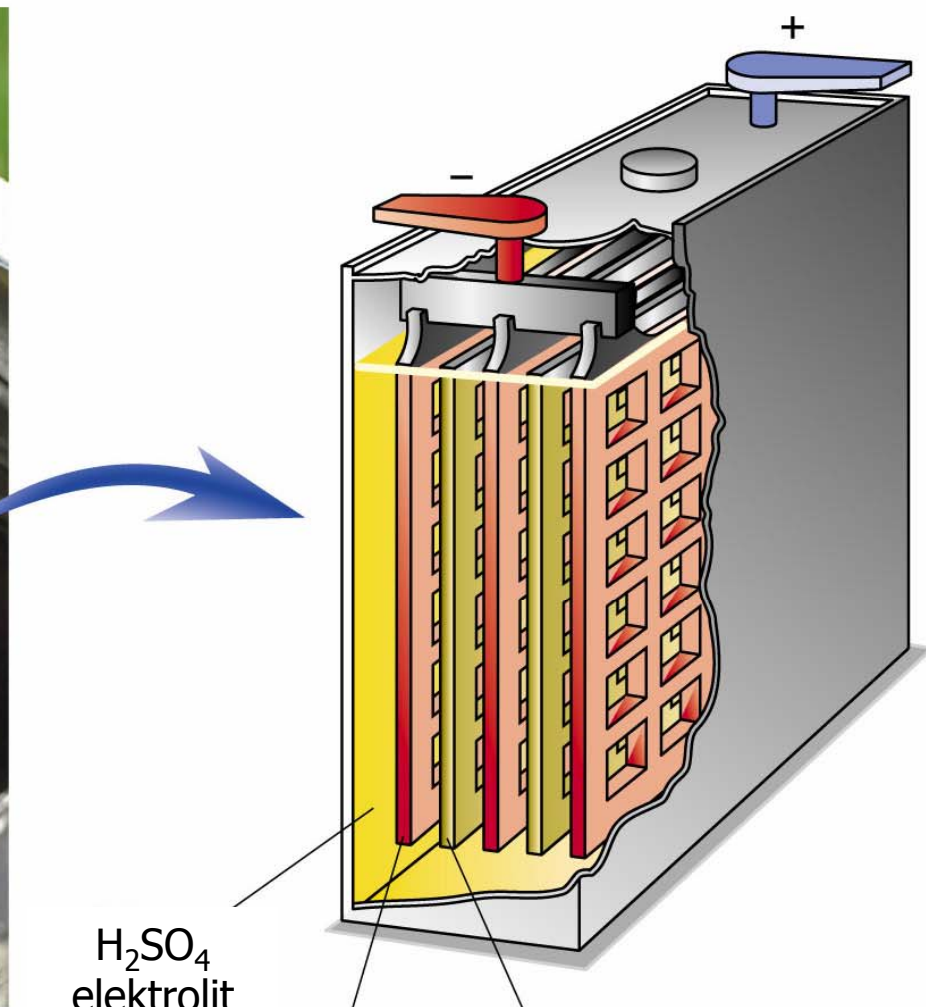
Praznjenje akumulatorja:

PbO₂ plošča (katoda)



Pb plošča (anoda)

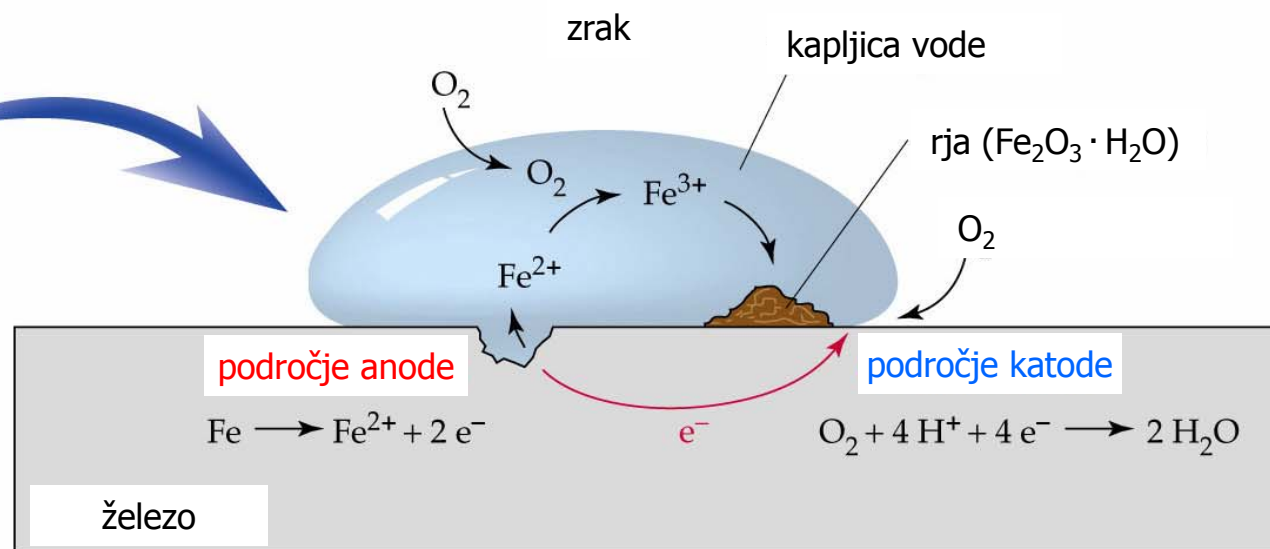




sviňčna mreža prevlečena s
porozno plastjo svinca
(anoda)

sviňčna mreža prevlečena s
plastjo PbO_2
(katoda)

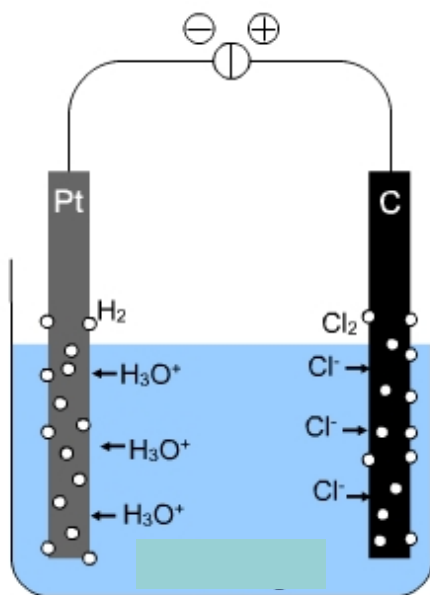
Korozija



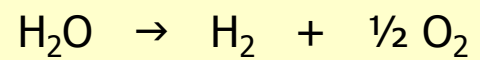
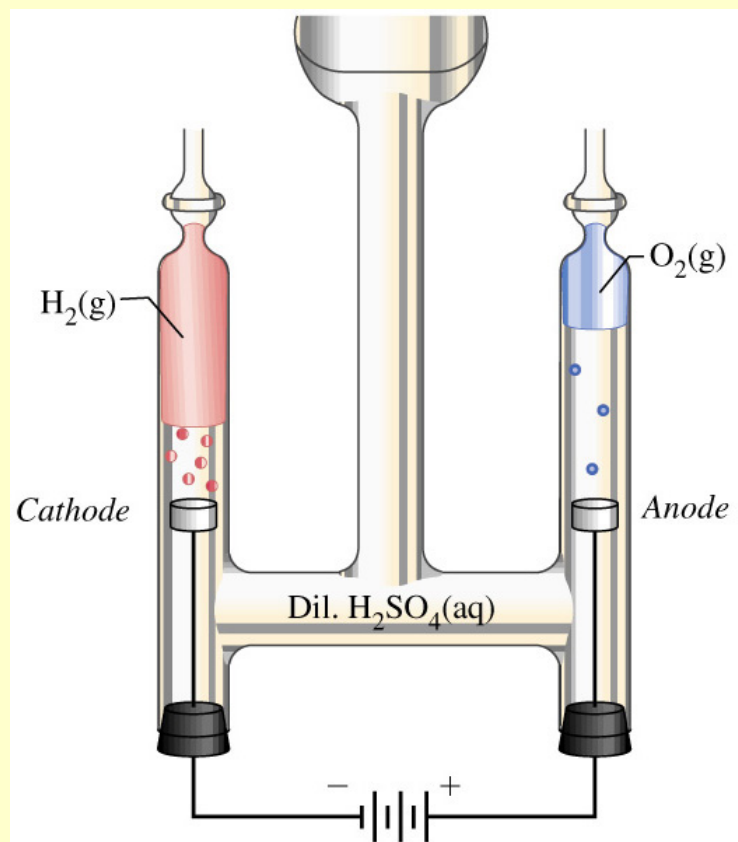
Elektroliza

- Redukcija ali oksidacija elementov pod vplivom istosmerne električnega toka.
- To ni spontana reakcija.

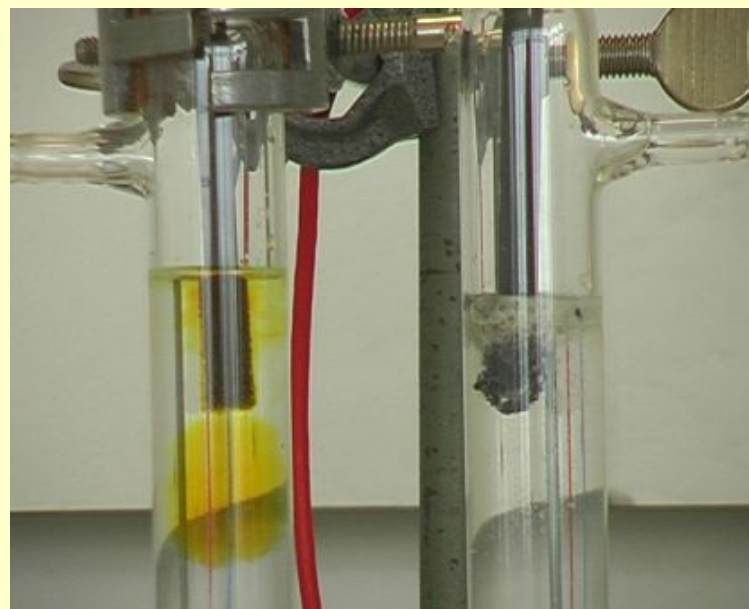
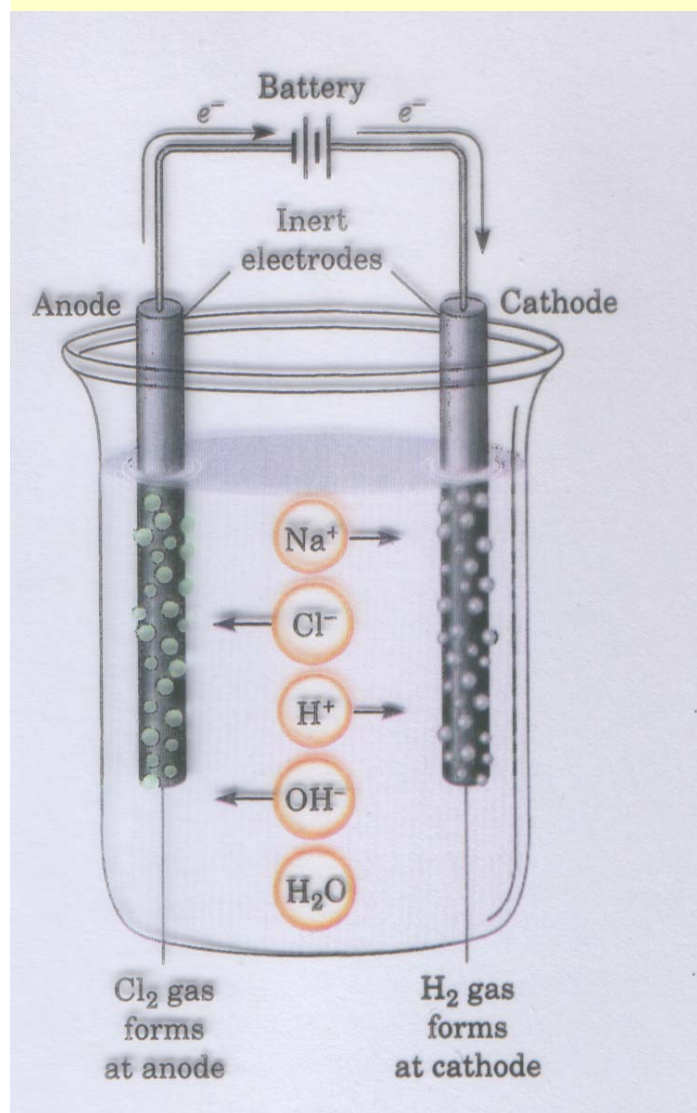
Elektroliza raztopine HCl



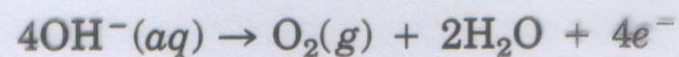
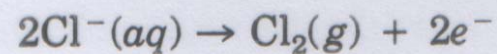
Elektroliza vode



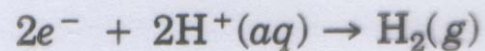
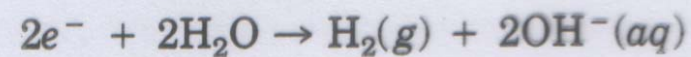
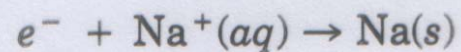
Elektroliza rastopine NaCl



Possible anode (oxidation) reactions are



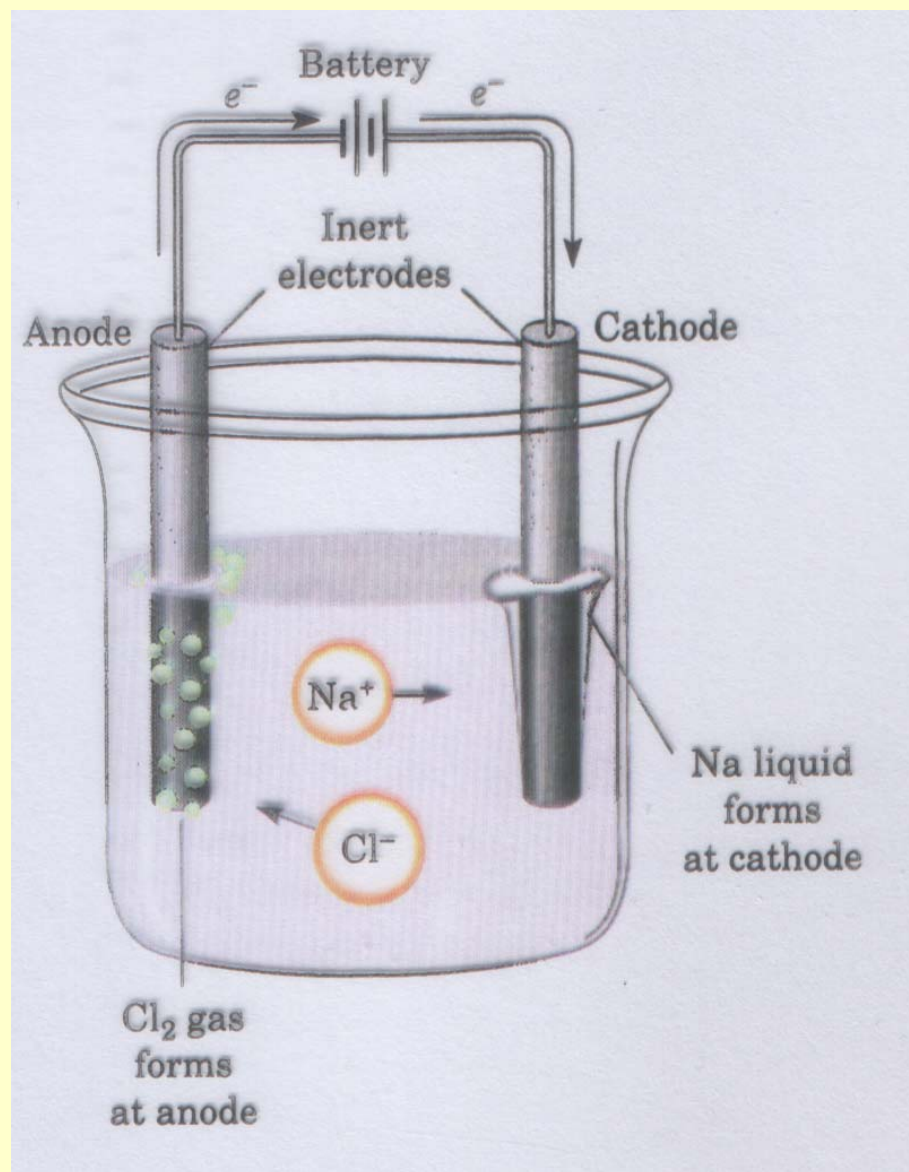
Possible cathode (reduction) reactions are



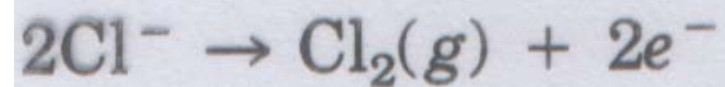
Elektroliza raztopine NaCl



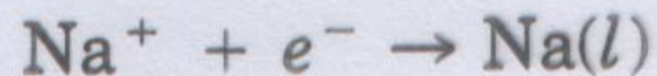
Elektroliza taline NaCl



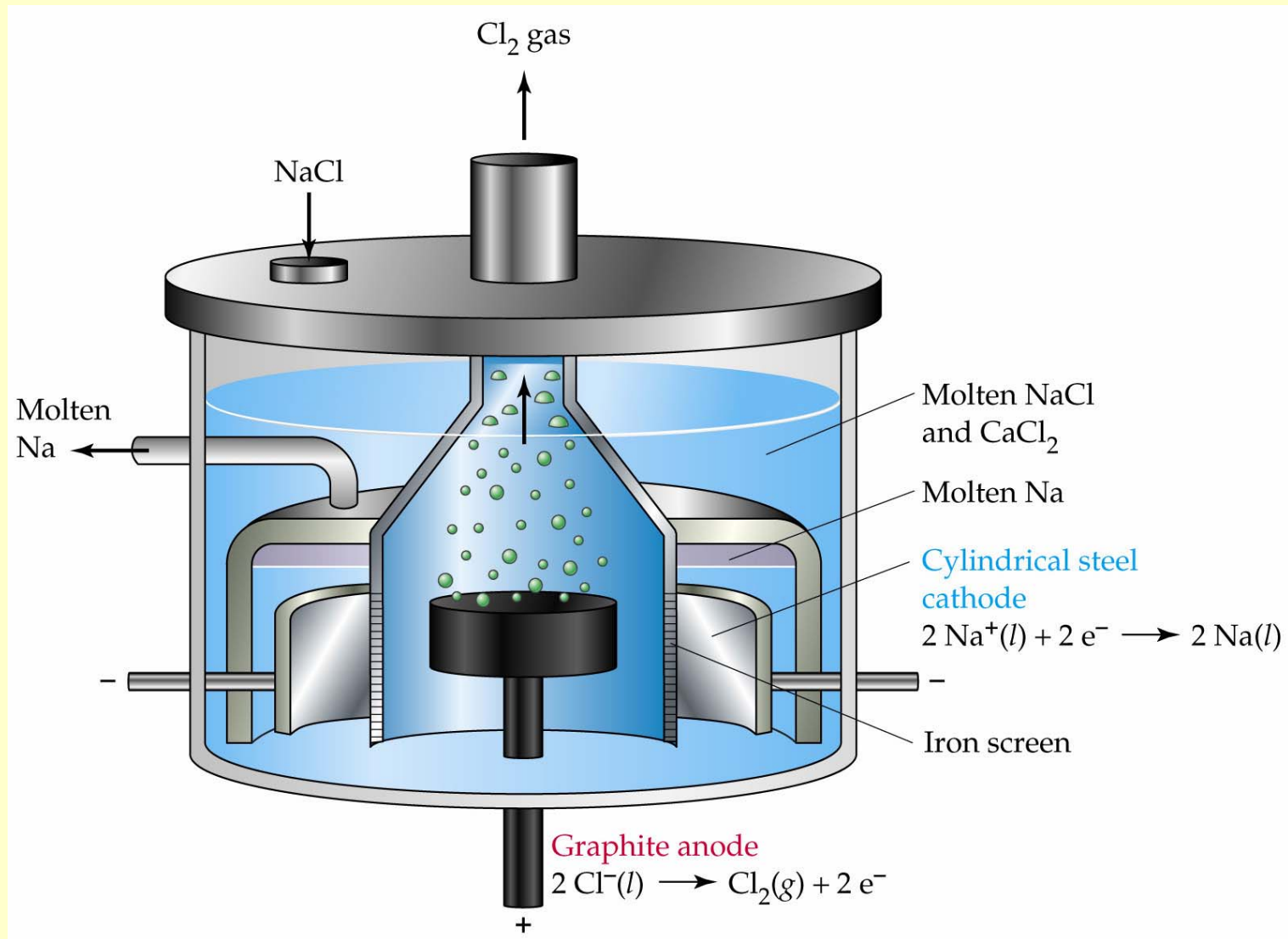
anoda:

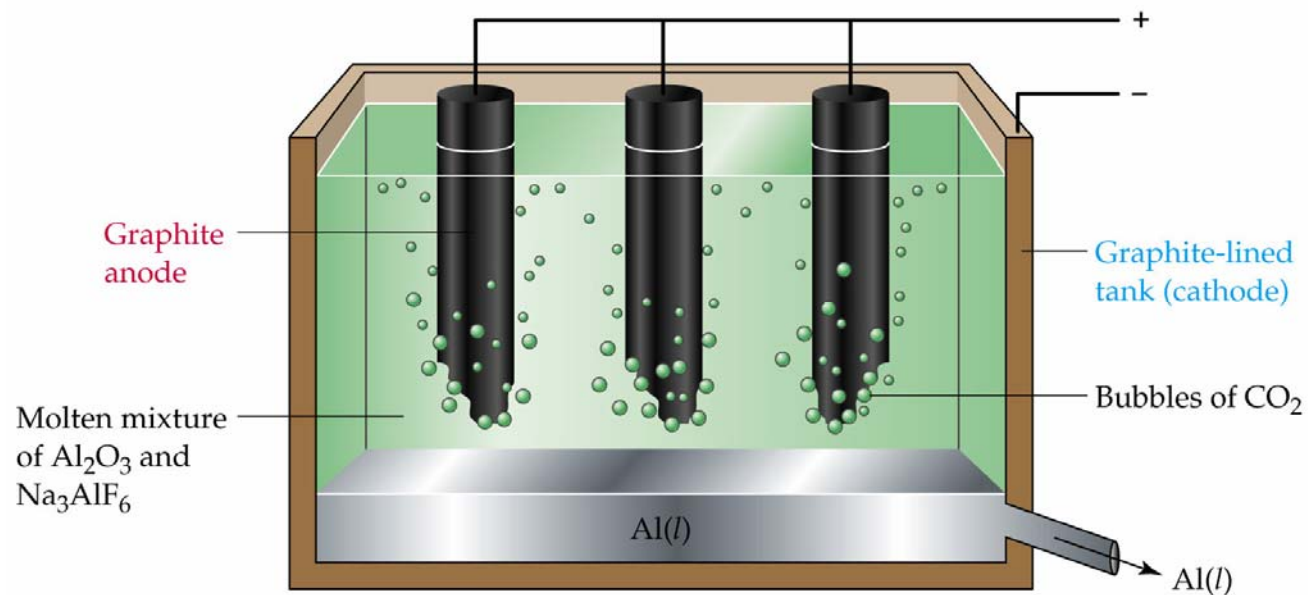


katoda:

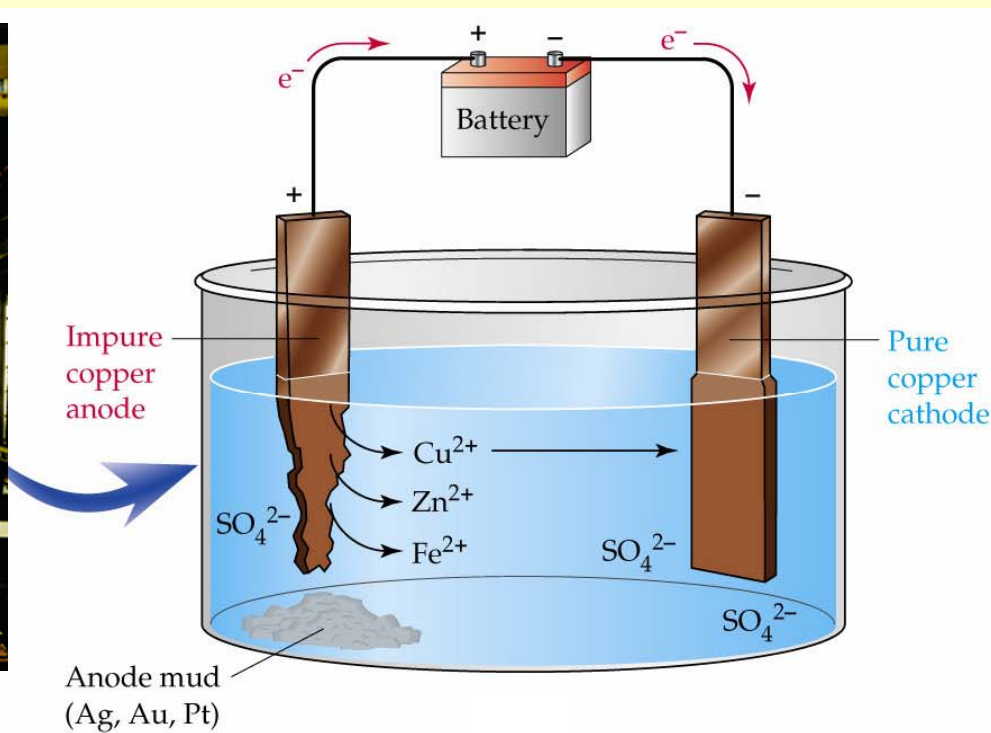
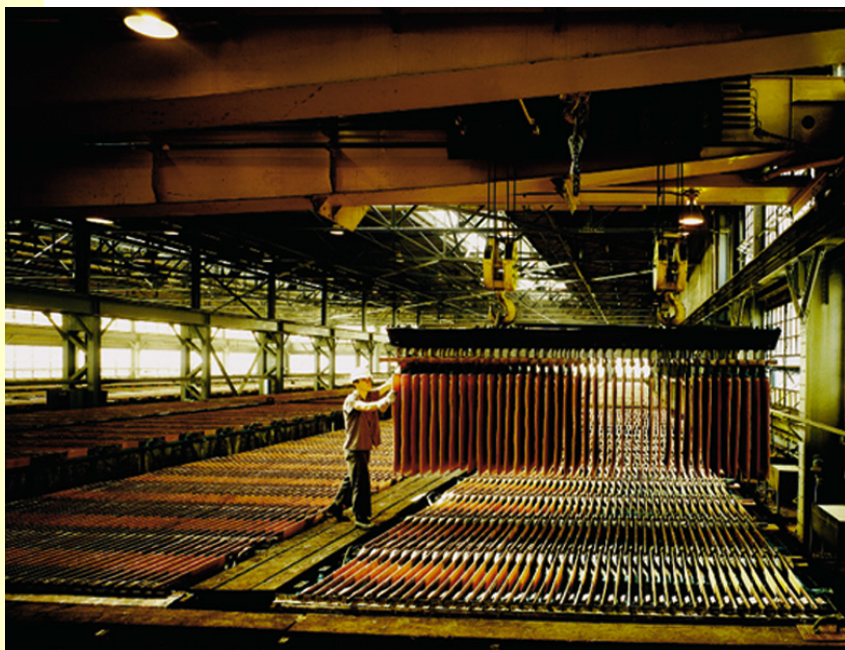


Elektroliza taline NaCl





Pridobivanje
aluminija –
elektroliza glinice



Rafinacija
bakra

Galvanizacija

