

RASTVORI ELEKTROLITA

- Supstance čiji vodeni rastvori i rastopi provode električnu struju nazivaju se **elektroliti**.
- U elektrolite spada većina neorganskih kiselina, baza i soli rastvorljivih u vodi (hlorovodonična kiselina, natrijum-hidroksid, natrijum-hlorid...).
- Supstance čiji vodeni rastvori ne provode električnu struju nazivaju se **neelektroliti**.
- U ovu grupu spadaju većina organskih jedinjenja rastvorljivih u vodi (šećer, glicerol, alkohol...).

ELEKTROLITIČKA DISOCIJACIJA I STEPEN DISOCIJACIJE

- Teoriju elektrolitičke disocijacije prvi je objasnio Svante Arenijus krajem XIX veka.
- Po ovoj teoriji, kiseline, baze i soli pri rastvaranju u vodi disosuju (razlažu) na pozitivno i negativno naelektrisane čestice (jone).
- **Stepen disocijacije elektrolita (α)** služi za izražavanje jačine elektrolita.
- Definiše se kao odnos između broja molekula disosovanih na jone i ukupnog broja molekula koji su uneti u rastvor.

$$\alpha = N_{\text{dis}}/N_{\text{uk}}$$

- Stepem disocijacije zavisi od prirode elektrolita, prirode rastvarača, temperature i koncentracije rastvora.

KONSTANTA DISOCIJACIJE, JAKI I SLABI ELEKTROLITI

- Ako je stepen disocijacije elektrolita u rastvoru koncentracije 0,1 mol/dm³ veći od 30%, on spada u **jake** elektrolite.
- Jaki elektroliti su: H₂SO₄, HCl, HNO₃, NaOH, KOH i većina soli koje su dobro rastvorljive u vodi.
- Ako je stepen disocijacije elektrolita u rastvoru koncentracije 0,1 mol/dm³ manji od 3%, on spada u **slabe** elektrolite.
- Slabi elektroliti su: sirćetna kiselina, cijanovodonična kiselina, amonijak itd.
- **Konstanta disocijacije (Kd)** predstavlja konstantu ravnoteže procesa disocijacije.
- Što je konstanta veća, to je kiselina, odnosno baza jača.
Na osnovu Kk kiseline se dele:
 1. Jake kiseline: HCl, HBr, HI, HClO₄, HNO₃, i H₂SO₄
 2. Umereno jake kiseline: H₃PO₄ i H₂SO₃
 3. Slabe kiseline: HF, HNO₂, HCOOH, CH₃COOH, H₂CO₃, H₂S, HClO, HCN, H₃BO₃...
- Kod baza, slabe baze su Mg(OH)₂ i NH₃, a jake baze su NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.
- Veza između konstante i stepena disocijacije data je formulom:

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot c}{1 - \alpha} \implies 1 - \alpha = 1 \quad \text{ako je } \alpha < 3\%$$

$K_d = c \cdot \alpha^2$

- Ova formula se naziva Ostvaldov zakon razblaženja.

ARENIJUSOVA TEORIJA KISELINA, BAZA I SOLI

- ✓ Teoriju elektrolitičke disocijacije prvi je objasnio Svante Arenijus krajem XIX veka.
- ✓ Po ovoj teoriji, kiseline, baze i soli pri rastvaranju u vodi disosuju (razlažu) na pozitivno i negativno naelektrisane čestice (jone).
- ✓ **Kiseline** su elektroliti koji pri disocijaciji u vodenom rastvoru kao pozitivne jone daju isključivo jone vodonika (protone) i negativne jone kiselinskog ostatka:



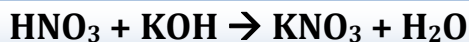
- ✓ Dvobazne kiseline reaguju u dva stupnja:



- ✓ **Baze** su elektroliti koji pri disocijaciji u vodenom rastvoru daju pozitivne jone metala i negativne jone OH^- grupe:



- ✓ Pri reakciji između vodenih rastvora kiselina i baza, nastaju **sol**i i voda. Ova reakcija se naziva neutralizacija.



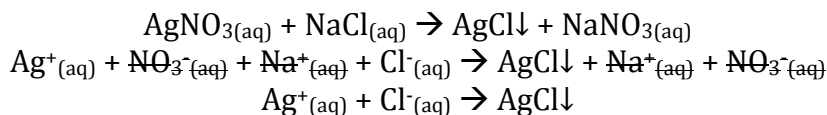
- ✓ **Soli** su elektroliti koji pri disocijaciji daju pozitivne jone metala i negativne jone kiselinskog ostatka.



JONSKE REAKCIJE

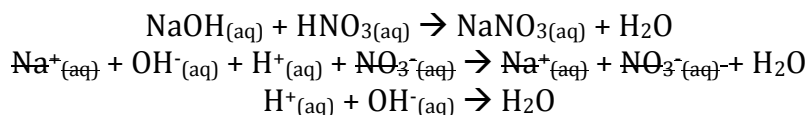
- Reakcije koje se odvijaju u rastvorima elektrolita između jona.
- Predstavljaju se jonskim jednačinama u kojima su jaki elektroliti predstavljeni u obliku jona, a talog, slabo disosovano jedinjenje i gas u obliku molekula.
- Teku u tri smera:

1. Stvaranje taloga

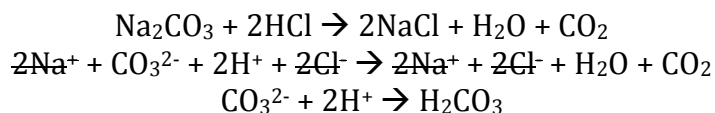
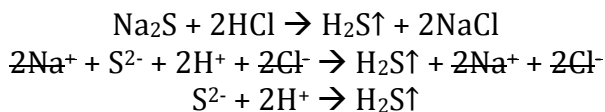


Kao talozi se javljaju: AgCl, AgBr, AgI, Ag₂S, BaSO₄, CuS, PbS, Al(OH)₃, Cu(OH)₂, Zn(OH)₂, PbSO₄

2. Dobijanje slabo disosovanog jedinjenja (H₂O)

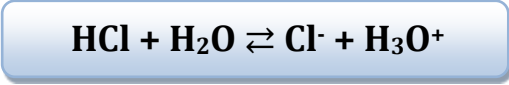


3. Dobijanje gasa

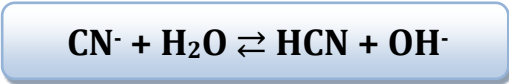


PROTOLITIČKA TEORIJA KISELINA I BAZA

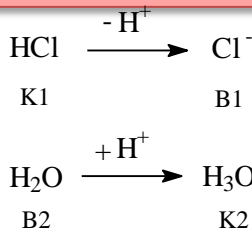
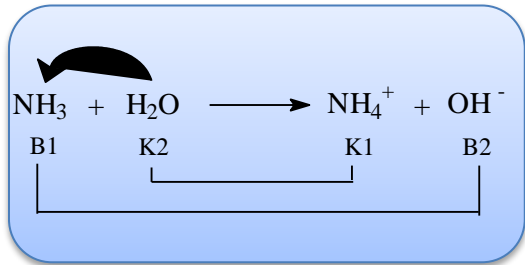
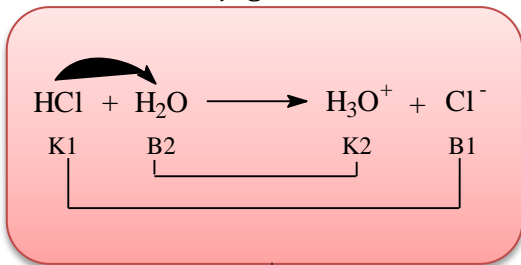
- ✓ Prema ovoj teoriji, **kiseline** su molekuli ili joni koji **predaju proton** drugim molekulima ili jonima (oni su donori, davaoci protona):



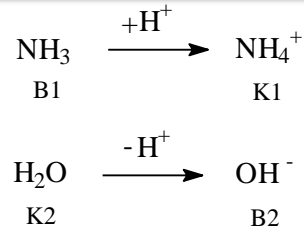
- ✓ **Baze** su molekuli ili joni koji **primaju proton** od drugih molekula ili jona (oni su ekseptori, primaoci protona):



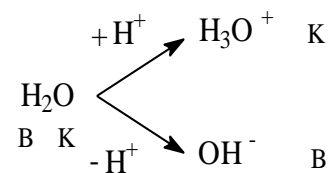
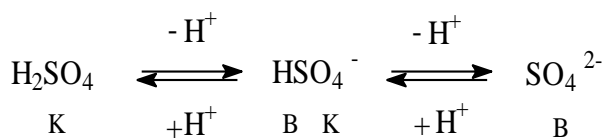
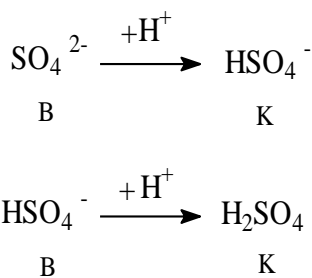
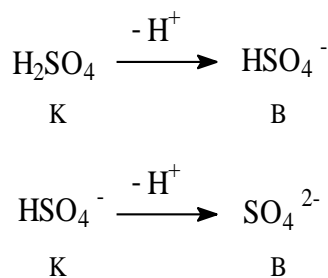
- ✓ Svaka kiselina nakon otpuštanja protona prelazi u odgovarajuću konjugovanu bazu, a baza u konjugovanu kiselinu.



KONJUGOVANI PAROVI
KISELINA I BAZA



- ✓ **Amfoliti (amfiprotične supstance)** su one koje mogu da se ponašaju i kao kiseline i kao baze. (H_2O , HCO_3^- , HSO_4^-).



RASTVORI – pitanja i zadaci

1. Šta su elektroliti i koja jedinjenja spadaju u elektrolite?
2. Šta su neelektroliti i koja jedinjenja spadaju u neelektrolite?
3. Ko je tvorac elektrolitičke disocijacije?
4. Kako glasi teorija elektrolitičke disocijacije?
5. Kako se kreću joni u rastvoru?
6. Za šta služi stepen disocijacije i obeležavanje.
7. Šta je stepen disocijacije i napisati izraz.
8. Od čega zavisi stepen disocijacije?

9. Šta su jaki elektroliti i primeri jakih elektrolita.
10. Šta su slabi elektroliti i primeri slabih elektrolita.
11. Šta je konstanta disocijacije?
12. Podela kiselina i baza prema konstanti disocijacije.
13. Jake i slabe kiseline i baze.
14. Ostvaldov zakon razblaženja. Formula.

15. Arenijusova teorija kiselina. Primer.
16. Arenijusova teorija baza. Primer.
17. Šta je neutralizacija? Primer.
18. Arenijusova teorija soli. Primer.

19. Šta su jonske reakcije?
20. Kako se predstavljaju jonske reakcije?
21. Stvaranje taloga u jonskim reakcijama.
22. Primeri taloga.
23. Dobijanje slabo disosovanog jedinjenja.
24. Dobijanje gasa u jonskim reakcijama.

25. Protolitička teorija kiselina. Primer.
26. Protolitička teorija baza. Primer.
27. Konjugovane kiseline i konjugovane baze. Primeri.
28. Šta su amfoliti? Primeri.