

### III RAČUNSKE VEŽBE

#### RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA

U izračunavanju karakterističnih veličina u kiselinsko-baznim sistemima mogu se slediti Arenijusova (Arrhenius, 1888) teorija elektrolitičke disocijacije i Brensted-Lorijeva (Brønsted-Lowry, 1923) protolitička teorija.

#### TEORIJA ELEKTROLITIČKE DISOCIJACIJE

Arenijusova teorija elektrolitičke disocijacije prati u vodenim rastvorima elektrolite; razlikuje:

- ✚ *kiseline*, disocijacijom u vodi daju od katjona samo vodonik-jon:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ ,
- ✚ *baze*, disocijacijom u vodi daju od anjona samo hidroksid-jon:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ ,
- ✚ *sol*, disocijacijom u vodi daju katjone metala i anjone nemetala:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- ✚ *amfoterna jedinjenja*, zavisno od uslova ponašaju se kao kiseline:  
 $\text{H}_3\text{AlO}_3 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{AlO}_3^{3-}$  i baze:  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$  i
- ✚ *puferske smeše*, smeše slabih kiselina i njihovih soli:  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$  ili smeše slabih baza i njihovih soli:  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ .

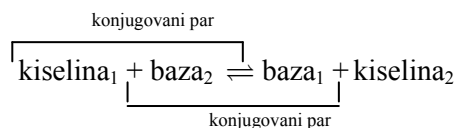
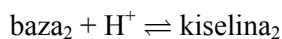
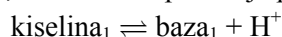
Kiseline mogu da budu višebazne ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), baze mogu da budu višekisele ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ). Razlikuju se *kisele soli* (disocijacijom u vodi daju pored katjona metala i vodonik-jon:  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ ) i *bazne soli* (disocijacijom u vodi daju pored anjona nemetala i hidroksid-jon:  $\text{Pb}(\text{OH})\text{Cl} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^-$ ). Posebnu grupu soli čine soli nastale kombinacijom slabih kiselina ili baza ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  i  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ). Te soli podležu hidrolizi, reaguju s vodom kao reagensom, gradeći nove produkte.

#### PROTOLITIČKA TEORIJA

Brenstedova protolitička teorija prati u vodenim rastvorima ravnotežne reakcije protolita. Protoliti su supstance koje mogu da daju i prime proton,  $\text{H}^+$ -jon. Kiselinsko-bazne reakcije nazivaju se protolitičkim reakcijama. Prenos protona je utvrđen (zato je uvek potreban par davaoca i primaoca protona) ali protoni ne postoje slobodni u rastvorima.

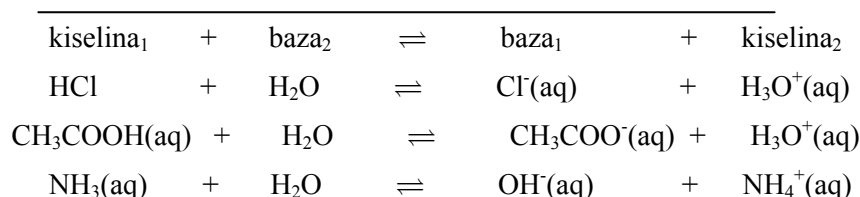
Protolitička teorija razlikuje samo *kiseline* i *baze*.

*Kiselina* je supstanca koja daje proton, *baza* je supstanca koja prima proton. Svaka kiselina povezana je sa svojom konjugovanom bazom, to je jedinstvo koje prati razmenu protona. Svaka baza daje konjugovanu kiselinu, kao rezultat primanja protona.

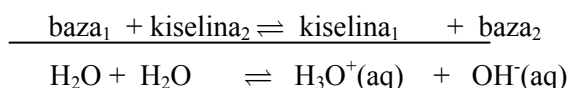


Mnogi rastvarači su donori ili akceptori protona. U vodenim rastvorima voda se ponaša kao baza (primajući proton gradi hidronijum,  $\text{H}_3\text{O}^+$ -jone) i kao kiselina (dajući proton gradi  $\text{OH}^-$ -jone).

Proces disocijacije kiselina i baza predstavlja kiselinsko-bazni proces u kome molekuli vode daju ili primaju proton:

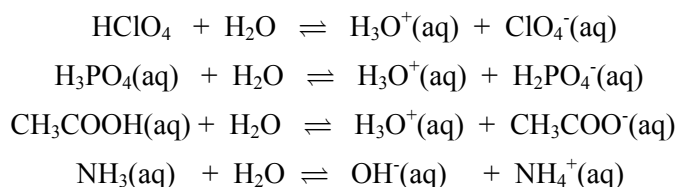


Kiselina, koja daje proton, postaje konjugovana baza koja ima sposobnost primanja protona, čime se uspostavlja ravnoteža svih oblika. Kiseline i baze mogu da budu katjoni, anjoni ili elektroneutralni molekuli. Cl<sup>-</sup>-jon je konjugovana baza hlorovodonične kiseline. CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>-jon je konjugovana baza sirćetne kiseline. NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-jon je konjugovana kiselina baze NH<sub>3</sub>. Hidronijum-jon, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, je konjugovana kiselina baze H<sub>2</sub>O, dok je OH<sup>-</sup>-jon konjugovana baza kiseline H<sub>2</sub>O. Voda je klasičan primer amfoternog rastvarača: u zavisnosti od rastvorene supstance ona se ponaša ili kao donator ili kao akceptor protona. Autoprotoliza se dakle može smatrati još jednim primerom kiselinsko-bazne reakcije:



### Jačina kiselina i baza

HClO<sub>4</sub>, HI, HCl su jake kiseline zbog toga što u vodenom rastvoru potpuno otpuštaju proton tako da gotovo ne postoje nedisosovani molekuli u vodenom rastvoru. CH<sub>3</sub>COOH i H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> su slabe kiseline, one ne otpuštaju sve protone, dobija se rastvor koji sadrži i kiseline i njihove konjugovane baze. Najslabije kiseline formiraju najjače konjugovane baze. Jačina kiselina meri se u odnosu na vodu kao bazu. Jačina baza meri se u odnosu na vodu kao kiselinu.



Jačina kiselina i baza može da se proceni preko vrednosti konstanti ravnoteže, *K*. Za jake kiseline,  $K > 10^3$ , za srednje slabe kiseline,  $10^3 > K > 10^2$ , za slabe kiseline  $10^{-2} > K > 10^{-7}$  i za vrlo slabe kiseline  $K < 10^{-7}$ . Jačina kiselina i baza se može približno kvantifikovati i pomoću stepena disocijacije,  $\alpha$ , ali treba imati na umu da stepen disocijacije zavisi i od koncentracije kiseline. Za jake i srednje slabe kiseline,  $\alpha \approx 1$ ; za slabe kiseline  $\alpha < 0,05$ , a za vrlo slabe kiseline  $\alpha < 0,01$ . Bez obzira na teorijski pristup (Arenijusova, Brenstedova ili neka druga teorija) proračun karakterističnih veličina (koncentracija H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> i OH<sup>-</sup>-jona) mora da dovede do jednoznačnog rešenja.

U kiselinsko-baznim sistemima se najčešće izračunava koncentracija slobodnog hidronijum, H<sup>+</sup> (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) -jona. Koncentracija hidronijum jona utiče na mnoge hemijske reakcije, na brzinu, mehanizam i količinske odnose. U skladu sa jačinom kiselina razlikuje se način računanja koncentracija H<sup>+</sup>-jona, odnosno pH vrednost rastvora kiselina (analogan

slučaj su i rastvori baza). U Tabeli 1. prikazane su jednačine za izračunavanje koncentracije  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$ -jona u vodenim rastvorima različitih jedinjenja.

Tabela 1. Izračunavanje koncentracije  $\text{H}_3\text{O}^+$  i  $\text{OH}^-$ -jona u vodenim rastvorima kiselina, baza i soli

JEDINJENJE	KONCENTRACIJA $\text{H}_3\text{O}^+$ ili $\text{OH}^-$ -jona
<b><i>Jake kiseline</i></b> Primer: HCl, $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{HNO}_3$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot c_k$
<b><i>Jake baze</i></b> Primer: NaOH, KOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot c_b$
<b><i>Slabe kiseline</i></b> <b>a) Monoprotomske</b> Primer: $\text{CH}_3\text{COOH}$ , HCN, $\text{HCOOH}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_a}$
<b>b) Poliprotomske</b> Primer: $\text{H}_3\text{PO}_4$ , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , $\text{H}_2\text{S}$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a,1} c_a}$
<b><i>Slabe baze</i></b> Primer: $\text{NH}_3$ , $\text{N}_2\text{H}_4$	$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b c_b}$
<b><i>Puferske smeše</i></b> <b>a) kisela</b> Primer: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ , $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ , $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_a}{c_{\text{soli}}}$
<b>b) bazna</b> Primer: $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$	$[\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_{\text{soli}}}$
<b><i>Amfoliti</i></b> Primer: $\text{NaHCO}_3$ , $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , $\text{NaHC}_2\text{O}_4$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a,1} K_{a,2}}$

## ZADACI

### Izračunavanje koncentracije $\text{H}_3\text{O}^+$ i $\text{OH}^-$ -jona u rastvorima jakih elektrolita

1. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora HCl koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .  
Podatak:  $K(\text{HCl}) \approx 10^3$ ,  $\alpha(\text{HCl}) = 1,00$ .

**Rešenje:**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \nu \alpha c(\text{HCl}) = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = -\log(1,00 \cdot 10^{-1}) = 1,00$$

2. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .  
Podatak:  $K_1(\text{Ba}(\text{OH})_2) > 1$ ,  $K_2(\text{Ba}(\text{OH})^+) \approx 2,3 \cdot 10^{-1}$ ,  $\alpha = 1,00$

**Rešenje:**

$$\text{pH} = 13,30$$

### Izračunavanje koncentracije $\text{H}_3\text{O}^+$ i $\text{OH}^-$ -jona u rastvorima puferskih smeša

#### PUFERI

Puferske smeše predstavljaju smeše slabe kiseline i njene konjugovane baze ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) ili slabe baze i njene konjugovane kiseline ( $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ ).

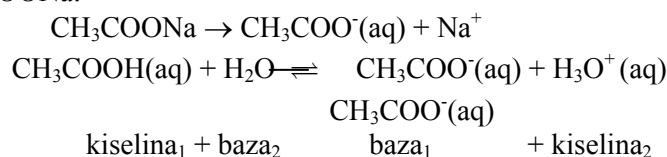
Ovakvi rastvori se odupiru promeni pH prilikom razblaženja, dodatka kiseline ili baze. pH u rastvoru pufera izračunava se uvažavanjem zakona o dejstvu masa.

3. Izračunati pH vrednost puferske smeše  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaCH}_3\text{COO}$ . Koncentracija komponenata smeše je  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .

Podatak:  $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Rešenje:**

U rastvoru se uspostavlja ravnoteža u kojoj je bitan uticaj  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona, koji nastaje disocijacijom  $\text{CH}_3\text{COONa}$ :



Konstanta disocijacije sirćetne kiseline, budući da je temperatura konstantna, ima istu numeričku vrednost:

$$K_a = K(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Menjaju se koncentracije i odnosi pojedinih koncentracija.

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{uk}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{iz kis}} + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{iz konjugovane baze}}$$

Koncentracija  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona koja potiče od disocijacije slabe kiseline, u odnosu na koncentraciju  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona, kao konjugovane baze može da se zanemari. To je opravdano tim više što je disocijacija slabe kiseline suzbijena prisustvom  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona (iz  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ).

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{iz kis}} \approx 0$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{uk}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{iz konjugovane baze}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_a - [\text{H}_3\text{O}^+] = c_a$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_a}{c_{\text{konjugovane baze}}}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{konjugovane baze}}}{c_a}$$

Ova jednačina je po svojim prometerima dobila ime Henderson-Haselbahova (Henderson-Hasselbach) jednačina.

Koncentracija konjugovane baze,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona, predstavlja po Arenijusu koncentraciju soli,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , te ova jednačina ima tradicionalniji oblik:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_a}{c_{\text{soli}}}$$

Sledi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K(\text{CH}_3\text{COOH}) \frac{c(\text{CH}_3\text{COOH})}{c(\text{CH}_3\text{COONa})} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,100}{0,100} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 5 - \log 1,8 = 4,74$$

4. Izračunati pH vrednost puferske smeše  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$ . Koncentracija komponenata smeše je  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .

Podatak:  $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Rešenje:**

$$\text{Za bazni pufer: } [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_{\text{soli}}} = K(\text{NH}_3) \frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4\text{Cl})} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,100}{0,100} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

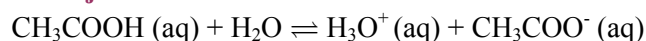
$$\text{pOH} = 5 - \log 1,8 = 4,74 \quad \text{pH} = 14 - 4,74 = 9,26$$

### Izračunavanje koncentracije $\text{H}_3\text{O}^+$ i $\text{OH}^-$ -jona u rastvorima slabih elektrolita

5. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora  $\text{CH}_3\text{COOH}$  koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .

Podatak:  $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Rešenje:**



$\text{CH}_3\text{COOH}$  je slaba kiselina, koncentracija  $\text{H}_3\text{O}^+$ -jona računa se na osnovu konstante disocijacije:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Ravnotežne koncentracije jona su jednake,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ . Ravnotežna koncentracija kiseline može se izračunati kao:  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_a - [\text{H}_3\text{O}^+]$ , ali se koncentracija  $\text{H}_3\text{O}^+$ -jona može zanemariti (važi za sve slabe elektrolite,  $\alpha < 0,05$ ) u odnosu na analitičku koncentraciju kiseline,  $c_a$ .

Dobija se:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}]^2}{c_a - [\text{H}_3\text{O}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_a} \quad \text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_a - \frac{1}{2} \log c_a$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_a} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,100} = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

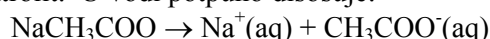
$$\text{pH} = 3 - \log 1,34 = 2,87$$

### Izračunavanje koncentracije $\text{H}_3\text{O}^+$ i $\text{OH}^-$ -jona u rastvorima jakih elektrolita koji disocijacijom mogu da reaguju sa vodom!

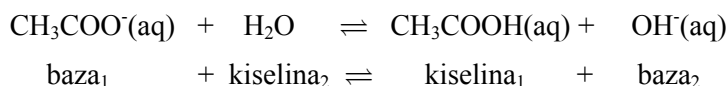
6. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .  
Podatak:  $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

#### Rešenje:

$\text{NaCH}_3\text{COO}$  je jak elektrolit. U vodi potpuno disosuje:



$\text{Na}^+$ -jon je slab protolit i nema uticaja na protolitičke reakcije u rastvoru. Dalje se analizira samo ponašanje protolita,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , koji predstavlja bazu, jer može da primi proton:



$$K_b = K(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

U rastvoru slabih baza, koncentracija  $\text{OH}^-$ -jona računa se na sledeći način:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b c_b} = \sqrt{K(\text{CH}_3\text{COO}^-) c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}$$

Konstanta protolize baze,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ -jona, nije poznat, tabelarni podatak, ali se može izračunati na osnovu poznatih konstanti,  $K(\text{CH}_3\text{COOH})$  i  $K_w$ .

Za svaki konjugovani kiselinsko-bazni par u istom rastvaraču postoji odnos konstanti  $K_a$  i  $K_b$ . Izraz za  $K_b$  može se iskazati preko poznatih konstanti,  $K_a = K(\text{CH}_3\text{COOH})$  i  $K_w$ , na sledeći način:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Očigledno je da između konstanti konjugovanih kiselinsko-baznih parova postoji fundamentalni odnos:

$$K_a K_b = K(\text{CH}_3\text{COOH}) K(\text{CH}_3\text{COO}^-) = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

Sad se konstanta,  $K(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ , može izračunati:

$$K(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{K_w}{K(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

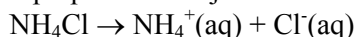
$$\text{Sledi: } [\text{OH}^-] = \sqrt{K(\text{CH}_3\text{COO}^-) c(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,100} = 7,50 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pOH} = 5,12; \quad \text{pH} = 14 - 5,12 = 8,88$$

7. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora  $\text{NH}_4\text{Cl}$  koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .  
Podatak:  $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

**Rešenje:**

NH<sub>4</sub>Cl je jak elektrolit. U vodi potpuno disosuje:



Cl<sup>-</sup>-jon je slab protolit i nema uticaja na protolitičke reakcije u rastvoru. Dalje se uzima u razmatranje samo ponašanje protolita, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-jona, koji predstavlja slabu kiselinu jer može da otpusti proton:

U rastvoru slabih kiselina, koncentracija H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-jona računa se na sledeći način:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_a} = \sqrt{K(\text{NH}_4^+) c(\text{NH}_4^+)}$$

$$K(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K(\text{NH}_3)} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K(\text{NH}_4^+) c(\text{NH}_4^+)} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,100} = 7,48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \quad \text{pH} = 6 - \log 7,48 = 5,12$$

**Primedbe:**

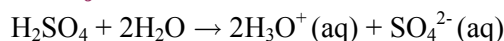
- Iako se u vodenom rastvoru ne nalaze H<sup>+</sup>-joni, već H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-joni, odnosno H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-joni, tradicionalno se koristi oznaka pH, a ne pH<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
- pH vrednost je niža pri višim koncentracijama H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
- pH vrednosti se izražavaju sa tačnošću merenja pH-metra: ±0,01.
- pH vrednost se izračunava kao logaritamska funkcija, te mantisa ima toliko brojeva koliko vrednost za koncentraciju ima značajnih cifara. Primer: c=0,10 mol/dm<sup>3</sup>, pH=1,00
- Kada je u proračun pH vrednosti uključena konstanta ravnoteže, K, koja je data sa dve značajne cifre, očekuje se da i pH vrednost ima dve značajne cifre. Koncentracija H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-jona bi trebalo da ima, takođe, dve značajne cifre; kao međurezultat može da ima jednu cifru više.

## ZADACI ZA VEŽBU

### IZRAČUNAVANJA pH VREDNOSTI RASTVORA

1. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora  $\text{H}_2\text{SO}_4$  koncentracije  $0,100 \text{ mol/dm}^3$ .

**Rešenje:**



$\text{H}_2\text{SO}_4$  je jak elektrolit,  $K_{a,1} \approx 10^3$ ,  $K_{a,2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$ ;  $\alpha = 1$ .

Istovremeno disosuju oba protona;  $\nu = 2$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \nu \alpha c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 \cdot 1,00 \cdot 10^{-1} = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 0,70$$

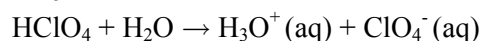
2. Izračunati pH rastvora:

a)  $\text{HClO}_4$ , koncentracije  $0,200 \text{ mol/dm}^3$ ,

b)  $\text{HNO}_3$ , koncentracije  $2,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$ .

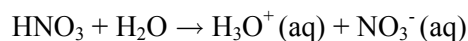
**Rešenje:**

Obe kiseline su jaki elektroliti:  $K > 1$ ;  $\alpha = 1$ .



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \nu \alpha c(\text{HClO}_4) = 2,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{a) pH} = 0,70$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \nu \alpha c(\text{HNO}_3) = 2,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

U ovako razblaženim rastvorima mora se uzeti u obzir koncentracija  $\text{H}_3\text{O}^+$ -jona u vodi:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{kis}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{voda}} = 2,00 \cdot 10^{-6} + 0,1 \cdot 10^{-6} = 2,10 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{b) pH} = 5,68$$

3. Izračunati pH vrednost nekog neutralnog vodenog rastvora na

a)  $0 \text{ }^\circ\text{C}$ ;

b)  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  i

c)  $60 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Podaci:  $K_w = 0,12 \cdot 10^{-14}$  ( $0 \text{ }^\circ\text{C}$ );  $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$  ( $25 \text{ }^\circ\text{C}$ );  $K_w = 9,6 \cdot 10^{-14}$  ( $60 \text{ }^\circ\text{C}$ )

**Rešenje:**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w}; \quad \text{pH} = \text{pOH} = \frac{1}{2} \text{p}K_w$$

$$\text{a) pH} = 7,46$$

$$\text{b) pH} = 7,00$$

$$\text{c) pH} = 6,51$$

Vrednost jonskog proizvoda vode,  $K_w$ , kao i svake konstante ravnoteže, zavisi od temperature. Na višim temperaturama  $K_w$  raste, pa je na višim temperaturama i koncentracija jona viša.

4. U rastvoru u kome je  $\text{pH} = 5,00$  razblaživanjem je koncentracija hidronijum-jona smanjena na polovinu prvobitne vrednosti. Izračunati pH vrednost razblaženog rastvora?



**Rešenje:**

$$\text{pH}_1 = 5,00; \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3;$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = \frac{1,0 \cdot 10^{-5}}{2} = 5,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3;$$

$$\text{pH}_2 = 5,30$$

5. Izračunati pH rastvora koji nastaje mešanjem jednakih zapremina rastvora iste jednobazne kiseline čije su pH vrednosti bile: 0,00 i 1,00.

**Rešenje:**

$$\text{pH}_1 = 0,00; \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 1,0 \text{ mol/dm}^3; \quad c_1 = 1,0 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH}_2 = 1,00; \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 0,10 \text{ mol/dm}^3; \quad c_2 = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

$$n_1(\text{H}_3\text{O}^+) + n_2(\text{H}_3\text{O}^+) = n_x(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$c_1(\text{H}_3\text{O}^+)V_1 + c_2(\text{H}_3\text{O}^+)V_1 = c_x(\text{H}_3\text{O}^+)V_{\text{uk}}$$

$$c_1(\text{H}_3\text{O}^+)V_1 + c_2(\text{H}_3\text{O}^+)V_1 = c_x(\text{H}_3\text{O}^+)2V_1$$

$$c_1(\text{H}_3\text{O}^+) + c_2(\text{H}_3\text{O}^+) = 2c_x(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$1,0 + 0,10 = 2c_x(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$c_x(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{1,0 + 0,10}{2} = 0,55 \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 0,26$$

6. Izračunati pH vrednost u:

a) 50,00 cm<sup>3</sup> rastvora NH<sub>4</sub>Cl koncentracije 1,00 mol/dm<sup>3</sup>,

b) 10,00 cm<sup>3</sup> rastvora CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub> koncentracije 0,100 mol/dm<sup>3</sup> i

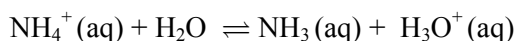
c) 1500 cm<sup>3</sup> rastvora Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> koncentracije 1,0 · 10<sup>-2</sup> mol/dm<sup>3</sup>.

Podaci:

$$K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

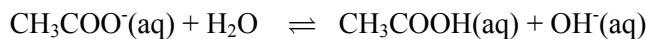
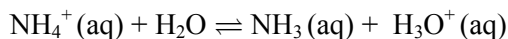
$$K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

$$K_1(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,4 \cdot 10^{-7}, \quad K_2(\text{HCO}_3^-) = 4,8 \cdot 10^{-11}$$

**Rešenje:**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} c_{\text{sol}}}} = \sqrt{\frac{K_w}{K(\text{NH}_3)} c(\text{NH}_4\text{Cl})} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \cdot 0,100} = 7,45 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

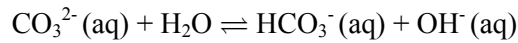
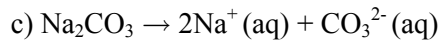
$$\text{pH} = 6 - \log 7,45 = 5,13$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_a}{K_b} K_w}} = \sqrt{\frac{K(\text{CH}_3\text{COOH})}{K(\text{NH}_3)} K_w}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \cdot 1,0 \cdot 10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

$$\text{pH} = 7,00$$

U rastvorima soli slabih kiselina i slabih baza, pH vrednost zavisi od odnosa konstanti ravnoteže odgovarajućih slabih kiselina i baza. Kada su konstante jednake, kao u ovom slučaju, rastvor je neutralan, pH=7,00! Koncentracija soli ne utiče na pH vrednost.



$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} c_{\text{soli}}} = \sqrt{\frac{K_w}{K_2(\text{HCO}_3^-)} c_{\text{soli}}} = \sqrt{\frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} 1,0 \cdot 10^{-2}} = 1,44 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3,$$

$$\text{pOH} = 3 - \log 1,44 = 2,84$$

$$\text{pH} = 14,00 - 2,84 = 11,16$$

7. Izračunati pH rastvora (koncentracije 0,100 mol/dm<sup>3</sup>):

a) NaCl,

b) CaCl<sub>2</sub> i

c) NH<sub>4</sub>CN.

Podaci:  $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ,  $K(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$

### Rešenje:

NaCl je so jake baze i jake kiseline. Potpuno disosuje u vodi. Joni koji nastaju nisu protoliti i ne utiču na promenu pH vrednosti vodenog rastvora.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3; \quad \text{pH} = 7,00$$

CaCl<sub>2</sub> je so jake baze i jake kiseline. Potpuno disosuje u vodi. Joni koji nastaju nisu protoliti i ne utiču na promenu pH-vrednosti vodenog rastvora.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3; \quad \text{pH} = 7,00$$

NH<sub>4</sub>CN je so slabe baze i slabe kiseline. Disosuje u vodi. NH<sub>4</sub><sup>+</sup> i CN<sup>-</sup>-jon koji nastaju protolizuju i utiču na promenu pH-vrednosti vodenog rastvora. Uticaj pojedinih protoliza može se proceniti preko konstanti. Izračunava se koncentracija H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-jona, a koriste se  $K(\text{NH}_3)$  i  $K(\text{HCN})$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_a}{K_b} K_w} = \sqrt{\frac{K(\text{HCN})}{K(\text{NH}_3)} K_w} = \sqrt{\frac{4,0 \cdot 10^{-10}}{1,8 \cdot 10^{-5}} 1,0 \cdot 10^{-14}} = 4,7 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3;$$

$$\text{pH} = 9,32$$

8. Izračunati pH rastvora koji se dobija rastvaranjem 1,20 g NH<sub>4</sub>Cl u 500 cm<sup>3</sup> vode. Prikazati izračunavanje: a) po Arenijusu i b) po Brenstedu.

Podatak:  $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

9. Izračunati pH rastvora koji predstavlja smešu NH<sub>3</sub> koncentracije 5,60 · 10<sup>-2</sup> mol/dm<sup>3</sup> i NH<sub>4</sub>Cl koncentracije 0,100 mol/dm<sup>3</sup>. Izračunati promenu pH vrednosti ako se u 1,00 dm<sup>3</sup> ovog rastvora doda: a) 1,0 · 10<sup>-3</sup> mol NaOH, b) 1,0 · 10<sup>-3</sup> mol HCl? Podatak:  $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$