

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: $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$.

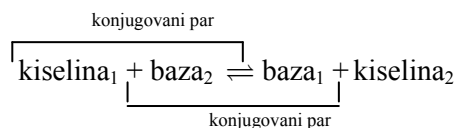
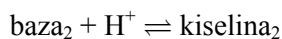
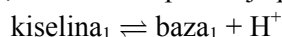
Kiseline mogu da budu višebazne (H_3PO_4), baze mogu da budu višekisele ($\text{Ca}(\text{OH})_2$). Razlikuju se *kisele soli* (disocijacijom u vodi daju pored katjona metala i vodonik-jon: $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$) i *bazne soli* (disocijacijom u vodi 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 (CH_3COONa , NH_4Cl 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, 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.

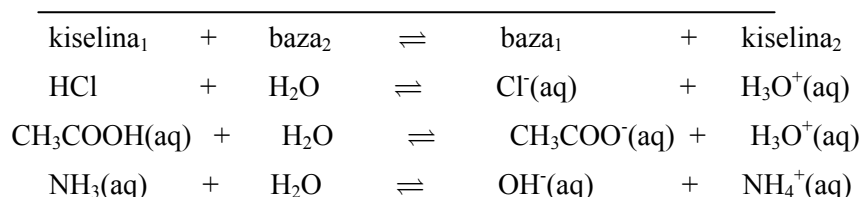
Protolitička teorija razlikuje samo *kiseline* i *baze*.

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.

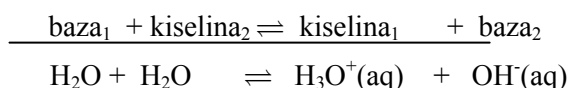


Mnogi rastvarači su donori ili akceptori protona. U vodenim rastvorima voda se ponaša kao baza (primajući proton gradi hidronijum, H_3O^+ -jone) i kao kiselina (dajući proton gradi OH^- -jone).

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

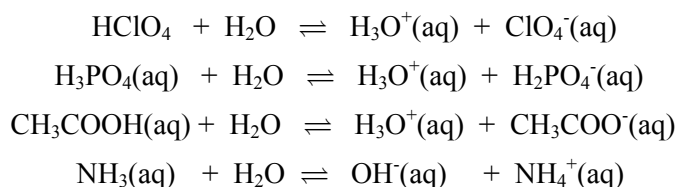


Kiselina, koja daje proton, postaje konjugovana baza koja ima sposobnost primanja protona, čime se uspostavlja ravnoteža svih oblika. Kiseline i baze mogu da budu katjoni, anjoni ili elektroneutralni molekuli. Cl⁻-jon je konjugovana baza hlorovodonične kiseline. CH₃COO⁻-jon je konjugovana baza sirćetne kiseline. NH₄⁺-jon je konjugovana kiselina baze NH₃. Hidronijum-jon, H₃O⁺, je konjugovana kiselina baze H₂O, dok je OH⁻-jon konjugovana baza kiseline H₂O. 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

HClO₄, HI, HCl su jake kiseline zbog toga što u vodenom rastvoru potpuno otpuštaju proton tako da gotovo ne postoje nedisosovani molekuli u vodenom rastvoru. CH₃COOH i H₃PO₄ 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, α , 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 H₃O⁺ i OH⁻-jona) mora da dovede do jednoznačnog rešenja.

U kiselinsko-baznim sistemima se najčešće izračunava koncentracija slobodnog hidronijum, H⁺ (H₃O⁺) -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⁺-jona, odnosno pH vrednost rastvora kiselina (analogan

slučaj su i rastvori baza). U Tabeli 1. prikazane su jednačine za izračunavanje koncentracije H_3O^+ i OH^- -jona u vodenim rastvorima različitih jedinjenja.

Tabela 1. Izračunavanje koncentracije H_3O^+ i OH^- -jona u vodenim rastvorima kiselina, baza i soli

JEDINJENJE	KONCENTRACIJA H_3O^+ ili OH^- -jona
<i>Jake kiseline</i> Primer: HCl, H_2SO_4 , HNO_3	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot c_k$
<i>Jake baze</i> Primer: NaOH, KOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot c_b$
<i>Slabe kiseline</i> a) Monoprotonske Primer: CH_3COOH , HCN, HCOOH	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a c_a}$
b) Poliprotonske Primer: H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2S	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a,1} c_a}$
<i>Slabe baze</i> Primer: NH_3 , N_2H_4	$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b c_b}$
<i>Puferske smeše</i> a) kisela 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) bazna Primer: $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$	$[\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_{\text{soli}}}$
<i>Amfoliti</i> Primer: NaHCO_3 , NaH_2PO_4 , NaHC_2O_4	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{a,1} K_{a,2}}$

ZADACI

Izračunavanje koncentracije H_3O^+ i 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 H_3O^+ i 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 ($\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$).

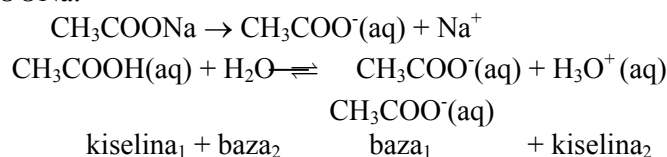
Ovakvi rastvori se odupiru promeni pH prilikom razblaženja, dodatka kiseline ili baze. pH u rastvoru pufera izračunava se uvažavanjem zakona o dejstvu masa.

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 CH_3COO^- -jona, koji nastaje disocijacijom CH_3COONa :



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 CH_3COO^- -jona koja potiče od disocijacije slabe kiseline, u odnosu na koncentraciju CH_3COO^- -jona, kao konjugovane baze može da se zanemari. To je opravdano tim više što je disocijacija slabe kiseline suzbijena prisustvom CH_3COO^- -jona (iz NaCH_3COO).

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

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

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

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

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

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

Koncentracija konjugovane baze, CH_3COO^- -jona, predstavlja po Arenijusu koncentraciju soli, CH_3COONa , 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:

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

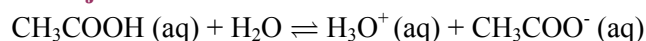
$$\text{pOH} = 5 - \log 1,8 = 4,74 \quad \text{pH} = 14 - 4,74 = 9,26$$

Izračunavanje koncentracije H_3O^+ i OH^- -jona u rastvorima slabih elektrolita

5. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora CH_3COOH koncentracije $0,100 \text{ mol/dm}^3$.

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

Rešenje:



CH_3COOH je slaba kiselina, koncentracija H_3O^+ -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 H_3O^+ -jona može zanemariti (važi za sve slabe elektrolite, $\alpha < 0,05$) u odnosu na analitičku koncentraciju kiseline, c_a .

Dobija se:

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

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

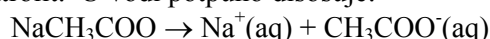
$$\text{pH} = 3 - \log 1,34 = 2,87$$

Izračunavanje koncentracije H_3O^+ i OH^- -jona u rastvorima jakih elektrolita koji disocijacijom mogu da reaguju sa vodom!

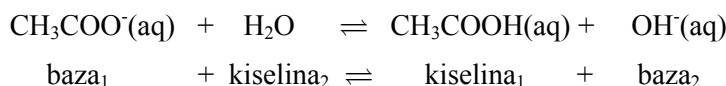
6. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora NaCH_3COO koncentracije $0,100 \text{ mol/dm}^3$.
Podatak: $K(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Rešenje:

NaCH_3COO je jak elektrolit. U vodi potpuno disosuje:



Na^+ -jon je slab protolit i nema uticaja na protolitičke reakcije u rastvoru. Dalje se analizira samo ponašanje protolita, CH_3COO^- , 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 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, CH_3COO^- -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:

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

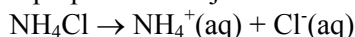
$$\text{Sledi: } [\text{OH}^-] = \sqrt{K(\text{CH}_3\text{COO}^-) c(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \sqrt{5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,100} = 7,50 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

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

7. Izračunati pH vrednost vodenog rastvora NH_4Cl koncentracije $0,100 \text{ mol/dm}^3$.
Podatak: $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Rešenje:

NH₄Cl je jak elektrolit. U vodi potpuno disosuje:



Cl⁻-jon je slab protolit i nema uticaja na protolitičke reakcije u rastvoru. Dalje se uzima u razmatranje samo ponašanje protolita, NH₄⁺-jona, koji predstavlja slabu kiselinu jer može da otpusti proton:

U rastvoru slabih kiselina, koncentracija H₃O⁺-jona računa se na sledeći način:

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

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

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

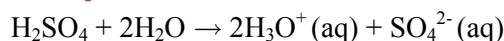
- Primedbe:**
- Iako se u vodenom rastvoru ne nalaze H⁺-joni, već H₃O⁺-joni, odnosno H₃O⁺-joni, tradicionalno se koristi oznaka pH, a ne pH₃O⁺.
 - pH vrednost je niža pri višim koncentracijama H₃O⁺.
 - pH vrednosti se izražavaju sa tačnošću merenja pH-metra: ±0,01.
 - pH vrednost se izračunava kao logaritamska funkcija, te mantisa ima toliko brojeva koliko vrednost za koncentraciju ima značajnih cifara. Primer: c=0,10 mol/dm³, 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 H₃O⁺-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 H_2SO_4 koncentracije $0,100 \text{ mol/dm}^3$.

Rešenje:



H_2SO_4 je jak elektrolit, $K_{a,1} \approx 10^3$, $K_{a,2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$; $\alpha = 1$.

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

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

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

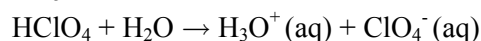
2. Izračunati pH rastvora:

a) HClO_4 , koncentracije $0,200 \text{ mol/dm}^3$,

b) HNO_3 , koncentracije $2,00 \cdot 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$.

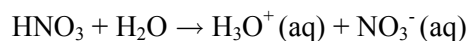
Rešenje:

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 H_3O^+ -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:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

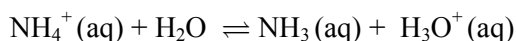
6. Izračunati pH vrednost u:
- 50,00 cm³ rastvora NH₄Cl koncentracije 1,00 mol/dm³,
 - 10,00 cm³ rastvora CH₃COONH₄ koncentracije 0,100 mol/dm³ i
 - 1500 cm³ rastvora Na₂CO₃ koncentracije 1,0 · 10⁻² mol/dm³.

Podaci:

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

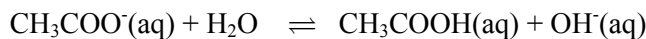
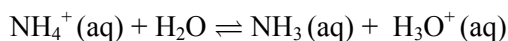
$$K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5},$$

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

Rešenje:

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

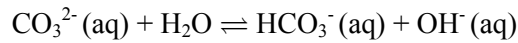
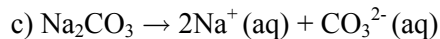
$$\text{pH} = 6 - \log 7,45 = 5,13$$



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

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

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 $0,100 \text{ mol/dm}^3$):

a) NaCl,

b) CaCl_2 i

c) NH_4CN .

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_2 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_4CN je so slabe baze i slabe kiseline. Disosuje u vodi. NH_4^+ i CN^- -jon koji nastaju protolizuju i utiču na promenu pH-vrednosti vodenog rastvora. Uticaj pojedinih protoliza može se proceniti preko konstanti. Izračunava se koncentracija H_3O^+ -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 $1,20 \text{ g NH}_4\text{Cl}$ u 500 cm^3 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_3 koncentracije $5,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$ i NH_4Cl koncentracije $0,100 \text{ mol/dm}^3$. Izračunati promenu pH vrednosti ako se u $1,00 \text{ dm}^3$ ovog rastvora doda: a) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$, b) $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$? Podatak: $K(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$