

PROTOLITIČKA RAVNOTEŽA U VODI

- ✓ Čista voda je veoma slab amfoterni elektrolit.
- ✓ Autoprotoliza vode može se prikazati sledećom jednačinom:



- ✓ Izraz za konstantu disocijacije vode glasi:

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

- ✓ Iz ovoga sledi da je:

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

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ mol/dm}^3 \times 55,5 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

- ✓ Dobijeni izraz naziva se **jonski proizvod vode, Kw** i na 25°C iznosi:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$$

- ✓ U čistoj vodi ravnotežne koncentracije $[\text{H}^+]$ i $[\text{OH}^-]$ su jednake i iznose 10^{-7} mol/dm^3 .
- ✓ Prema tome:

- | | |
|----------------------------|---|
| 1. U neutralnim rastvorima | $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ |
| 2. U kiselim rastvorima | $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ |
| 3. U baznim rastvorima | $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ |

- ✓ **Primer 1:** Izračunati koncentraciju H^+ jona u rastvoru ako je koncentracija OH^- jona $7,4 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$.

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6}{7,4 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3}$$

$$[\text{H}^+] = 1,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Kod jakih jednobaznih kiselina (HClO_4 , HCl , HNO_3), koncentracija kiseline jednaka je koncentraciji H^+ jona.

- ✓ Ako se pH vrednost smanjuje, $[\text{H}^+]$ se povećava za svaku jedinicu 10 puta.
- ✓ Ako se pH vrednost povećava, $[\text{H}^+]$ se smanjuje za svaku jedinicu 10 puta.
- ✓ Kod jakih jednokiselih baza, koncentracija baze, jednaka je koncentraciji OH^- jona.

✓ Kod slabih jednobaznih kiselina, $[\text{H}^+]$ je jednaka:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_k \cdot c_k}$$

✓ Kod slabih jednokiselih baza, $[\text{OH}^-]$ je jednaka:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b}$$

pH VREDNOST RASTVORA

- ✓ Vodonični eksponent služi za izražavanje kiselosti i baznosti rastvora. Definiše se kao negativni dekadni logaritam koncentracije vodonikovih jona u rastvoru:

$$[\text{H}^+] = - \log [\text{H}^+] / \text{mol/dm}^3$$

- ✓ Analogno pH, može se definisati i pOH:

$$[\text{OH}^-] = - \log [\text{OH}^-] / \text{mol/dm}^3$$

- ✓ Logaritmovanjem izraza dobijamo:

$$\begin{aligned} - \log [\text{H}^+] &= \text{pH} \\ - \log [\text{OH}^-] &= \text{pOH} \\ - \log K_w &= \text{p}K_w \end{aligned}$$

- ✓ Odatle sledi da je:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$$

- ✓ Iz ovog izraza lako se izračunava pOH, ako nam je poznata vrednost pH i obrnuto.

- ✓ Primer 1: Kolika je vrednost pH ako je pOH 9?

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 9 \\ \text{pH} &= ? \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ \text{pH} &= 14 - 9 \\ \text{pH} &= 5 \end{aligned}$$

- ✓ Za određivanje kiselosti i baznosti rastvora, koristi se isključivo pH vrednost koji se kreće od 0 do 14.

Ako je pH	$0 < \text{pH} < 7$	sredina je kisela
Ako je pH	$7 < \text{pH} < 14$	sredina je bazna
Ako je pH	$\text{pH} = 7$	sredina je neutralna

- ✓ pH vrednost se približno određuje univerzalnom indikatorskom hartijom ili pH metrima.
- ✓ **Kiselinsko-bazni indikatori** jesu supstance koje menjaju boju u zavisnosti od pH rastvora.

HIDROLIZA SOLI

- ✓ Hidroliza je suprotna reakcija neutralizaciji. To je reakcija između jona soli i molekula vode pri čemu nastaje kiselina i baza.
- ✓ Ako nastaju slaba kiselina i slaba baza, pišu se u obliku molekula, a jaka kiselina i jaka baza u obliku jona.
- ✓ Hidroliza je uvek povratan proces i važi samo za soli rastvorene u vodi.
- ✓ Pri hidrolizi soli povećava se koncentracija OH^- jona, odnosno H_3O^+ jona, te oni mogu reagovati kiselo, bazno ili neutralno.
- ✓ Soli izvedene iz **slabe baze i jake kiseline** reaguju **kiselo** bez obzira da li je u pitanju kisela, neutralna ili bazna so. (AlCl_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NH_4Cl).
- ✓ Soli izvedene iz **jake baze i slabe kiseline** reaguju **bazno** bez obzira da li je so kisela, bazna ili neutralna. (NaNO_2 , K_2CO_3 , KCN).
- ✓ Soli izvedene iz **slabe baze i slabe kiseline** reaguju **kiselo, bazno ili neutralno** u zavisnosti od jačine konstante disocijacije (NH_4NO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$).
- ✓ Soli **jakih kiselina i jakih baza ne podležu hidrolizi**, ali zbog disocijacije pokazuju neutralnu, kiselu ili baznu sredinu. (NaCl , K_2SO_4 , NaNO_3).

TABELA NEKIH KISELINA I BAZA

Jake kiseline	Slabe kiseline	Jake baze	Slabe baze
HCl	HNO_2	LiOH	$\text{Be}(\text{OH})_2$
H_2SO_4	HCN	NaOH	$\text{Al}(\text{OH})_3$
HNO_3	HF	KOH	NH_4OH
HClO_4	CH_3COOH	RbOH	NH_3
HClO_3	H_2S	CsOH	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
HBr	H_2CO_3	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
HI	* H_2SO_3	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
	* H_3PO_4	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	
	H_3PO_3 (H_2PHO_3)	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	
		AgOH	

pH VREDNOST – pitanja

1. Protolitička ravnoteža u vodi – izvođenje.
2. Jonski proizvod vode – formula.
3. Koncentracije jona u vodi.
4. Koncentracije jona kod jakih kiselina i baza (formula).
5. Koncentracije jone kod slabih kiselina i baza (formula).

6. pH vrednost.
7. Formula za pH.
8. pH skala.
9. Kiselo bazni indikatori.

10. Hidroliza soli. Primeri.