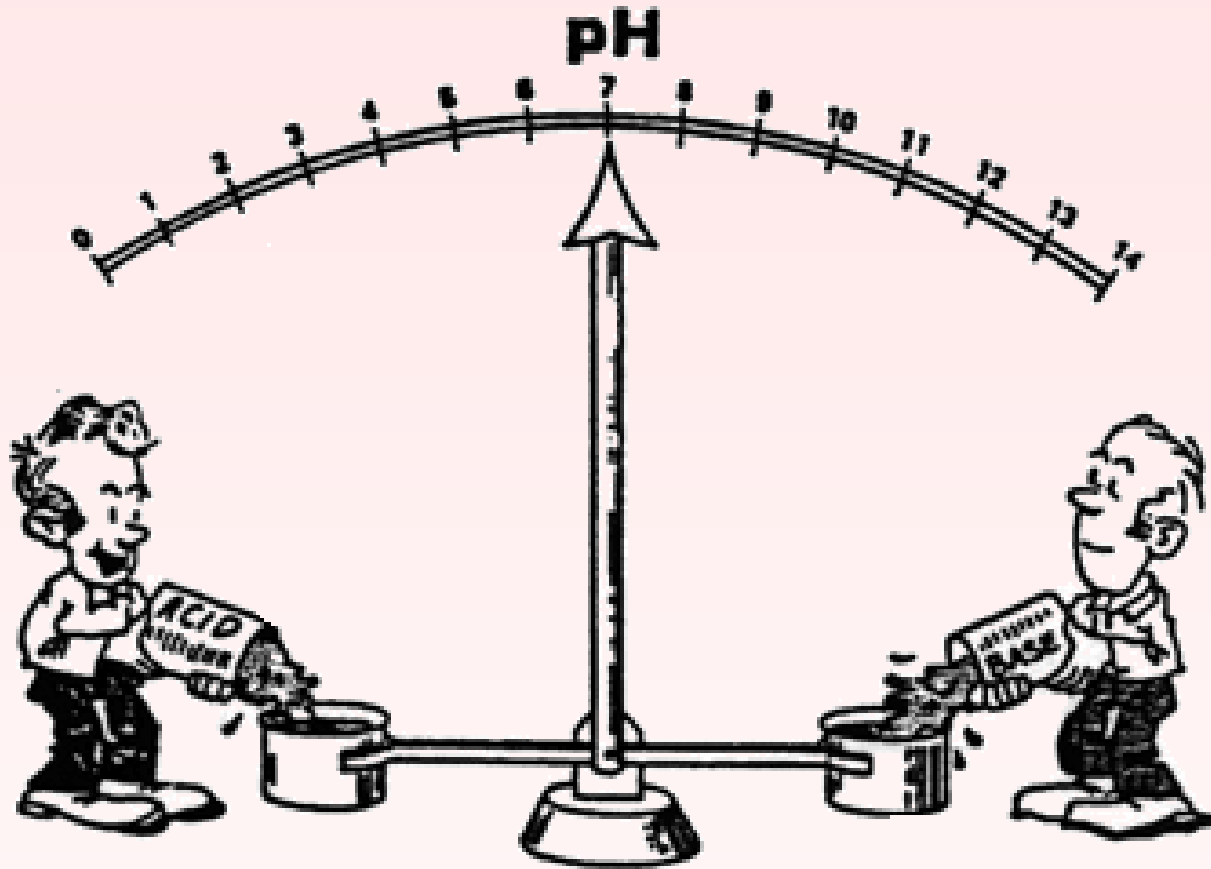


HEMIJSKA RAVNOTEŽA U VODENIM RASTVORIMA ELEKTROLITA



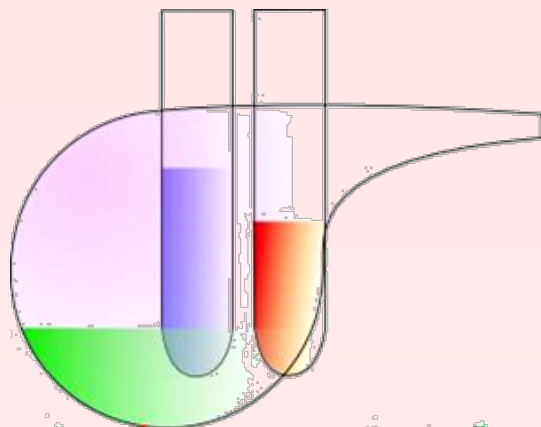
KISELINE, BAZE, SOLI

Šta imaju zajedničko ove supstance?



A ove?





ELEKTROLITI

- KISELINE
- BAZE
- SOLI
- VODA

AUTOJONIZACIJA VODE: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Provodnost elektrolita je uvek veća nego provodnost vode!

TEORIJE KISELINA I BAZA:

1. Arenijusova teorija
2. Luisova teorija
3. Brenšted-Lorijeva (protolitička) teorija

ARENIJUSOVA TEORIJA KISELINA I BAZA



Nobelova nagrada za hemiju
1903. godine

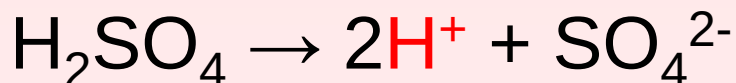
Svante Arrhenius (1859-1927)

TEORIJA ELEKTROLITIČKE DISOCIJACIJE (JONIZACIJE) (1887.):

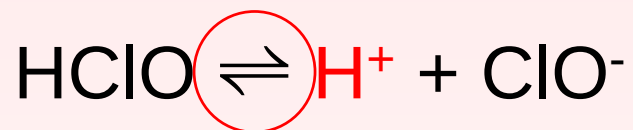
KISELINA: Supstanca koja jonizacijom u vodenom rastvoru kao katjone daje **isključivo** H^+ -jone.

BAZA: Supstanca koja jonizacijom u vodenom rastvoru kao anjone daje **isključivo** OH^- -jone.

KISELINE



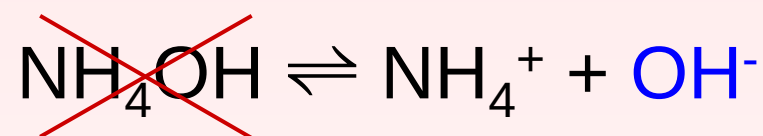
Ali za slab elektrolit:



BAZE

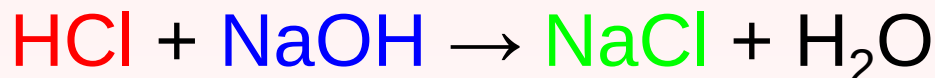


Ali za slab elektrolit:



???

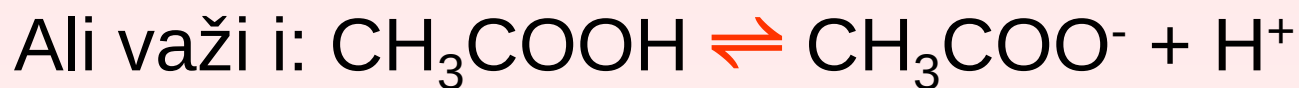
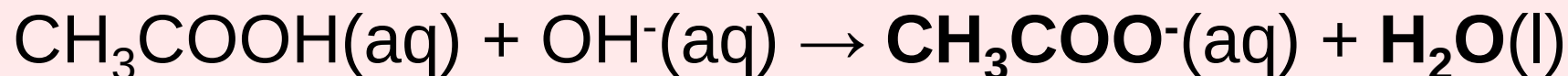
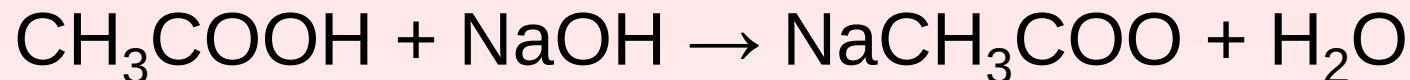
Neutralizacija - reakcija između kiseline i baze pri kojoj nastaju so i voda:



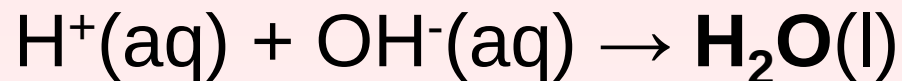
Jonski oblik jednačine: $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Suština: nastanak slabog elektrolita (vode)

Šta ako imamo reakciju između **slabe** kiseline i jake baze (ili **slabe** baze i jake kiseline)?



???



imamo, dakle, postepeno pomeranje ravnoteže udesno!

AMFOTERNA JEDINJENJA

- reaguju i sa kiselinama i sa bazama
- obično su slabo rastvorljiva (hidroksidi metala)
- u reakciji sa bazom daju hidroksido-komplekse

???

???

Arenijusova teorija nije u stanju da objasni ovakva ponašanja!

KISELINE: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , ...

BAZE: LiOH , NaOH , KOH , ...

SOLI: NaCl , KNO_3 , Li_2SO_4 , ...

- KISELE SOLI: NaHCO_3

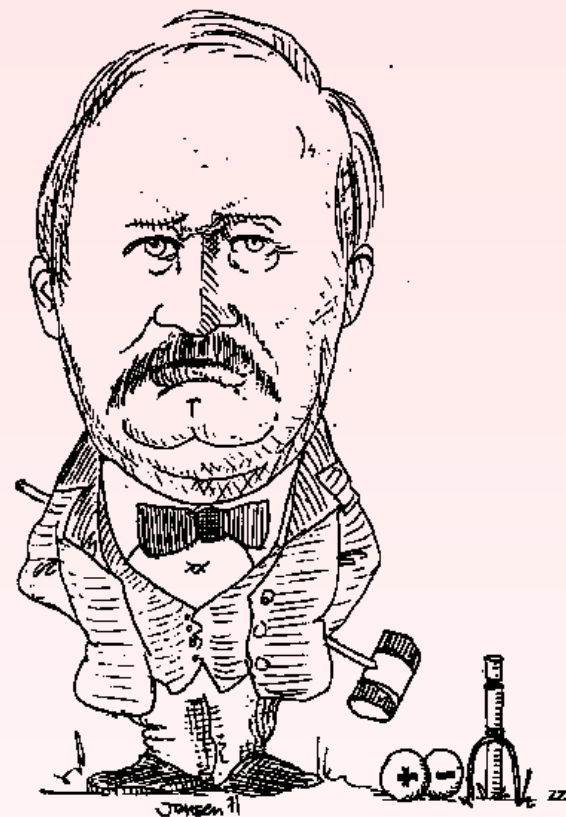
- BAZNE SOLI: $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$

- AMFOTERNA JEDINJENJA:

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ ili H_2ZnO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$ ili H_3AlO_3
(„hidroksidi” metala sa χ od 1,5 do 2,3)

Nedostaci Arenijusove teorije:

- može se primeniti samo na vodene rastvore,
- ne uzima u obzir aktivnu ulogu vode u kiselobaznom ponašanju,
- ne može da objasni amfoternost jedinjenja.



OKSIDI (klasifikacija)

- **KISELI** - anhidridi kiselina, grade ih nemetali
npr. SO_2 , SO_3 , NO_2 , P_4O_{10} ...
- **BAZNI** - anhidridi baza, grade ih alkalni i zemnoalkalni metali
npr. Na_2O , CaO ...
- **AMFOTERNI** - anhidridi amfoternih „hidroksida”
npr. ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , čak i H_2O ...
- **NEUTRALNI** - ne daju ni kiseline ni baze
npr. CO , N_2O ...

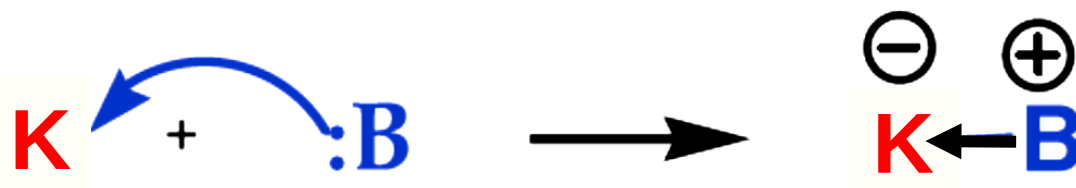
LUISOVA TEORIJA KISELINA I BAZA (1923.)



Gilbert Lewis (1875-1946)

BAZA: Supstanca koja **daje elektronski par** pri stvaranju kovalentne veze (mora imati bar jedan slobodni elektronski par, nukleofilna čestica).

KISELINA: Supstanca koja **prima elektronski par** (mora imati manjak elektrona, elektrofilna čestica).

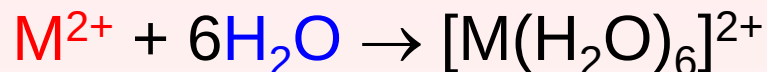
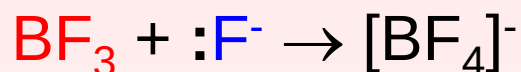
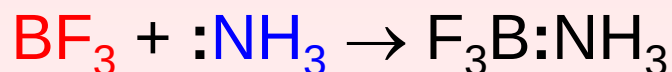


LUISOVE KISELINE: H^+ , Na^+ , Cu^{2+} , BF_3 , ...

(jedinjenja elemenata 13. grupe, joni d-elemenata)

LUISOVE BAZE: NH_3 , H_2O , CO , PH_3 , OH^- , Cl^- , N_2H_4 , NH_2OH ...

(jedinjenja i joni elemenata 15, 16. i 17. grupe)



- Pri Luisovim kiselo-baznim reakcijama dolazi do stvaranja posebne vrste kovalentne veze – **koordinativne veze** - pa se Luisova teorija koristi za reakcije gde nastaju koordinaciona jedinjenja.
- Luisova teorija nije ograničena samo na vodene rastvore (važi za kiselo-bazne reakcije u svim agregatnim stanjima, uz prisustvo rastvarača ili bez njega).
©TMF

BRENŠTED-LORIJEVA (PROTOLITIČKA) TEORIJA KISELINA I BAZA (1923.)



Johannes
Brønsted
(1879-1947)



Thomas Lowry
(1874-1936)

KISELINA: Supstanca koja je **DONOR** protona (H^+ -jona).

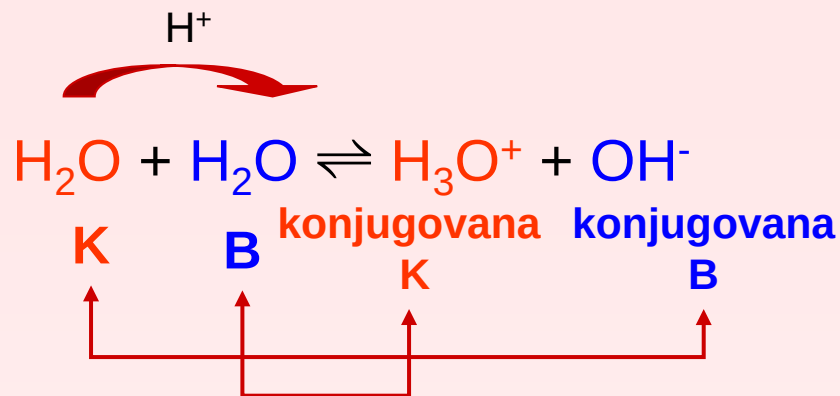
BAZA: Supstanca koja je **AKCEPTOR** protona (H^+ -jona).

Protolitička teorija:

- može se primeniti i na nevodne rastvore
- voda ima aktivnu ulogu (nije samo posmatrač kao prema Arenijusu!)

PROTOLIZA – PRELAZAK PROTONA SA **KISELINE** NA **BAZU**.

Još jednom AUTOJONIZACIJA VODE, ali drugačije:

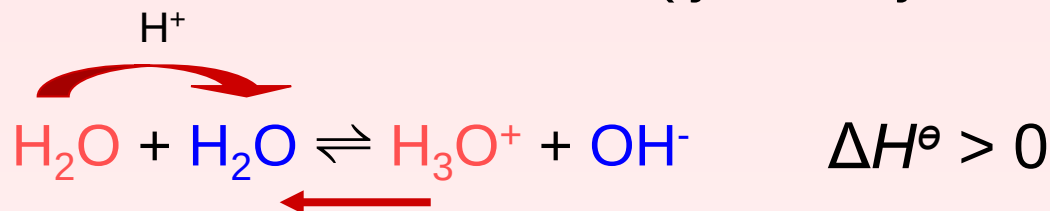


VAŽNO:

- reakcijom između kiseline i baze, nastaju (OPET) **kiselina** i **baza** (**KONJUGOVANE**)
- kiselina i njoj odgovarajuća baza čine **konjugovani par**
- što je **kiselina** (ili **baza**) **jača**, njena konjugovana **baza** (ili **kiselina**) biće **slabija**
- ravnoteža je uvek pomerenjena u pravcu **slabije baze** (**kiseline**)

VODA:

Voda je **amfolit** (slaba **kiseline** i slaba **baza**), pa je ravnoteža pomerenjena u levu stranu (tj. voda je slab elektrolit):



U čistoj vodi na 25 °C:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$$

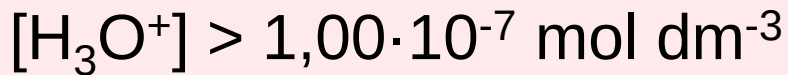
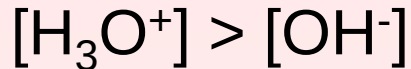
$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \quad \text{JONSKI PROIZVOD VODE}$$

$$t = 25 \text{ }^\circ\text{C}: K_w = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

$$t = 80 \text{ }^\circ\text{C}: K_w = 25,1 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

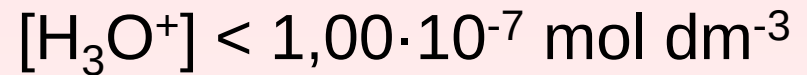
pH-VREDNOST

KISELI RASTVORI:

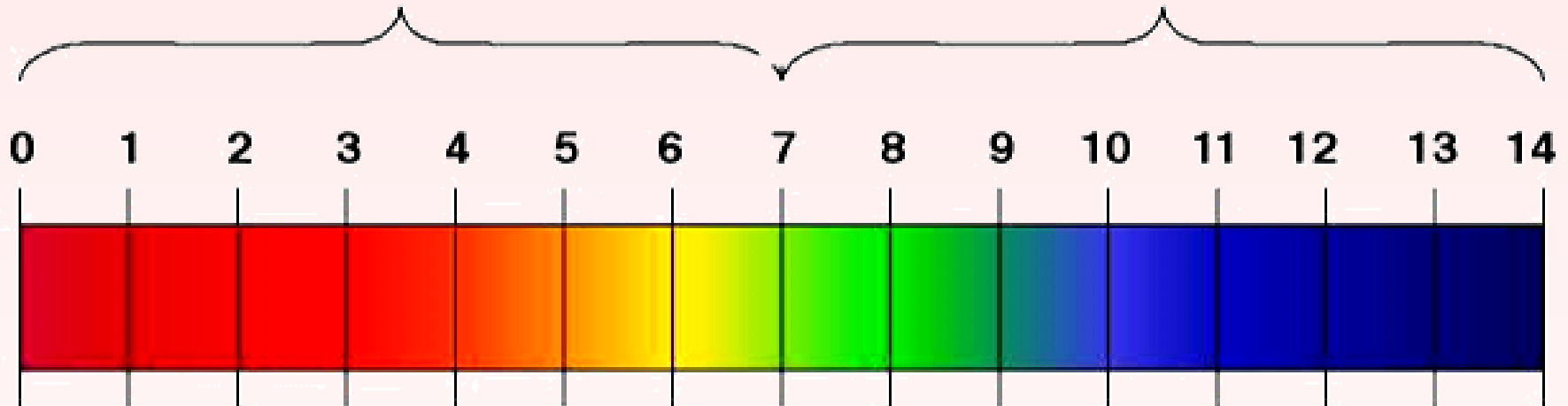


$$\text{pH} < 7,00$$

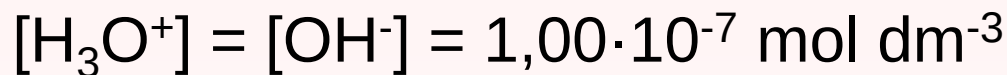
BAZNI RASTVORI:



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



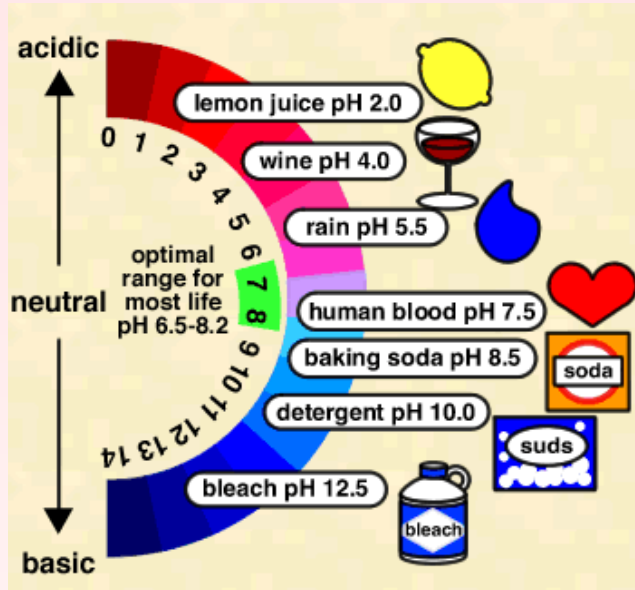
NEUTRALNI RASTVORI:



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

©TMF

pH-VREDNOST



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

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

$$\log K_w = \log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-]$$

$$-\log K_w = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

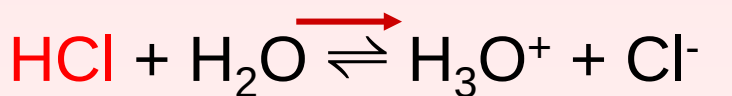
$$-\log(1,00 \cdot 10^{-14}) = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-]$$

$$14,00 = \text{pH} + \text{pOH}$$

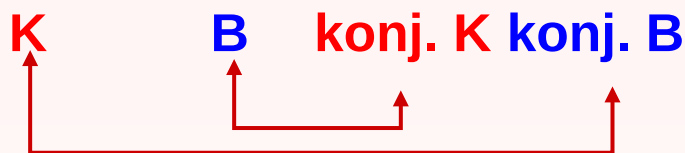
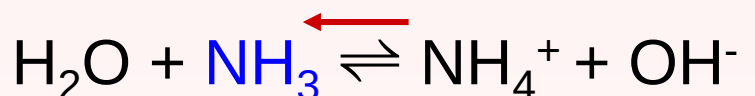


JONIZACIJA KISELINA I BAZA

(REAKCIJA KISELINA I BAZA SA VODOM)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]} \approx 10^3$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

KONSTANTE JONIZACIJE KISELINA I BAZA

Vrednosti K : 10^{10} - 10^{-20}

VRLO JAKA KISELINA (BAZA): $K \geq 10^3$

JAKA KISELINA (BAZA): $10^{-2} < K < 10^3$

SLABA KISELINA (BAZA): $10^{-7} < K < 10^{-2}$

VRLO SLABA KISELINA (BAZA): $K < 10^{-7}$

Zapamtiti **10^{-2}** !!!

Uobičajene **JAKE** kiseline i baze

Kiselina	Naziv kiseline	Baza	Naziv baze
HCl	hlorovodonična	LiOH	litijum-hidroksid
HBr	bromovodonična	NaOH	natrijum-hidroksid
HI	jodovodonična	KOH	kalijum-hidroksid
HNO ₃	azotna	Ca(OH) ₂	kalcijum-hidroksid
HClO ₄	perhlorna	Sr(OH) ₂	stroncijum-hidroksid
H ₂ SO ₄	sumporna	Ba(OH) ₂	barijum-hidroksid

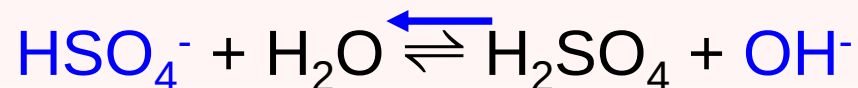
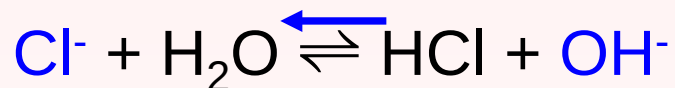
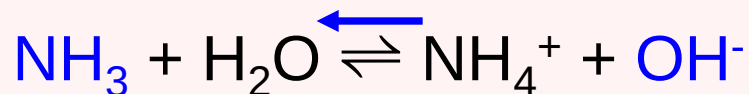
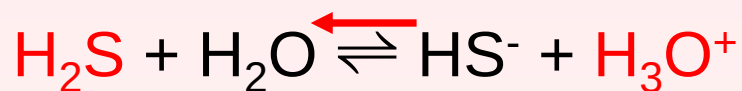
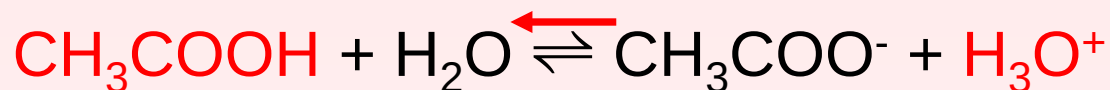
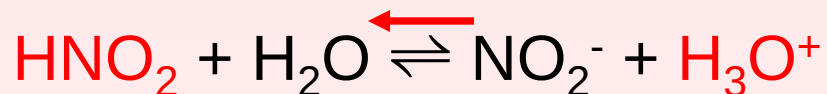
Uobičajene **SLABE** kiseline i baze

Kiselina	Naziv kiseline	Baza
HF	fluorovodonična	Sve baze koje ne grade elementi 1. i deo elemenata 2. grupe (Ca, Sr, Ba) tj. alkalni i zemnoalkalni metali
H ₂ S	sumporvodonična	
H ₂ CO ₃	ugljena	
HNO ₂	azotasta	
H ₂ SO ₃	sumporasta	
H ₃ PO ₄	fosforna	
H ₃ PO ₃	fosforasta	
CH ₃ COOH	sirćetna	
HCN	cijanovodonična	

$$pK = -\log K$$

Što je **veća** vrednost K_a (K_b), a **manje** pK, to je **kiselina** (**baza**) **jača**, tj. ravnoteža je više pomerenjena u **desnu** stranu i favorizovana je jonizacija **kiseline** (**baze**). Važi i obrnuto: što je **manja** vrednost K_a (K_b) ...

Primeri jonizacija SLABIH kiselina i baza:

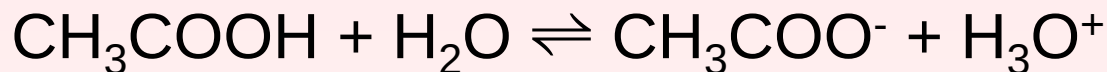


Ravnoteža u rastvorima slabih kiselina (i baza) - promene u okruženju

Le Šatelijevov princip

- Promene koncentracije H_3O^+ -jona**

Primer: jonizacija **slabe** kiseline



Promena

Pomeranje ravnoteže

Dodatak **jače kiseline**
(raste $[\text{H}_3\text{O}^+]$)

levo

Povećanje **koncentracije kiseline**
(raste $[\text{CH}_3\text{COOH}]$)

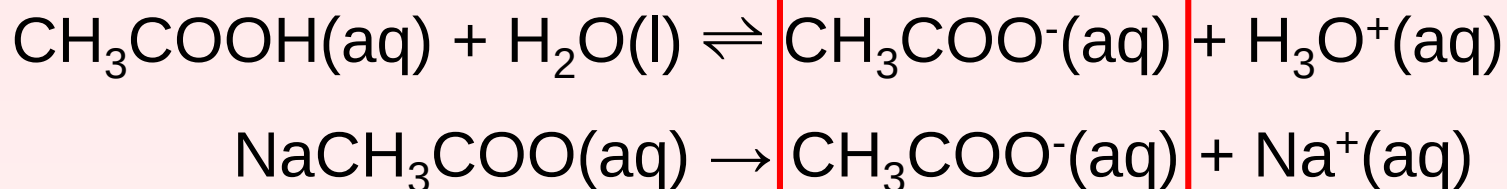
desno

Dodatak **baze**
($\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, opada $[\text{H}_3\text{O}^+]$)

desno

Le Šatelijevov princip

- Dodatak soli koja sadrži istoimeni jon
(UTICAJ ISTOIMENOG JONA)**



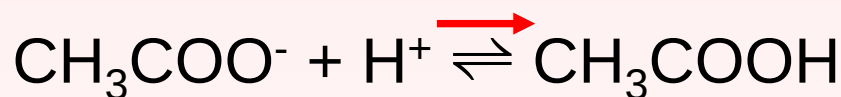
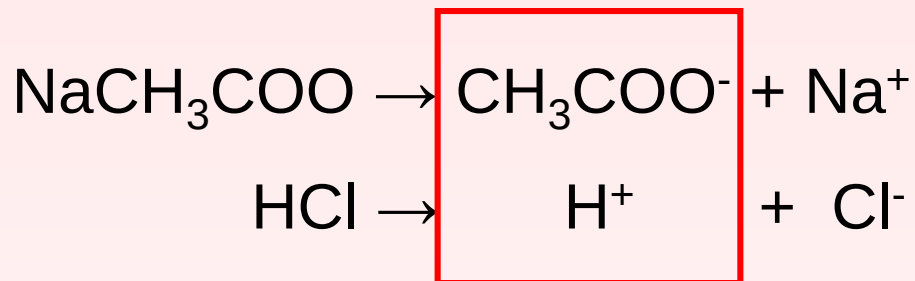
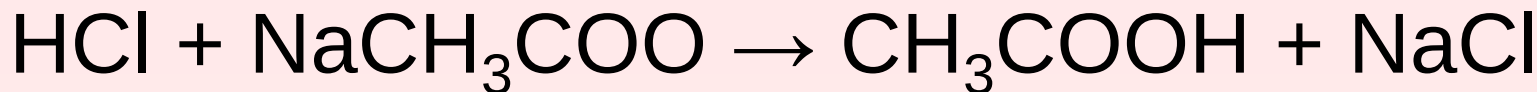
Promena

Dodatak soli koja sadrži istoimeni jon
raste $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$
opada $[\text{H}_3\text{O}^+]$
raste pH

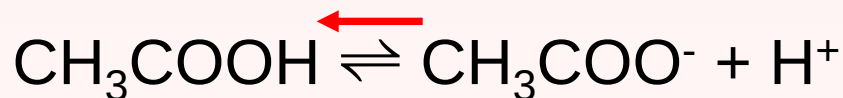
Pomeranje ravnoteže

levo

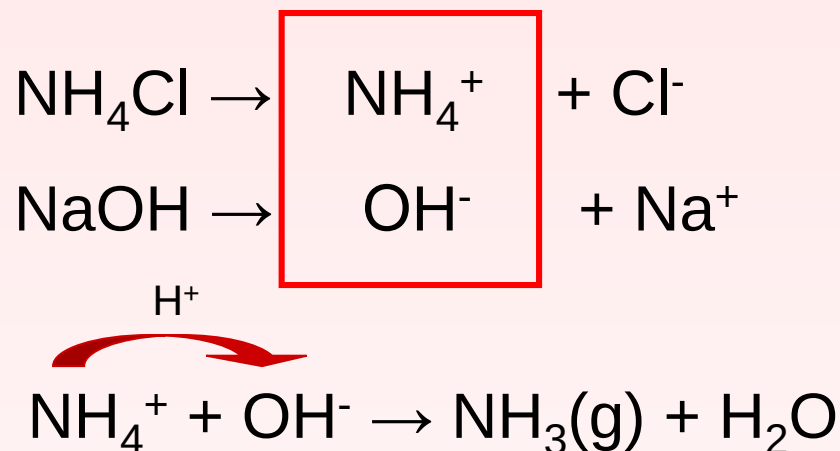
Pravilo: jaka kiselina „istiskuje“ slabiju
kiselinu iz njene soli



ili obrnuto



Pravilo: jaka baza „istiskuje“ slabiju bazu iz njene soli

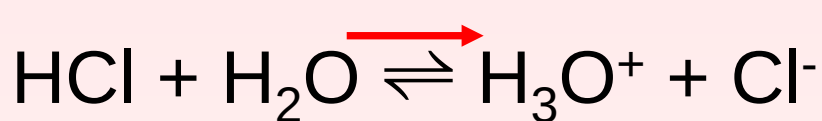


Laboratorijsko dobijanje NH_3

„Ko je jači – taj tlači!“

Veza između konstante jonizacije i stepena disocijacije (jonizacije)

Stepen disocijacije (jonizacije), α : merilo jačine elektrolita



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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \nu \cdot c(\text{HCl}) \cdot \alpha = c(\text{HCl}) \cdot \alpha$$

$$[\text{Cl}^-] = \nu \cdot c(\text{HCl}) \cdot \alpha = c(\text{HCl}) \cdot \alpha$$

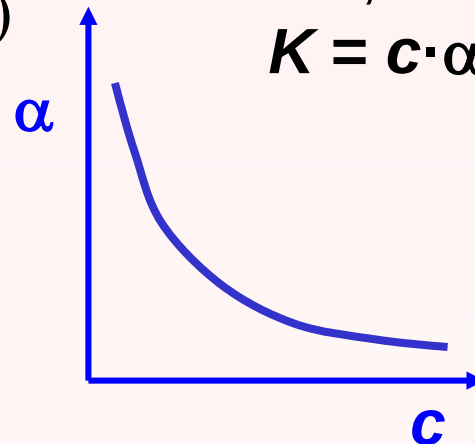
$$[\text{HCl}] = c(\text{HCl}) - c(\text{HCl}) \cdot \alpha = c(\text{HCl}) \cdot (1 - \alpha)$$

$$c(\text{HCl}) = c$$

$$K_a = \frac{c \cdot \alpha \cdot c \cdot \alpha}{c \cdot (1 - \alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

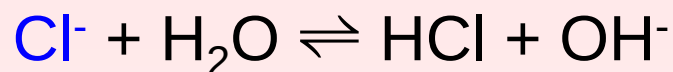
Za $\alpha < 0,02$ (2 %):

$$K = c \cdot \alpha^2$$



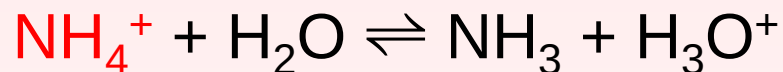
Sve vrlo slično važi i za baze!!!

KONSTANTE JONIZACIJE KONJUGOVANOG PARA



konj. B

$$K_b = \frac{[\text{HCl}][\text{OH}^-]}{[\text{Cl}^-]} = \frac{[\text{HCl}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Cl}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} \approx \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{10^3} \approx 10^{-17}$$



konj. K

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,55 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_w = K_a^{\text{TMF}} \cdot K_b$$

KONSTANTE JONIZACIJE KONJUGOVANOG PARA

Kiselina		K_a	Konjugovana baza		K_b
HClO ₄		velika	ClO ₄ ⁻		mala
HCl		velika	Cl ⁻		mala
HNO ₃		velika	NO ₃ ⁻		mala
H ₃ O ⁺			H ₂ O		
HF		$6,9 \cdot 10^{-4}$	F ⁻		$1,4 \cdot 10^{-11}$
CH ₃ COOH		$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH ₃ COO ⁻		$5,6 \cdot 10^{-10}$
[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺		$1,4 \cdot 10^{-5}$	[Al(H ₂ O) ₅ (OH)] ²⁺		$7,1 \cdot 10^{-10}$
H ₂ CO ₃		$4,4 \cdot 10^{-10}$	HCO ₃ ⁻		$3,3 \cdot 10^{-8}$
HCIO		$2,8 \cdot 10^{-8}$	ClO ⁻		$3,6 \cdot 10^{-7}$
NH ₄ ⁺		$5,6 \cdot 10^{-10}$	NH ₃		$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCO ₃ ⁻		$4,7 \cdot 10^{-11}$	CO ₃ ²⁻		$2,1 \cdot 10^{-4}$
H ₂ O			OH ⁻		
C ₂ H ₅ OH		mala	C ₂ H ₅ O ⁻		velika
OH ⁻		mala	O ²⁻		velika
H ₂		mala	H ⁻		velika

KONSTANTE JONIZACIJE KONJUGOVANOG PARA

Kiselina	K_a	Konjugovana baza	K_b
HClO_4	velika	ClO_4^-	mala
HCl	velika	Cl^-	mala
HNO_3	velika	NO_3^-	mala
H_3O^+	1	H_2O	$1 \cdot 10^{-14}$
HF	$6,9 \cdot 10^{-4}$	F^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH_3COO^-	$5,6 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$	$7,1 \cdot 10^{-10}$
H_2CO_3	$4,4 \cdot 10^{-10}$	HCO_3^-	$3,3 \cdot 10^{-8}$
HClO	$2,8 \cdot 10^{-8}$	ClO^-	$3,6 \cdot 10^{-7}$
NH_4^+	$5,6 \cdot 10^{-10}$	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCO_3^-	$4,7 \cdot 10^{-11}$	CO_3^{2-}	$2,1 \cdot 10^{-4}$
H_2O	$1 \cdot 10^{-14}$	OH^-	1
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	mala	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	velika
OH^-	mala	O^{2-}	velika
H_2	mala	H^-	velika

HEMIJSKA RAVNOTEŽA U VODENIM RASTVORIMA SOLI - HIDROLIZA



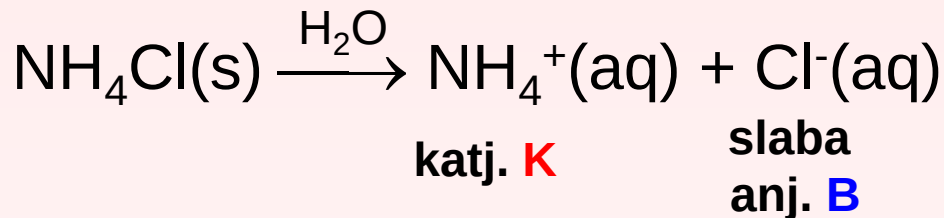
HIDROLIZA

Vodeni rastvori **sol** **ne moraju** imati neutralnu reakciju!

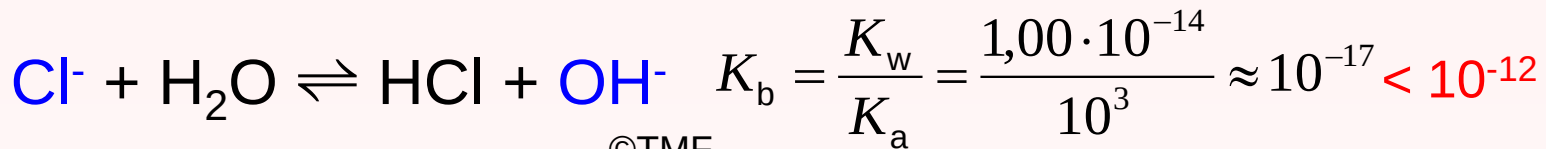
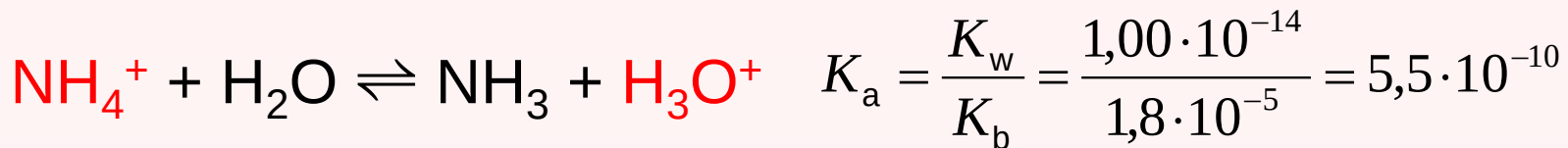
HIDROLIZA: REAKCIJA SUPSTANCE (SOLI) I VODE
(suprotna reakciji neutralizacije)

??? Kako objasniti hidrolizu ???

1. Disocijacija soli u vodi (rastvaranje)

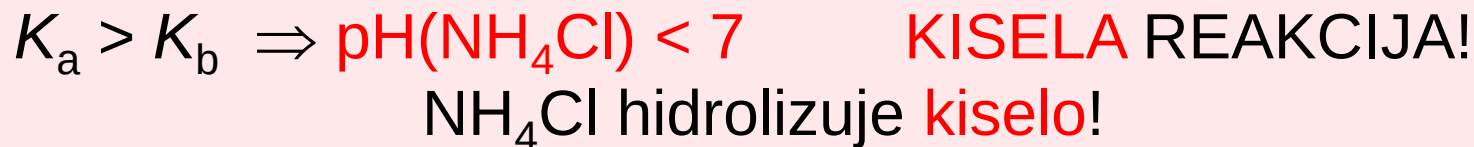


2. Hidroliza (ravnotežna **reakcija**)!

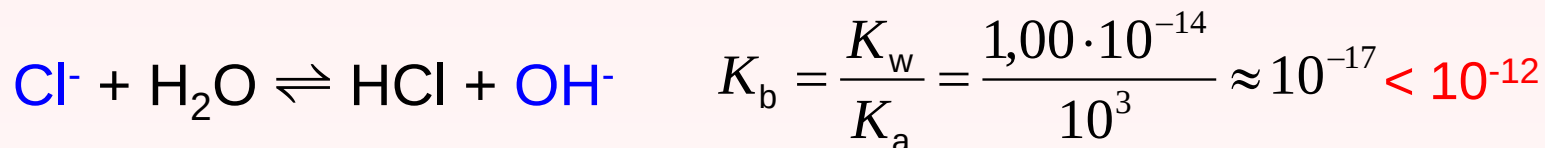
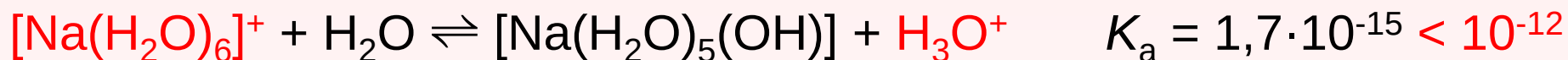
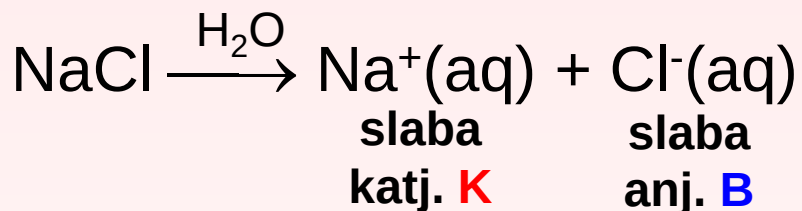


Cl⁻-jon praktično ne hidrolizuje, jer je $K_b < 10^{-12}$!

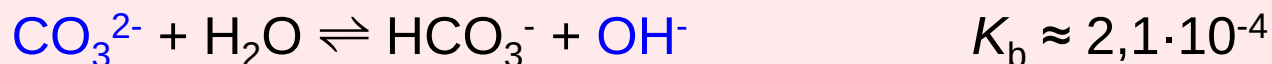
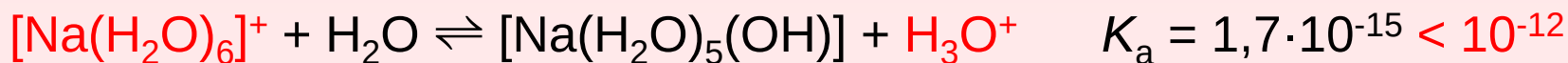
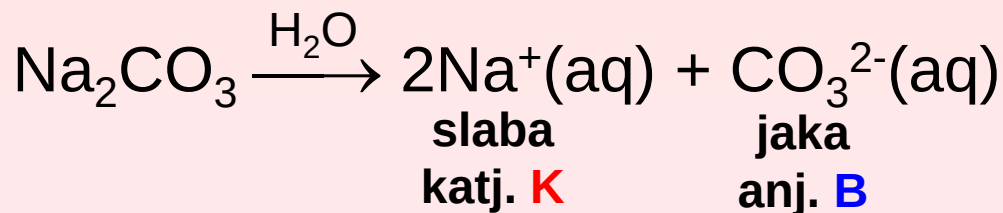
3. Zaključak



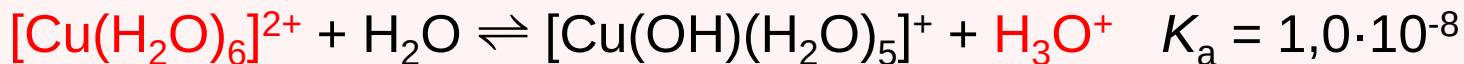
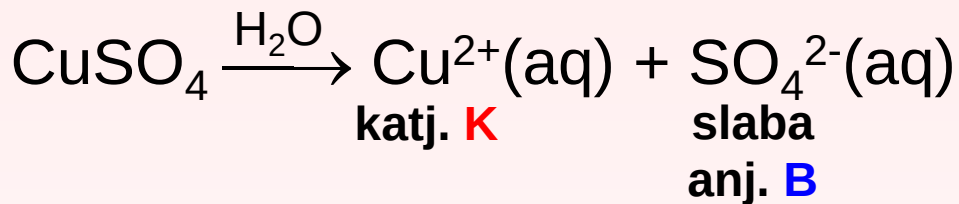
- jedina katjonska kiselina koja se ne piše u reakciji hidrolize kao heksaakva-kompleks jeste NH_4^+ -jon!



$\text{pH}(\text{NaCl}) \approx 7$ **NEUTRALNA REAKCIJA!**
NaCl ne hidrolizuje!



$K_b > K_a \Rightarrow \text{pH}(\text{Na}_2\text{CO}_3) > 7$ **BAZNA REAKCIJA!**
 Na_2CO_3 hidrolizuje **bazno!**



$K_a > K_b \Rightarrow \text{pH}(\text{CuSO}_4) < 7$ **KISELA REAKCIJA!**
 CuSO_4 hidrolizuje **kiselo!**

Stepen hidrolize, h , ima isti fizički smisao kao i stepen disocijacije (jonizacije), α , samo se obeležava drugim simbolom.

$$K_h = \frac{c \cdot h^2}{1 - h}$$

Za $h < 0,02$ (2 %):

$$K = c \cdot h^2$$

KISELOST (BAZNOST) U VODENIM RASTVORIMA SOLI

SOLI JAKIH KISELINA I JAKIH BAZA **NE HIDROLIZUJU**, $\text{pH} \approx 7$

SOLI JAKIH KISELINA I SLABIH BAZA IMAJU **KISELU** REAKCIJU, $\text{pH} < 7$

SOLI JAKIH BAZA I SLABIH KISELINA IMAJU **BAZNU** REAKCIJU, $\text{pH} > 7$

SOLI SLABIH KISELINA I SLABIH BAZA, $\text{pH} = ???$ ($K_a < K_b$ ili $K_a > K_b$)

„Ko je jači – taj tlači!”

KAKO I ZAŠTO SPREČITI - SUZBITI HIDROLIZU?

Hidroliza je često nepoželjna, a suzbija se na osnovu LŠ principa i već viđenih ravnoteža.



Dodati bazu!



Dodati kiselinu!

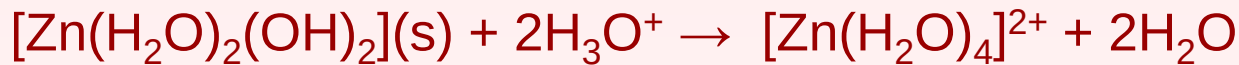
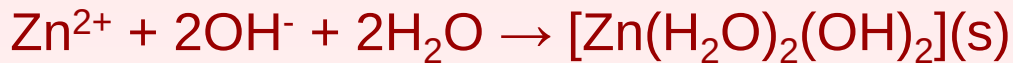
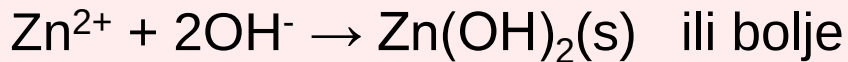
Hidroliza je endotermna reakcija, $\Delta_r H > 0$

- Zagrevanje pomera ravnotežu udesno, h raste 
- Hlađenje pomera ravnotežu ulevo, h opada 

AMFOTERNOST

Takozvani „amfoterni hidroksidi” (videti ranije) takođe spadaju u amfolite, pa njihovo ponašanje treba opisivati pomoću protolitičkih reakcija.

Takvi hidroksidi nisu dobro definisani i najbolje ih je opisati kao koloide u stanju gela sa formulom $M(\text{OH})_x \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Ipak, jednostavnosti radi, njihove formule se pišu kao $[M(\text{H}_2\text{O})_y(\text{OH})_x]$. Na primer:



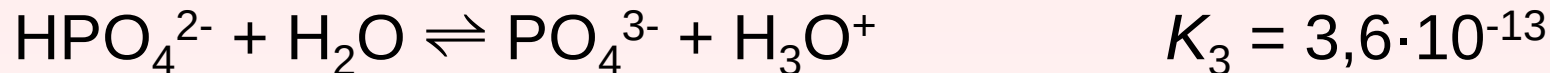
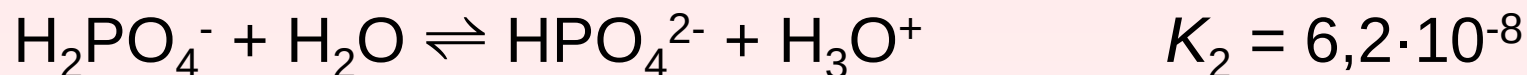
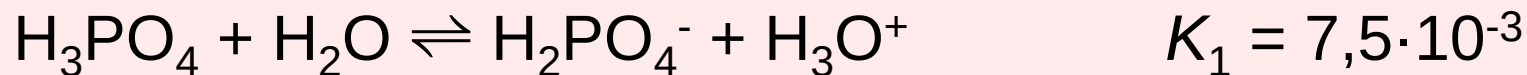
Slično tome, $\text{Al}(\text{OH})_3$ daje $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $\text{Be}(\text{OH})_2$ daje $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$,

$\text{Pb}(\text{OH})_2$ daje $[\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ daje $[\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$,

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ daje $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$.

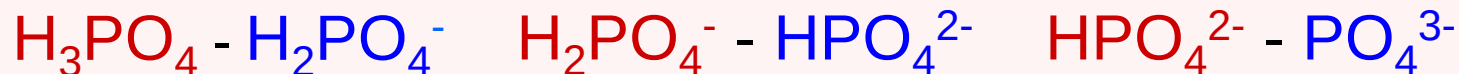
Postoji još mnogo drugih amfoternih hidroksida (videti Hemiju elemenata).

POLIPROTONSKE (VIŠEBAZNE) KISELINE VIŠEKISELE BAZE, pH-vrednost njihovih soli



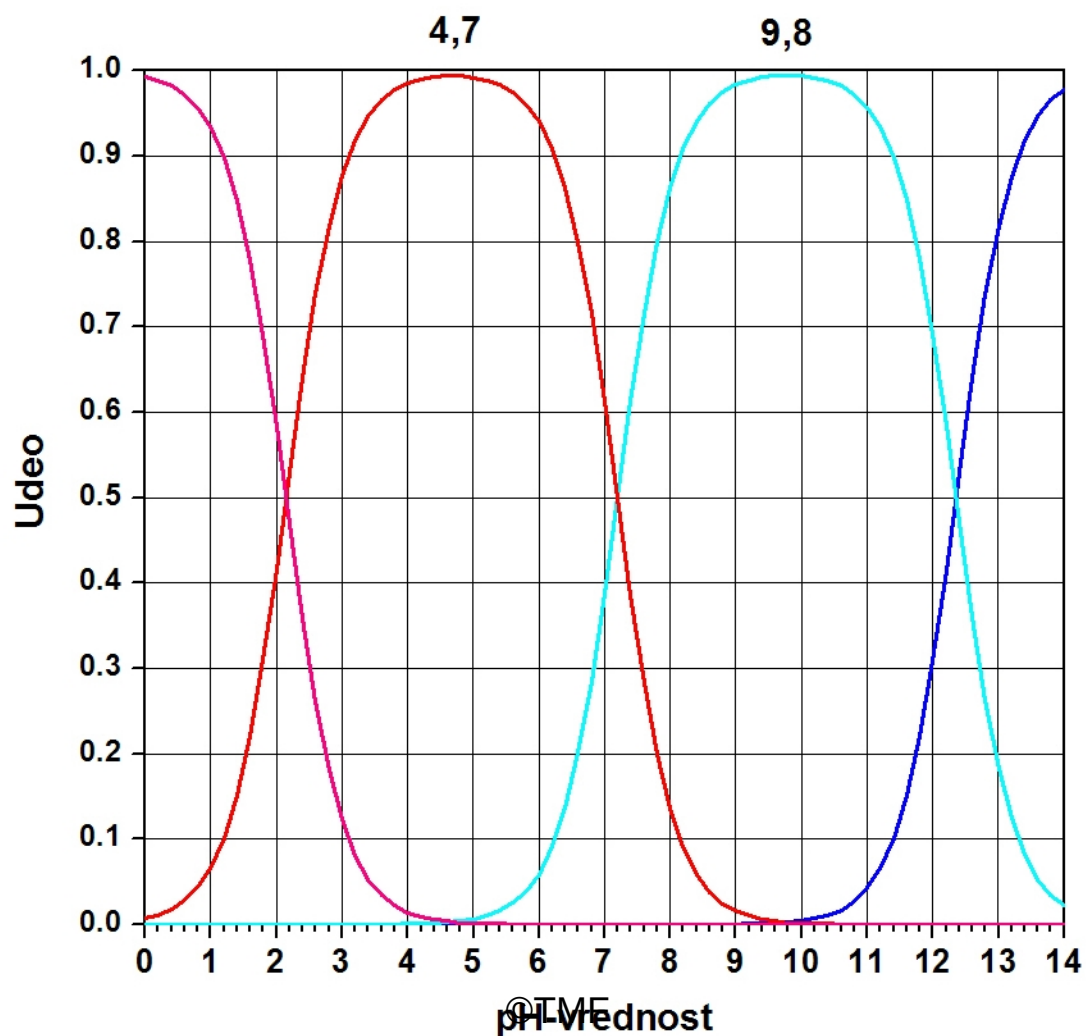
10⁵

3 PARA KISELINA - KONJUGOVANA BAZA:



Vrlo komplikovana situacija!

Udeo pojedinih vrsta u rastvoru H_3PO_4 i njenih soli



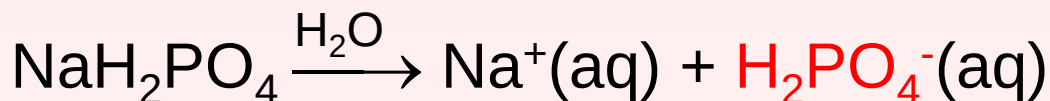
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

KISELINA
KONJUGOVANA BAZA

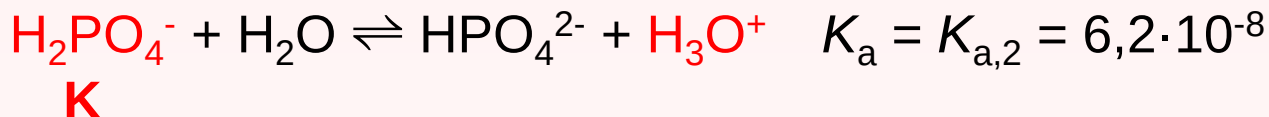
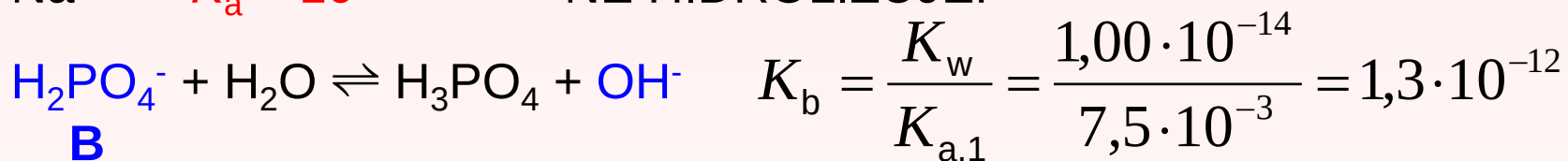
$$\text{pH}(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = ? \quad \text{pH}(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = ?$$

NaH_2PO_4 i Na_2HPO_4 SU „**KISELE SOLI**”

A da li su zaista **KISELE**, jer su anjoni **AMFOLITI**???



Na^+ $K_a < 10^{-12}$ NE HIDROLIZUJE!



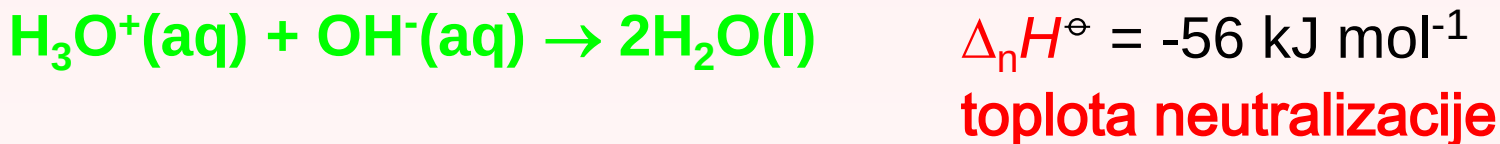
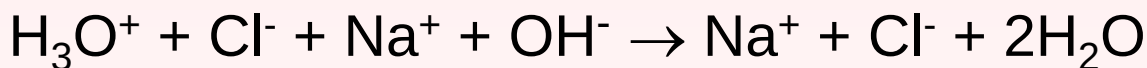
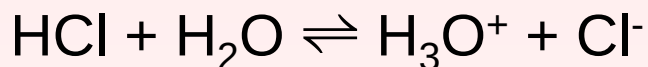
$K_a > K_b \Rightarrow \text{pH}(\text{NaH}_2\text{PO}_4) < 7$ **KISELA REAKCIJA!**

OBAVEZNO ODREDITI $\text{pH}(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$!!! (©TMF **BAZNA REAKCIJA!**)

Do sada smo posmatrali **PROTOLITIČKE REAKCIJE**
(PRELAZ PROTONA SA **KISELINE** NA **BAZU**) i neke nazvali
JONIZACIJA, a neke **HIDROLIZA**.

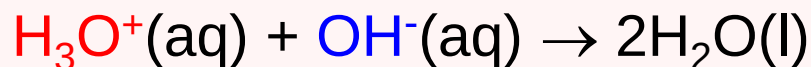
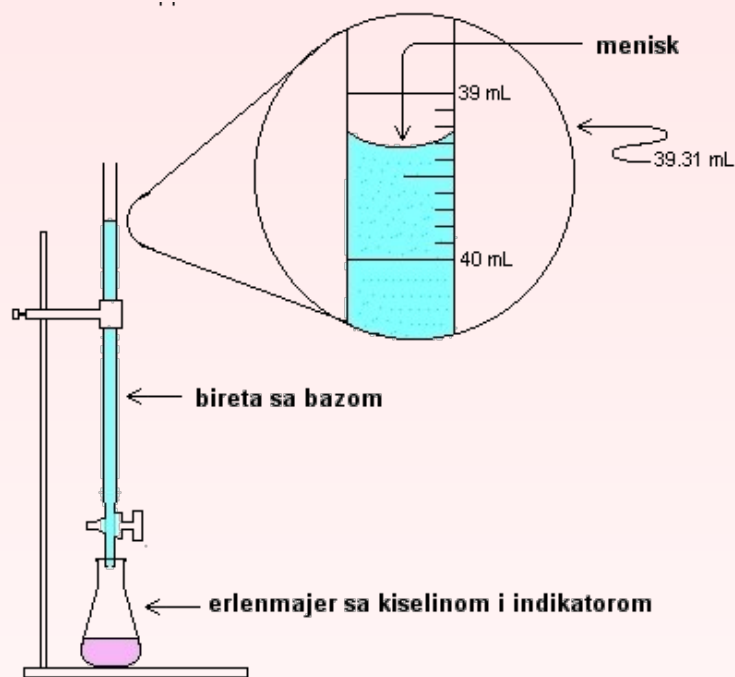
Ostalo je da vidimo kako protolitička teorija objašnjava
reakciju **NEUTRALIZACIJE**!

Klasična Arenijusovska definicija kaže da je **NEUTRALIZACIJA**
reakcija između **kiseline** i **baze** kojom nastaju **so i voda**.



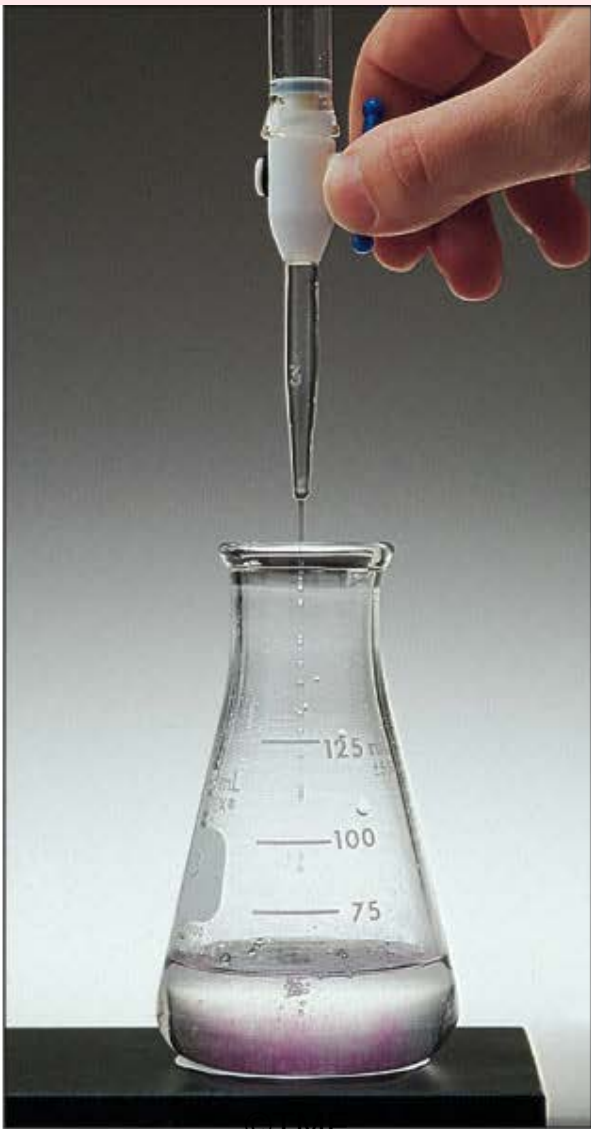
Kombinovati sa ranijim primerom jonizacije slabe kiseline,
slajd 22.

VOLUMETRIJSKA METODA za određivanje nepoznate koncentracije kiseline ili baze - TITRACIJA





(a)



(b)

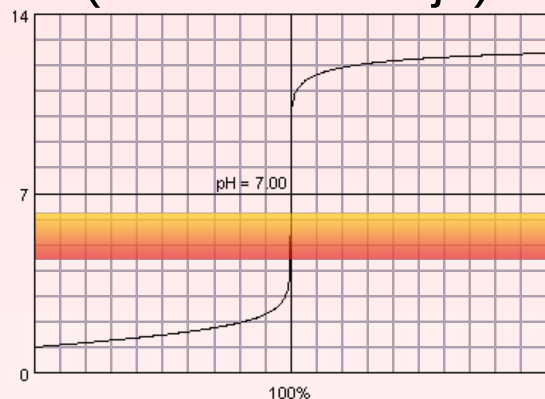


(c)

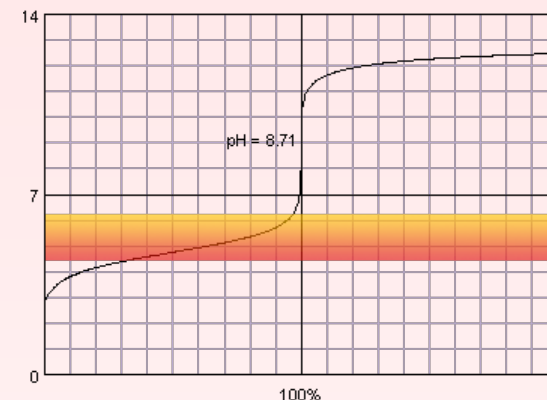
TOKOM TITRACIJE NA NEKI NAČIN PRATIMO PROMENE pH U SISTEMU I DOBIJAMO **KRIVE TITRACIJE**

Ordinata: pH-vrednost

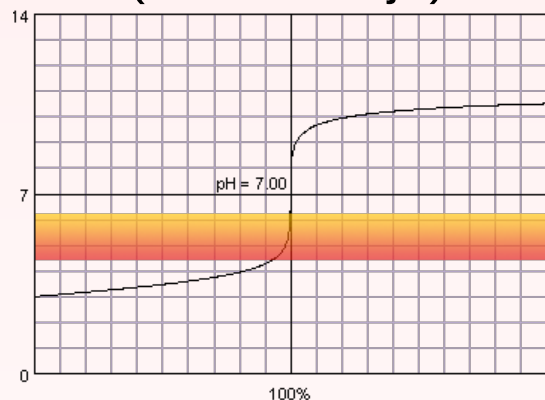
Jaka kiselina-jaka baza
(koncentrovanije)



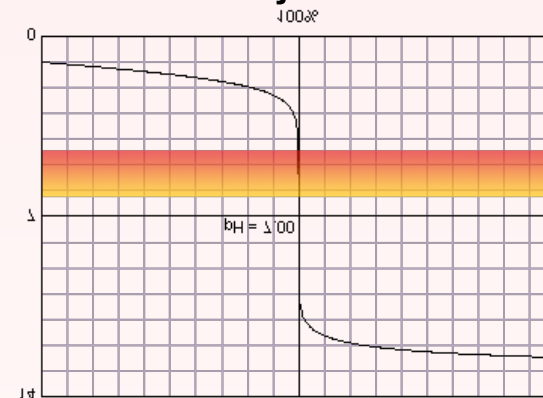
Slaba kiselina-jaka baza



Jaka kiselina-jaka baza
(razblaženije)



Jaka baza-jaka kiselina



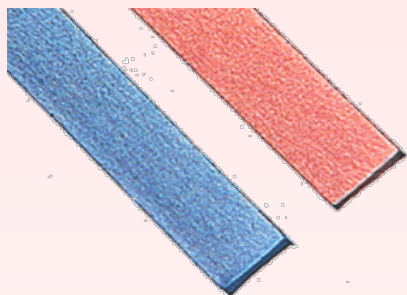
100 % = ekvivalentna tačka

©TMF

Apscisa: zapremina rastvora titracionog sredstva, V (ml ili cm^3)

Kiselost (baznost) određujemo i pratimo pomoću:

- LAKMUS PAPIRA (grubo, manje ili više od 7)
- UNIVERZALNE INDIKATORSKE HARTIJE (preciznije)
- RASTVORA INDIKATORA (grubo)
- pH-METRA (veoma precizno)

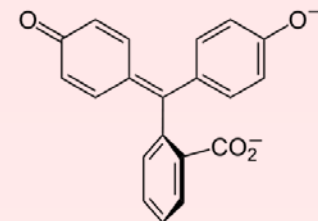
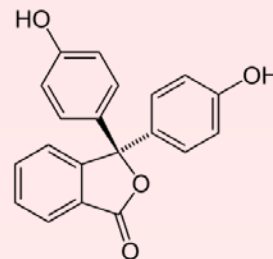


INDIKATORI

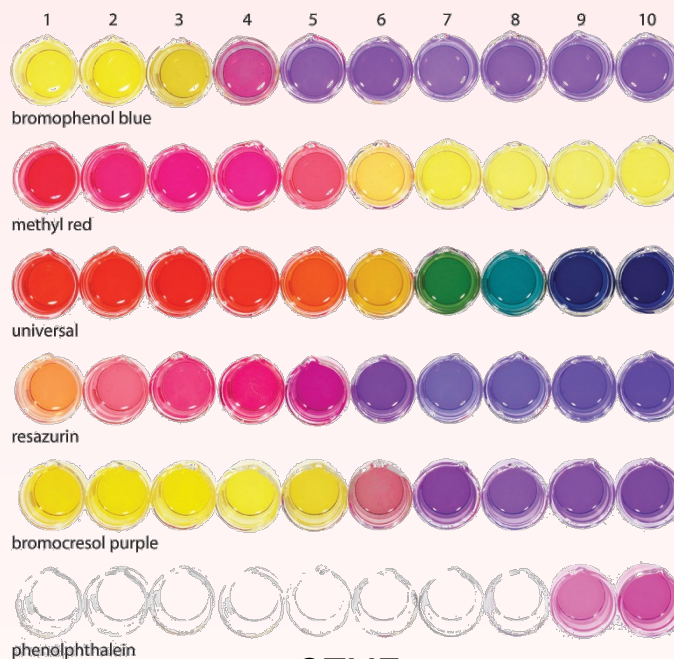
SLABE ORGANSKE KISELINE HIn

ili

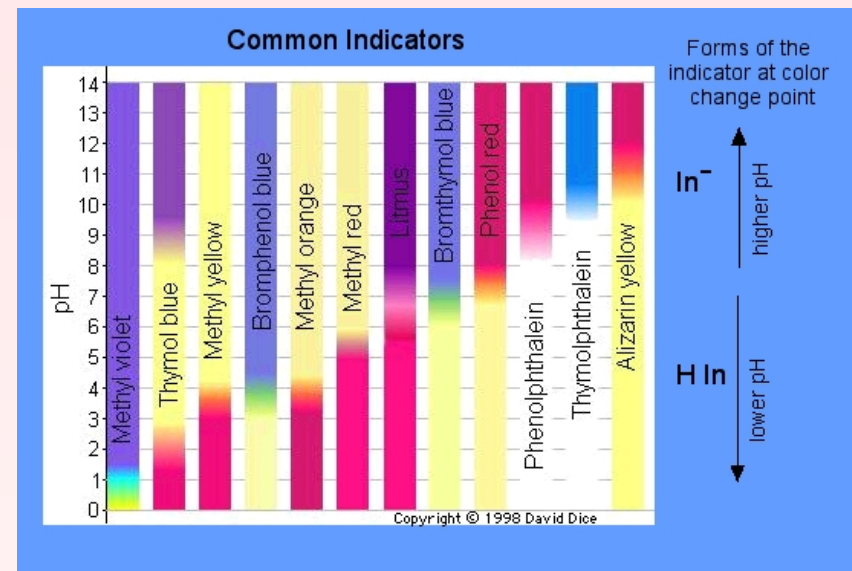
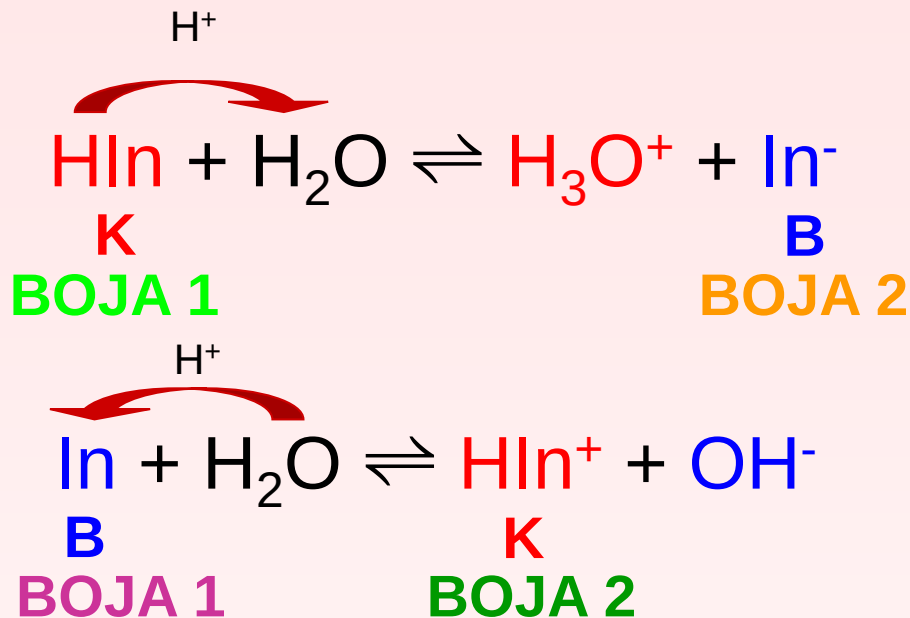
SLABE ORGANSKE BAZE In^-



USLOV JE DA MOLEKULSKI I JONSKI OBLIK IMAJU
RAZLIČITE BOJE!!!



RAVNOTEŽA U VODENIM RASTVORIMA INDIKATORA



Sve je već poznato, samo treba koristiti znanje iz pomeranja ravnoteže!

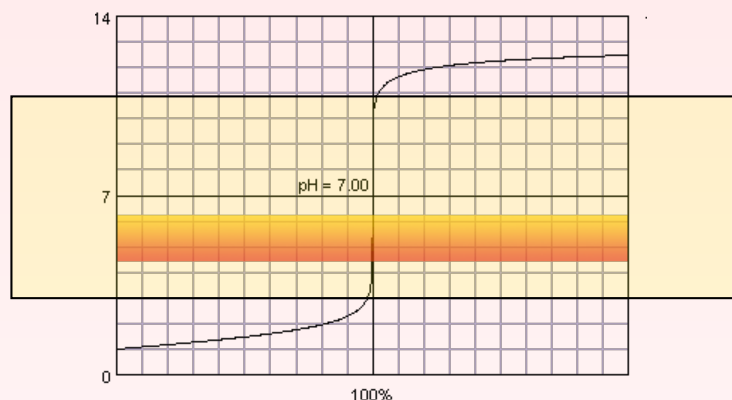
Interval pH zavisi od pK!

INDIKATORI SE PRIPREMAJU KAO VEOMA RAZBLAŽENI VODENI ILI ETANOLSKI RASTVORI (npr. 0,1 %),
A KORISTI SE **SAMO PAR KAPI** TAKVOG RASTVORA!!!

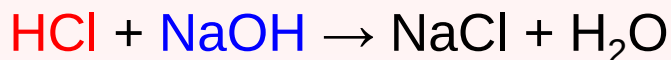
IZBOR INDIKATORA

MORA SE VODITI RAČUNA O OBLIKU KRIVE TITRACIJE
I pH-VREDNOSTI ZAVRŠNE TAČKE

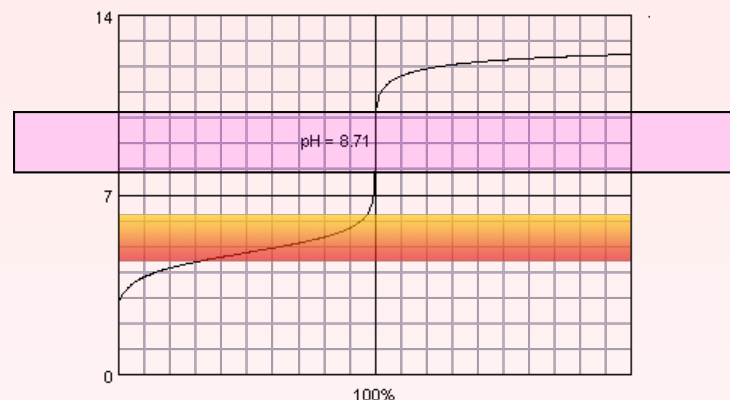
Jaka kiselina-jaka baza



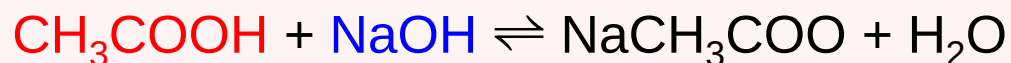
Na primer:



Slaba kiselina-jaka baza



Na primer:



Tablica u Priručniku !!!