

***OSNOVNI TIPOVI
NEORGANSKIH HEMIJSKIH
JEDINJENJA***

1.OKSIDI

2.KISELINE

3.BAZE

4.SOLI

OKSIDI

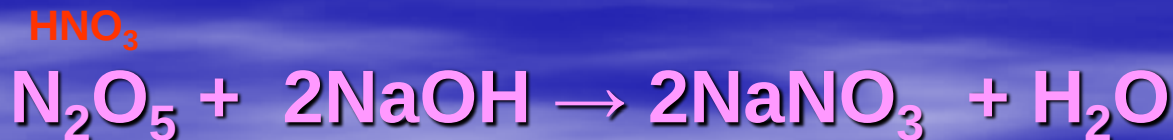
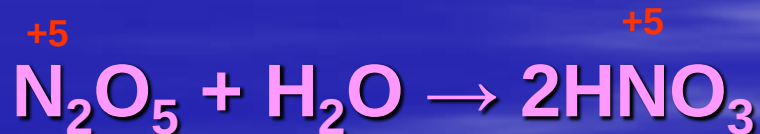
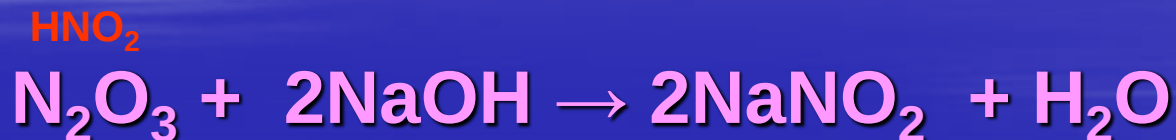
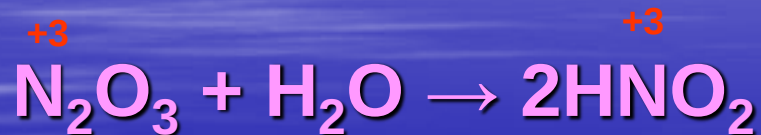
- 1. kiseli**
- 2. bazni**
- 3. amfoterni**
- 4. inertni (indiferentni)**
- 5. složeni**

KISELI OKSIDI

- oksidi nemetala
- sa vodom reaguju gradeći kiseline
- sa kiselinama NE REAGUJU
- sa bazama reaguju gradeći soli

Primeri kiselih oksida

SO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_3 , N_2O_5 , Cl_2O , P_2O_3 , P_2O_5 ...



BAZNI OKSIDI

- oksidi metala
- sa vodom reaguju gradeći baze
- sa bazama NE REAGUJU
- sa kiselinama reaguju gradeći soli

Primeri baznih oksida

oksidi elemenata I i II grupe PSE (sem BeO) i
oksidi svih metala (FeO, CuO, Bi₂O₃.....)



AMFOTERNI OKSIDI

- oksidi amfoternih elemenata
- REAGUJU i sa kiselinama i sa bazama gradeći soli

Primeri amfoternih oksida

BeO, SnO, ZnO, PbO, Al₂O₃, As₂O₃, Sb₂O₃, Cr₂O₃...

INERTNI OKSIDI

- sa vodom NE REAGUJU
- sa kiselinama NE REAGUJU
- sa bazama NE REAGUJU

Primeri inertnih oksida

CO, NO, N₂O.

SLOŽENI OKSIDI

- sastoje se od DVA ili VIŠE oksida

Primeri složenih oksida

Pb_3O_4 - MINIJUM



Fe_3O_4 - MAGNETIT



KISELINE

Arenijusova teorija

kiseline su jedinjenja koja u vodenom rastvoru disocijacijom daju vodonikove jone.



Protolitička teorija

kiseline su supstance koje mogu da PREDAJU PROTON nekoj drugoj supstanci (PROTON DONORI).



Podela kiselina

Prema jačini

1. JAKE

disociraju **POTPUNO** ($\rightarrow$)

HCl , HI , HBr , HClO_3 , HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 , ...

2. SLABE

disociraju **DELIMIČNO** ($\rightleftharpoons$)

HNO_2 , H_3PO_4 , HF , HCN , H_2CO_3 , ...

Prema broju vodonikovih atoma

1. **JEDNOBAZNE** (monoprotične) HCl , HNO_2 , HNO_3 , ...

2. **DVOBAZNE** (diprotične) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2PHO_3 , ...

3. **VIŠEBAZNE** (poliprotične) H_3PO_4 , H_3BO_3 , ...

BAZE

Arenijusova teorija

baze su jedinjenja koja u vodenom rastvoru disocijacijom daju hidroksidne jone.



Protolitička teorija

baze su supstance koje mogu da PRIME PROTON od neke druge supstance (PROTON AKCEPTORI).



AMFOLITI (proton donori i proton akceptori)



baza



kiselina

Lewis-ova teorija

baze su jedinjenja koja predaju slobodan elektronski par (ELEKTRON DONORI).

Podela baza

Prema jačini

1. JAKE

disociraju POTPUNO($\rightarrow$)

baze elemenata I i II grupe PSE sem $\text{Be}(\text{OH})_2$

2. SLABE

disociraju DELIMIČNO($\rightleftharpoons$)

(sve ostale baze)

Prema broju hidroksilnih grupa

1. JEDNOKISELE (monohidroksilne) NaOH , KOH

2. DVOKISELE (dihidroksilne) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$

3. VIŠEKISELE (polihidroksilne) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$

SOLI

To su jedinjenja koja disocijacijom u vodi daju pozitivne jone metala i negativne jone kiselinskog ostatka.

Najčešće nastaju reakcijom NEUTRALIZACIJE između kiselina i baza, mada mogu biti proizvod i nekih drugih reakcija.

Podela soli

1. NEUTRALNE SOLI

(nastaju kada se svi H^+ joni iz kiseline ZAMENE jonima metala iz baze, odnosno svi OH^- joni iz baze ZAMENE jonima kiselinskog ostatka)

2. KISELE SOLI

(nastaju kada se svi H^+ joni iz kiseline NE ZAMENE jonima metala iz baze)

3. BAZNE SOLI

(nastaju kada se svi OH^- joni iz baze NE ZAMENE jonima kiselinskog ostatka)

4. KOMPLEKSNE SOLI

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

5. DVOJNE SOLI

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$

Primeri neutralnih soli

NaCl , NH_4NO_3 , K_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Primeri kiselih soli

NaHSO_4 , KHCO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

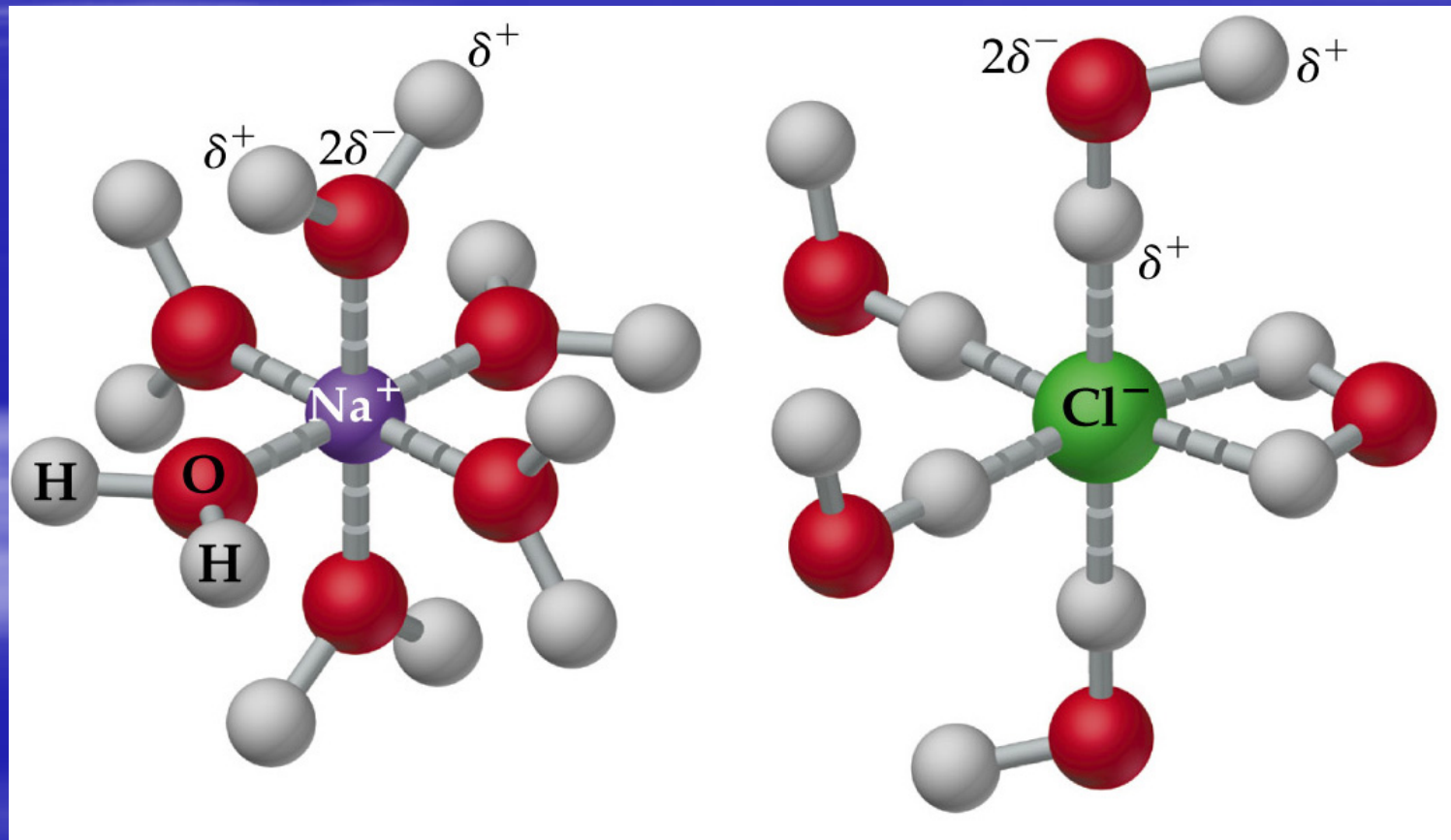
Primeri baznih soli

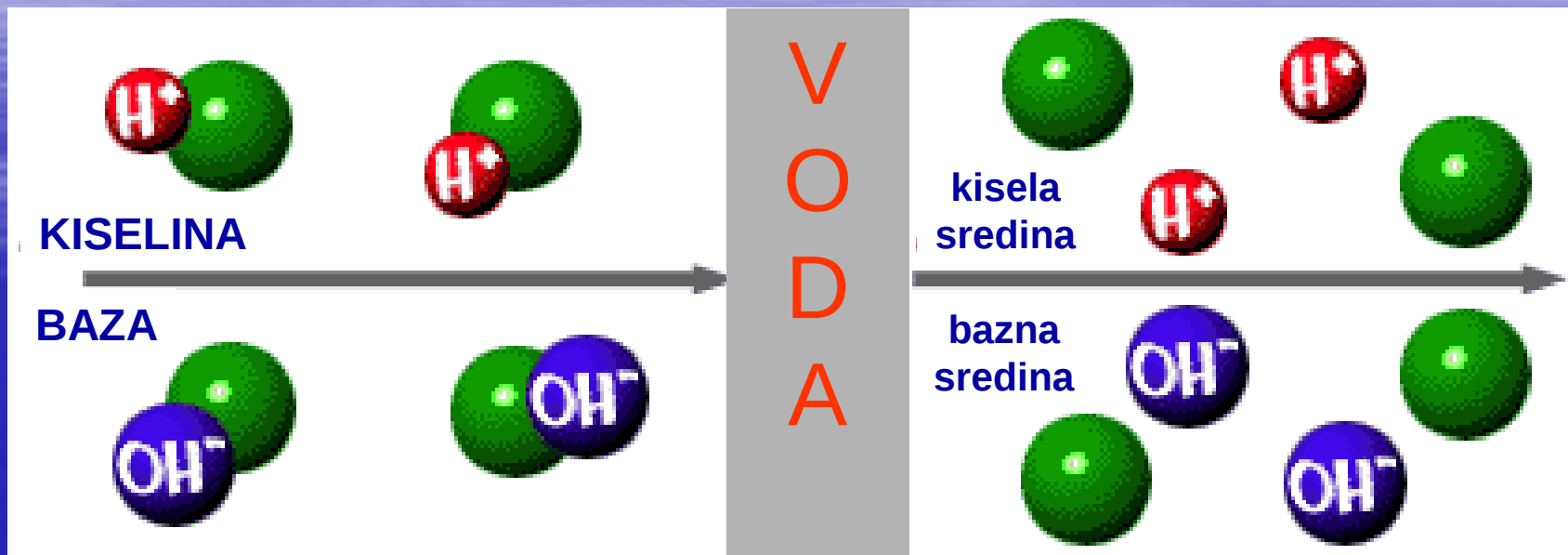
CaOHNO_3 , $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$

RAVNOTEŽE U VODENIM RASTVORIMA ELEKTROLITA

Elektrolitička disocijacija

Elektrolitička disocijacija je proces spontanog razlaganja molekula elektrolita u vodenom rastvoru na jone.



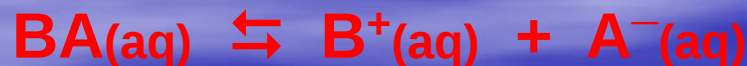


Elektrolitička disocijacija može biti:

1. POTPUNA
(svi molekuli su razloženi na jone)



2. DELIMIČNA
(nisu svi molekuli razloženi na jone)



ELEKTROLITI su jedinjenja sa JONSKOM i POLARNOM KOVALENTNOM vezom.

Elektroliti su:

1. KISELINE

2. BAZE

3. SOLI

Elektroliti mogu biti:

JAKI

disociraju POTPUNO ($\rightarrow$)

1. Jake kiseline



2. Jake baze



3. Rastvorne soli



SLABI

disociraju DELIMIČNO ($\rightleftharpoons$)

1. Slabe kiseline



2. Slabe baze



3. Voda



4. Kompleksni jon



$\text{pH} = \text{pOH} = 7$

neutralan rastvor

$\text{pH} < 7$

kiseo rastvor

$\text{pH} > 7$

bazan rastvor

Ravnoteže u vodenim rastvorima soli

HIDROLIZA

HIDROLIZA je reakcija jona soli sa jonima vode.

Soli koje NE HIDROLIZUJU su nastale iz JAKE BAZE i JAKE KISELINE.

Primer soli koja ne hidrolizuje:

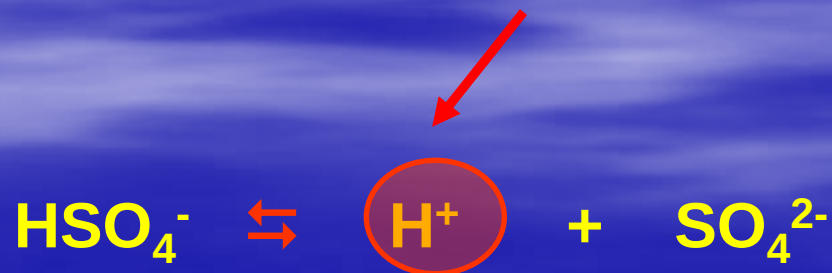


Vodeni rastvor ove soli reaguje NEUTRALNO.

Primer soli koja ne hidrolizuje:



HSO_4^- može dalje da disocira i zato vodeni rastvor ove soli reaguje KISELO.



Primer soli koja ne hidrolizuje:



MgOH⁺ može dalje da disocira i zato vodeni rastvor ove soli reaguje BAZNO.



Zaključak o solima koje NE HIDROLIZUJU:

-sve su nastale iz JAKIH BAZA i JAKIH KISELINA

-NEUTRALNA SO $\Rightarrow$ vodeni rastvor reaguje NEUTRALNO

-KISELA SO $\Rightarrow$ vodeni rastvor reaguje KISELO

-BAZNA SO $\Rightarrow$ vodeni rastvor reaguje BAZNO

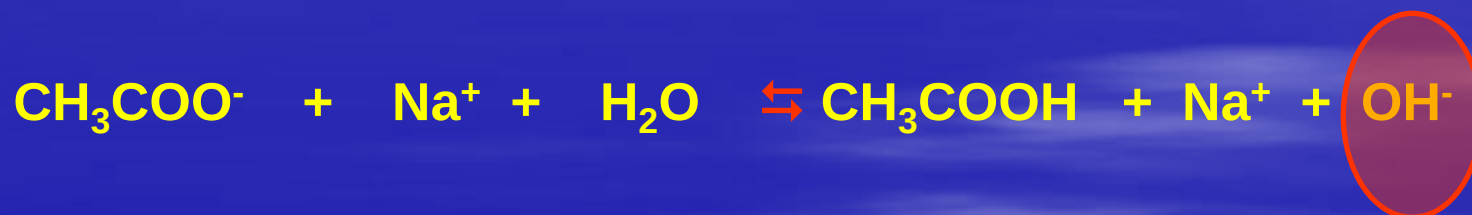
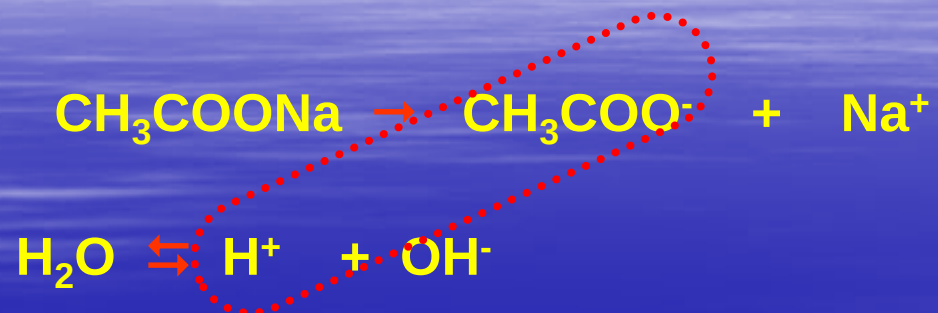
Soli koje HIDROLIZUJU su nastale iz:

1. SLABE KISELINE i JAKE BAZE

2. SLABE BAZE i JAKE KISELINE

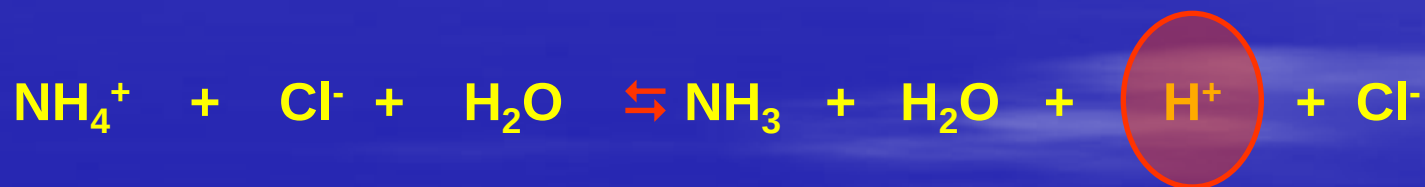
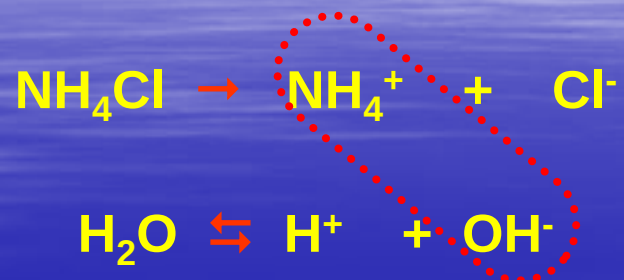
3. SLABE KISELINE i SLABE BAZE

Primer soli nastale iz SLABE KISELINE i JAKE BAZE



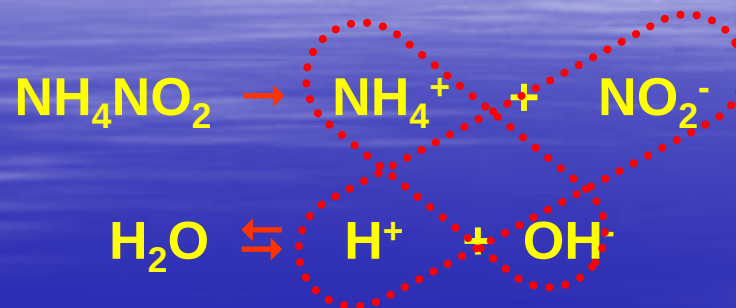
Vodeni rastvor ove soli reaguje JAKO BAZNO.

Primer soli nastale iz SLABE BAZE i JAKE KISELINE



Vodeni rastvor ove soli reaguje JAKO KISELO.

Primer soli nastale iz SLABE BAZE i SLABE KISELINE



Vodeni rastvor ove soli reaguje PREMA VEĆOJ
KONSTANTI DISOCIJACIJE.

$$K_d(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_d(\text{HNO}_2) = 4.5 \cdot 10^{-4}$$

$$K_d(\text{HNO}_2) > K_d(\text{NH}_3)$$

Vodeni rastvor ove soli reaguje SLABO KISELO.

**Najjače hidrolizuju soli nastale iz SLABE BAZE i
SLABE KISELINE.**

OKSIDO-REDUKCIONE REAKCIJE

To su reakcije u toku kojih dolazi do promene oksidacionog broja elemenata koji učestvuju u hemijskoj reakciji.

OKSIDACIJA je proces OTPUŠTANJA elektrona pri čemu se oksidacioni broj elementa POVEĆAVA.

REDUKCIJA je proces PRIMANJA elektrona pri čemu se oksidacioni broj elementa SMANJIJE.

Elementat koji se OKSIDIŠE je REDUKCIONO SREDSTVO, a elementat koji se REDUKUJE je OKSIDACIONO SREDSTVO.

Prema reaktivnosti (sposobnosti da redukuju jone drugih metala) metali su svrstani u NAPONSKI NIZ:

...K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Cd, Co, Sn, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Au, Pt...

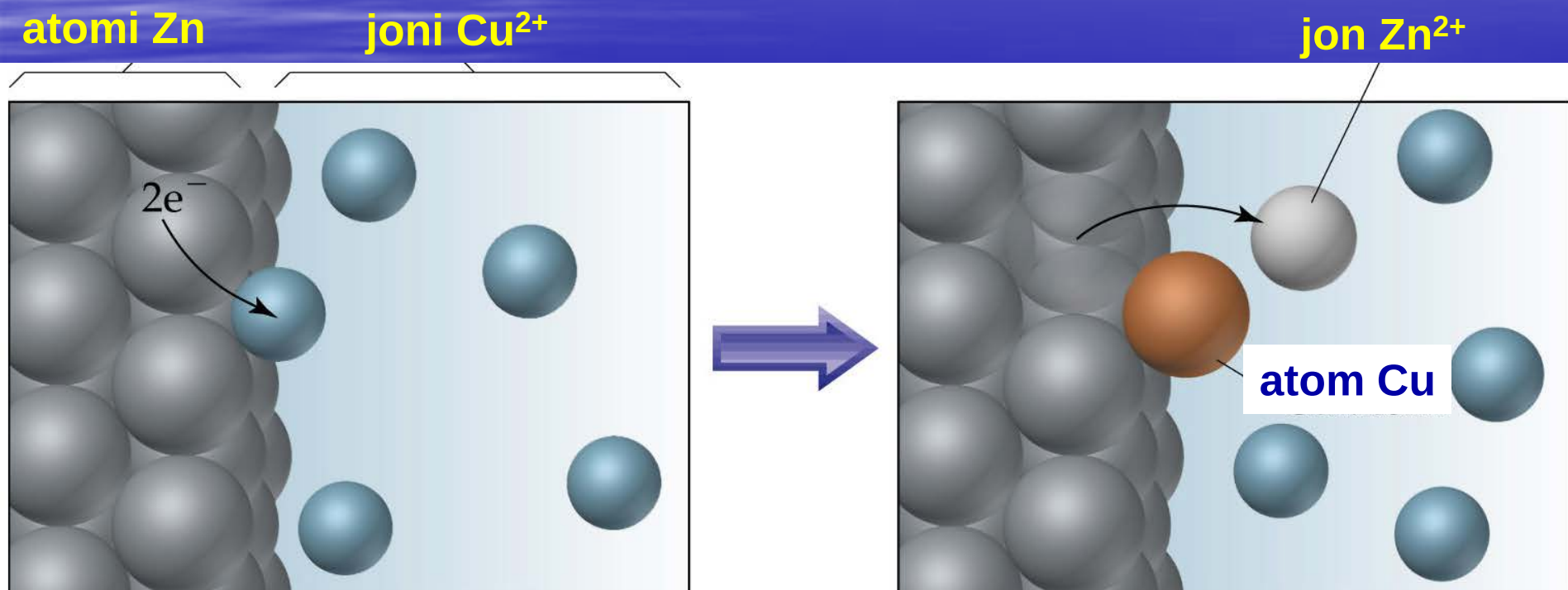
-na početku niza su NAJJAČA redukciona sredstva;

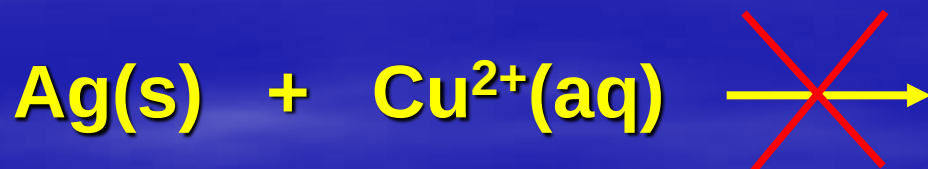
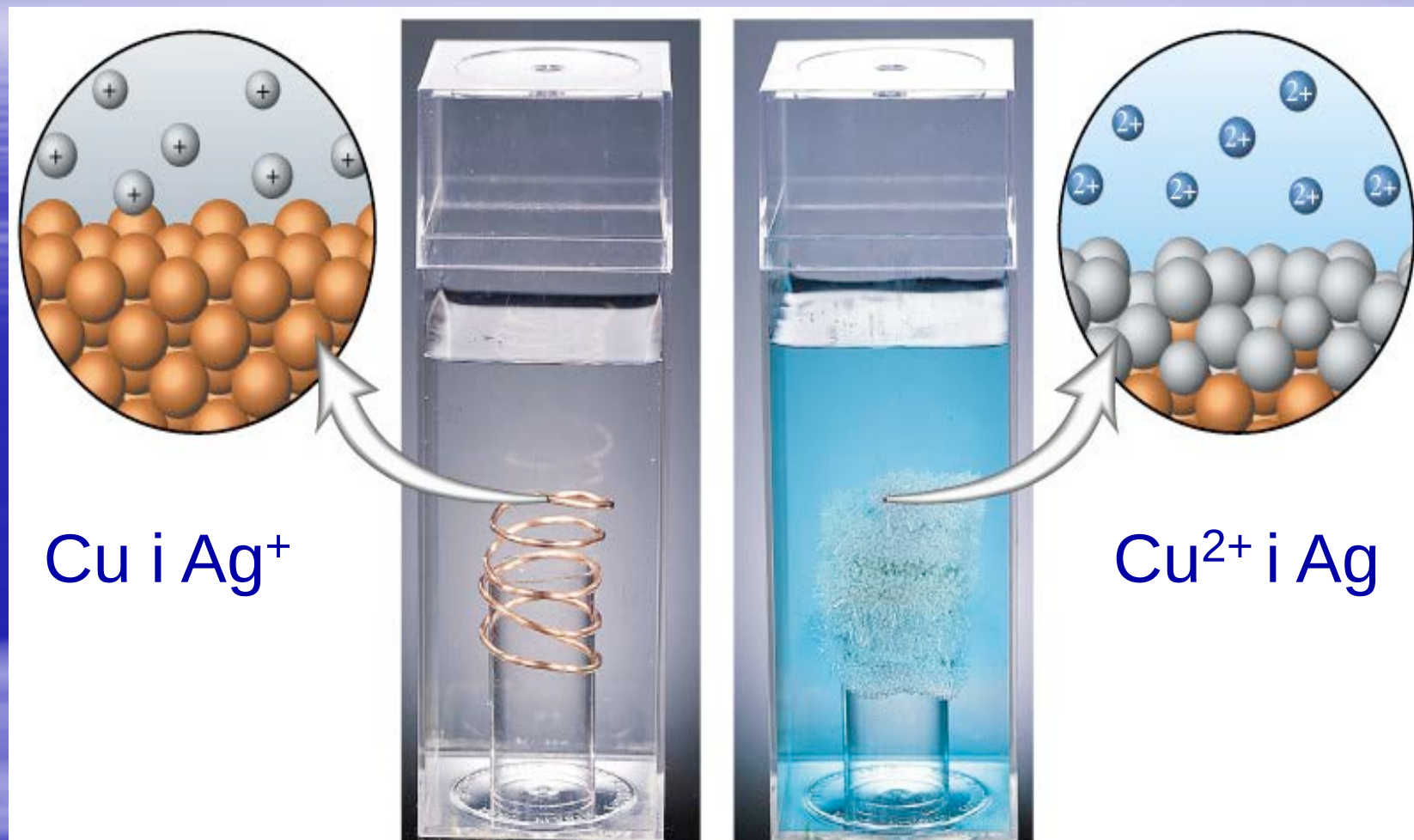
-metal koji je ISPRED može da istisne onog IZA iz njegove soli (obrnuto ne može);

-na početku niza su NAJREAKTIVNIJI elementi i reaktivnost opada idući s leva na desno;

-u okviru I i II grupe PSE reaktivnost raste sa porastom rednog broja;

-u okviru VII grupe PSE elemenat koji je IZNAD može da istisne onog ISPOD iz njegove soli (obrnuto ne može);





-metali koji su u nizu ISPRED vodonika mogu da ga istisnu iz NEOKSIDUJUĆIH kiselina;

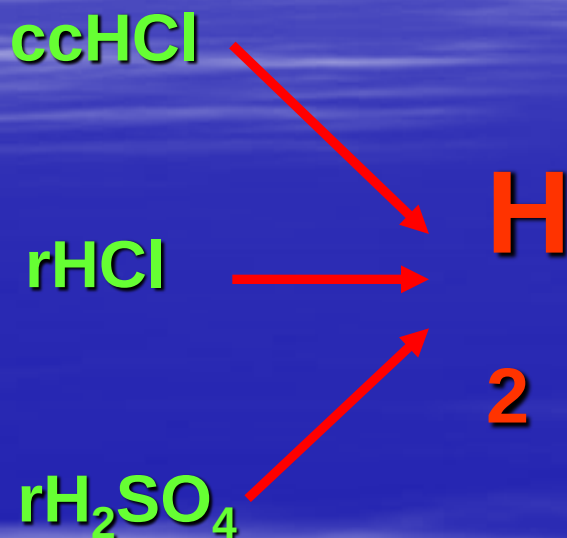


-metali koji su u nizu IZA vodonika ne reaguju sa NEOKSIDUJUĆIM kiselinama (pri običnim uslovima);



Prema oksidacionim sposobnostima kiseline se dele na:

NEOKSIDUJUĆE



OKSIDUJUĆE



samo kada reaguju sa elementima
koji su u naponskom nizu ISPRED
vodonika

-metali koji su u nizu ISPRED ili IZA vodonika reaguju sa OKSIDUJUĆIM kiselinama dajući odgovarajuće produkte;

