



UNIVERZITET U NOVOM SADU  
PRIRODNO-MATEMATIČKI FAKULTET  
DEPARTMAN ZA HEMIJU



# OSNOVNI TIPOVI NEORGANSKIH JEDINJENJA



# IUPAC nomenklatura neorganskih jedinjenja

- IUPAC nomenklatura neorganskih jedinjenja je sistematsko imenovanje hemijskih jedinjenja kako je preporučeno od strane International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)
- Prema ovoj nomenklaturi, svako jedinjenje treba da ima ime iz koga nedvosmisleno može da bude određena formula, odnosno svako ime označava samo jednu supstancu.
- Ime treba da sadrži informacije kako o sastavu tako i o strukturi jedinjenja.
- Pravila za imenovanje organskih i neorganskih jedinjenja sadržana su u sledećim dokumentima:

## 1. Plava knjiga – organska jedinjenja

- [Nomenclature of Organic Chemistry, Oxford: Pergamon Press 1979, A Guide to IUPAC, Nomenclature of Organic Compounds, Recommendations 1993, Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1993]

## 2. Crvena knjiga – neorganska jedinjenja

- [Nomenclature of Inorganic Compounds, Recommendations 1990, Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1990]

## 3. Zelena knjiga – simboli i fizičke veličine

- [Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry (2. ed.) Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1993]

## 4. Zlatna knjiga – tehnički termini u hemiji

- [Compendium of Chemical Terminology IUPAC Recommendations (2.ed.), Oxford: Blackwell Scientific Publications, 1997]

# Sistematska nomenklatura

- Sistematsko određivanje imena mora da odražava strukturu i sastav:

1. Ime jedinjenja koja sadrže katjon i anjon sadrže prvo ime katjona, a zatim ime anjona,

$\text{NaCl}$  = natrijum-hlorid

2. Naelektrisanje katjona koji imaju više pozitivnih naelektrisanja se stavlja u zagradu

bakar(I) = kupro i bakar(II) = kupri

gvožđe(II) = fero i gvožđe(III) = feri.

3. Jednoatomski anjoni imaju sufiks id,

$\text{H}^-$  = hidrid,  $\text{Cl}^-$  = hlorid,  $\text{O}^{2-}$  = oksid,  $\text{S}^{2-}$  = sulfid

4. Poliatomski anjoni koji sadrže više atoma kiseonika sadrže sufiks it za niži i at za viši sadržaj kiseonika,



Ukoliko neki element daje više od dva oksianjona, tada se upotrebljavaju i prefiksi. Prefiks **hipo-** označava niže oksidaciono stanje, a prefiks **per-** više oksidaciono stanje. Zbog toga, kada centralni atom ima više oksidacionih stanja, naziv anjona zavisi od njegovog oksidacionog broja:

$\text{ClO}^-$  = **hipohlorit** (oksidacioni broj atoma Cl=+1)

$\text{ClO}_2^-$  = **hlorit** (oksidacioni broj atoma Cl=+3)

$\text{ClO}_3^-$  = **hlorat** (oksidacioni broj atoma Cl=+5)

$\text{ClO}_4^-$  = **perhlorat** (oksidacioni broj atoma Cl=+7)

5. Prefiks bi- se koristi za označavanje prisustva jednog vodoničnog jona,

$\text{NaHCO}_3$  = natrijum-bikarbonat ili soda

$\text{NaHCO}_3$  = natrijum hidrogen karbonat

6. Kod kovalentnih jedinjenja u nazivu dolazi prvo ime atoma manje elektronegativnosti. Uz njega zatim uvek dolazi njegov oksidacioni broj, ili broj atoma na grčkom jeziku:

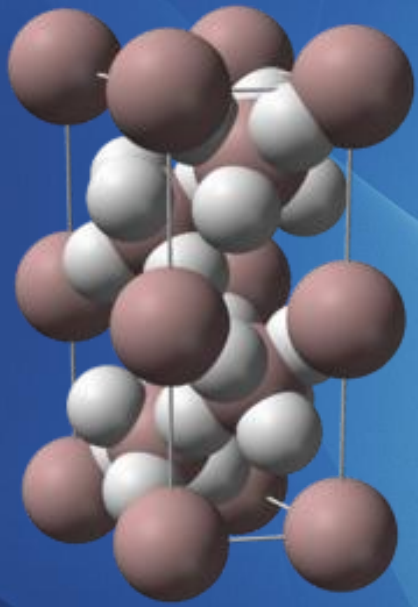
$\text{H}_2\text{S}$  = vodonik sulfid ili sumporvodonik

$\text{SO}_2$  = sumpor(IV)-oksid ili sumpor-dioksid

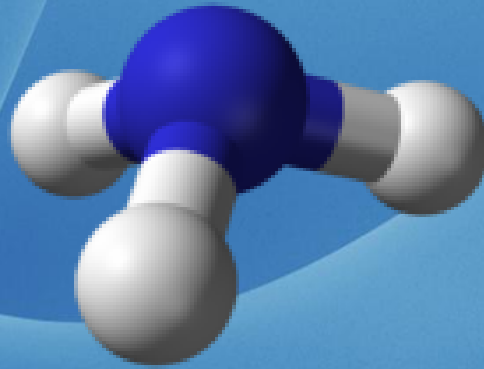
$\text{SO}_3$  = sumpor(VI)-oksid ili sumpor-trioksid

$\text{CCl}_4$  = ugljenik(IV)-hlorid ili ugljen-tetrahlorid

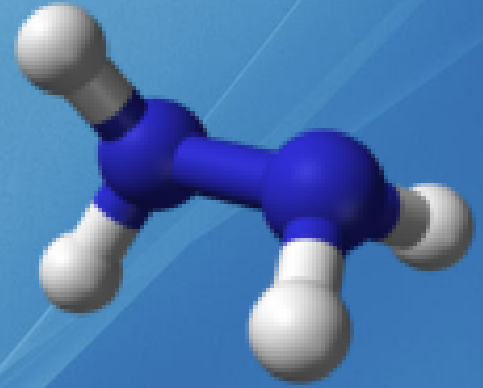
- Sva neorganska jedinjenja se mogu podeliti na:
  - Hidride,
  - Okside,
  - Kiseline (i njihove derivate),
  - Baze, i
  - Soli
  
- Osobine svih ovih jedinjenja su u vezi sa elektronegativnošću elemenata koji ih izgrađuju i tipovima hemijskih veza koje se među njima uspostavljaju.



AlH<sub>3</sub>

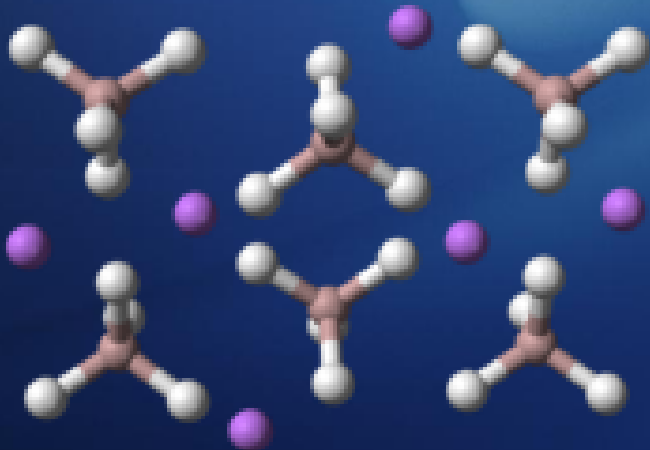


NH<sub>3</sub>

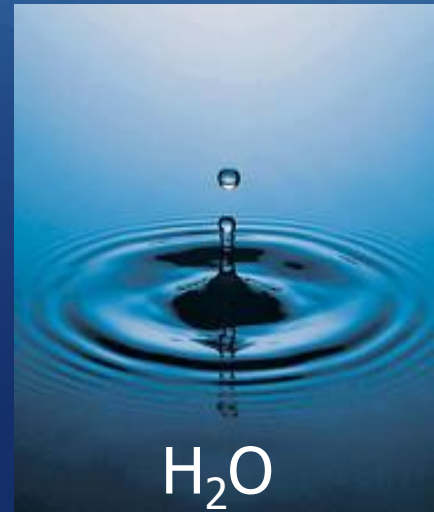


NH<sub>2</sub> - NH<sub>2</sub>

# HIDRIDI



LiAlH<sub>4</sub>



H<sub>2</sub>O



- Hidridi su sva binarna jedinjenja vodonika sa drugim elementima.
- U zavisnosti od elektronegativnosti elemenata mogu nastati tri različita tipa hidrida:
  - Jonski ili hidridi slični solima,
  - Kovalentni ili molekulski hidridi, i
  - Hidridi metalnog karaktera.

# JONSKI HIDRID I

- Hidridi u kojima vodonik ima oksidacioni broj -1
- Grade ih elementi vrlo niske elektronegativnosti (alkalni i zemnoalkalni metali)
- Svi, osim Be i Mg, reaguju sa vodonikom pri zagrevanju:



- Čvrste kristalne supstance, visoke tačke topljenja, sa jonskom kristalnom rešetkom.
- Sa vodom reaguju veoma burno:



# KOVALENTNI HIDRIDNI

- Grade ih elementi visoke elektronegativnosti (elementi p-bloka) -  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ .
- Zovu se i *isparljivi hidridi*
- U njima vodonik ima oksidacioni broj +1
- Stabilnost ovih hidrida opada u svim grupama PSE sa porastom rednog broja, jer kovalentna veza sa vodonikom slabi.
- Različito se ponašaju sa vodom:
  - Elementi IVA grupe ne reaguju sa vodom.
  - Od elemenata VA grupe reaguje samo  $\text{NH}_3$ :



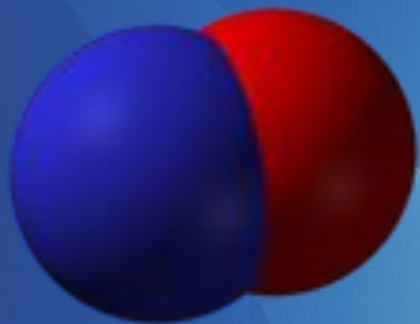
- Hidridi elementata VIA i VIIA grupe u reakciji sa vodom daju kiseline:



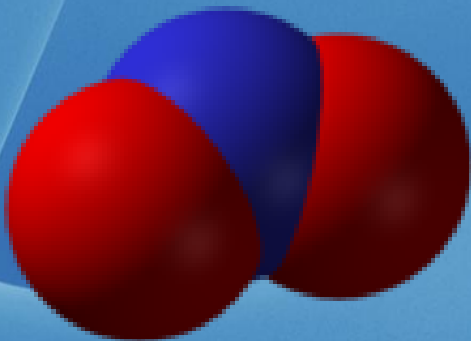
- Tačke ključanja hidrida prvih članova VA, VIA i VIIA grupe su neobično visoke u poređenju sa tačkama ključanja hidrida ostalih elemenata istih grupa - ***intermolekulske vodonične veze!***

## HIDRIDI METALNOG KARAKTERA

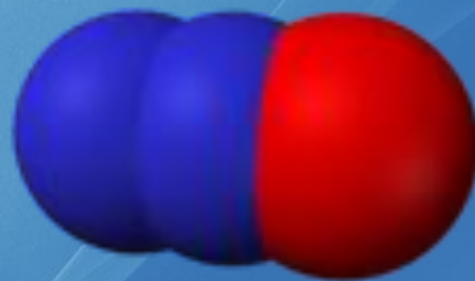
- Svi su čvrste supstance, slični su metalima iz kojih nastaju.
- Većina njih je nestehiometrijskog sastava i sadrže višak vodonika koji ispunjava šupljine u kristalu metala, pa se nazivaju i ***intersticijalni hidridi.***



NO

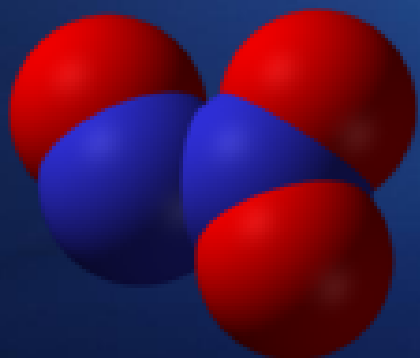


NO<sub>2</sub>

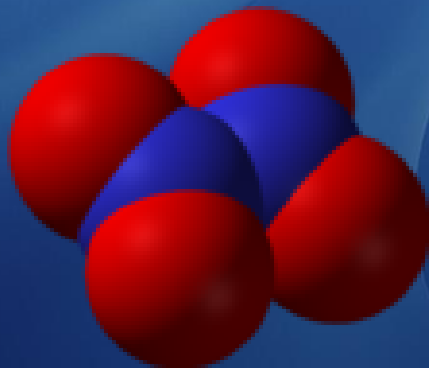


N<sub>2</sub>O

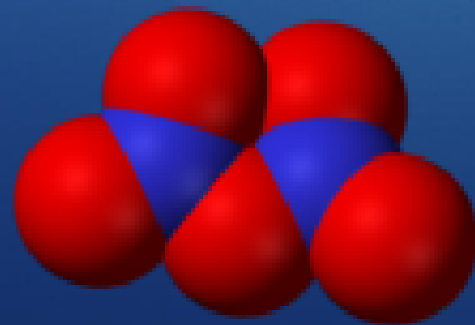
# OKSIDI



N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>



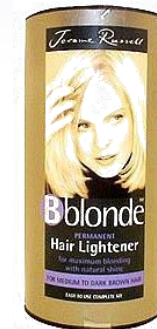
N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>



N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

- Kiseonik reaguje sa gotovo svim elementima bilo direktnom interakcijom ili indirektnim putem dajući okside, a ponekad perokside ili superokside.
- Oksidi mogu imati različita svojstva i različite strukture.
- Zbog toga se oksidi mogu klasifikovati na:

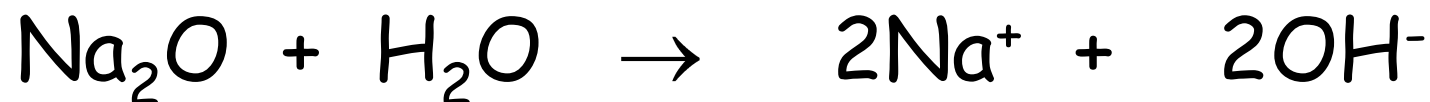
- bazne,
- kisele,
- neutralne,
- amfoterne,
- perokside,
- superokside,
- ozonide, i
- složene okside.



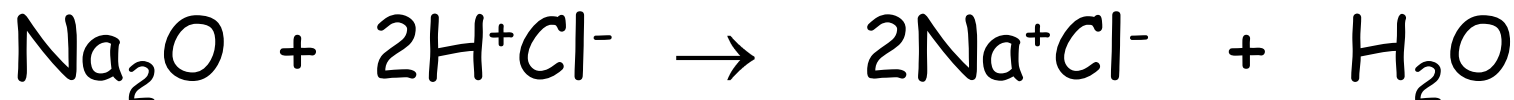
# BAZNI OKSIDI

---

- Isključivo oksidi metala, a karakteriše ih jonski i kovalentni tip veze (MgO, CaO, Na<sub>2</sub>O, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)
- Reaguju sa vodom i grade baze.



- Reaguju sa kiselinama i grade soli.



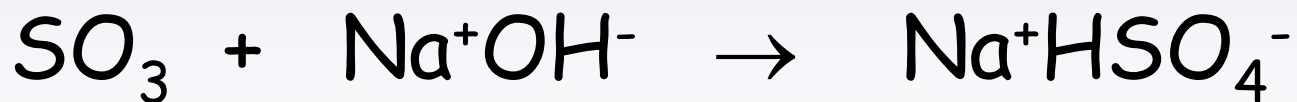
# KISELI OKSIDI

---

- Oksidi nemetala ili oksidi nekih metala (sa višim oksidacionim brojem) i pretežno kovalentnim karakterom veze ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{CrO}_3$ ).
- Reaguju sa vodom i grade kiseline.



- Reaguju sa bazama i grade soli.



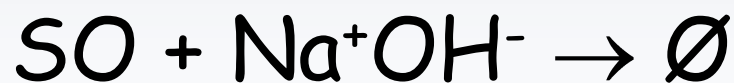
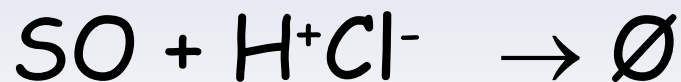


# NEUTRALNI OKSIDI

---

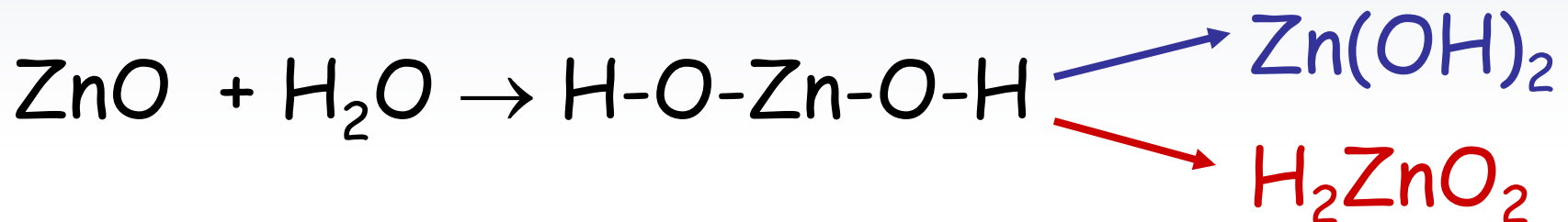
- Zovu se i indiferentni oksidi
- Ne reaguju sa vodom, kiselinama i bazama.

SO, NO, CO, N<sub>2</sub>O

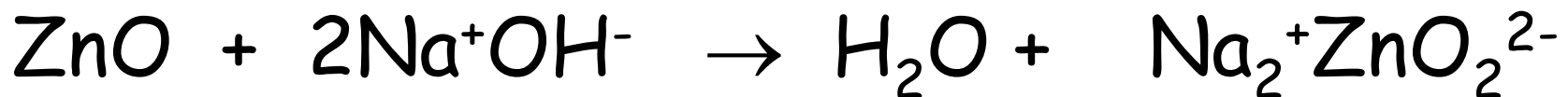
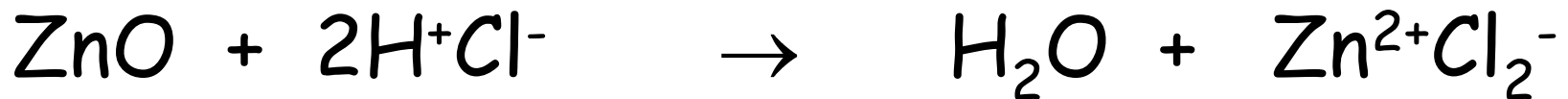


# AMFOTERNI OKSIDI

- Oksidi koji se mogu rastvoriti i u kiselinama i u bazama, odnosno mogu da neutrališu i kiseline i baze (PbO, ZnO, SnO, BeO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub>)
- Reaguju sa vodom i grade komponente koje se ponašaju i kao kiseline, i kao baze.



- Reaguju i sa kiselinama, i sa bazama.



# PROMENE KISELO-BAZNIH OSOBINA OKSIDA ELEMENATA III PERIODE

$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
bazan	bazan	amfoteran	kiseo	kiseo	kiseo	kiseo



# PROMENE KISELO-BAZNIH OSOBINA OKSIDA ELEMENATA IIA GRUPE

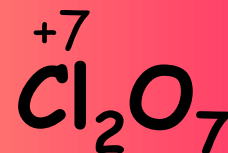
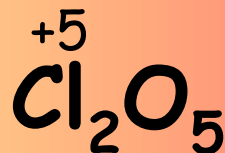
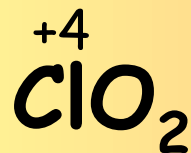
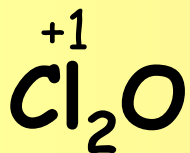
BeO	MgO	CaO	SrO	BaO	RaO
amfoteran	bazan	bazan	bazan	bazan	bazan

Baznost raste

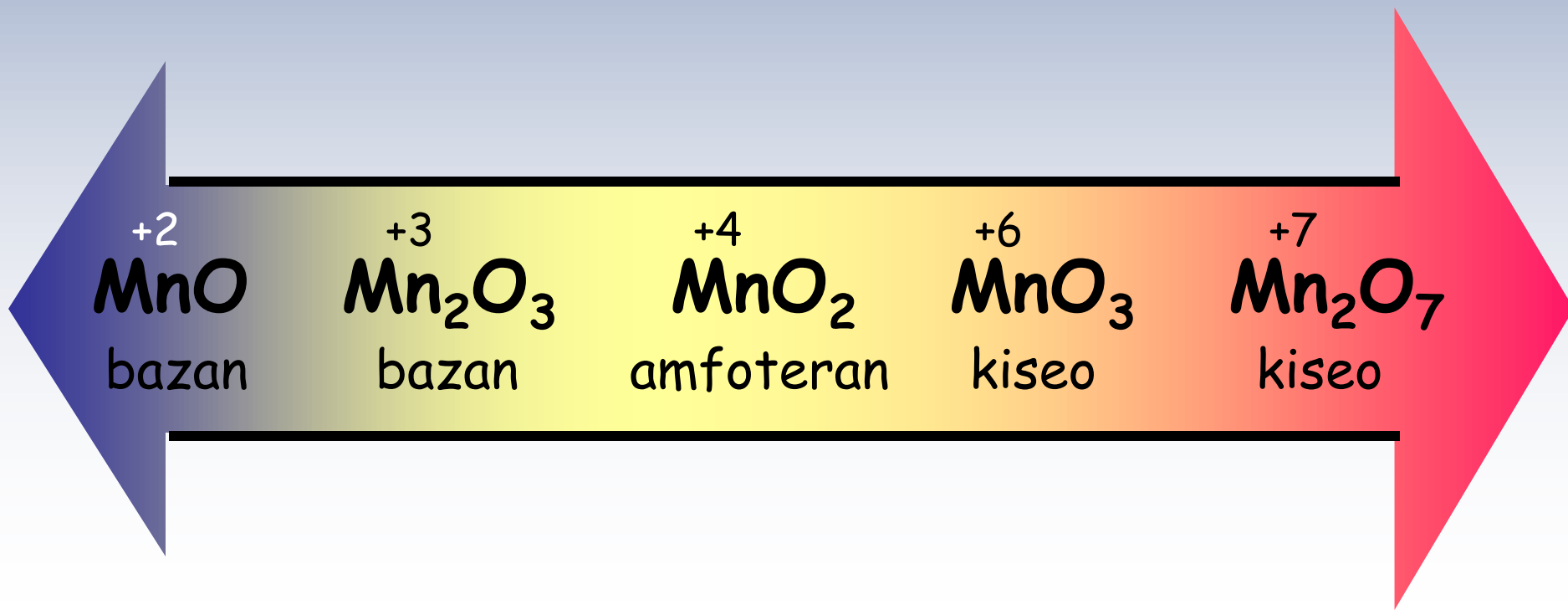


GRADI LI NEKI ELEMENAT VIŠE  
OKSIDA SA RAZLIČITIM  
OKSIDACIONIM BROJEVIMA, KISELI  
KARAKTER OKSIDA RASTE SA  
PORASTOM OKSIDACIONOG BROJA

---



GRADI LI NEKI METAL VIŠE OKSIDA SA RAZLIČITIM OKSIDACIONIM BROJEVIMA, OKSID SA NAJNIŽIM OKSIDACIONIM BROJEM IMA BAZNI KARAKTER, DOK JE KARAKTER OKSIDA SA NAJVIŠIM OKSIDACIONIM BROJEM KISELOG KARAKTERA



# PEROKSIDI

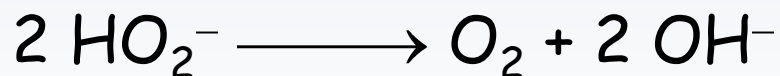
---

- Oksidi koje grade Na, K, Ba i drugi.
- Peroksidi sadrže jon  $O_2^{2-}$  ( $-O-O-$ ) jon.
- Oksidacioni broj kiseonika u jonu  $O_2^{2-}$  je  $-1$ .
- Primeri peroksida su  $BaO_2$ ,  $Na_2O_2$ .
- Sa kiselinama grade vodonik-peroksid  $H_2O_2$ .

# SUPEROKSIDNI

---

- Jonska jedinjenja koja mogu da grade samo veliki joni ( $K^+$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ) sa kiseonikom:  $KO_2$ ,  $RbO_2$ .
- Oni sadrže superoksidni jon  $O_2^-$ .
- To su jaka oksidaciona sredstva.
- Mogu da oksiduju vodu.





# OZONIDI

---

- Čvrsta jonska jedinjenja
- Sadrže  $O_3^-$  jon ( $KO_3$ ).

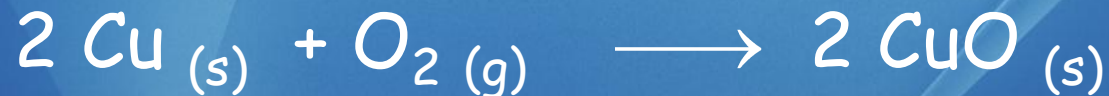
# SLOŽENI OKSIDI

---

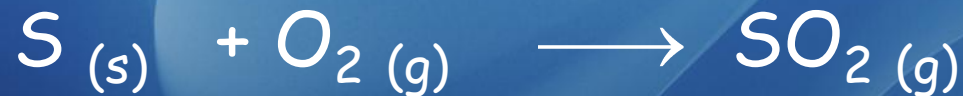
- Sastoje se iz dva jednostavna oksida istog elementa u kojima dati element ima različite oksidacione brojeve
- Minijum  $Pb_3O_4$  ( $2 PbO \times PbO_2$ )
- Magnetit  $Fe_3O_4$  ( $FeO \times Fe_2O_3$ )

# DOBIJANJE OKSIDA

- Oksidacijom metala sa kiseonikom



- Sjedinjavanjem nemetala sa kiseonikom



- Razlaganjem hidroksida



- Razlaganjem kiselina



# VAŽNI OKSIDI

$H_2O$  -  
VODA



# TOKSIČNI OKSIDI

-As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (arsen(III)-oksid)



Pulse Opera House  
presents



*Arsenic  
&  
Old Lace*  
*by Joseph Kesselring*

April 23, 24, 29, 30  
March 1, 6, 7, 8

2004

8:00 PM

www.pulseoperahouse.org

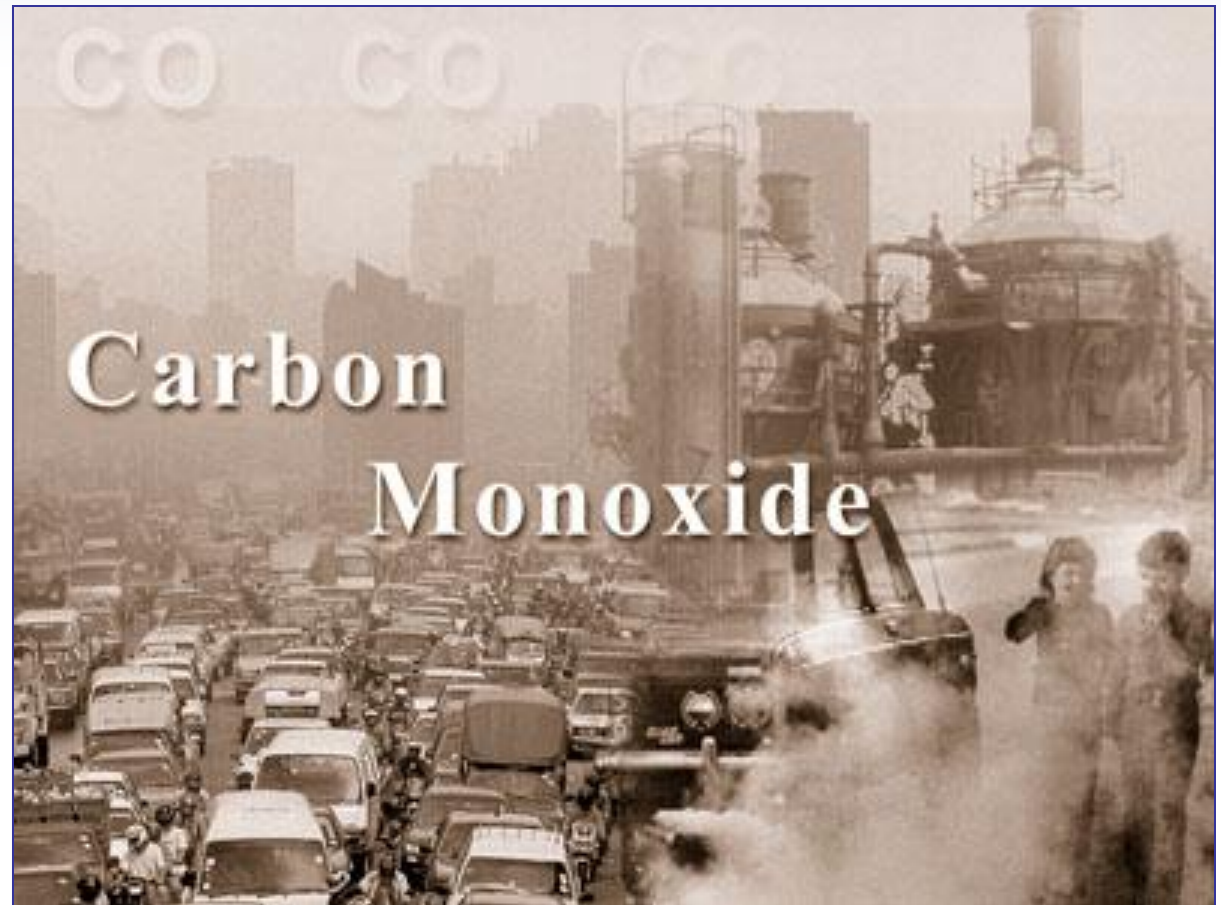
A promotional poster for the opera 'Arsenic & Old Lace' by Joseph Kesselring. The poster features a dark red background with a white lace pattern. In the foreground, there is a glass dish with a white powder, a silver spoon, a small glass of red liquid, and a black hat. The Pulse Opera House logo is in the top right corner.

# $\text{NO}_x$ i $\text{SO}_x$ - kisele kiše





# CO -UGLJEN-MONOKSID



# CO<sub>2</sub> - UGLJENIK (IV)-OKSID (UGLJEN DIOKSID)



- Superkritična ekstrakcija



$N_2O$

(AZOT-SUBOKSID)

"smejući gas" - anestetik





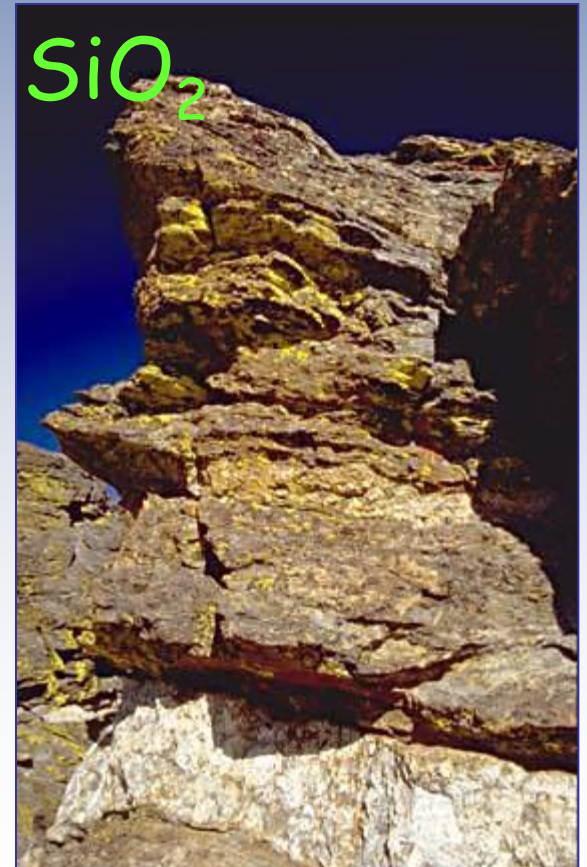
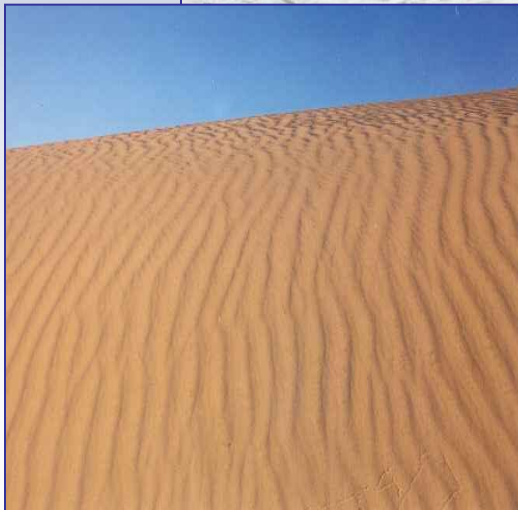
# $\text{SiO}_2$ - PESAK, KVARC

---

Slobodan - 12% litosfere;

U stenama - 43% litosfere

granitne stene >70%

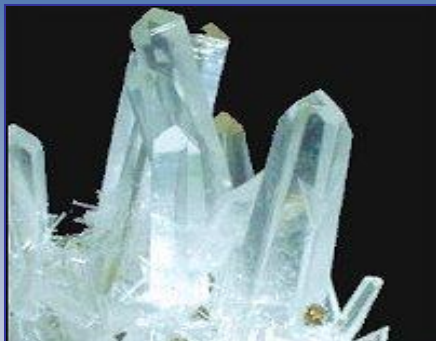


$\text{SiO}_2$

# NAKIT

---

KVARC



AMETIST



ROZI  
KVARC



# STAKLO

---



# $\text{Al}_2\text{O}_3$ - KORUND

---



RUBIN (Cr)

SAFIR (Ti, Fe)

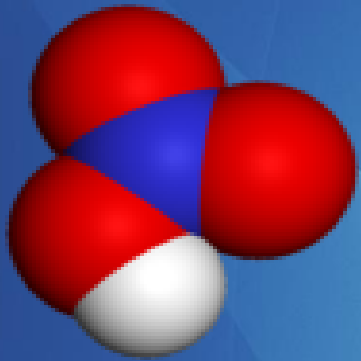


Korund sa tragovima Fe-  
"PEŠČANI PAPIR"

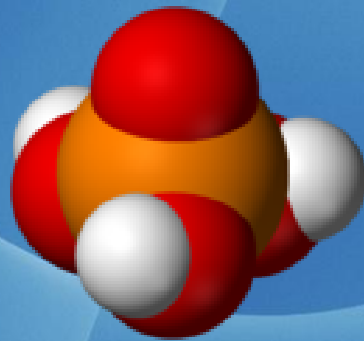


"Zvezda  
Bombaja"

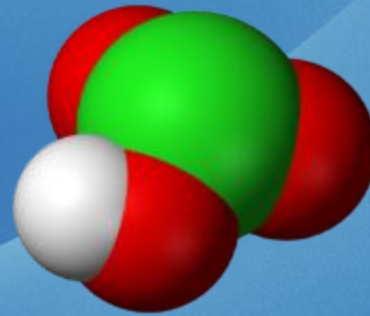




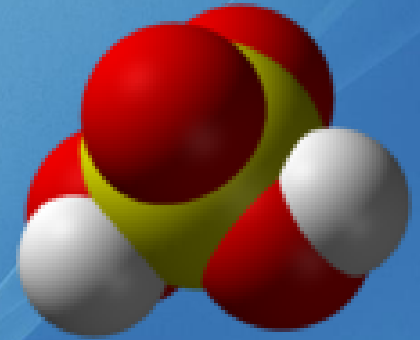
$\text{HNO}_3$



$\text{H}_3\text{PO}_4$

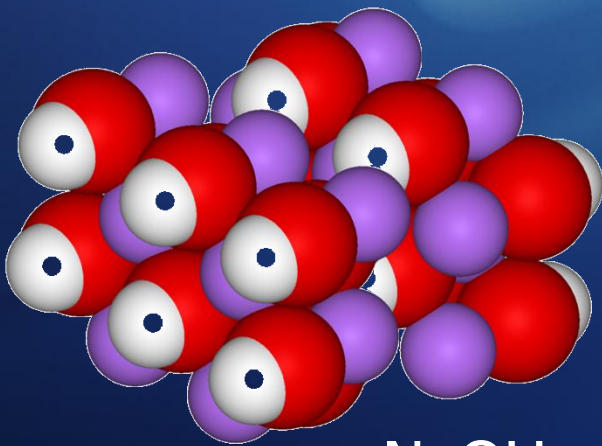


$\text{HClO}_3$

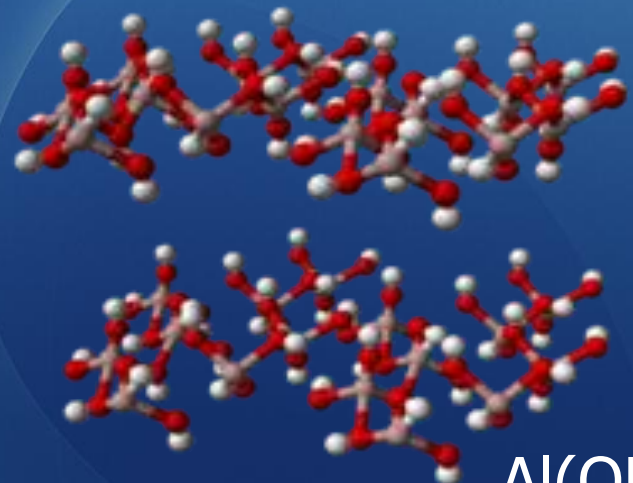


$\text{H}_2\text{SO}_4$

# KISELINE I BAZE



$\text{NaOH}$

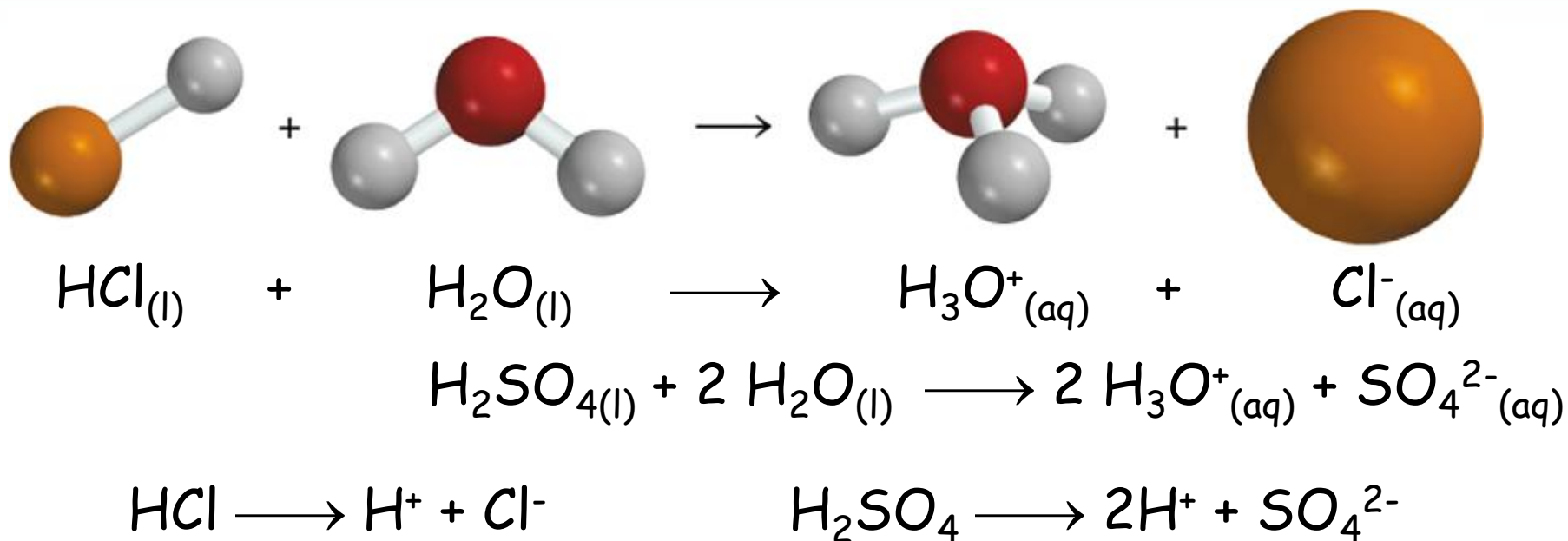


$\text{Al(OH)}_3$

Prva definicija je opisivala kiseline kao supstance čiji vodeni rastvori imaju kiseli ukus i rastvaraju mnoge metale, a baze kao supstance čiji vodeni rastvori imaju opori ukus i vraćaju boju crvenog lakmusa u plavo.

## ARRHENIUS (1887)

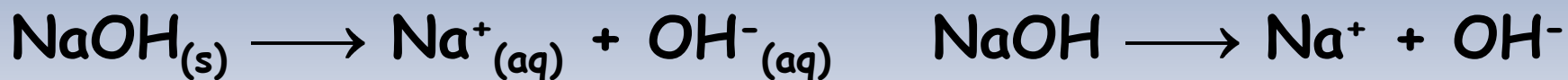
**KISELINE** - jedinjenja koja disocijacijom u vodenom rastvoru, kao pozitivne jone, daju isključivo hidronijum jone  $H_3O^+$  ( $H^+$ ).



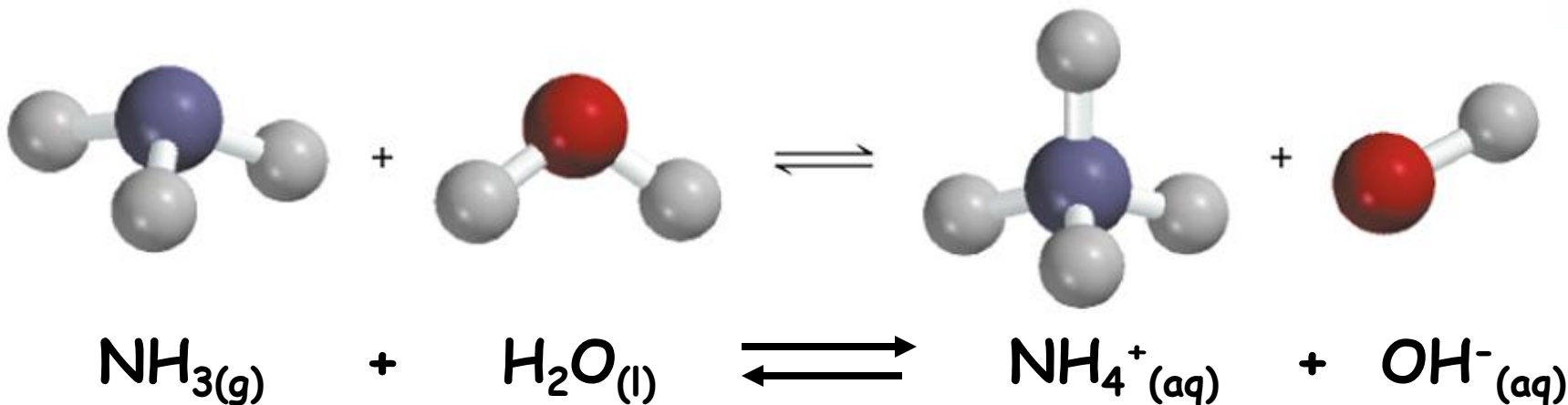
# ARRHENIUS (1887)

*BAZE* - jedinjenja koja disocijacijom u vodenom rastvoru daju hidroksidne jone  $\text{OH}^-$ , kao jedine anjone.

Spadaju svi metalni hidroksidi:



Spada i amonijum-hidroksid koji nastaje reakcijom amonijaka sa vodom, pri čemu amonijak vezuje proton iz vode i oslobađa hidroksidni jon:



# BRONSTED-LOWRY-eva teorija (1923)

*KISELINE* - supstance (molekuli ili joni) koje daju proton (proton-donori).



*HA* - kiselina jer odaje proton, a njen anjon *A<sup>-</sup>* je baza, jer u reversnoj reakciji može da primi proton i ponovo da kiselinu *HA*.

Zbog toga kiselina i njen anjon čine jedan *odgovarajući konjugovani par*.



# BRONSTED-LOWRY-eva teorija (1923)

*BAZE* - supstance (molekuli ili joni) koje primaju proton (*proton-akceptor*).



Amonijak je baza jer može da primi proton, a amonijum jon je konjugovana kiselina ove slabe baze





*PROTOLIZA (PROTOLITIČKA TEORIJA)* - disocijacija  
 kiselina i baza u vodenom rastvoru se svodi na prelazak  
 protona sa kiseline na bazu.



$\text{k}_1$		$\text{b}_2$		$\text{k}_2$		$\text{b}_1$
HCl	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	Cl <sup>-</sup>
HNO <sub>3</sub>	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> O	+	CN <sup>-</sup>		HCN	+	OH <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	+	RO <sup>-</sup>		ROH	+	OH <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	+	H <sub>2</sub> O		H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+	OH <sup>-</sup>

# LEWIS-ova teorija (1924)

Lewis-ov pojam baze se bitno ne razlikuje od Bronsted-Lowry-evog, jer su u oba slučaja to supstance sa slobodnim elektronskim parom.

*KISELINE* - akseptori elektronskog para

*BAZE* - donori elektronskog para u koordinativno kovalentnom vezivanju



# PODELA KISELINA

1. Prema tome da li sadrže kiseonik ili ne:

- a) Kiseonične ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , ...)
- b) Nekiseonične ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , ...)

2. Prema broju atoma vodonika u molekulu:

- a) Monoprotanske ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ , ...)
- b) Dvoprotanske ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ , ...)
- c) Poliprotanske ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ , ...)

3. Prema jačini:

- a) Vrlo jake  $K_a > 10^3$  ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HI}$ , ...)
- b) Jake  $10^{-2} < K_a < 10^3$  ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ...)
- c) Slabe  $10^{-7} < K_a < 10^{-2}$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HNO}_2$ , ...)
- d) Vrlo slabe  $K_a < 10^{-7}$  ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ , ...)

## JAKE KISELINE

HCl, HBr, HI

HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>

HNO<sub>3</sub>

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (u prvom stupnju)

## SLABE KISELINE

HF

HClO<sub>2</sub>, HClO

HNO<sub>2</sub>

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S

H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> (= H<sub>2</sub>PHO<sub>3</sub>)

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, R-COOH, HCN

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

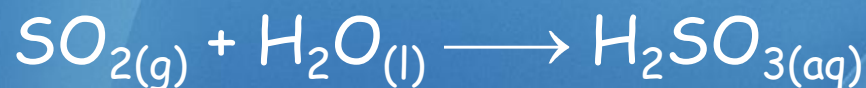


# NAZIVI KISELINA

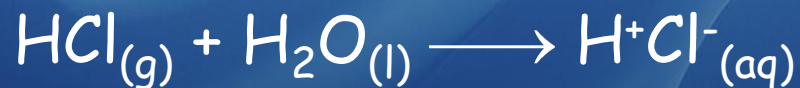
Kiselina	Centralni atom	Anjon
$\text{HNO}_3$	azotna	nitratna
$\text{H}_2\text{SO}_4$	sumporna	sulfatna
$\text{HClO}_4$	perhlorna	perhloratna
$\text{HCl}$	hlorovodonična	hloridna
$\text{H}_2\text{CO}_3$	ugljena	karbonatna
$\text{H}_2\text{S}$	sumporvodonična	sulfidna
$\text{H}_3\text{PO}_4$	fosforna	fosfatna
$\text{H}_2\text{SO}_3$	sumporasta	sulfitna
$\text{HClO}_3$	hlorna	hloratna

# DOBIJANJE KISELINA

1. Reakcijom kiselog oksida sa vodom:



2. Direktnom sintezom vodonika i nemetala:



3. Dejstvom manje isparljivih kiselina na soli lako isparljivih kiselina:



# DOBIJANJE KISELINA

4. Dejstvom jače kiseline na so slabije kiseline:



5. Dejstvom rastvorljivije kiseline na so manje rastvorljive kiseline:



# PODELA BAZA

## 1. Prema broju hidroksidnih grupa u molekulu:

- a) Jednohidroksidne ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$ , ...)
- b) Dvohidroksidne ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , ...)
- c) Višehidroksidne ( $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ , ...)

## 2. Prema jačini:

- a) Vrlo jake  $K_b > 10^{-3}$  ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ , ...)
- b) Jake  $10^{-2} < K_b < 10^{-3}$  ( $\text{LiOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , ...)
- c) Slabe  $10^{-7} < K_b < 10^{-2}$  ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ , ...)
- d) Vrlo slabe  $K_b < 10^{-7}$  ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ , ...)





---

## JAKE BAZE

Grade ih elementi  
Ia i IIa grupe PSE  
(osim Be)

---

## SLABE BAZE

Ostali metali,  
 $\text{NH}_4\text{OH}$

# DOBIJANJE BAZA

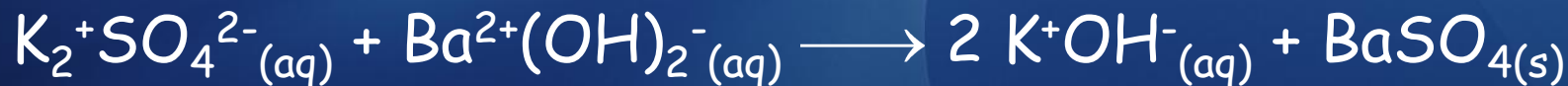
1. Reakcijom baznog oksida sa vodom:



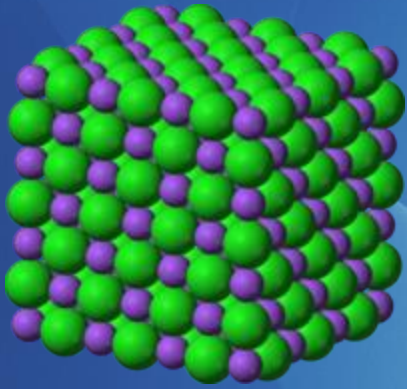
2. Direktnom reakcijom metala sa vodom:



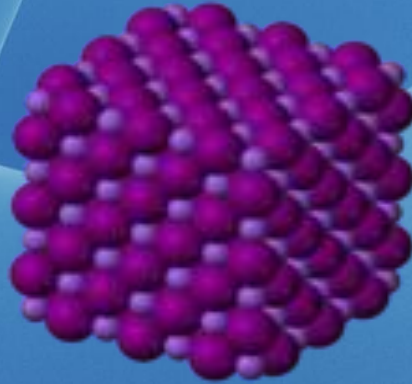
3. I rastvorne, i slabo disocirane i nerastvorne baze mogu da se dobiju iz rastvora odgovarajućih soli dejstvom jakih hidroksida:



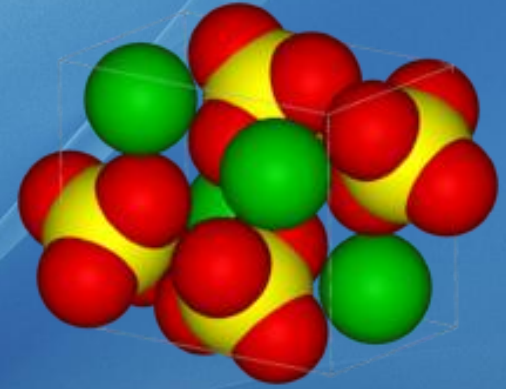
# SOLI



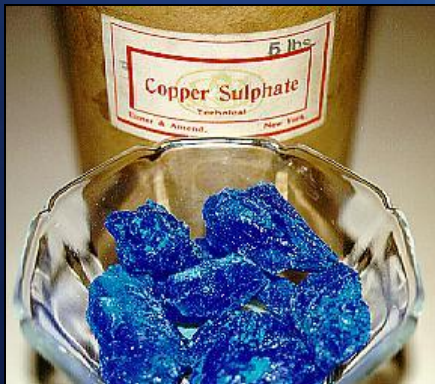
NaCl



NaI



BaSO<sub>4</sub>



Soli Cu<sup>2+</sup>



Soli Ni<sup>2+</sup>



Soli Fe<sup>2+</sup>

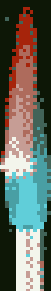


# VATROMET BOJA

LITIJUM



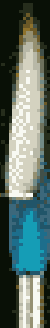
STRONCIJUM



KALCIJUM



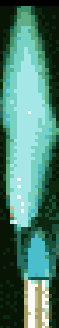
KALIJUM



NATRIJUM



BAKAR





$\text{Cu}^{2+}$  soli su plave



$\text{Ni}^{2+}$  soli su zelene



$\text{Fe}^{2+}$  soli su svetlo-zelene

$\text{Fe}^{3+}$  soli su žute

- Soli su jonska jedinjenja kristalne strukture
- Njihov katjon potiče od baze, a anjon od kiseline.
- Većina minerala u prirodi dolazi u obliku soli: karbonati, silikati, kloridi, sulfati...
- Imaju visoke tačke topljenja
- U čvrstom stanju - izolatori
- U vodenim rastvorima - *jaki elektroliti* (sa malim izuzetkom)
- Većina soli se dobija *reakcijom neutralizacije*

# PODELA SOLI

- Neutralne (normalne) soli
- Kisele soli
- Bazne soli
- Dvogube soli
- Kompleksne soli



# NEUTRALNE SOLI

- Nastaju potpunom neutralizacijom kiselina i baza



natrijum-nitrat



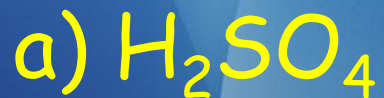
natrijum-sulfat



kalcijum-hlorid

# Kisele soli

Nastaju nepotpunom neutralizacijom poliprotičnih kiselina.

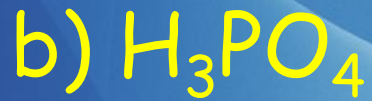


Na- kiselii sulfat  
Na- hidrogensulfat  
Na- bisulfat



Na- sulfat

# Kisele soli



Na- dihidrogenfosfat  
Na- primarni fosfat



Na- hidrogenfosfat  
Na- sekundarni fosfat



Na- (tercijarni) fosfat

# Bazne soli

Nastaju nepotpunom višekiselih baza (polihidroksida).

a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Ca- bazni hlorid  
Ca- hidroksihlorid



Ca- hlorid

# Bazne soli

b)  $\text{Al}(\text{OH})_3$



Al- dihidroksihlorid



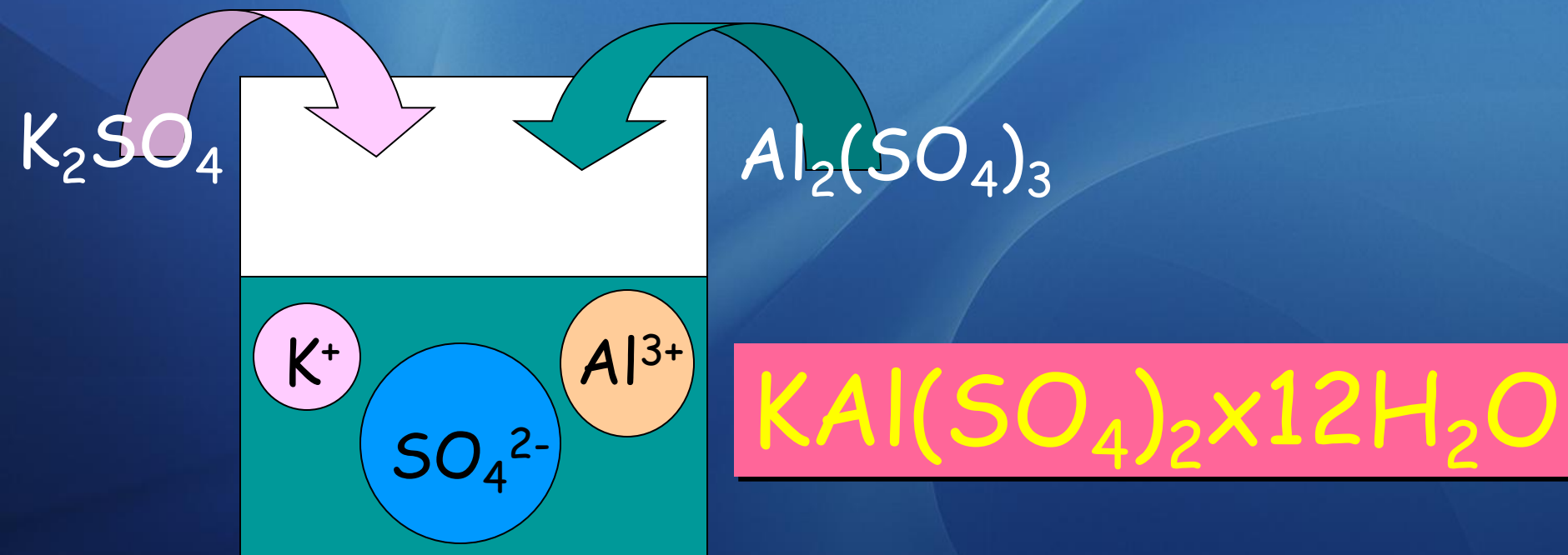
Al- hidroksihlorid



Al- hlorid

# DVOGUBE SOLI

Nastaju kristalizacijom iz rastvora dve soli i postoje samo u kristalnom stanju.



"stipsa"

# KOMPLEKSNE SOLI

- Sadrže kompleksne jone, bilo katjone, bilo anjone.
- Nastaju interakcijom izvesnih metalnih jona sa drugim jonima ili molekulima.



- Nagrađeni kompleksni joni ne zadržavaju hemijske osobine jona iz kojih su nastali, a ni fiziološke osobine.

# NOMENKLATURA

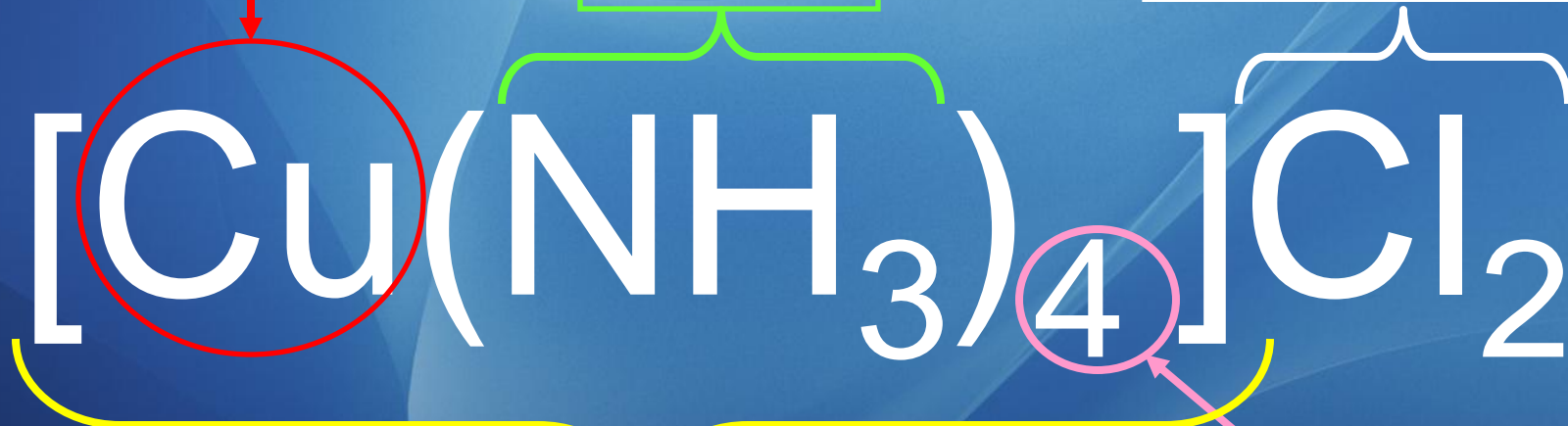
- Prvo se daje naziv katjona bez obzira da li je on kompleksni jon ili ne.
- Pravila:
  1. Konstituenti kompleksa se navode sledećim redom: anjon, neutralni molekul, centralni metalni jon
  2. Ligandima koji su anjoni daje se nastavak **-o** ( $\text{OH}^-$  - **hidroks****o**,  $\text{Cl}^-$  - **hlor****o**,  $\text{CN}^-$  - **cijan****o**, ...)
  3. Nazivi neutralnih molekula se ne menjaju. Izuzeci su:  $\text{H}_2\text{O}$  - **ak****va**,  $\text{NH}_3$  - **amin**,  $\text{CO}$  - **karbonil**,  $\text{NO}$  - **nitrozil**.
  4. Broj pojedinih liganada je označen prefiksom di-, tri-, tetra-, penta-, heksa-.
  5. Oksidacioni broj centralnog jona se označava rimskim brojem u zagradi i stavlja se posle imena kompleksa.
  6. Ako je kompleksni jon anjon, od latinskog naziva centralnog jona oduzme se **-um** ili **-ium** i dodaje se nastavak **-at**.



Centralni  
metalni jon

Spoljašnja  
sfera

Ligand



Kompleksni jon (katjon)  
unutrašnja sfera

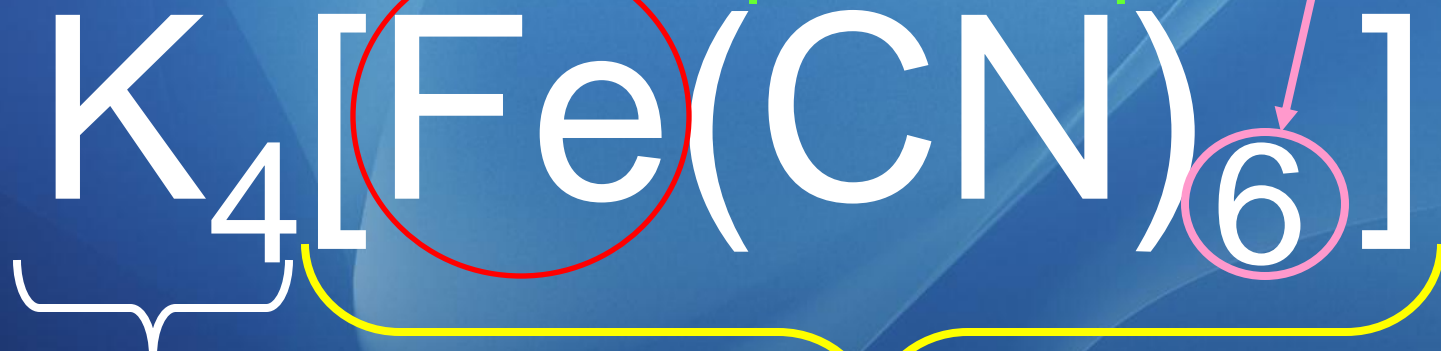
Koordinacioni  
broj (KB)

Tetraaminbakar(II)-hlorid

Centralni  
metalni jon

Koordinacioni  
broj (KB)

Ligand



Spoljašnja  
sfera

Kompleksni jon (anjon)  
unutrašnja sfera

Kalijum-heksacijanoferat(II)

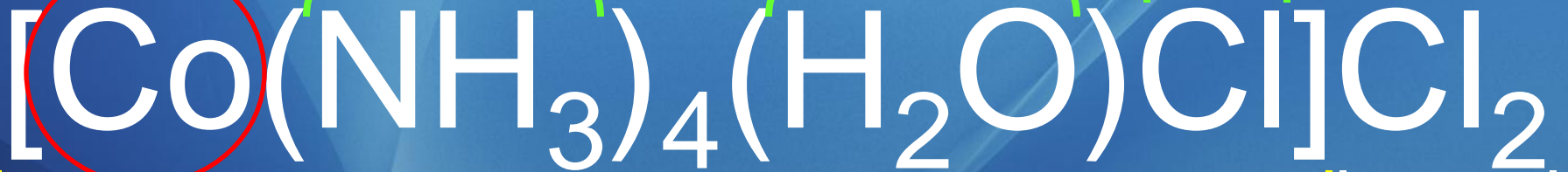
Centralni  
metalni jon

Koordinacioni broj  
(KB)= 4+1+1=6

Ligand

Ligand

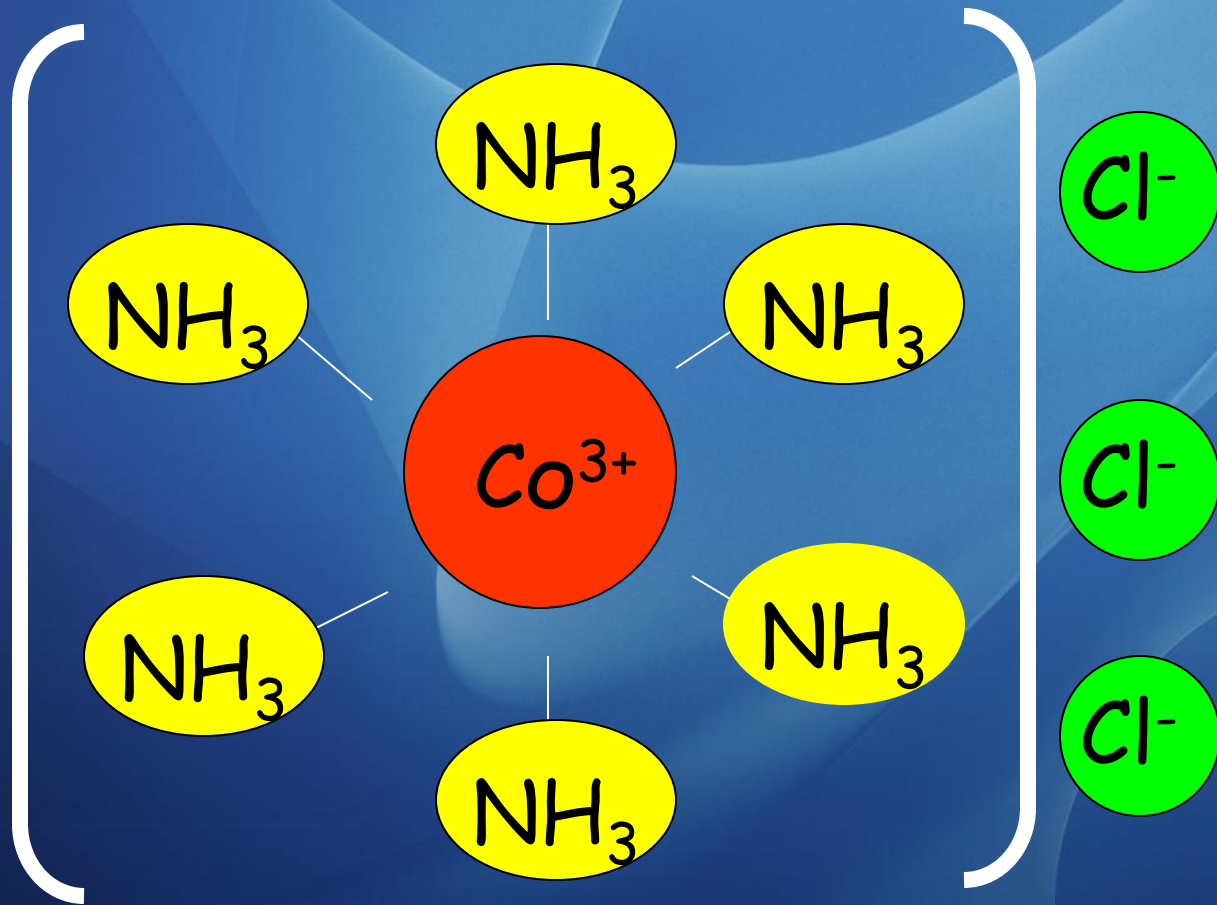
Ligand



Kompleksni jon (katjon)  
unutrašnja sfera

Spoljašnja  
sfera

Hloroakvatetraaminkobalt(III)-hlorid



Heksaaminkobalt(III)-klorid

# DISOCIJACIJA SOLI



$$K_{\text{ns}} = \frac{[\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}}$$



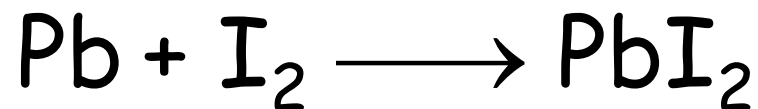
$$K_{\text{ns}} = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^4}{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}}$$

# HIDRATISANE SOLI

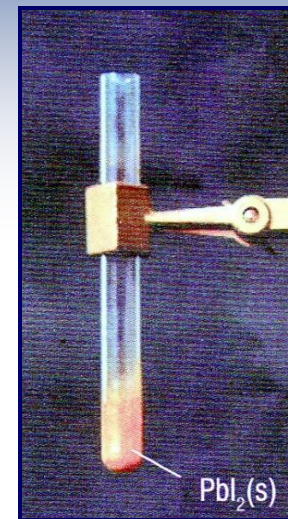
- soli koje uz svaku formulsku jedinicu sadrže i određen broj molekula vode.
- $\text{ZnSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$  - "bela galica"
- $\text{CuSO}_4 \times 5 \text{H}_2\text{O}$  - "plavi kamen"
- $\text{FeSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$  - "zelena galica"
- $\text{MgSO}_4 \times 7 \text{H}_2\text{O}$  - "gorka so"

# DOBIJANJE SOLI

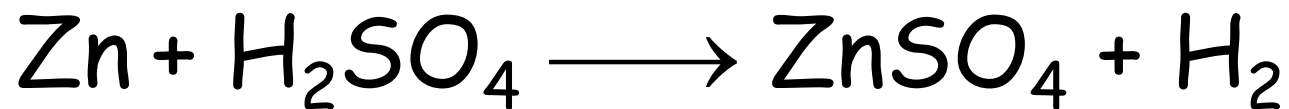
1. Metal + nemetal = so



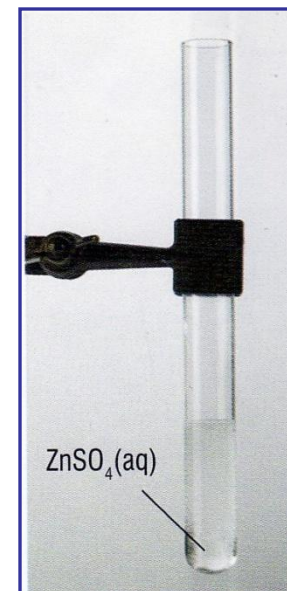
Olovo(II)-jodid



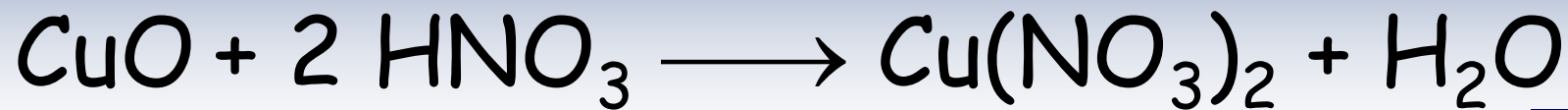
2. Metal + kiselina = so + voda



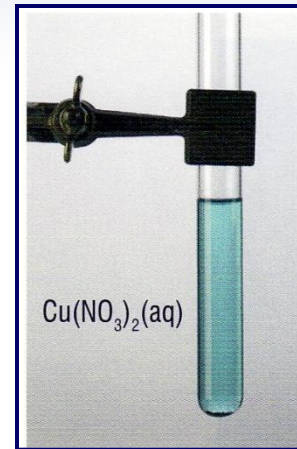
Cink(II)-sulfat



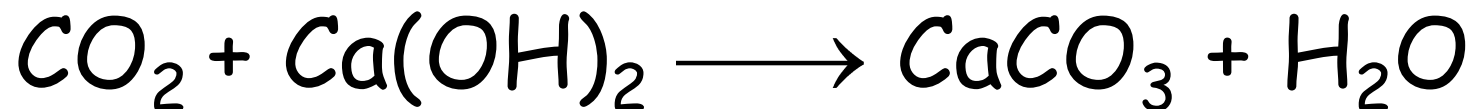
3. Bazni oksid + kiselina = so + voda



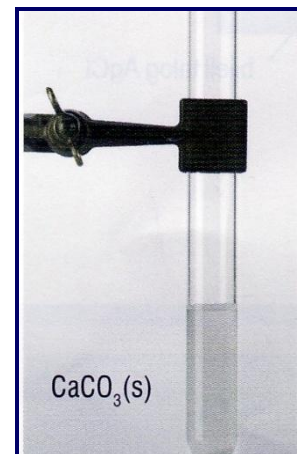
Bakar(II)-nitrat



4. Kiseli oksid + baza = so + voda



Kalcijum-karbonat

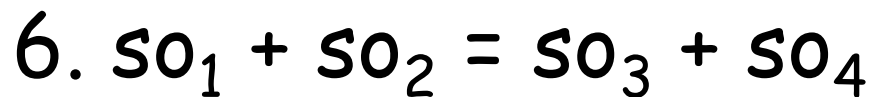




5. Kiselina + baza = so + voda



Natrijum-hlorid



"Reakcija dvostruke izmene"

