

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ  
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC  
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

# Основни типови и особине неорганских једињења

# Подела неорганских једињења:

## 1. Бинарна

## 2. Сложена

- под бинарним једињењима подразумевају се једињења између два елемента ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{HN}_3$ ,  $\text{CaC}_2$ , итд.),
- под сложеним она у чијем саставу се налазе атоми већег броја елемената ( $\text{HClO}$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , итд.).

**Бинарна једињења се могу поделити према врсти неметала на:**

- *хидриде*
- *бориде*
- *карбиде*
- *оксиде*
- *сулфиде*
- *флуориде*

с обзиром да се име анјона (већина бинарних једињења је јонског типа) добија када се на основу латинског имена неметала дода наставак *ид*.

Од већег броја бинарних једињења најважнији су *хидриди* и *оксиди*.

# ХИДРИДИ

*Хидриди* су једињења водоника са другим елементима у ширем смислу, односно једињења водоника са металима у ужем смислу.

Хидриди се могу поделити на:

- *хидриде метала* ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{AlH}_3$ , итд.)
- *хидриде неметала* ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ , итд.).

# **ХИДРИДИ**

**Бинарна једињења водоника са другим елементима.**

## **1. ЈОНСКИ ХИДРИДИ**

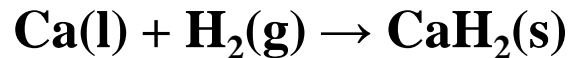
**Оксидациони број водоника “-1” (граде их елементи ниске електронегативности)**

**LiH, NaH, KH, CaH<sub>2</sub>, SrH<sub>2</sub>, BaH<sub>2</sub>....**

**Са алкалним металима - I групе:**



**Са земноалкалним металима - II групе:**

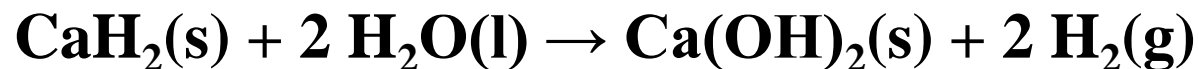
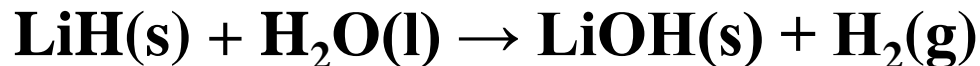


# Особине јонских хидрида

- Типичне соли, кристалне супстанце, јонска кристална решетка

- Електролизом растопа на аноди – водоник

- Водени раствор реагује базно

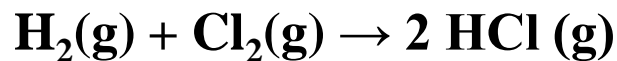


- Хидридни јон  $\text{H}^-$  је редукционо средство

## **2. КОВАЛЕНТНИ ХИДРИДИ (молекулски хидриди)**

**Оксидациони број водоника “+1” (граде их елементи високе електронегативности – п елементи)**

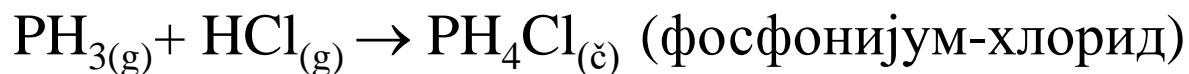
**HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>.**



Карактер ковалентних хидрида мења се идући од групе до групе периодног система.

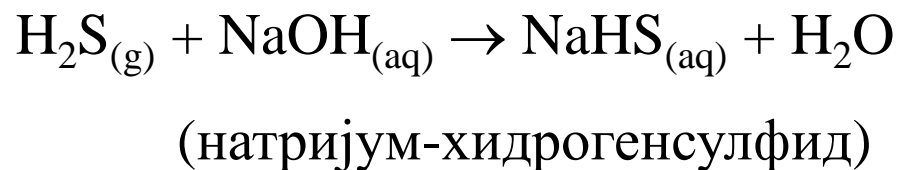
**Хидриди неметала IVa** групе периодног система (сви угљоводоници се могу убројати у ову групу, као и сви силани) су неутрални, односно не реагују ни са киселинама ни са базама.

**Хидриди неметала Va** групе ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{AsH}_3$  и  $\text{SbH}_3$ ) су једињења слабо базног карактера, односно реагују са киселинама и при томе дају соли:

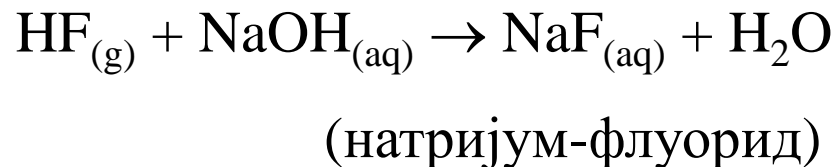




**Хидриди елемената VIa** групе периодног система ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  и  $\text{H}_2\text{Te}$ ) су слабо киселог карактера јер са базама дају соли:



**Хидриди елемената VIIa** групе ( $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и  $\text{HAt}$ ) су јако киселог карактера.



### **3. ХИДРИДИ МЕТАЛНОГ КАРАКТЕРА**

**Граде прелазни метали – d елементи.**

- **Чврсте супстанце, сличне металима**
- **Нестехиометријског састава**

# ОКСИДИ

Бинарна једињења кисеоника са другим елементима.

Оксидациони број кисеоника “-2” - оксиди

Оксидациони број кисеоника “-1” - пероксиди

Оксидациони број кисеоника “-1/2” – супероксиди

Оксиди (у ужем смислу) се деле на:

1. *неутралне*

2. *киселе*

3. *базне*

4. *амфотерне*

# **1. БАЗНИ ОКСИДИ – анхидриди база**

**Оксиди метала:  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{FeO}$  ...**

**Метали I групе са кисеоником граде:**

**- оксиде**



**- пероксиде**



**- супероксиде**



**Метали II групе са кисеоником граде:**

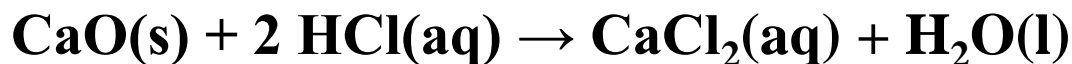
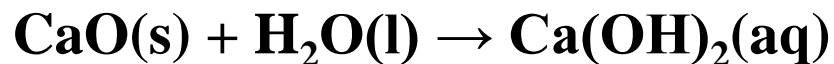
**- оксиде**



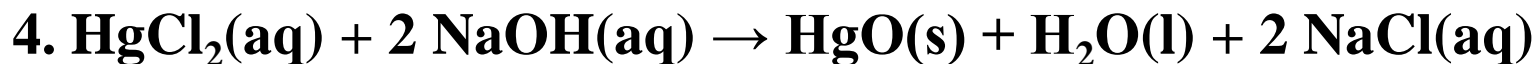
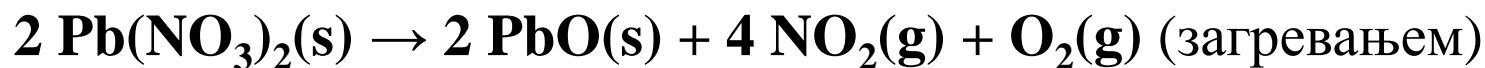
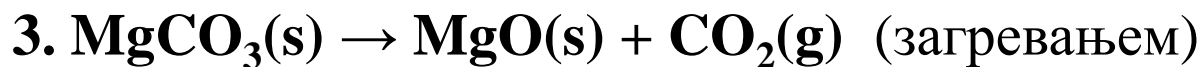
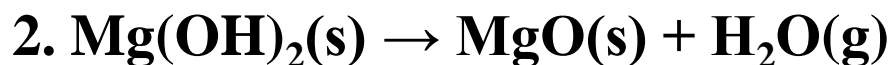
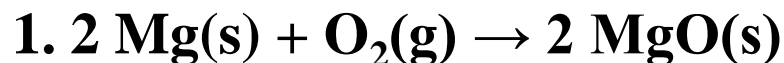
**- пероксиде**



### Реакције са водом и киселинама:



### Добијање:



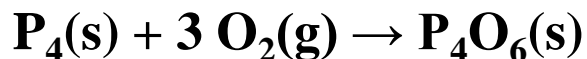
## **2. КИСЕЛИ ОКСИДИ – анхидриди киселина**

**Оксиди неметала:  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  ...**

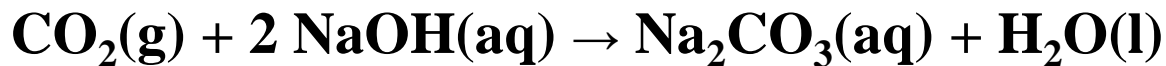
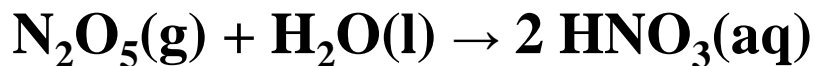
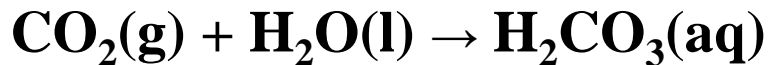
**Оксиди метала:  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  ... (висок оксидациони број метала)**

- **Једињења ковалентног карактера**
- **Једињења кисеоника и елемената IV, V, VI и VII групе**
- **Већина их је у гасовитом агрегатном стању**

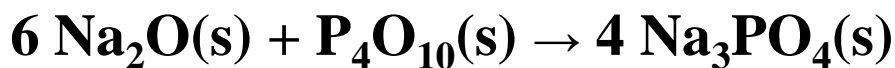
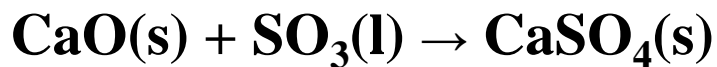
**Добијање:**



### **Реакције са водом и базама:**

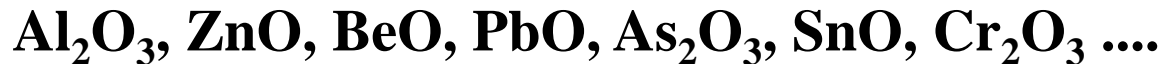


### **Реакције оксида метала и оксида неметала:**



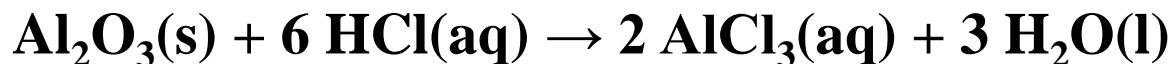


### 3. АМФОТЕРНИ ОКСИДИ



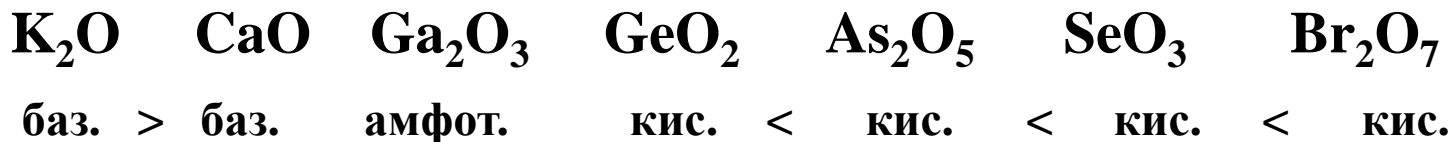
Имају истовремено особине и базних и киселих оксида.

Реакције са киселинама и базама:



Периодни систем: - у периоди киселост оксида расте (важи за s- и p- елементе);

*Пример:* 4. периода



- у групи базни карактер оксида расте са порастом редног броја (код s- и p- елемената)

*Пример: V група*

$\text{N}_2\text{O}_3$	$\text{P}_2\text{O}_3$	$\text{As}_2\text{O}_3$	$\text{Sb}_2\text{O}_3$	$\text{Bi}_2\text{O}_3$
кис.	кис.	амфот.	амфот.	баз.

**Ако елемент гради више оксида:**

- кисели карактер је најјаче изражен код оксида у коме је елемент у највишем оксидационом стању

$\text{As}_2\text{O}_3$  – амфотеран и  $\text{As}_2\text{O}_5$  - кисео

**Ако метал гради више оксида:**

$\text{CrO}$  – базни,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – амфот.,  $\text{CrO}_3$  - кисео

## **4. НЕУТРАЛНИ ОКСИДИ**

**Оксиди неметала:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{CO}$**

- Не реагују са водом, ни са киселинама, ни са базама**

# КИСЕЛИНЕ И БАЗЕ

У сложена неорганска једињења се убрајају киселине, базе и соли мада у киселине и соли можемо убројати већи број бинарних једињења.

**Киселине, базе и соли** заједничким именом називамо *електролитима*.

**Киселине се деле** према броју воденикових атома који се могу заменити неким металом на:

1. *монобазне (монопротичне)*
2. *двобазне (двопротичне)*
3. *полибазне (полипротичне)*

**Као електролити** киселине се деле на:

1. *слабе*
2. *јаке*

# КИСЕЛИНЕ

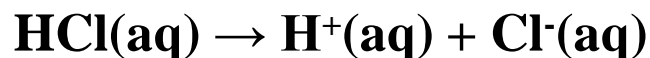
1. Имају кисео укус
2. Корозивне су
3. Мењају боју лакмуса из плаве у црвену
4. Губе своју киселост када се помешају са базама
5. Оне које немају оксидационе особине реагују са металима испред водоника у напонском низу метала, при чему се ослобађа гас водоник ( $H_2$ )
6. Реагују са оксидима и хидроксидима метала при чему дају со и воду

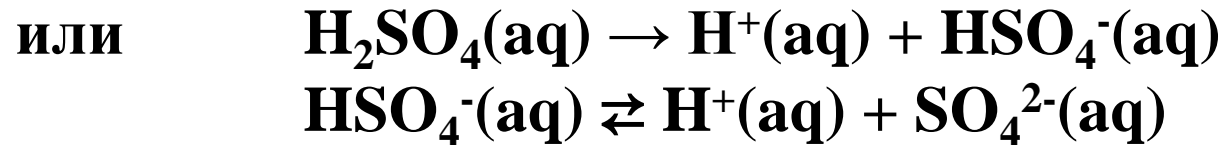
7. Реагују са солима слабије или више испарљиве киселине, при чему настаје слабија или више испарљива киселина и нова со
8. Водени раствори проводе електричну струју

**Киселине ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ...) су једињења која у воденом раствору као једине позитивне јоне дају водоникове јоне.**

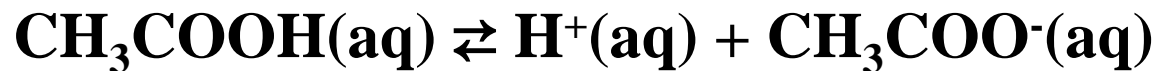
### **Подела киселина**

- **Према јачини: - јаке, потпуно дисосоване у воденом раствору**





**- слабе, у воденом раствору налазе се већином у облику недисосованих молекула, мали део је дисосован на јоне**



- Према саставу: - бинерне (безкисеоничне) киселине:**  
**HF, HCl, HBr, HI;**  
**H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se, H<sub>3</sub>N;**  
**HCN, HCNS.**

**- оксикиселине:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ...**

**• Према броју водоникових атома: - монопротичне (монобазне)**

**$\text{HCN}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HI}$  ...**

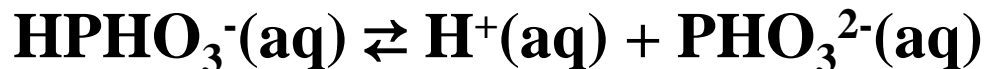
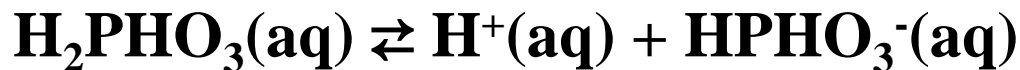
**- дипротичне (двобазне)**

**$\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ...**

**- трипротичне (тробазне)**

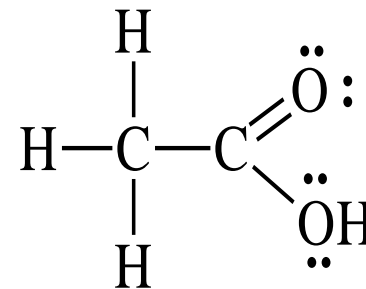
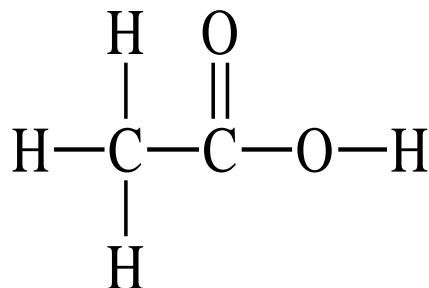
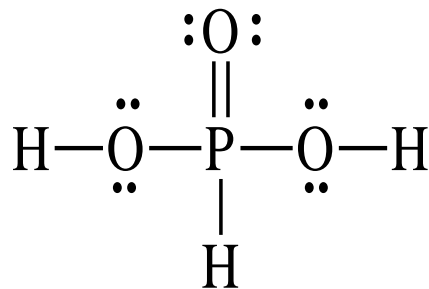
**$\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  ...**

**Изузетак:  $\text{H}_3\text{PO}_3$  – фосфитна киселина, дипротична –  $\text{H}_2\text{PHO}_3$ .**





На пример,  $\text{HCl}$  је монобазна,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  је двобазна,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  тробазна али  $\text{H}_3\text{PO}_3$  је двобазна, **зато њену формулу треба писати  $\text{H}_2\text{PNO}_3$ :**



Ове киселине имају три, односно четири водоникова атома у молекулу али само водоникови атоми везани за кисеоник су тзв. кисели, односно могу се заменити металом.

## **БАЗЕ**

1. При додиру су клизаве
2. Мењају боју лакмуса из црвене у плаву
3. Постају мање базне када се помешају са киселинама
4. Имају горак укус
5. Реагују са киселинама при чему настају соли
6. Водени раствори проводе електричну струју

Базе ( $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Fe(OH)}_2$ ,  $\text{Ni(OH)}_2$  ...) су једињења која у воденом раствору као једине **негативне јоне дају хидроксидне јоне**.

**Базе се деле према броју хидроксилних група на:**

*1. монохидроксилне (монокиселе):  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$  ...*

*2. двохидроксилне (двокиселе):  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Mg(OH)}_2$  ..*

*3. полихидроксилне (поликиселе):  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Fe(OH)}_3$  ...*

**Такође, као и киселине и базе као електролити деле се на:**

*1. слабе:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Zn(OH)}_2$  ....*

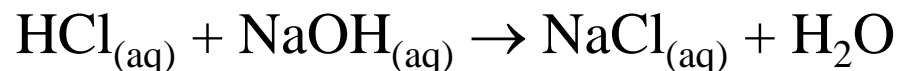
*2. јаке:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{Ba(OH)}_2$  ...*

# Соли

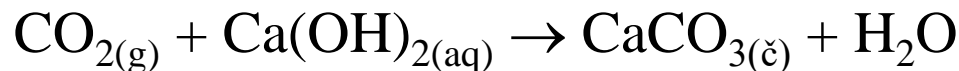
се најчешће дефинишу као **једињења настала у реакцији киселина и база** иако постоји веома велики број начина добијања соли.

Начина за добијање соли:

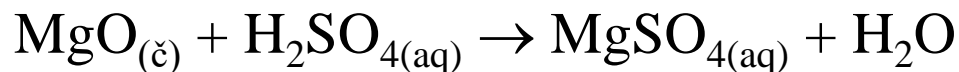
1. Неутрализацијом-реакцијом киселине и базе



2. Реакцијом киселог оксида и базе:



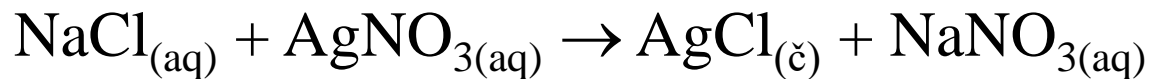
3. Реакцијом базног оксида и киселине:



4. Реакцијом киселог и базног оксида:



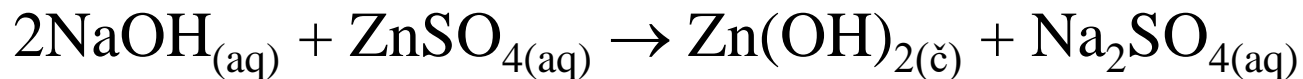
5. Реакцијом две соли:



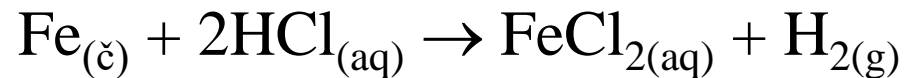
6. Реакцијом киселине и соли:



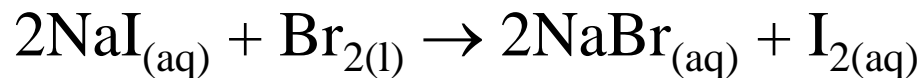
7. Реакцијом базе и соли:



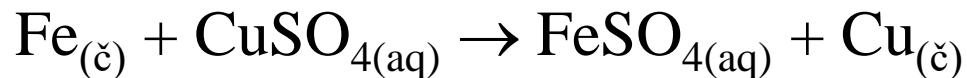
8. Реакцијом метала и киселине:



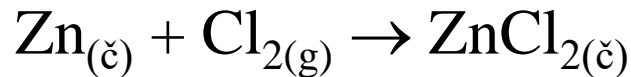
9. Реакцијом неметала и соли:



10. Реакцијом метала и соли:



11. Реакцијом метала и неметала:



**Све соли** спадају у **јакe електролите**, подразумевајући дисоцијацију соли на остатак базе и остатак киселине, с обзиром да је у солима између остатка базе и киселине заступљена или чиста јонска веза или јонска веза са малим ковалентним карактером.

Релативно је мало соли у којима је веза између метала и киселинског остатка ковалентна (са парцијалним јонским карактером) као што је рецимо у жива(II)-хлориду  $\text{HgCl}_2$ .

Соли се деле на:

- 1. нормалне или неутралне*
- 2. киселе*
- 3. базне*
- 4. двогубе*
- 5. комплексне*

**Неутралне соли** су соли у којима је катјон метала заменио све водоникове атоме у киселини који се могу заменити металом, на пример  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ , итд.

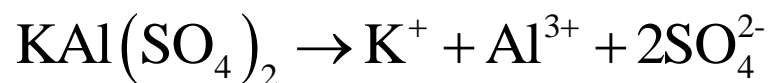
**Киселе соли** су соли у којима има још водоникових атома који се могу заменити металом, на пример  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , итд. Овај тип соли могу давати двобазне (двопротичне) и вишебазне (полипротичне) киселине.

**Базне соли** су соли у којима има још хидроксилних група које се могу мењати киселинским остатком, на пример  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ , итд. Очигледно је да овај тип соли могу давати поликиселе (полихидроксилне) базе.

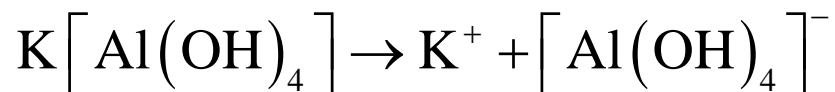


*Двогубе соли* су соли које у свом саставу садрже две врсте катјона, на пример као што су  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$  или две врсте ањона, на пример  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ . Наравно, прва врста двогубих соли при дисоцијацији даје две врсте катјона, а друга две врсте ањона.

**Комплексне соли** су соли које у свом молекулу садрже две врсте атома метала али за разлику од двогубих соли дају само једну врсту катјона и ањона. На пример, двогуба со калијум-алуминијум-сулфат у воденом раствору дисосује на:



дајући две врсте катјона  $\text{K}^+$  и  $\text{Al}^{3+}$  док комплексна со калијум-тетрахидроксидо-алуминат(III) дисосује у води на:



која, иако у свом молекулу садржи исте две врсте катјона као претходна двогуба со, даје само једну врсту катјона и анјона.

## ***Комплексне соли***

**У комплексним солима може бити:**

**сложен (комплексан) катјон,  
пример  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,**

**анјон,  
пример  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$**

**или и катјон и анјон  
пример  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .**

# **КООРДИНАЦИОНА ЈЕДИЊЕЊА**



**Alfred Werner (1866-1919)**

**1913 : Нобелова награда за хемију**

# ОСНОВНИ ПОЈМОВИ

Комплексна једињења:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ;  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$

- Унутрашња сфера :  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$   $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$   $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$   
укључује централни јон и лиганде  
пише се у [ ] и назива се:

- координациона сфера
- комплексни јон
- координациони комплекс
- комплекс (IUPAC, 1990.)

- Спољашња сфера:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{K}^+$   
прости јони (удаљени од централног јона)

# Основни појмови

➤ Централни јон: градитељ комплекса

Јони прелазних метала

- имају непопуњене  $(n-1)d$  - орбитале
- акцептори електронских парова (Луисове киселине)

Један централни јон: **мононуклеарни** комплекси



Више централних јона: **полинуклеарни** комплекси

# Основни појмови

➤ **Лиганди**: молекули или ањони директно везани за јон метала

- садрже слободне електронске парове преко којих се везују за централни јон
- доноси електрона (Луисове базе)

Најчешћи неоргански лиганди:

- $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$
- халогенид јони ( $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ),  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{SCN}^-$
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

**Донор атом**: атом у лиганду преко чијег електронског пара се остварује веза између лиганда и јона метала



# ОСНОВНИ ПОЈМОВИ

## Монодентатни лиганди:

везани за метал преко једног дозор атома ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ )

$:\text{NH}_3$  везивање само преко N

$:\text{C}\equiv\text{N}^-$  везивање преко C или N (али не оба истовремено)

## Полидентатни лиганди (хелатни лиганди, хелатни агенси):

- везују се преко више од једног дозор атома
- органски молекули

**би-, три-, квадри-, пента-,  
хексадентатни лиганди**

# ОСНОВНИ ПОЈМОВИ

## ➤ Координациони број: КВ

**- број монодентантних лиганада везаних за централни метални јон**

- најчешће паран (2, 4, 6, 8)
- може и непаран (3, 5, 7)

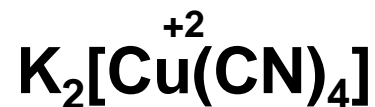
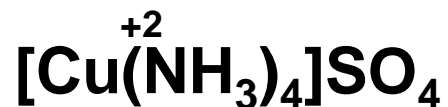
6:  $\text{Fe}^{2+}$   $\text{Fe}^{3+}$   $\text{Ni}^{2+}$   $\text{Co}^{3+}$

5: Fe

4:  $\text{Cu}^{2+}$

2:  $\text{Ag}^{+}$

## Номенклатура комплексних једињења



тетраамминбакар(II)-сулфат

калијум-тетрацијанокупрат(II)

- Назив катјона испред назива анјона
- Комплексни јон:
  - прво се означавају лиганди (по абецедном реду)
  - а затим метални јон

## Номенклатура комплексних једињења

### **Лиганди:**

а) Лиганд чије се име завршава на *ид* → **о**

$\text{Cl}^-$  хлорид → хлоро

б) Лиганд чије се име завршава на *ит* → **ито**, *ат* → **ато**

$\text{NO}_2^-$  нитрит → нитрито

$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  тиосулфат → тиосулфато

с) Називи молекулских лиганада се не мењају

Изузетак су:

$\text{H}_2\text{O}$  - аква

$\text{CO}$  - карбонил

$\text{NO}$  - нитрозил

$\text{NH}_3$  - аммин

## Номенклатура комплексних једињења

### ***Централни јон:***

а) у ањонском комплексу добијају наставак – ***am***

Алуминијум → алуминат

Хром → хромат

Кобалт → кобалтат

Сребро → аргентат

Бакар → купрат

Олово → плумбат

Гвожђе → ферат

Никал → николат

б) у неутралном или катјонском комплексу - нема промена

Оксидациони број метала у комплексу  
→ римским бројем у загради после назива метала

## Константе стабилности (формирања) комплекса ( $K_{st}$ ; $K_f$ )

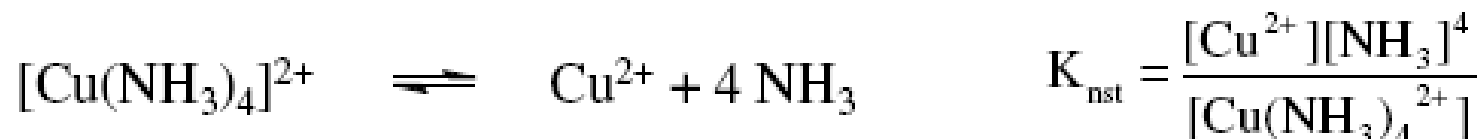


$$K_{st} = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} \quad (\beta_4)$$

**$K_{st}$  или  $\beta_n$**  - укупна (општа, кумулативна) константа стабилности  
(  $n$  - број лигананда )

**Већа вредност  $K_{st} \rightarrow$  стабилнији комплекс**

## Константе нестабилности (дисоцијације) комплекса ( $K_{\text{nst}}$ ; $K_{\text{d}}$ )



Реципрочна вредност константе стабилности  $K_{\text{nst}} = \frac{1}{K_{\text{st}}}$

**Већа вредност  $K_{\text{nst}}$  → комплекс нестабилнији (мање стабилан)**

# Хемијске везе у комплексима

- Везе измењу комплексног јона и јона у спољашњој сфери : **јонске**

- Везе измењу централног јона и лиганада: **координативне**

заснивају се на **донорско-акцепторском** механизму

( WERNER : **споредне валенце** )

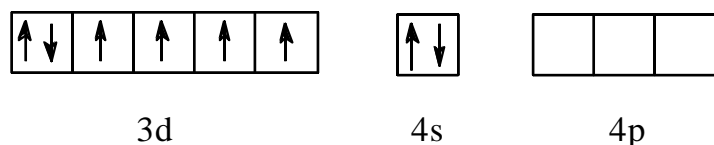
Тумачење настајања веза измењу централног јона и лиганада:

- Теорија валентне везе
- Теорија лигандног поља



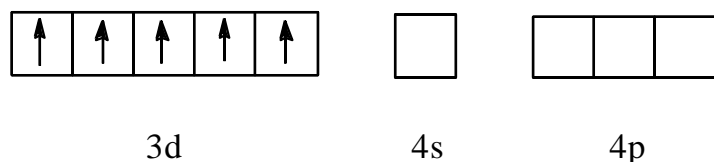
# Хемијске везе у комплексима

**Теорија валентне везе:** везивањем лиганада за централне јоне настају комплексни јони чија је електронска конфигурација једнака (или блиска) електронској конфигурацији атома племенитих гасова



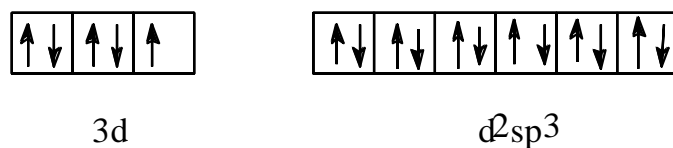
Fe

Диамагнетици: сви електрони спарени



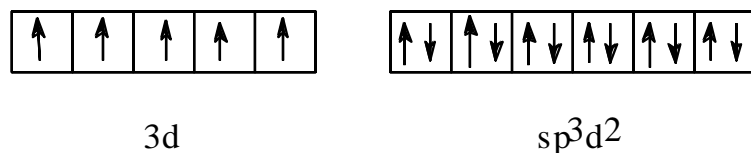
Fe<sup>3+</sup>

Парамагнетици: садрже неспарене електроне



[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>

Унутрашње орбитални



[FeF<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>

Спољашње орбитални

# Хемијске везе у комплексима

***Теорија лигандног поља (ТЛП):*** развила се из ***теорије кристалног поља***

➤ ***Теорија кристалног поља*** третира лиганде као тачкаста наелектрисања или диполе а не узима у обзир преклапање орбитала лиганада с орбиталама метала

➤ **ТЛП** - електростатска теорија кристалног поља + теорија молекулских орбитала

# Енергија стабилизације лигандним пољем

$$ESLP = x(-0,4\Delta) + y(+0,6 \Delta)$$

$x$  = број електрона у нижим  $t_{2g}$  орбиталама

$y$  = број електрона у вишим  $e_{2g}$  орбиталама

**Изомери**  
(иста формула, различите особине)

**Strukturni izomeri**  
(različite veze)

**Stereoizomeri**  
(iste veze, različit raspored)

**Koordinaciona  
izomerija**

**Izomeria  
vezivanja**

**Geometrijski  
izomeri**

**Optički  
izomeri**

*Координациона изомерија*

**$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$     љубичаст**

**$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$     светло зелен**

**$[\text{CoCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$     тамно зелен**