

Неорганска једињења



```
graph TD; A[Неорганска једињења] --> B[Једињења која садрже две врсте елемената у молекулу - БИНАРНА]; A --> C[Једињења која садрже више од две врсте елемената у молекулу - СЛОЖЕНА]; C --> D[СЛОЖЕНА НЕОРГАНСКА ЈЕДИЊЕЊА]; D --> E[КИСЕЛИНЕ]; D --> F[БАЗЕ]; D --> G[СОЛИ];
```

Једињења која садрже две врсте
елемената у молекулу -
БИНАРНА

Једињења која садрже више од две врсте
елемената у молекулу -
СЛОЖЕНА

**СЛОЖЕНА
НЕОРГАНСКА
ЈЕДИЊЕЊА**

КИСЕЛИНЕ

БАЗЕ

СОЛИ

Киселине

Аренијусова теорија електролитичке дисоцијације

Киселина – електролит који при дисоцијацији у воденом раствору даје H^+ јоне као једине позитивне јоне



АЛИ....



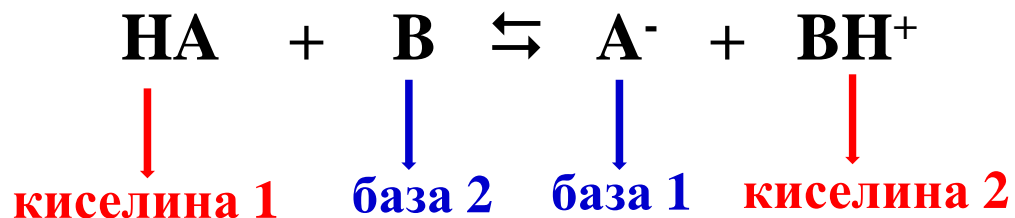
Јак електролит
потпуна дисоцијација

Слаб електролит
делимична дисоцијација

Протолитичка теорија – Бренштед-Лоријева теорија

Киселина – супстанца која у реакцији са базом предаје протон (H^+) бази, тј. **она је донор протона**

Једначина протолитичке реакције



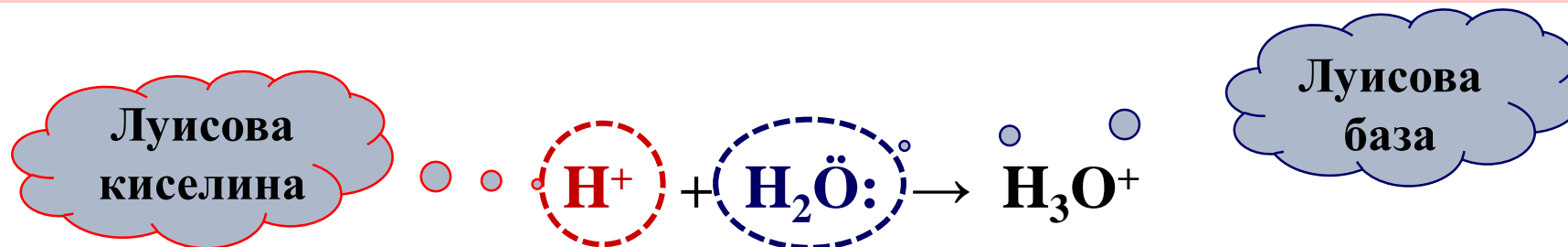
HA/A^- и B/BH^+ - **конјуговани парови**

A^- је конјугована база киселине HA

BH^+ је конјугована киселина базе B

Луисова теорија

Киселина – молекул или јон који може да прими електронски пар од другог молекула или јона тј. **она је акцептор електронског пара**



Подела киселина

а) Према јачини

ЈАКЕ КИСЕЛИНЕ – скоро у потпуности дисосују у воденом раствору

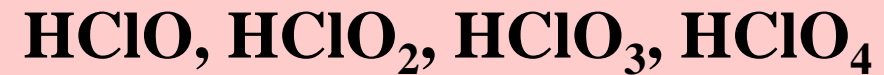
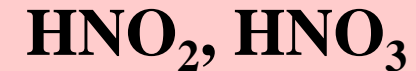
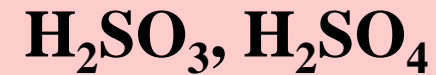


СЛАБЕ КИСЕЛИНЕ – у воденом раствору се налазе већином у облику недисосованих молекула (само је мали део дисосован на јоне)



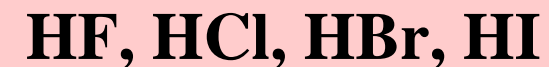
б) Према саставу (да ли садрже кисеоник или не)

КИСЕОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ – садрже кисеоник



Јачина ових киселина се повећава са порастом броја кисеоникових атома

БЕСКИСЕОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ – не садрже кисеоник



Жаке киселине

Формула	Назив киселине	Назив соли
HClO_4	перхлорна (перхлоратна)	перхлорати
HClO_3	хлорна (хлоратна)	хлорати
HNO_3	азотна (нитратна)	нитрати
H_2SO_4	сумпорна (сулфатна)	сулфати
HI	јодоводонична (јодидна)	јодиди
HBr	бромоводонична (бромидна)	бромиди
HCl	хлороводонична (хлоридна)	хлориди

Слабе киселине

Формула	Назив киселине	Назив соли
HF	флуороводонична (флуоридна)	флуориди
HClO	хипохлораста (хипохлоритна)	хипохлорити
HClO_2	хлораста (хлоритна)	хлорити
HNO_2	азотаста (нитритна)	нитрити
H_2SO_3	сумпораста (сулфитна)	сулфити
H_2S	сумпороводонична (сулфидна)	сулфиди
H_3PO_4	(орто)фосфорна (фосфатна)	фосфати

Формула	Назив киселине	Назив соли
H_2PNO_3	фосфораста (фосфитна)	фосфити
H_2CO_3	угљена (карбонатна)	карбонати
HCN	цијановодонична (цијанидна)	цијаниди
H_3BO_3	борна (боратна)	борати
HCOOH	мравља (формијатна)	формијати
CH_3COOH	сирћетна (ацетатна)	ацетати
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	оксална (оксалатна)	оксалати

в) Према броју водоникових атома

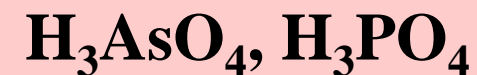
МОНОПРОТИЧНЕ (монопротонске, монобазне)



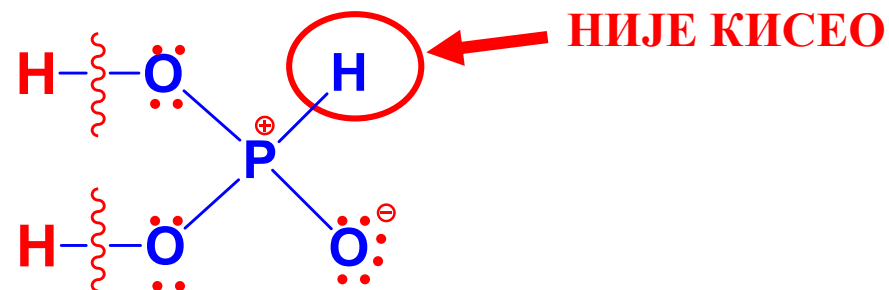
ДИПРОТИЧНЕ (двопротонске, двобазне)



ТРИПРОТИЧНЕ (тропротонске, тробазне)



$\text{H}_2\text{P}\text{HO}_3$ (H_3PO_3) – дипротична киселина



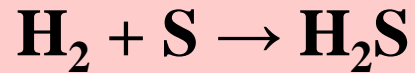
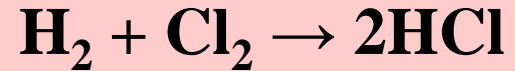
Не постоје соли Na_3PO_3 , K_3PO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$

БЕЋ

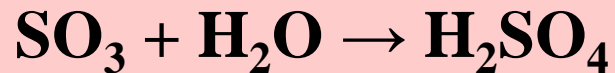
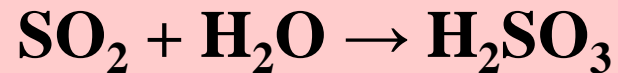


Добијање киселина

1) Директна синтеза из елемената



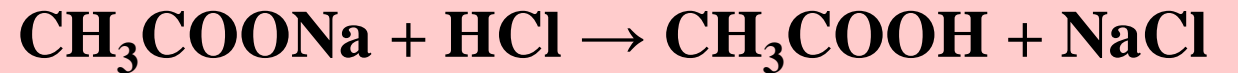
2) Реакција киселих оксида и воде



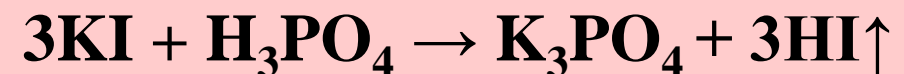
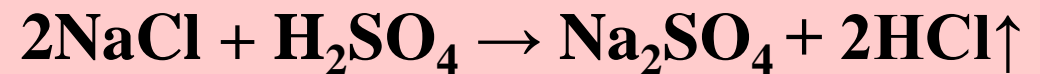
3) Растварање гасова у води



4) Дејство јаче киселине на со слабије киселине

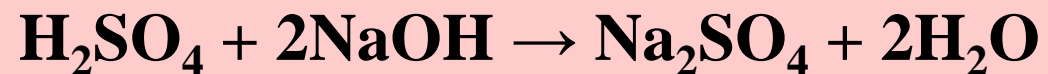


5) Дејство мање испарљиве киселине на соли
лако испарљивих киселина

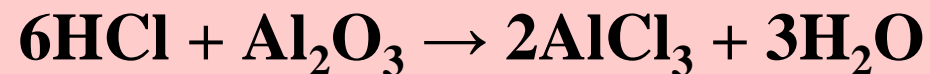


Реакције

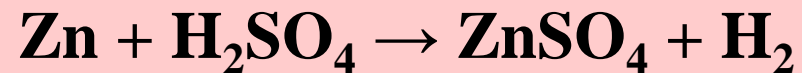
1) Реакција са базама - **неутрализација**



2) Реакција са базним и амфотерним оксидима



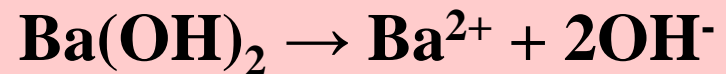
3) Реакција са металима



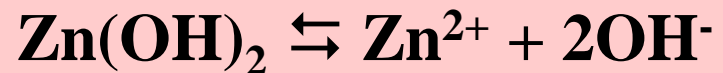
Базе

Аренијусова теорија електролитичке дисоцијације

База – електролит који при дисоцијацији у воденом раствору даје OH^- јоне као једине негативне јоне



АЛИ....



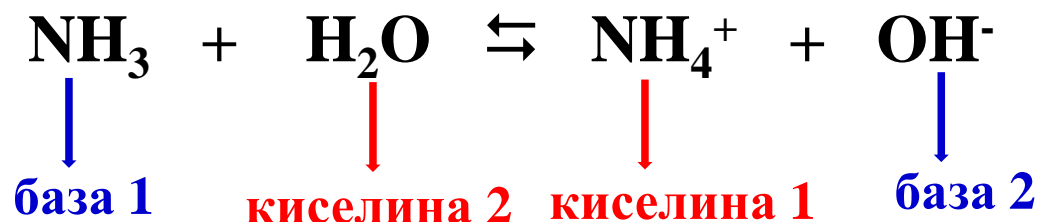
Јак електролит
потпуна дисоцијација

Слаб електролит
делимична дисоцијација

Протолитичка теорија – Бренштед-Лоријева теорија

База – супстанца која у реакцији са киселином прима протон (H^+) од киселине, тј. **она је акцептор протона**

Једначина протолитичке реакције



NH_4^+ је конјугована киселина базе NH_3

Луисова теорија

База – молекул или јон који може да преда електронски пар другом молекулу или јону тј. **она је донор електронског пара**



Подела база

а) Према врсти супстанце

ЈОНСКИ ХИДРОКСИДИ



МОЛЕКУЛСКЕ СУПСТАНЦЕ



в) Према броју OH^- група

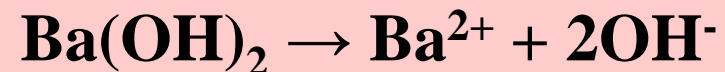
МОНОХИДРОКСИДНЕ (једнокиселе)

ДИХИДРОКСИДНЕ (двокиселе)

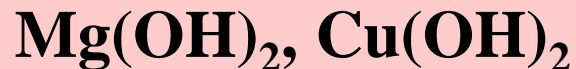
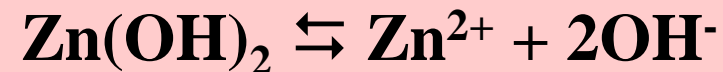
ТРИХИДРОКСИДНЕ (трокиселе)

б) Према јачини

ЈАКЕ БАЗЕ – скоро у потпуности дисосују у воденом раствору. То су базе алкалних и земноалкалних метала, изузев берилијум-хидоксида

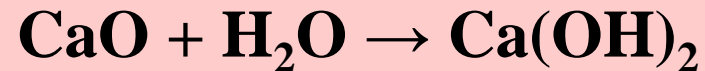


СЛАБЕ БАЗЕ – у воденом раствору се налазе већином у облику недисосованих молекула (само је мали део дисосован на јоне)

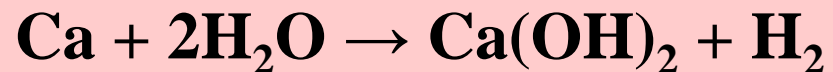
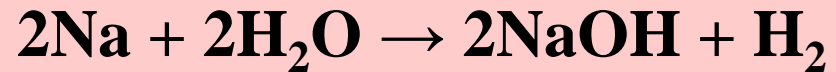


Добијање база

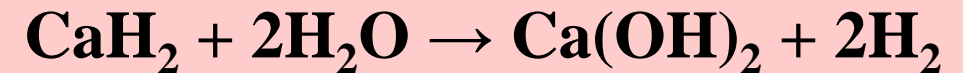
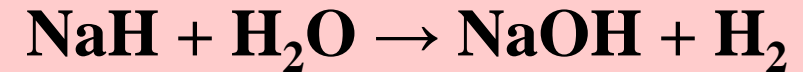
1) Реакција базних оксида и воде



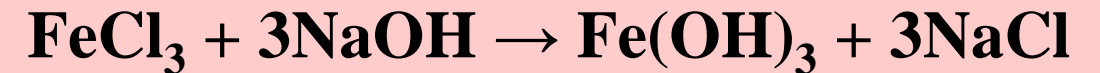
2) Растварање алкалних и земноалкалних метала (сем Ве) у води



3) Растварање јонских хидрида у води

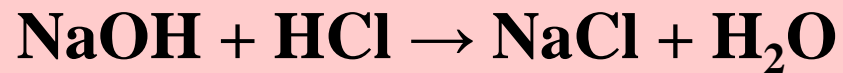


4) Дејство јаче базе на со слабије базе

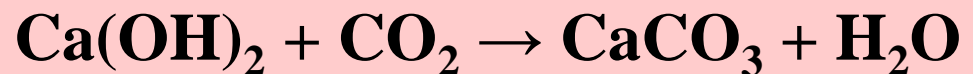


Реакције

1) Реакција са киселинама - **неутрализација**



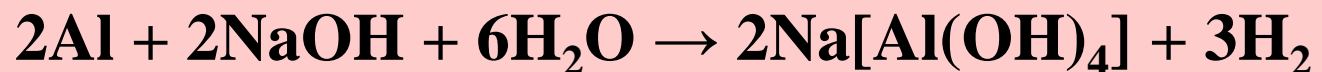
2) Реакција са киселим и амфотерним оксидима



3) Реакција са амфотерним хидроксидима



4) Реакција са елементима који показују амфотерне особине

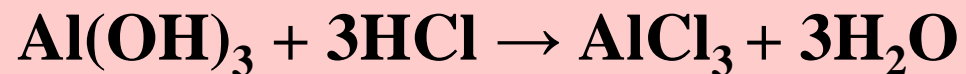


Амфотерни хидроксиди

Амфотерност – способност супстанце да реагује и са киселином и са базом

Be(OH)_2 – берилијум-хидроксид
 Al(OH)_3 – алуминијум-хидроксид
 Sn(OH)_2 – калај(II)-хидроксид
 Pb(OH)_2 – олово(II)-хидроксид
 Cr(OH)_3 – хром(III)-хидроксид
 Zn(OH)_2 – цинк-хидроксид

Доказивање амфотерности



рН вредност

Из практичних разлога, дански хемичар Серенсен уводи рН скалу као начин изражавања кислости раствора

рН вредност – негативни логаритам бројчане вредности концентрације хидронијум јона

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

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

Пример

а) Ако је $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-13} \text{ mol/dm}^3$,

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 \cdot 10^{-13} = 13,0$$

б) Ако је $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$,

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 = 0,0$$

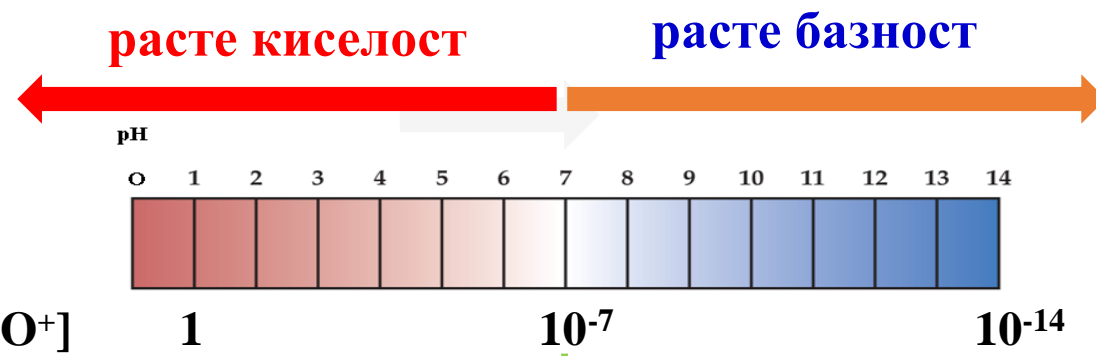
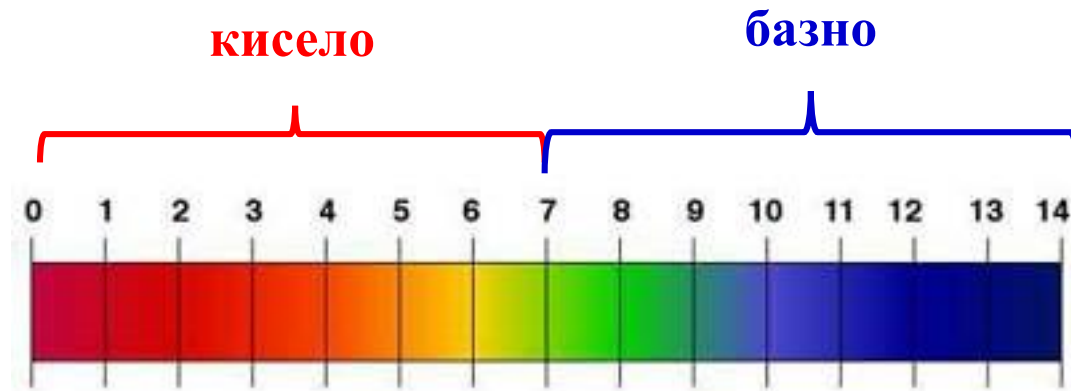
неутралан раствор

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

кисео раствор

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3, \text{pH} < 7$$

рН скала



базан
раствор

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3, \text{pH} > 7$$

pOH вредност – негативни логаритам бројчане вредности концентрације хидроксидног јона

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

pK вредност – негативни логаритам бројчане вредности константе равнотеже K

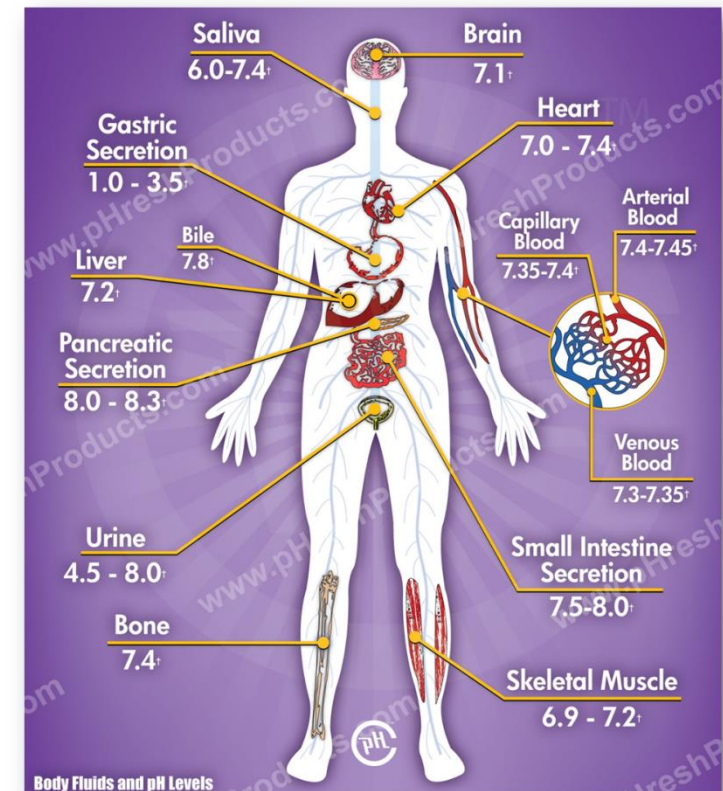
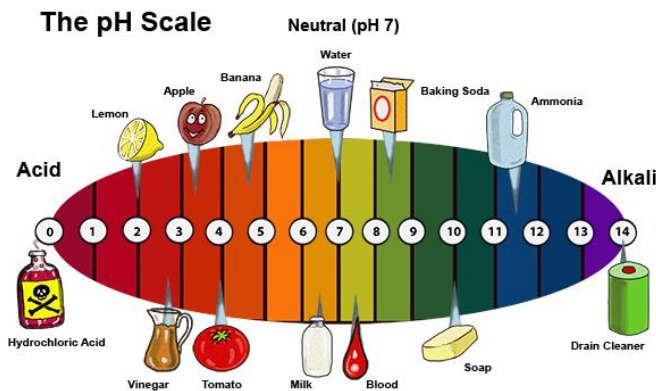
$$\text{p}K = -\log K$$

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

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

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

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



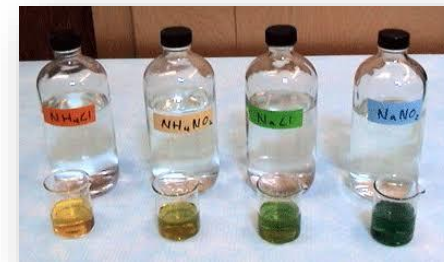
Хидролиза соли

Хидролиза соли – реакција соли са водом при чему настају киселина и база



Протолитичка теорија

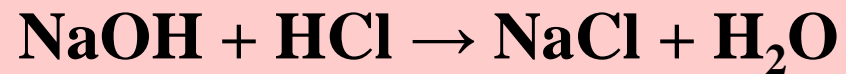
Хидролиза соли – реакција јона соли са водом при чему настаје слабо дисосовано једињење (слаба киселина или база) и мења се рН раствора



Јаке конјуговане киселине и базе у воденом раствору хидролизую (реагују са водом)

Слабе конјуговане киселине и базе у воденом раствору не подлежу хидролизи (не реагују са водом)

(1) Соли јаких киселина и јаких база



натријум-хлорид не подлеже хидролизи



Na^+ јон потиче од јаке базе $\text{NaOH} \rightarrow$ слаба је конјугована киселина \rightarrow не подлеже хидролизи

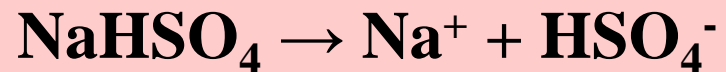
Cl^- јон потиче од јаке киселине $\text{HCl} \rightarrow$ слаба је конјугована база \rightarrow не подлеже хидролизи

$$\text{pH} = 7$$

Неутралне соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи и њихови водени раствори реагују неутрално

Пример: CaSO_4 , BaCl_2 , CaCl_2 , KNO_3 , MgBr_2 , NaI

Киселе соли јаких киселина и јаких база



Na^+ јон потиче од јаке базе $\text{NaOH} \rightarrow$ слаба је конјугована киселина \rightarrow не подлеже хидролизи

HSO_4^- јон потиче од јаке киселине $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ слаба је конјугована база \rightarrow не подлеже хидролизи

АЛИ...

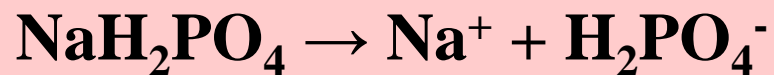


$$\text{pH} < 7$$

раствор реагује кисело

Киселе соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи, али њихови водени раствори услед дисоцијације реагују кисело

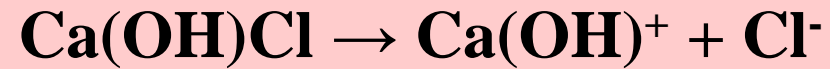
Пример NaHSO_4 , $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ али и NaH_2PO_4



NaH_2PO_4 је со слабе киселине и јаке базе, која не подлеже хидролизи и чији водени раствор реагује кисело ($\text{pH} < 7$)



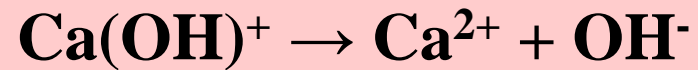
Базне соли јаких киселина и јаких база



Ca(OH)^+ јон потиче од јаке базе $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ слаба је конјугована киселина \rightarrow не подлеже хидролизи

Cl^- јон потиче од јаке киселине $\text{HCl} \rightarrow$ слаба је конјугована база \rightarrow не подлеже хидролизи

АЛИ...



$$\text{pH} > 7$$

раствор реагује базно

Базне соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи, али њихови водени раствори услед дисоцијације реагују базно

Пример Mg(OH)Cl , Ca(OH)NO_3 , Ba(OH)NO_3

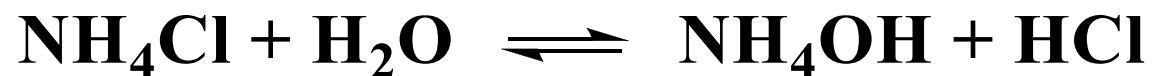
(2) Соли јаких киселина и слабих база

неутрализација



хидролиза

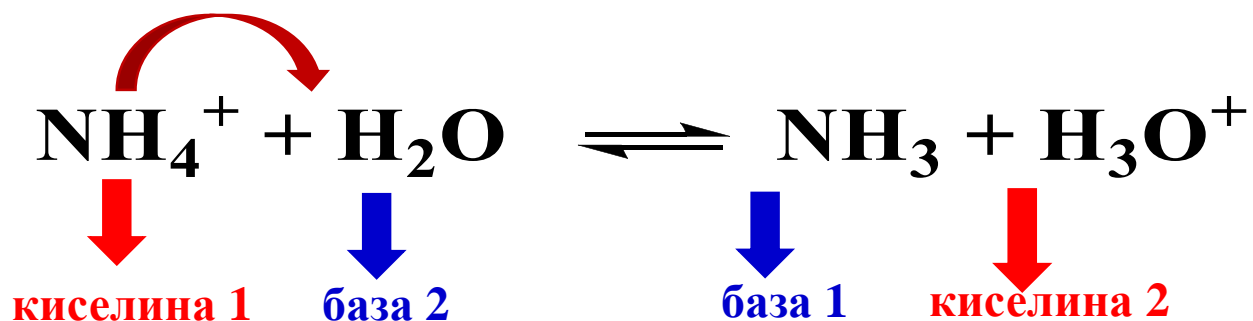
Амонијум-хлорид подлеже хидролизи:



- једначина хидролизе у молекулском облику

NH_4^+ јон потиче од слабе базе $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow$ јака је конјугована киселина \rightarrow подлеже хидролизи

Cl^- јон потиче од јаке киселине $\text{HCl} \rightarrow$ слаба је конјугована база \rightarrow не подлеже хидролизи



- једначина хидролизе у јонском облику



NH_4^+ јон је јака конјугована киселина и предаје протон води, која се понаша као база

Услед реакције хидролизе, водени раствор амонијум-хлорида реагује кисело

Соли јаких киселина и слабих база подлежу хидролизаци, при чему њихови водени раствори услед хидролизе реагују кисело

Применом закона о дејству маса:

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{NH}_4^+]}$$

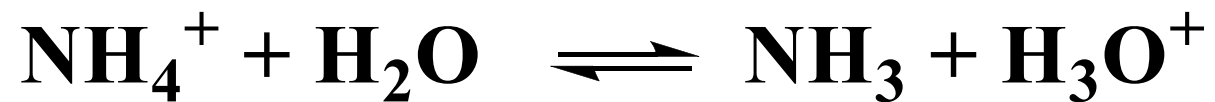
$$\underbrace{K[\text{H}_2\text{O}]}_{\text{константа } K_h} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

константа K_h

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

K_h – константа хидролизе

pH у раствору соли код којих хидролизује катјон



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NH}_3]$

$[\text{NH}_4^+] = c_s$

}

$$K_h = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_s}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_h \cdot c_s}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot c_s}$$

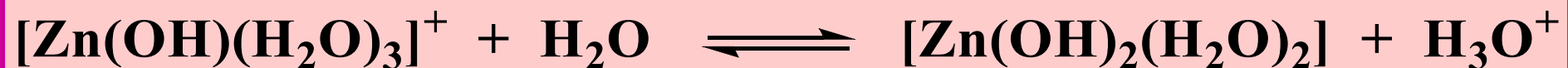
Базне соли јаких киселина и слабих база



цинк-хидроксихлорид

$$\text{pH} < 7$$

Zn(OH)^+ јон потиче од слабе базе $\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow$ јака је конјугована киселина \rightarrow подлеже хидролизи



Базне соли јаких киселина и слабих база подлежу хидролизи, при чему њихови водени раствори услед хидролизе реагују кисело

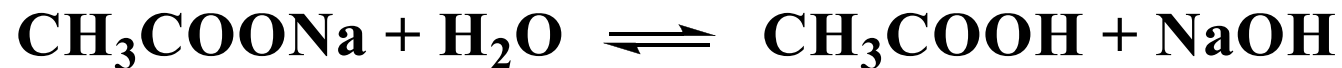
(3) Соли слабих киселина и јаких база

неутрализација

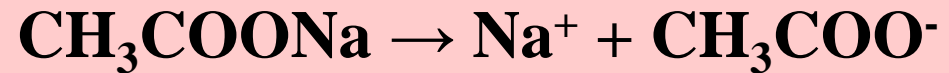


хидролиза

Натријум-ацетат подлеже хидролизи:

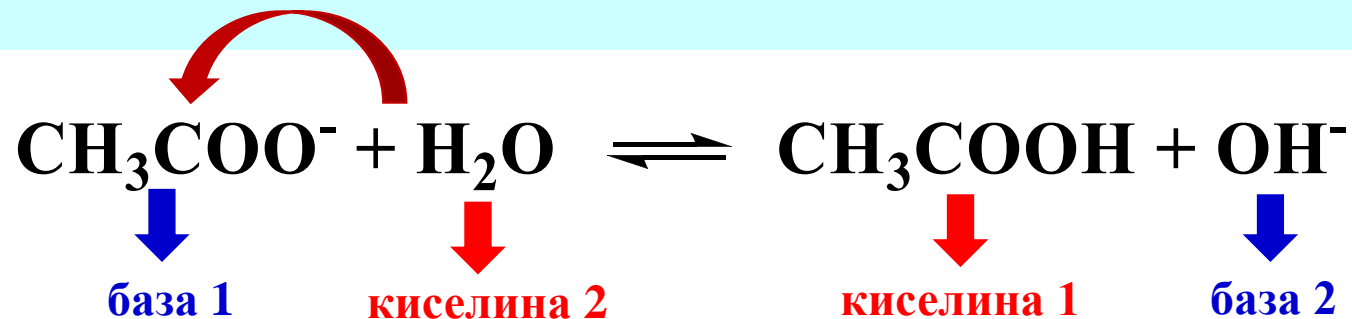


једначина хидролизе у
молекулском облику



Na^+ јон потиче од јаке базе $\text{NaOH} \rightarrow$ слаба је конјугована киселина \rightarrow не подлеже хидролизи

CH_3COO^- јон потиче од слабе киселине $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ јака је конјугована база \rightarrow подлеже хидролизи



једначина хидролизе у
јонском облику



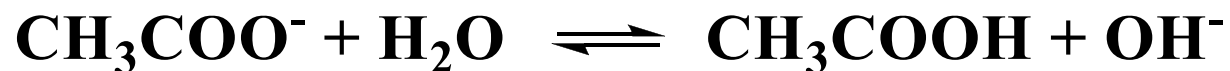
CH₃COO⁻ јон је јака конјугована база и прима протон од воде, која се понаша као киселина

Услед реакције хидролизе, водени раствор натријум-ацетата реагује базно

Соли слабих киселина и јаких база подлежу хидролизи, при чему њихови водени раствори услед хидролизе реагују базно

Која од датих соли у воденом раствору реагује кисело?
NaHCO₃, BaCl₂, KHSO₄, KCN, NH₄Cl

pH у раствору соли код којих хидролизује анјон



$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = c_s$$

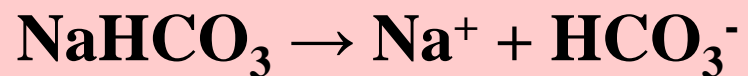
$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_s}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot c_s}$$

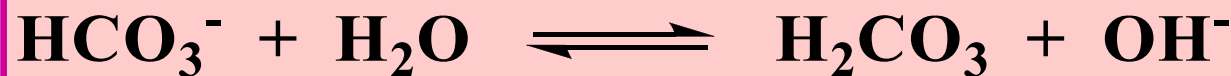


$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot c_s}$$

Киселе соли слабих киселина и јаких база



HCO_3^- јон потиче од слабе киселине $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ јака је конјугована база \rightarrow подлеже хидролизи



$$\text{pH} > 7$$

Киселе соли слабих киселина и јаких база подлежу хидролизи, при чему њихови водени раствори услед хидролизе реагују базно

(4) Соли слабих киселина и слабих база

Соли слабих киселина и слабих база подлежу хидролизи, при чему рН вредност њихових водених раствора зависи од K_a и K_b

неутрална реакција

$$K_a = K_b, \text{pH} = 7$$

кисела реакција

$$K_a > K_b, \text{pH} < 7$$

базна реакција

$$K_a < K_b, \text{pH} > 7$$

$$K_a = K_b$$

Водени раствор амонијум-ацетата ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) реагује неутрално, без обзира на концентрацију

$$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

неутрална реакција

$$K_a > K_b$$

Водени раствор амонијум-формијата (HCOONH_4) реагује кисело

$$K_a(\text{HCOOH}) = 1,6 \cdot 10^{-4}$$

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

кисела реакција

$$K_a < K_b$$

Водени раствор амонијум-цијанида (NH_4CN) реагује базно

$$K_a(\text{HCN}) = 7,9 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

базна реакција

Периодичност промене неких својстава елемената у Периодном систему

- Правилност и периодичност измене електронских конфигурација валентних електрона у периоди условљава и правилност у измени својстава елемената
- Сличност електронских конфигурација у групи условљава сличност у особинама елемената
- **Закон периодичности: Особине хемијских елемената су периодична функција њихових атомских бројева**

Велики број својстава елемената се периодично мења у ПСЕ

- Атомски и јонски радијус
- Атомска запремина
- Тачка топљења
- Тачка кључања
- Густина
- Енергија јонизације
- Афинитет према електрону
- (Не)метални карактер

Periodic Table of the Elements

1																	18	
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003	
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012															10 Ne Neon 20.180		
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305															18 Ar Argon 39.948		
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798	
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.906	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.414	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.905	54 Xe Xenon 131.29	
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.327	57-71 Lanthanides		72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [210]	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.018	88 Ra Radium 226.025	89-103 Actinides		104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [277]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [271]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [284]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [288]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]
57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967				
89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.07	97 Bk Berkelium 247.07	98 Cf Californium 251.08	99 Es Einsteinium [252]	100 Fm Fermium [257]	101 Md Mendelevium [258]	102 No Nobelium [259]	103 Lr Lawrencium [262]				

Алкални Метали

Племенити гасови

Земноалкални ел.

Халогени

Главна група

Прелазни метали

Земноалкални ел.						Халогени						Главна група					18				
1A		2A		Прелазни метали												3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H 1.00794		2 He 4.00260																			
3 Li 6.941	4 Be 9.01218												5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797			
11 Na 22.9898	12 Mg 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9 9B	10 10B	11 11B	12 12B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.06	17 Cl 35.4527	18 Ar 39.948			
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.9381	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80				
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29				
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 *La 138.906	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)				
87 Fr (223)	88 Ra 226.025	89 †Ac 227.028	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110 (269)	111 (272)	112 (272)		114 (287)		116 (289)		118 (293)				
*Lanthanide series			58 Ce 140.115	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.965	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967					
†Actinide series			90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np 237.048	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (260)					

Главна група

Лантаниди и актиниди

Сви елементи једне групе у ПСЕ имају исту електронску конфигурацију последњег нивоа → слична физичка и хемијска својства

Особине метала

- Имају специфичан сјај и углавном су сребрнасте боје
- Ковност – могу да се кују тј. извлаче у листове
- Еластичност – могу да се извлаче у жице
- Добри проводници топлоте и електрицитета
- Углавном су чврстог агрегатног стања на собној температури, осим живе која је течна и мрзне на $-39\text{ }^{\circ}\text{C}$
- Имају мале вредности енергије јонизације и релативно лако граде позитивне јоне
- У хемијским реакцијама отпуштају електроне

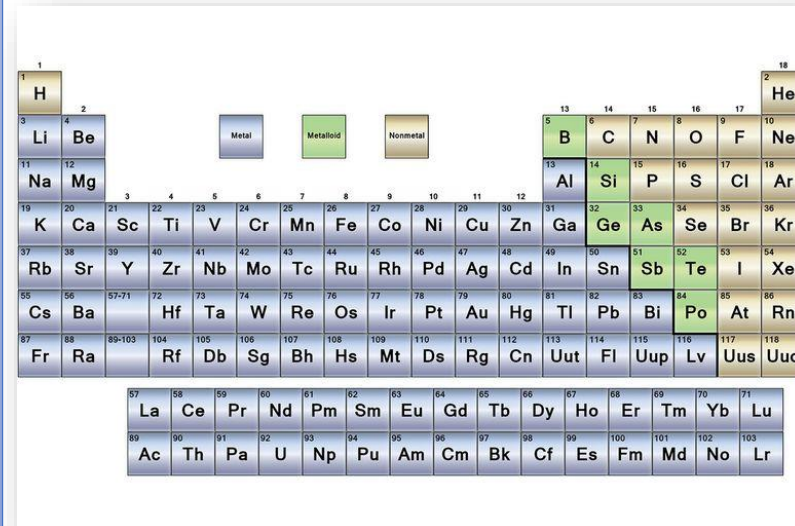
Метали из главних група отпуштају електроне да би постигли стабилну конфигурацију племенитог гаса

Прелазни метали могу постојати у више јонских стања — не постоји повезност са стабилном конфигурацијом племенитог гаса

[illegible]

Неметали - Особине неметала

- Седам неметала постоје као двоатомни молекули, од чега:
 - а) пет као гасови (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2)
 - б) један као течност (Br_2)
 - в) један као чврста супстанца (I_2)
- Остали неметали постоје као чврсте супстанце, веома тврде (дијамант) или меке (сумпор)
- Имају знатно већу енергију јонизације и афинитет према електрону - лако граде негативне анјоне



The image shows a periodic table of elements. The elements are color-coded into three categories: Metal (blue), Metalloid (green), and Nonmetal (yellow). The Metalloids are located along the diagonal line between the Metals and Nonmetals, including Boron (B), Silicon (Si), Germanium (Ge), Arsenic (As), Antimony (Sb), Tellurium (Te), and Polonium (Po). The Nonmetals are located to the right of the Metalloids, including Hydrogen (H), Carbon (C), Nitrogen (N), Oxygen (O), Fluorine (F), Neon (Ne), and the noble gases (Ar, Kr, Xe, Rn).

Металоиди - особине металоида

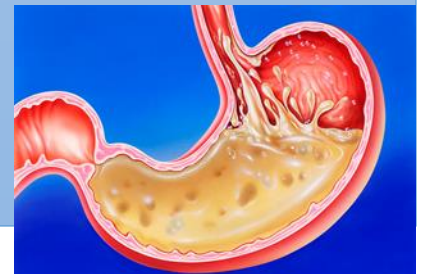
- Особине које се налазе између особина неметала и метала
- Полупроводници електрицитета



Силицијум

Водоник (H)

- Водоник је гас, без боје, укуса и мириса, практично се не раствара у води јер су му молекули неполарни.
- **Атоми водоника су повезани једноструком, неполарном, ковалентном везом.**
- Налази се као конституент великог броја органских и неорганских молекула, амонијак, протеини, угљени хидрати и др.
- Водоник чини 9-10% масе тела.
- Желудачна киселина је пробавна течност, која се формира у желуцу која има рН од 1,5 до 3,5 и састоји се од хлороводоничне киселине (око 0,5%), и великих количина калијум хлорида и натријум хлорида. Ова киселина има кључну улогу у варењу протеина.
- има **антимикробне ефекте** и штити од синдрома повећања цревне пропустљивости („леаку гут“), штити од **кандиде**, подржава **здравље коже** и помаже код **апсорпције нутријената (посебно протеина и витамина B12)**.
- Сода бикарбона (натријум бикарбонат NaHCO_3)
$$\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$



Елементи Ia групе периодног система (алкални метали)

У прву групу периодног система спадају следећи елементи: литијум, натријум, калијум, рубидијум, цезијум и францијум.

Литијум (Li, грч. *lithos* — камен) је најлакши од свих познатих метала, сребрнасте боје. Пронађен је и у пепелу многих биљака, али и у млеку и крви.

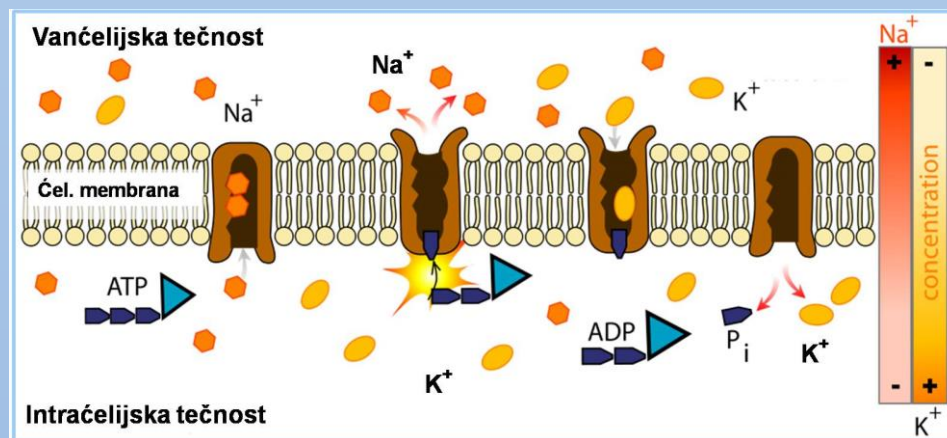
Дефицит литијума утиче на ендокрини систем, фертилност и изазива психичке болести.

У стоматологији се користе керамичке крунице од литијум дисиликата.

Натријум је мекан (може се сећи можем), сребрно-бео, веома реактиван алкални метал.

Поред натријум хлорида, најважнија једињења натријума су: **натријум-нитрат** (чилска шалитра), **натријум-карбонат**, **натријум-бикарбонат** (сода бикарбона). Катјони натријума спадају међу најважније унутарћелијске катјоне, и неопходни су за одржање ћелијске мембране.

- **Натријум-калијум пумпа** (Na-K пумпа) је врста активног транспорта јона кроз ћелијску мембрану који се крећу из средине са мањом у средину са већом концентрацијом иако натријума има више ван ћелије (у екстрацелуларној средини) него у њој, а калијума обрнуто.



Калијум је меки сребрно-сјајни веома реактивни алкални метал.

- Главни је интрацелуларни катјон (98%). Важан је у контракцији мишића, нормалном функционисању срца, преносу нервног импулса, активирању ензима. Катјони K^+ пламен боје у розе-љубичасту боју. Најважнија једињења калијума су: калијум оксид (K_2O), калијум пероксид (K_2O_2), калијум супероксид (KO_2), калијум хидроксид (KOH), калијум перманганат ($KMnO_4$) (и друге соли). Калијум хидроксид је као и натријум хидроксид, јака база.

Елементи 12. (IIa) групе периодног система (земноалкални метали)

У другу а групу периодног система спадају следећи елементи: **берилијум** , **магнезијум**, **калцијум**, **стронцијум**, **баријум** и **радијум**.

Магнезијум (Mg) је чврст, сребренаст метал, који се веома лако оксидује на ваздуху.

Садржај Mg у телу је 0,27%

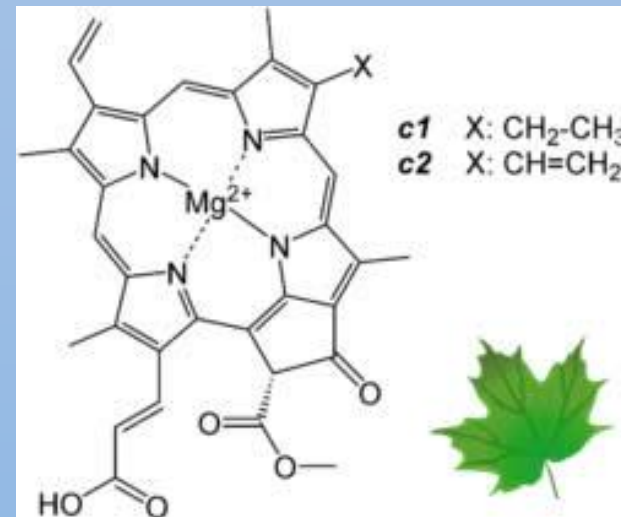
Магнезијум је важан у енергетским процесима, формира комплексе са АТР (MgATP^{2-}), у биосинтези протеина, стабилност рибосома.

Најважнија магнезијумова једињења су:

магнезијум оксид MgO , магнезијум хидроксид


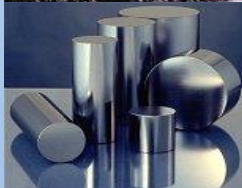


$\text{Mg}(\text{OH})_2$ и његове соли.

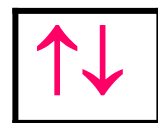
Водени раствори Mg^{2+} имају горак укус.



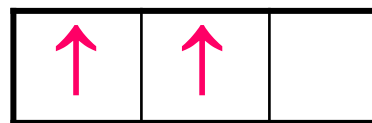
хлорофил

Елементи 14. (IVA) групе (угљеник, силицијум, германијум, калај и олово)

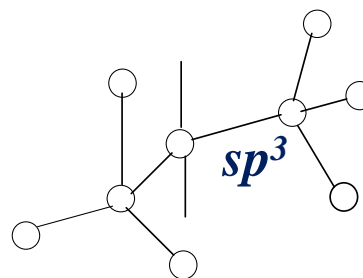
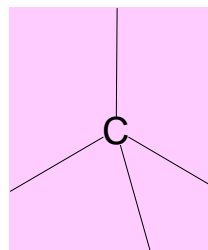
${}_6\text{C}$	(неметал)	
${}_{14}\text{Si}$	(металоид)	
${}_{32}\text{Ge}$	(металоид)	
${}_{50}\text{Sn}$	(метал)	
${}_{82}\text{Pb}$	(метал)	



ns^2



np^2



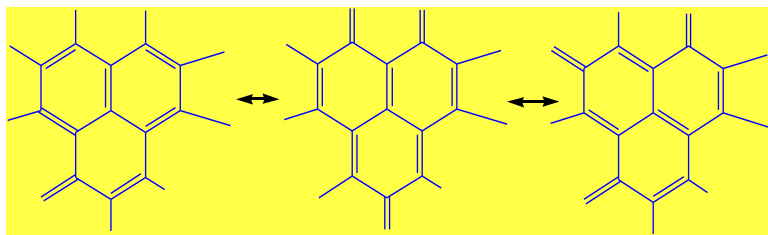
структура дијаманта (sp^3) C, Si, Ge, Sn

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18									
Period ↓	1	1 H																2 He									
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne									
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar									
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr									
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe									
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn									
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uuh	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo									
* Lanthanides													57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** Actinides													89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

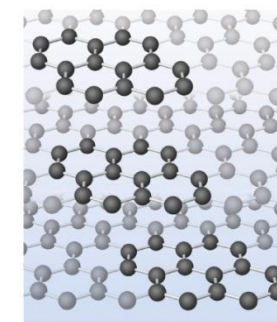
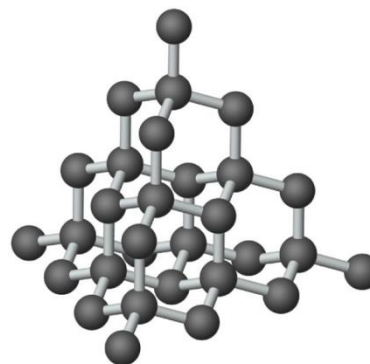
Кристална решетка

дијамант

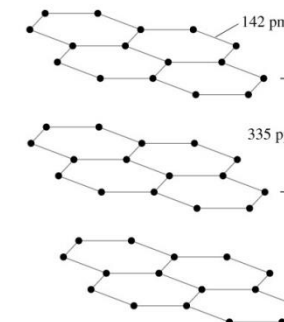
графит



структура графита (sp^2)



(a)



(b)

Угљеник (C)

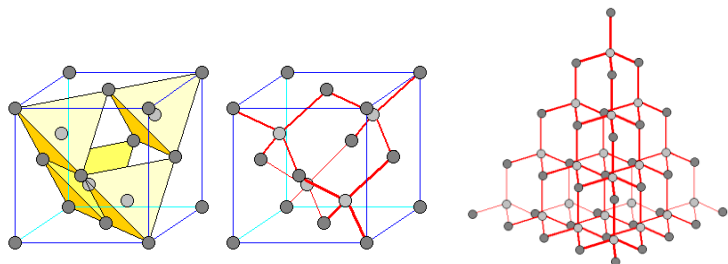
У природи:

- елементарни C (графит, дијамант)
- у облику једињења
- главни саставни део биљног и животињског света
- CO₂ у атмосфери
- CaCO₃ (кречњак, креда, мермер)
- MgCO₃ (мегнезит)
- CaCO₃ x MgCO₃ (доломит)



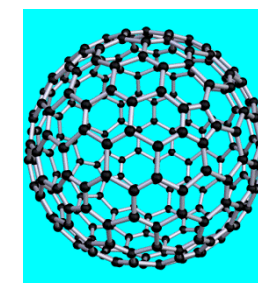
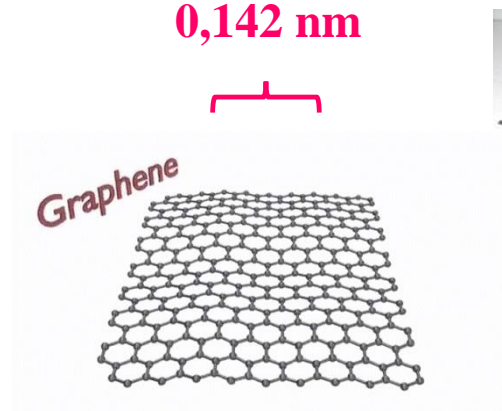
Алотропске модификације угљеника:

Дијамант



Графит

0,142 nm
0,340 nm



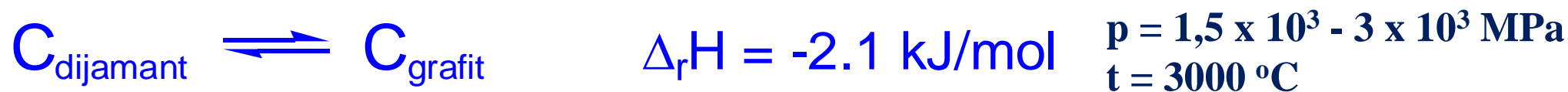
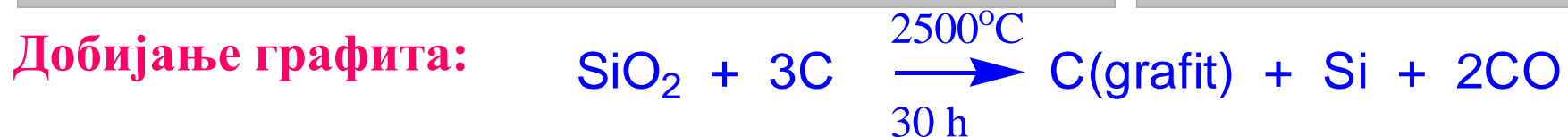
Фулерен (откривен 1991. год., састоји се од 60 sp^2 хибридизованих C атома)

Дијамант (sp^3)

- врло тврд
- висока тачка топљења 3500°C
- положај атома строго фиксиран
- не проводи електричну струју
- метастабилна алотропска модификација

Графит (sp^2)

- врло мекан
- висока тачка топљења
- мала густина ($\rho = 2,22$)
- проводи електричну струју
- стабилна алотропска модификација



Дијамант и графит налазе се у природи у малим количинама

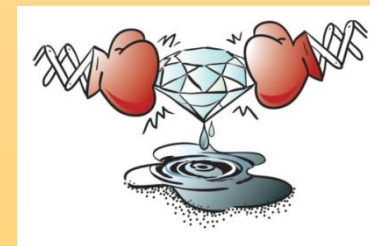
Дијамант - драго камење

- у техници за израду бушилица, бруслица и ножева

Графит - електродни (анодни) материјал

Аморфни угаљ (ситне честице графита)

- активни угаљ (адсорбенс)
- минерални угаљ
- кокс (редукционо средство у металургији)
- чађ (за добијање туша и црне боје)



Негативна оксидациона стања:

Карбиди – једињења C у којима има негативно оксидационо стање

1. Карбиди јонског типа (једињења C са елементима 1. 2. и 3. групе (Al))
2. Карбиди унутрашњих прелазних елемената - ThC_2 , LaC_2 ,
3. Карбиди металног карактера - карбиди прелазних елемената
4. Ковалентни карбиди - SiC , B_4C ,....

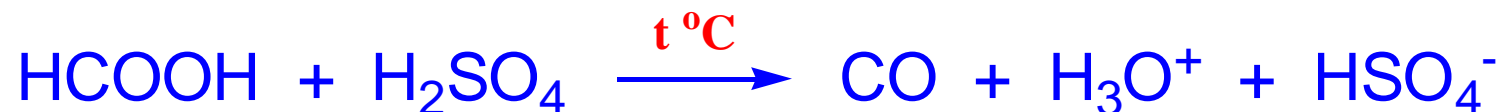
Оксидационо стање +2:

CO угљеник(II)-оксид (угљен-моноксид)

- гас, без боје и мириса
- јако редукционо средство
- у води слабо растворан
- ОТРОВАН (везује се за хемоглобин и онемогућава транспорт кисеоника)

0,2% CO у ваздуху
30 min – вртоглавица
након 3 h смрт

Лабораторијско добијање

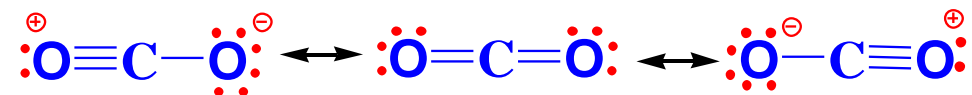


Оксидационо стање +2:

CO ₂	угљеник(IV)-оксид (угљен-диоксид)
H ₂ CO ₃	угљена (карбонатна) киселина
HCO ₃ ⁻	хидрогенкарбонати
CO ₃ ²⁻	карбонати

CO₂:

- гас без боје и мириса
- није отрован
- 0,04% у ваздуху
- тежи од ваздуха
- растворан у води



Добијање: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Алкохолним врењем: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{CO}_2$

Термичким разлагањем CaCO₃: $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$

- за производњу газираних пића
- за гашење пожара
- суви лед

