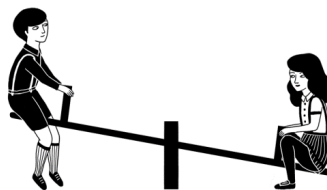
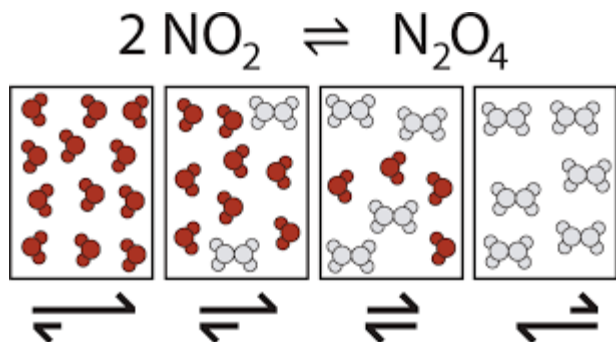


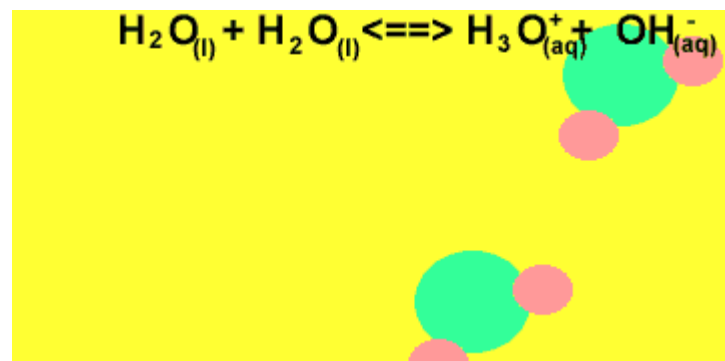
Хемијска равнотежа



Хемијске реакције

**Реакције које теку у једном смеру -
НЕПОВРАТНЕ
(ИРЕВЕРЗИБИЛНЕ)**

**Реакције које истовремено теку у оба
смеру - ПОВРАТНЕ
(РЕВЕРЗИБИЛНЕ)**



Неповратне (иреверзибилне) реакције

Настају производи који се при условима реакције не могу превести у реактанте



сагоревање нафте

сагоревање угљеника

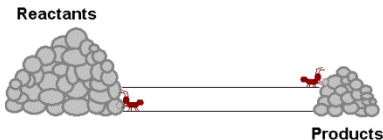


разлагање састојака хране

Повратне (реверзибилне) реакције

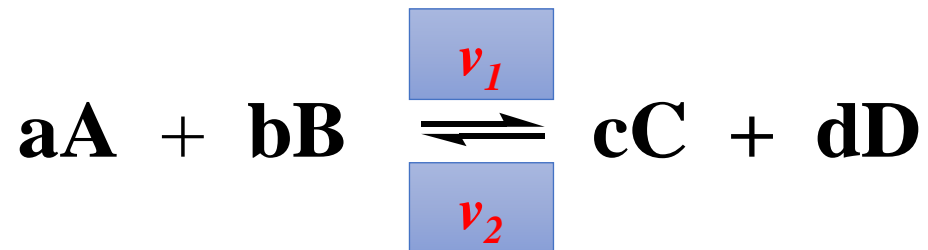
Настају производи који се при условима реакције могу превести у реактанте

Реакција синтезе јодоводоника из елемената



Реакција у смеру \rightarrow директна реакција

Реакција у смеру \leftarrow повратна реакција



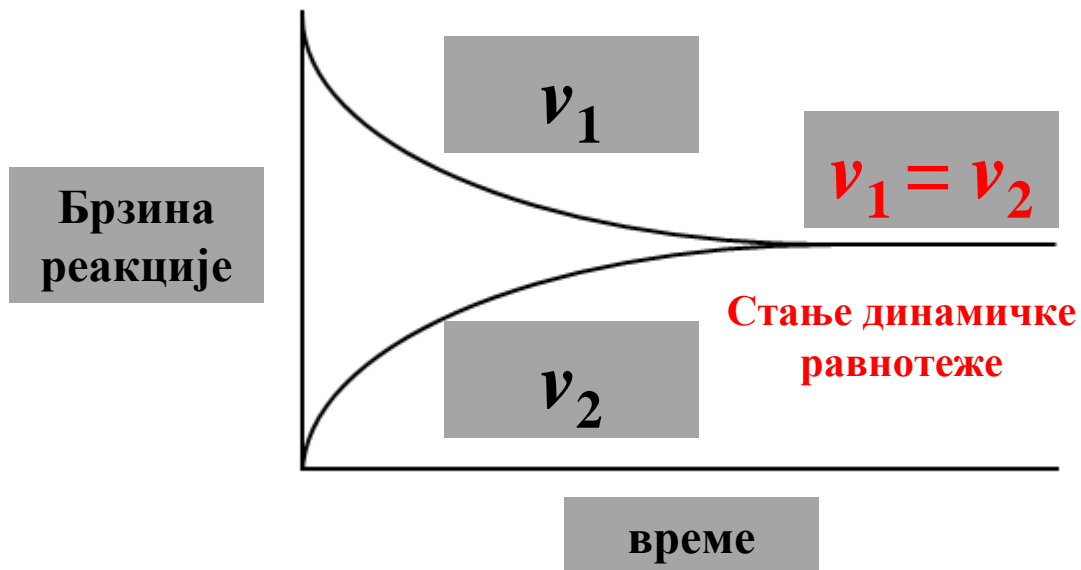
a, b, c и d – стехиометријски коефицијенти

$$v_1 = k[A]^a[B]^b$$

Брзина директне хемијске реакције временом опада, јер се смањује концентрације реактаната

$$v_2 = k[C]^c[D]^d$$

Брзина повратне хемијске реакције временом расте, јер се повећава концентрације производа реакције



брзина директне реакције = брзина повратне реакције

Стање динамичке равнотеже – концентрације реактаната и производа се више не мењају (равнотежне концентрације)

Стање динамичке равнотеже

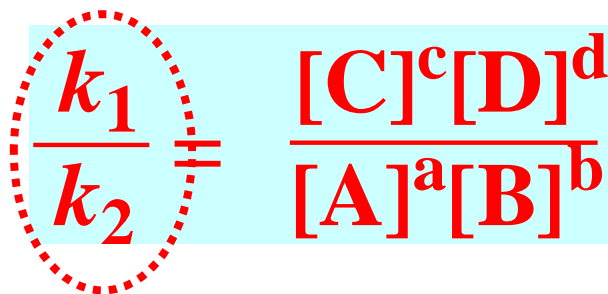


$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$v_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$


$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

K = константа равнотеже хемијске реакције

- Према препоруци IUPAC-а, константа равнотеже се записује као број без јединице
- Константа равнотеже зависи једино од **температуре**

У израз за константу равнотеже улазе само компоненте чије се концентрације могу мењати

(g) = гасовита супстанца
(aq) = растворена супстанца

~~(s) = чврста супстанца
(l) = течна супстанца~~

Пример

Написати изразе за константу равнотеже:



Решење



$$K = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$



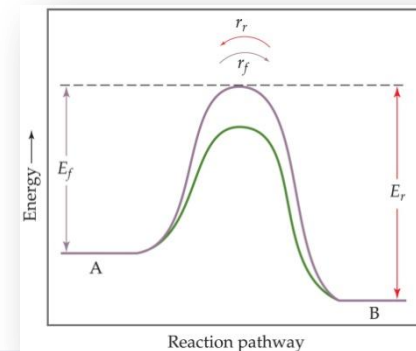
$$K = \frac{[\text{Ni(CO)}_4]}{[\text{CO}]^4}$$

Бројна вредност константе равнотеже **K** одређује положај равнотеже

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b}$$

$K \gg 1 \rightarrow$ производи су доминантни у равнотежи

$K \ll 1 \rightarrow$ реактанти су доминантни у равнотежи



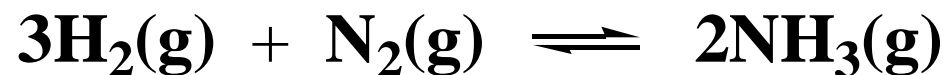
Катализатор не утиче на положај равнотеже, већ убрзава њено успостављање

Фактори који утичу на хемијску равнотежу

- Концентрација учесника у реакцији
- Температура
- Притисак гасовитих супстанци
- Запремина реакционог суда

Ле Шателјеов принцип: Ако се систему који се налази у стању равнотеже промени један од спољашњих фактора, равнотежа се помера у смеру поништавања утицаја тог спољашњег фактора тј. враћања у првобитно стање

Утицај концентрације на хемијску равнотежу



$[\text{N}_2] \uparrow$ 

$[\text{H}_2] \uparrow$ 

$[\text{N}_2] \downarrow$ 

$[\text{N}_2] \downarrow$ 

$[\text{NH}_3] \uparrow$ 

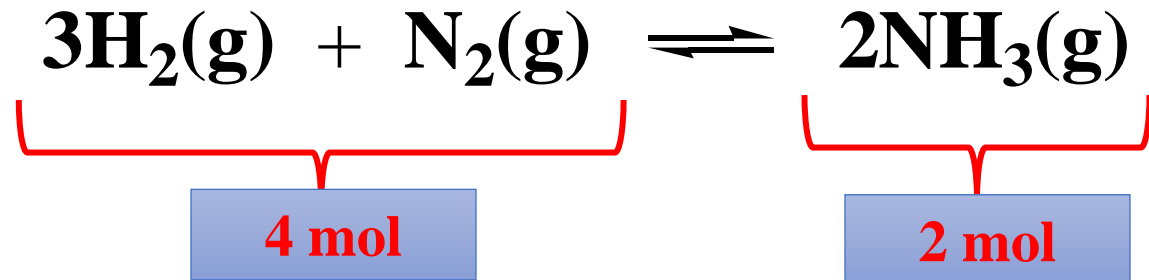
$[\text{NH}_3] \downarrow$ 

Равнотежа се помера удесно повећањем концентрације реактаната или смањењем концентрације производа реакције

Равнотежа се помера улево смањењем концентрације реактаната или повећањем концентрације производа реакције

Промена концентрације реагујућих супстанци не утиче на вредност константе равнотеже

Утицај притиска на хемијску равнотежу



$p \uparrow$



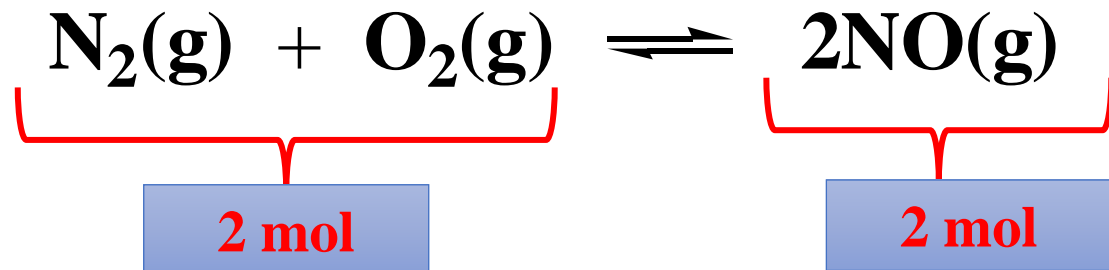
Повећањем притиска, равнотежа се помера у смеру грађења мањег броја молекула гаса

$p \downarrow$



Смањењем притиска, равнотежа се помера у смеру грађења већег броја молекула гаса

Притисак не утиче на положај равнотеже за реакције које се одигравају без промене броја молова учесника у реакцији



Промена притиска не утиче на вредност константе равнотеже

Утицај температуре на хемијску равнотежу

Хемијске реакције

Праћене ослобађањем
топлоте -
ЕГЗОТЕРМНЕ
($\Delta_r H < 0$)

Праћене утрошком
топлоте -
ЕНДОТЕРМНЕ
($\Delta_r H > 0$)

Вредност $\Delta_r H$ се увек односи на
директну реакцију

егзотермна



ендотермна

ендотермна



егзотермна

Промена температуре утиче на вредност константе равнотеже



T ↑ ←

Повећањем температуре у реакционом систему, равнотежа се помера у оном смеру у ком се апсорбује топлота тј. у смеру ендотермне реакције

T ↓ →

Снижењем температуре у реакционом систему, равнотежа се помера у оном смеру у ком се ослобађа топлота тј. у смеру егзотермне реакције

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....



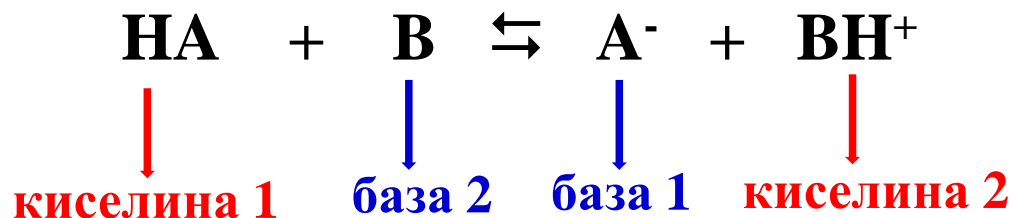
Јак електролит
потпуна дисоцијација

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



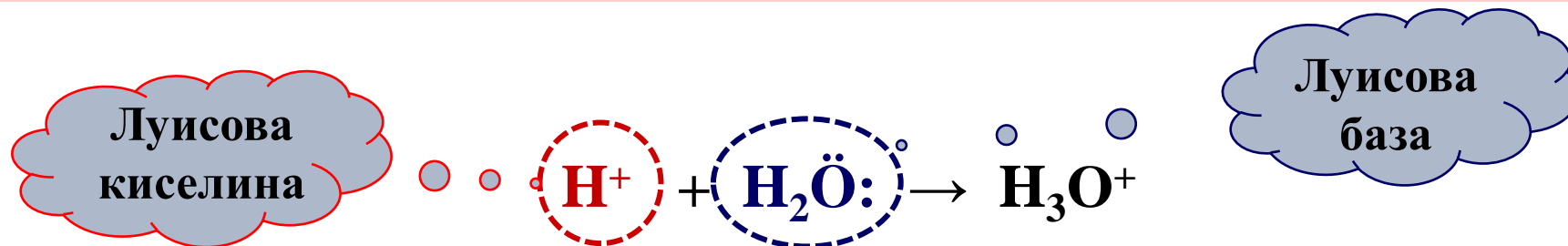
HA/A^- и B/BH^+ - **конјуговани парови**

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

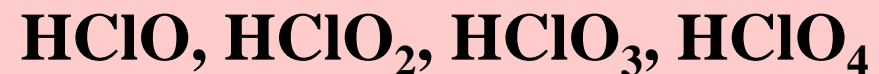
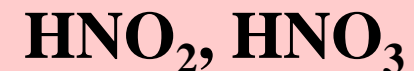


СЛАБЕ КИСЕЛИНЕ – у воденом раствору се налазе већином у облику недисосованих молекула (само је мали део дисосован на јоне)



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

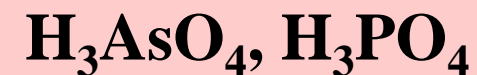
МОНОПРОТИЧНЕ (монопротонске, монобазне)



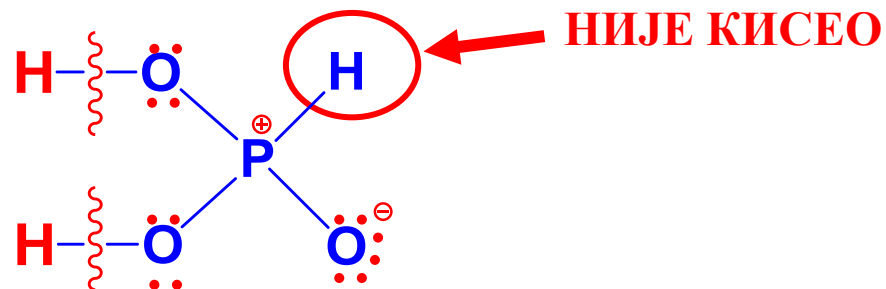
ДИПРОТИЧНЕ (двопротонске, двобазне)



ТРИПРОТИЧНЕ (тропротонске, тробазне)



H_2PHO_3 (H_3PO_3) – дипротична киселина



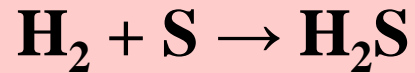
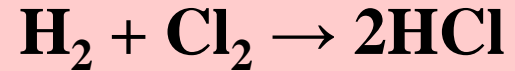
Не постоје соли Na_3PO_3 , K_3PO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_3)_2$

БЕЋ

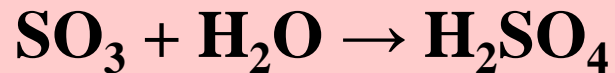
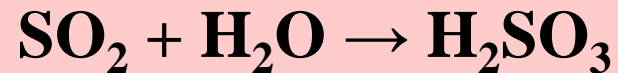


Добијање киселина

1) Директна синтеза из елемената



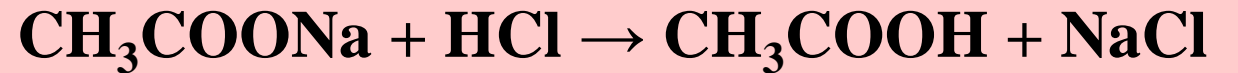
2) Реакција киселих оксида и воде



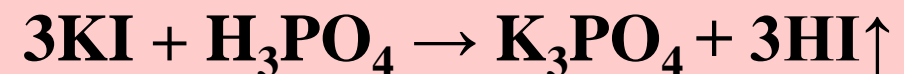
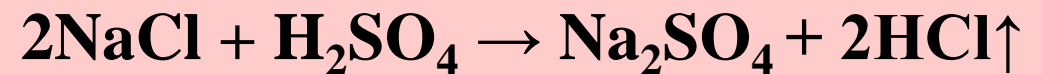
3) Растварање гасова у води



4) Дејство јаче киселине на со слабије киселине

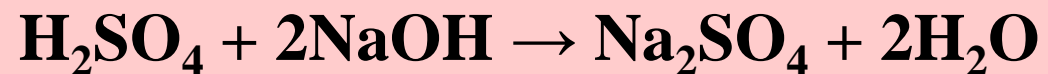


5) Дејство мање испарљиве киселине на соли лако испарљивих киселина

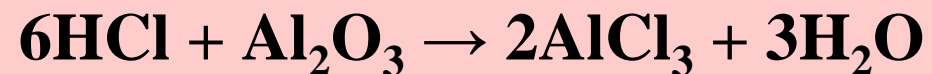


Реакције

1) Реакција са базама - **неутрализација**



2) Реакција са базним и амфотерним оксидима



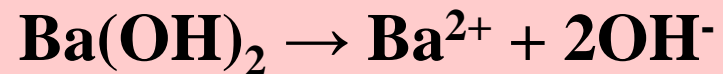
3) Реакција са металима



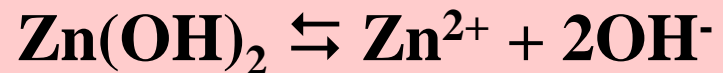
Базе

Аренијусова теорија електролитичке дисоцијације

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



АЛИ....



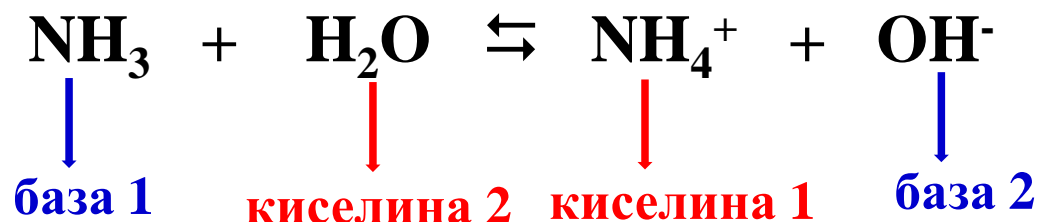
Јак електролит
потпуна дисоцијација

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**

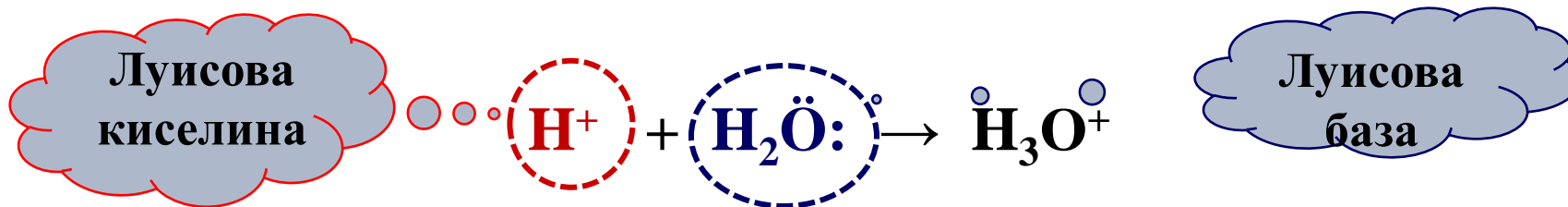
Једначина протолитичке реакције



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

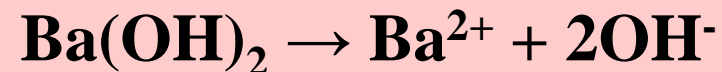
МОНОХИДРОКСИДНЕ (једнокиселе)

ДИХИДРОКСИДНЕ (двокиселе)

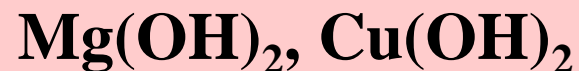
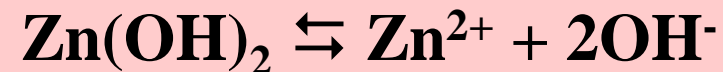
ТРИХИДРОКСИДНЕ (трокиселе)

б) Према јачини

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

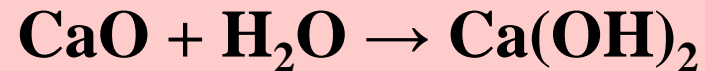


СЛАБЕ БАЗЕ – у воденом раствору се налазе већином у облику недисосованих молекула (само је мали део дисосован на јоне)

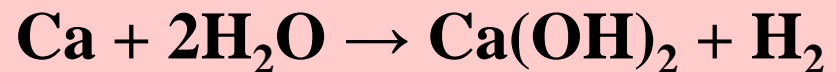
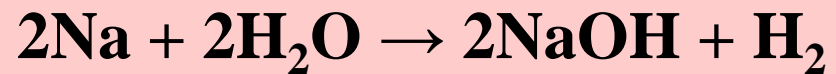


Добијање база

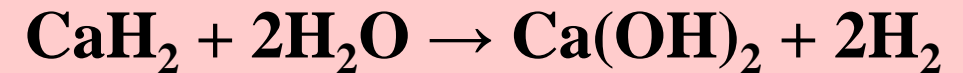
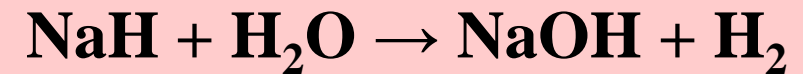
1) Реакција базних оксида и воде



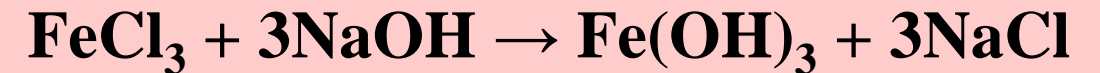
2) Растварање алкалних и земноалкалних метала (сем Ве) у води



3) Растварање јонских хидрида у води

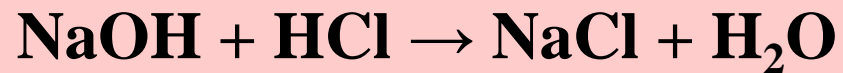


4) Дејство јаче базе на со слабије базе

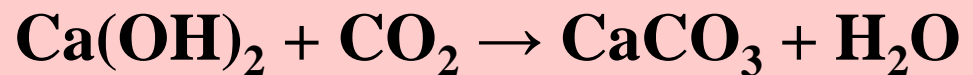


Реакције

1) Реакција са киселинама - **неутрализација**



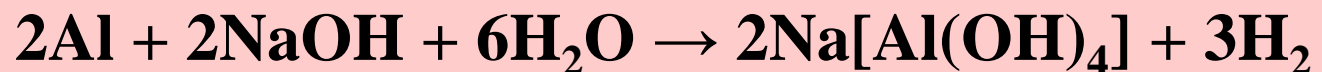
2) Реакција са киселим и амфотерним оксидима



3) Реакција са амфотерним хидроксидима



4) Реакција са елементима који показују амфотерне особине

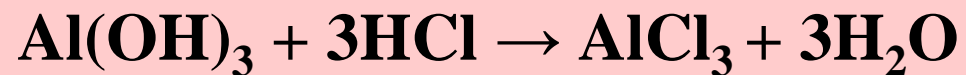


Амфотерни хидроксиди

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

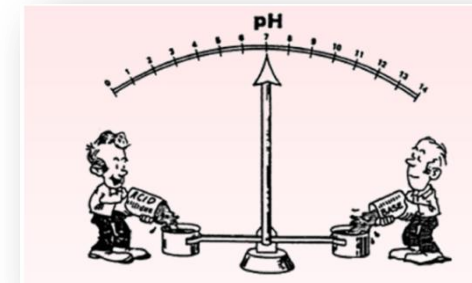
Be(OH)_2 – берилијум-хидроксид
 Al(OH)_3 – алуминијум-хидроксид
 Sn(OH)_2 – калај(II)-хидроксид
 Pb(OH)_2 – олово(II)-хидроксид
 Cr(OH)_3 – хром(III)-хидроксид
 Zn(OH)_2 – цинк-хидроксид

Доказивање амфотерности

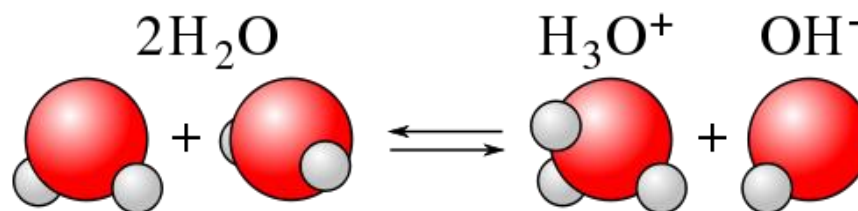
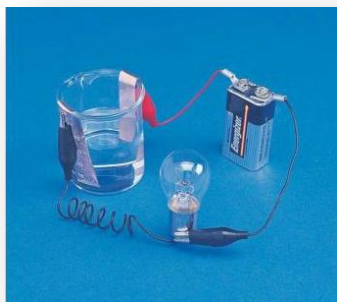


Хемијска равнотежа у воденим растворима киселина, база и соли

Јонски производ воде

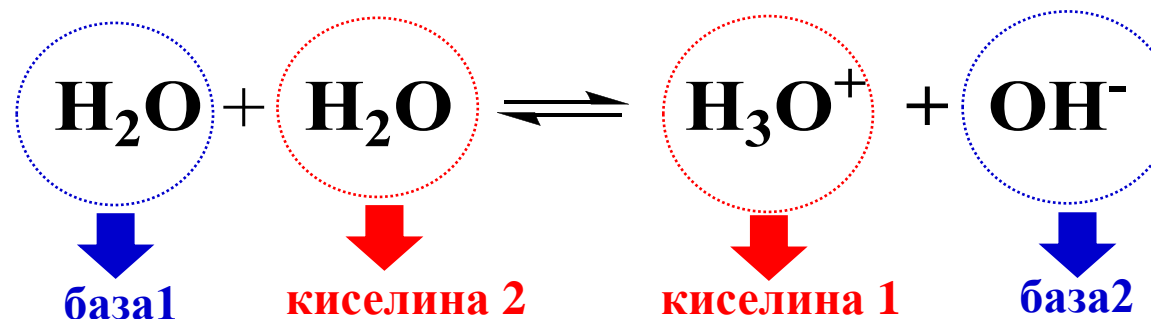


Како објаснити чињеницу да је вода слаб проводник електричне струје (слаб електролит)?



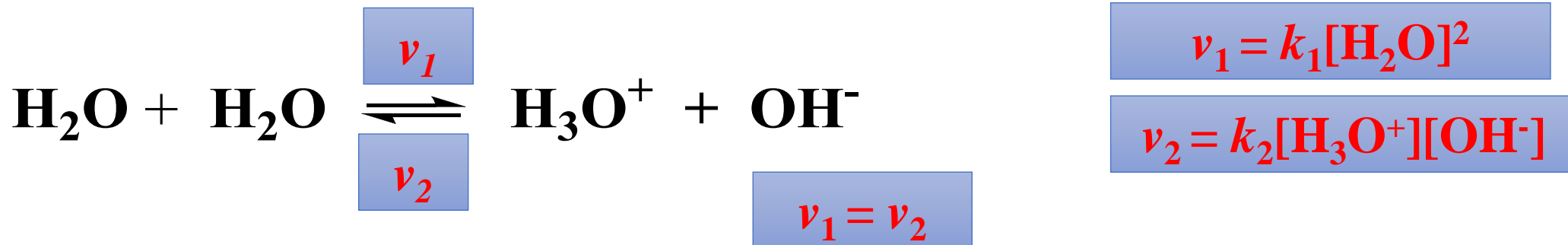
Вода је слаб електролит јер делимично дисосује на јоне

једначина аутопротолизе воде:



- Молекул воде се понаша и као киселина и као база (**амфолит**)
- Аутопротолизом воде настају **хидронијум јон (H_3O^+)** и **хидроксидни јон (OH^-)**

Стање диманичке равнотеже



$$k_1[\text{H}_2\text{O}]^2 = k_2[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Равнотежна концентрација воде је практично једнака њеној почетној концентрацији

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{V(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000\text{g}}{1\text{dm}^3 \cdot 18\text{g/mol}} = 55,56\text{mol/dm}^3$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$\underbrace{K[\text{H}_2\text{O}]^2}_{\text{константа}} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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

$$\text{На } 25\text{ }^\circ\text{C}, K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Ако је за неки водени раствор одређена концентрација $[\text{H}_3\text{O}^+]$ јона, тачно је одређена и концентрација $[\text{OH}^-]$ јона (и обрнуто)

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

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

У чистој води $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{10^{-14}}$$

У воденом раствору неке киселине
Концентрација водоничних јона је
 $2,8 \times 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$. Израчунати
концентрацији хидроксидних јона.

$(3,57 \times 10^{-12} \text{ mol/dm}^3)$

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

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Водени раствор
реагује неутрално

У воденим растворима киселина: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

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

$$[\text{OH}^-] < 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Водени раствор реагује
кисело

У воденим растворима база: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

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

$$[\text{OH}^-] > 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Водени раствор реагује
базно

Пример

Како реагује водени раствор у коме је:

а) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3$

б) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$

в) $[\text{OH}^-] = 3,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$

г) $[\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$

Решење

а) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-10} \text{ mol/dm}^3 < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ (базно)

б) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ (кисело)

в) $[\text{OH}^-] = 3,8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/dm}^3 < 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ (кисело)

г) $[\text{OH}^-] = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3 > 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$ (базно)

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 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol/dm}^3$,
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,0 = 0,0$

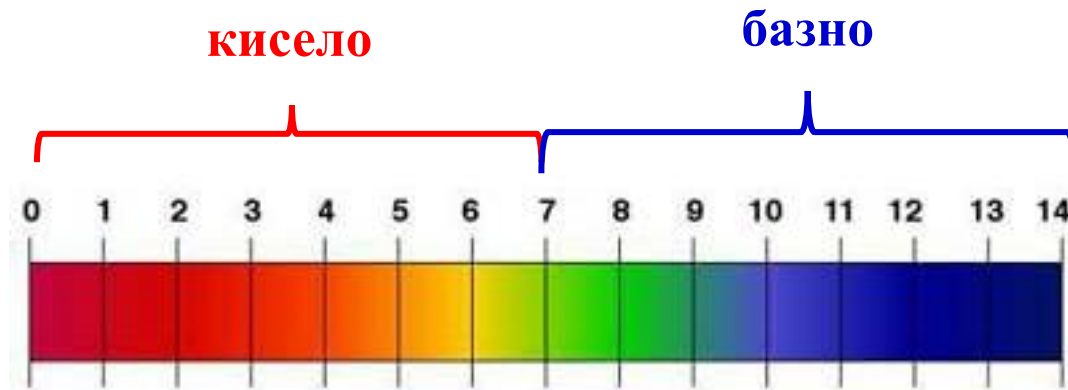
неутралан раствор

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

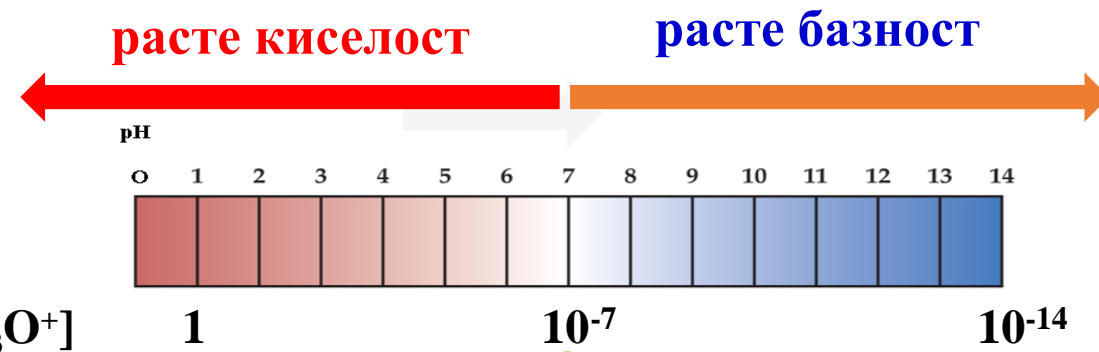
кисео раствор

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

рН скала



неутрално



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

1

10^{-7}

10^{-14}

неутрално

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

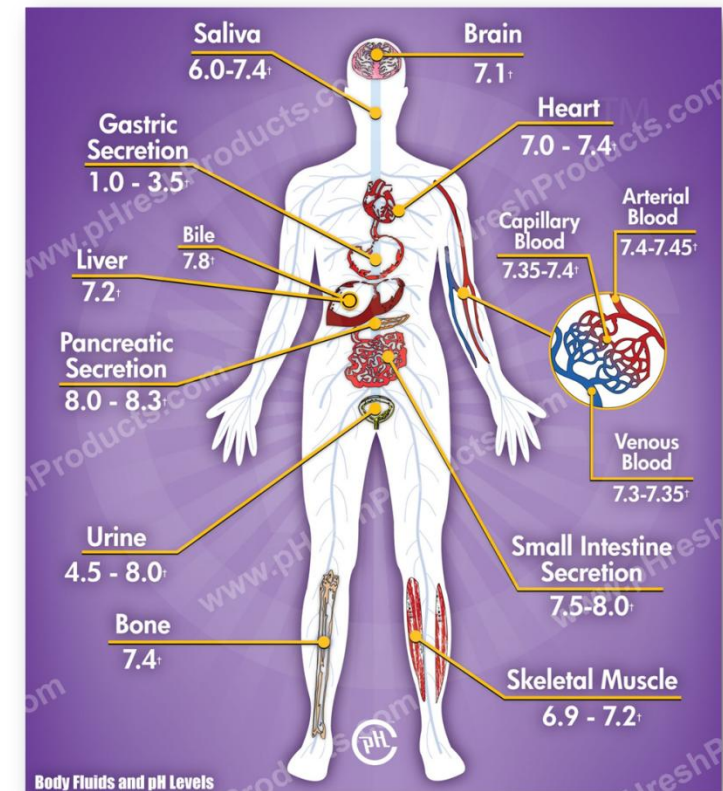
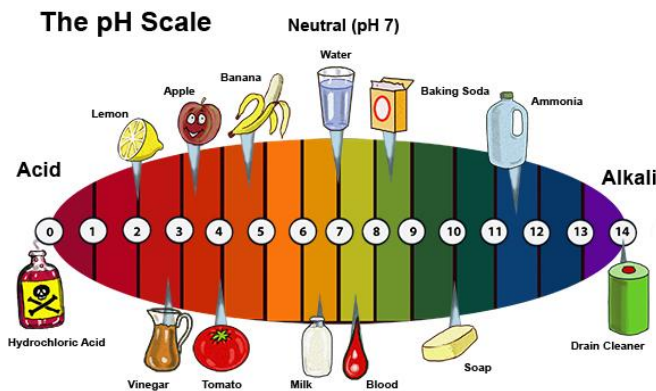
$$\text{p}K = -\log K$$

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

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

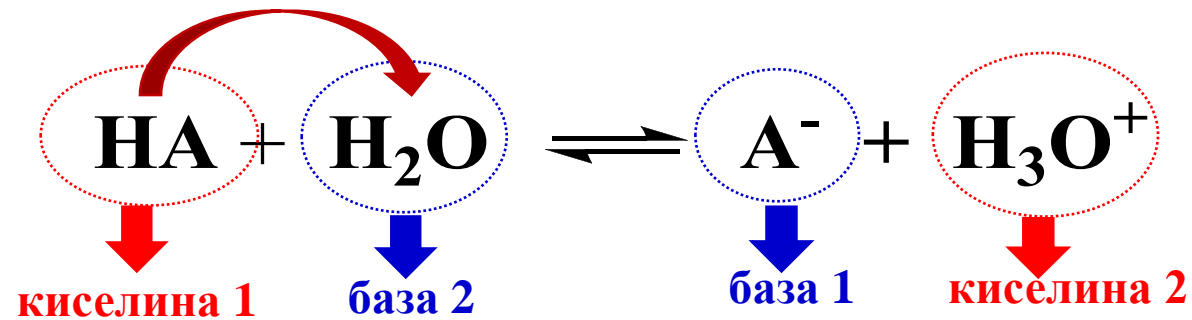
$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

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



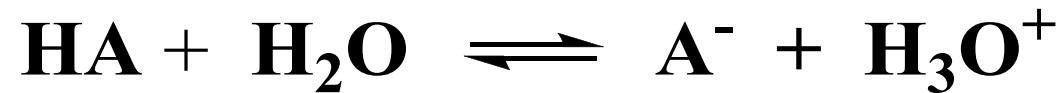
Хемијска равнотежа у воденим растворима киселина

Киселина се понаша као донор протона, при чему она предаје протон **бази** (молекул воде) и прелази у своју **конјуговану базу** (A^-)



Што је киселина јача, њена конјугована база је слабија (и обрнуто)

$$K_a(\text{киселина}) \cdot K_b(\text{конјугована база}) = K_w = 10^{-14}$$
$$\text{p}K_a(\text{киселина}) + \text{p}K_b(\text{конјугована база}) = \text{p}K_w = 14$$



Применом закона о дејству маса:

$$K = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{HA}]}$$

$$\underbrace{K[\text{H}_2\text{O}]}_{\text{константа } K_a} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Колика је концентрација водоникових и хидроксидних јона у неком раствору у коме је измерено pH = 5?

(10-5 mol/dm3 и 10-9 mol/dm3)

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

K_a – константа дисоцијације или константа јонизације киселине или киселинска константа

K_a – мера за јачину киселине. Што је већа вредност константе K_a , киселина је јача

На основу вредности K_a , киселине се могу поделити на:

$K > 10^3$	врло јаке киселине
$10^{-2} < K < 10^3$	јаке киселине
$10^{-7} < K < 10^{-2}$	слабе киселине
$K < 10^{-7}$	врло слабе киселине

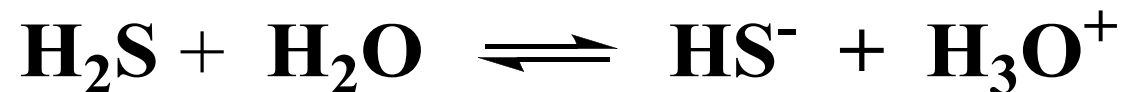
Јаке киселине

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

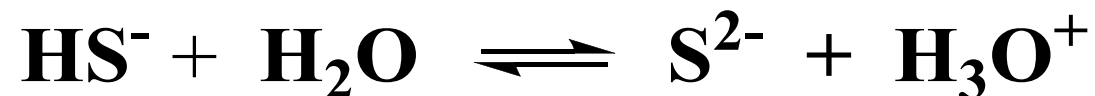
Слабе киселине

H_2SO_3 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, HF , CH_3COOH ...

Полипротичне киселине – дисосују постепено



$$K_{a,1} = \frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 5,7 \cdot 10^{-8}$$



$$K_{a,2} = \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HS}^-]} = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$K_{a,1} > K_{a,2}$$

рН у раствору јаке киселине

Раствор јаке киселине – $[\text{H}_3\text{O}^+]$ јони потичу из киселине (количина тих јона који настају дисоцијацијом воде се може занемарити)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = n \cdot c \cdot \alpha$$

n – број H_3O^+ јона који настају дисоцијацијом једног молекула киселине

c – моларна концентрација киселине, mol/dm^3

α – степен дисоцијације

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

Степен дисоцијације, α

Степен дисоцијације, α – однос броја дисосованих молекула у раствору и укупног броја молекула који је био у раствору пре дисоцијације

$$\alpha = \frac{N_{\text{dis}}}{N_0}$$

N_{dis} – број дисосованих молекула

N_0 – укупан број молекула пре дисоцијације

$$\alpha = 0 - 1 \text{ или } 0 - 100 \%$$

$\alpha = 1 \rightarrow N_{\text{dis}} = N_0 \rightarrow$ електролит је у раствору потпуно дисосован на јоне

$\alpha = 0 \rightarrow N_{\text{dis}} = 0 \rightarrow$ супстанца је неелектролит

Степен дисоцијације, α – зависи од природе електролита, природе растварача и концентрације раствора

$\alpha = 70 - 100 \%$ → јак електролит

$\alpha < 30 \%$ → слаб електролит

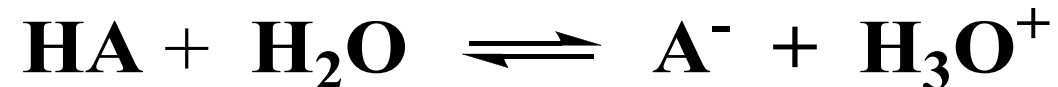
За слабе електролите важи Оствалдов закон разблажења:

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

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

Степен дисоцијације електролита расте при разблажењу раствора

рН у раствору слабе киселине



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

- равнотежне концентрације H_3O^+ и A^- се могу сматрати једнаким

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

Равнотежна концентрација киселине HA је приближно једнака њеној почетној концентрацији (количина дисосованих молекула је занемарљиво мала у односу на почетну концентрацију киселине)

$$[\text{HA}] = c_a$$

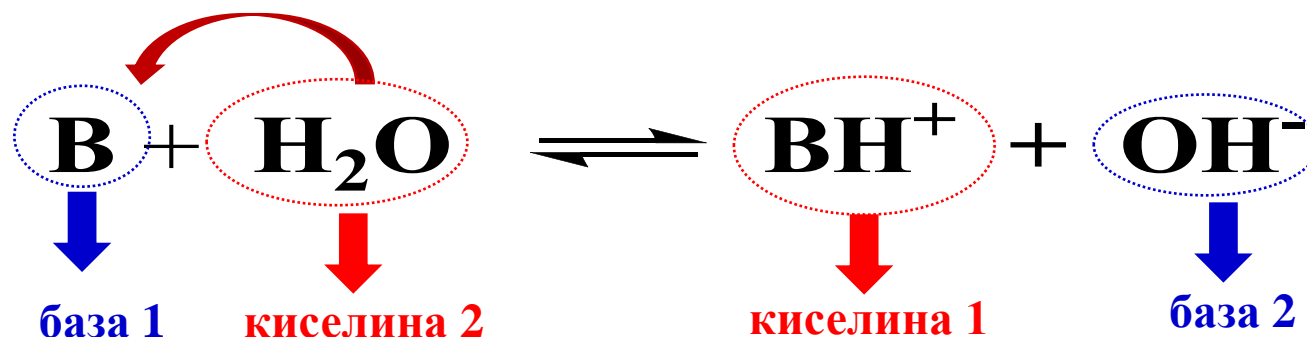
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{c_a}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a}$$

Хемијска равнотежа у воденим растворима база

База се понаша као акцептор протона, при чему она прима протон од **киселине (молекула воде)** и прелази у своју **конјуговану киселину (BH^+)**





Применом закона о дејству маса

$$K = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{B}]}$$

$$\underbrace{K[\text{H}_2\text{O}]}_{\text{константа } K_b} = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \quad \longrightarrow \quad \boxed{K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}}$$

K_b – константа дисоцијације или константа јонизације базе или базна константа

K_b – мера за јачину базе. Што је већа вредност константе K_b , база је јача

Јаке базе:

Базе алкалних и земноалкалних метала (изузев $\text{Be}(\text{OH})_2$)

рН у раствору јаке базе

$$[\text{OH}^-] = n \cdot c \cdot \alpha$$

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

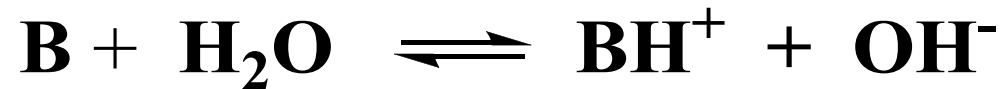
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

n – број OH^- јона који настају дисоцијацијом једног молекула базе

c – моларна концентрација базе, mol/dm^3

α – степен дисоцијације

рН у раствору слабе базе



Равнотежне концентрације BH^+ и OH^- се могу сматрати једнаке

$$[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$$

Равнотежна концентрација базе B је приближно једнака њеној почетној концентрацији

$$[\text{B}] = c_b$$

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \rightarrow K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_b} \rightarrow$$

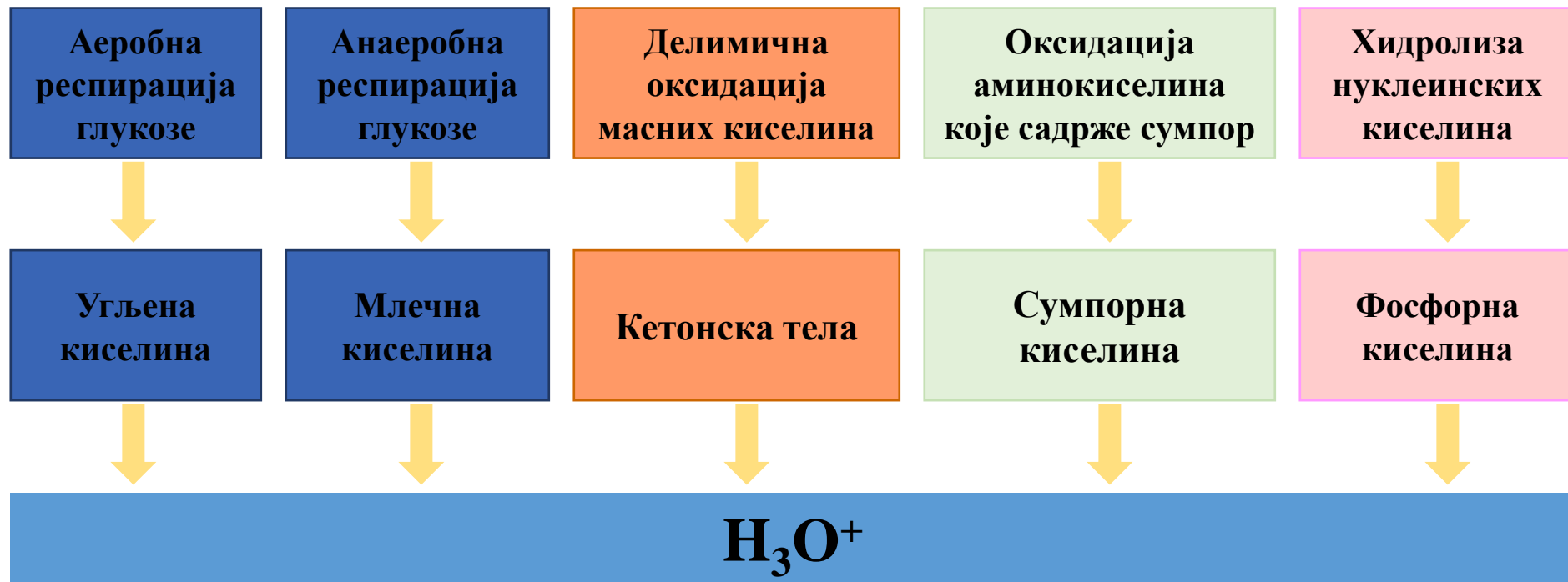
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b}$$

Пуфери и њихов биолошки значај

Концентрације неких јона у плазми

Јон	nmol/L
H_3O^+	40
Na^+	140 000 000
K^+	4 000 000
Mg^{2+}	1 000 000
Ca^{2+}	2 500 000

Извори H_3O^+ јона у организму



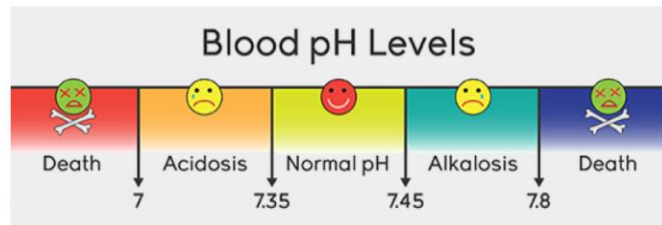
Ацидо-базна равнотежа

pH = 7,40



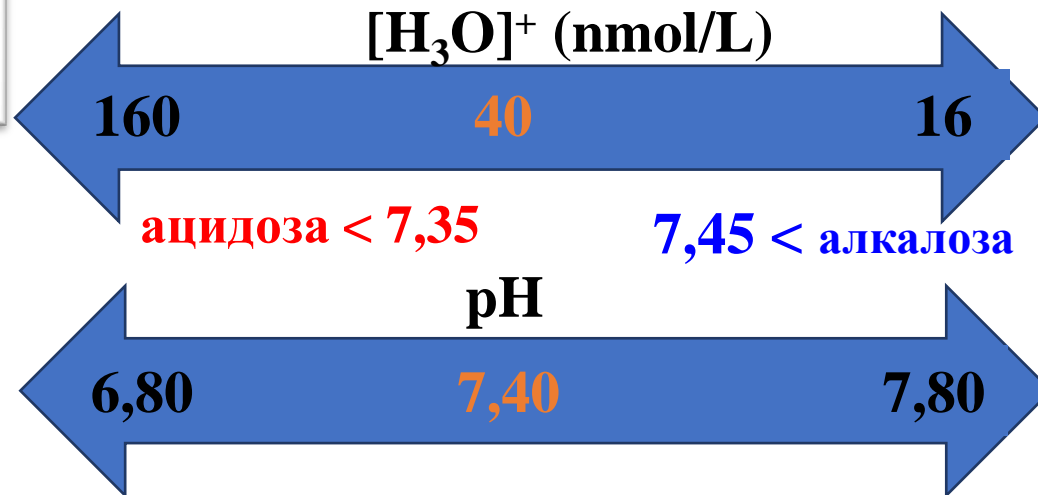
Хомеостатски механизам
који одржава pH вредност
телесних течности
константним

Артеријска крв	Нормалне вредности
pH	7,40 (7,35 – 7,45)
$[\text{H}_3\text{O}]^+$	40 nmol/L (45 – 35)
$p\text{CO}_2$	5,3 kPa (4,5 – 6,0)
$[\text{CO}_2]$	1,2 mmol/L (1,0 – 1,3)
$[\text{HCO}_3]^-$	24 mmol/L (22 – 26)



Последице промене pH вредности у организму

- ❖ Снижење артеријског притиска
- ❖ Депресија ЦНС-а
- ❖ Смрт



- ❖ Аритмија
- ❖ Екситација ЦНС-а
- ❖ Смрт

У организму постоје системи који се опирају промени $[\text{H}_3\text{O}]^+$



Буфери (регулатори)

КИСЕЛИ

- Смеше слабих киселина и њихових соли
- Смеше слабих киселина и њихових конјугованих база
- Ацетатни пуфер – $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

БАЗНИ

- Смеше слабих база и њихових соли
- Смеше слабих база и њихових конјугованих киселина
- Амонијачни пуфер – $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$

1L H_2O



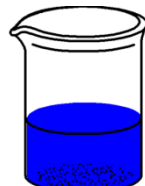
pH = 2,00

← 0,01 mol HCl



pH = 7,00

→ 0,01 mol NaOH



pH = 12,00



1L ацетатног пуфера

0,1 mol CH_3COOH / 0,1 mol CH_3COONa



pH = 4,65

← 0,01 mol HCl



pH = 4,74

→ 0,01 mol NaOH



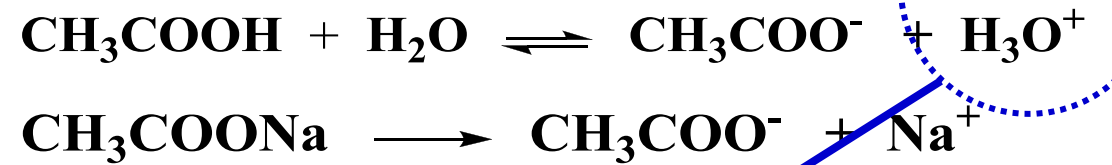
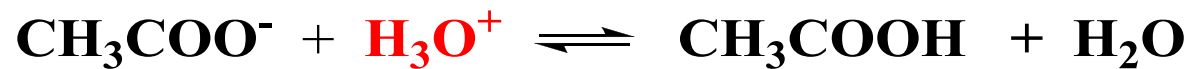
pH = 4,83

Механизам деловања пуфера

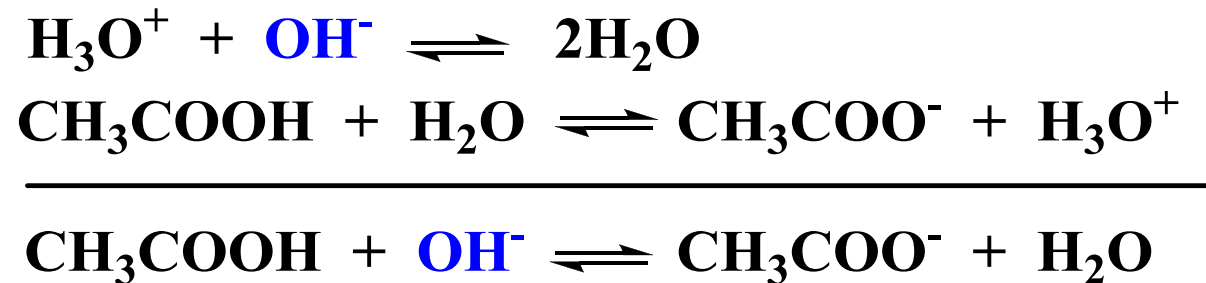
Ацетатни пуфер



Додатак киселине
(H_3O^+ јони)



Додатак базе
(OH^- јони)



Задаци

1. У 15 ml 0,03 mol/dm³ раствора мравље киселине додато је 12 ml 0,15 mol/dm³ калијумформијата. Колики је рН? ($K = 1,77 \times 10^{-4}$)

$$C(\text{НСООК}) = 12 \times 0,15 / 27 = 0,006 \text{ mol/dm}^3$$

$$C(\text{НСООН}) = 15 \times 0,3 / 27 = 0,017 \text{ mol/dm}^3$$

$$C(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,77 \times 0,017 / 0,006 = 4,5 \times 10^{-5} \quad \text{pH} = 4,35$$

2. Помешано је 10 ml 0,3 mol/dm³ HCl и 20 ml 0,2 mol/dm³ амонијака. Колико је рН?

$$K(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$C(\text{HCl}) = 0,3 \times 10 / 30 = 0,1 \text{ mol} = C(\text{NH}_4\text{Cl})$$

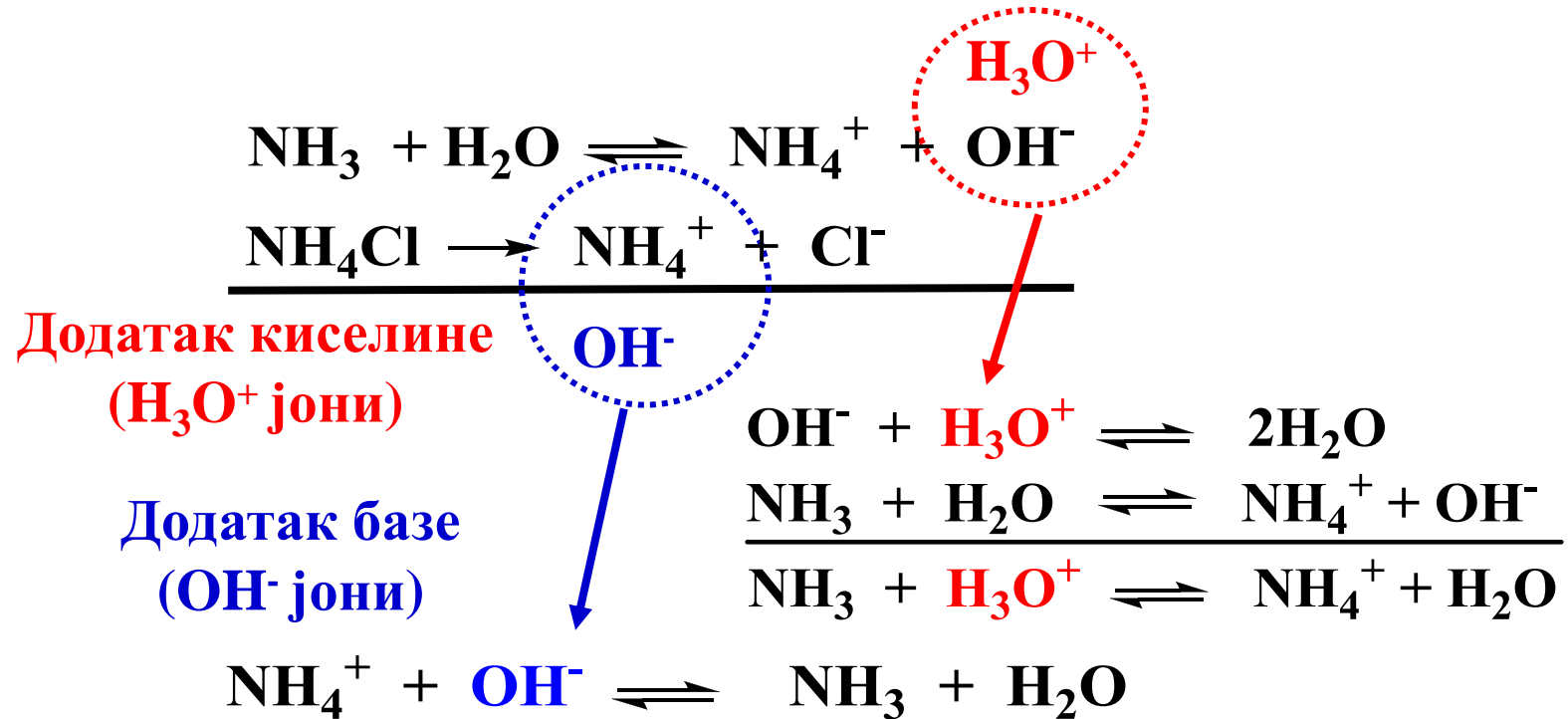
$$C(\text{NH}_4\text{OH}) = 20 \times 0,2 / 30 - 0,1 = 0,03 \text{ mol}$$

(уtroшено на HCl)

$$C(\text{OH}^-) = K_b \times C_b / C_a = 5,4 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 5,27 \quad \text{pH} = 8,73$$

Амонијачни пуфер



Израчунавање рН вредности пуфера

Кисели пуфер

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_a}{c_s} \quad / \cdot (-\log)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_s}{c_a}$$

Хендерсон-Хазелбахова једначина

Важи за $c_a \sim c_s > 0,005 \text{ mol/L}$ и $K_a > 10^{-7}$

Базни пуфер

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{c_b}{c_s}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{c_s}{c_b}$$

Биолошки значајни пуфери

Интрацелуларне
течности

Екстрацелуларне
течности

Фосфатни пуфер

Протеински
пуфер

Бикарбонатни
пуфер

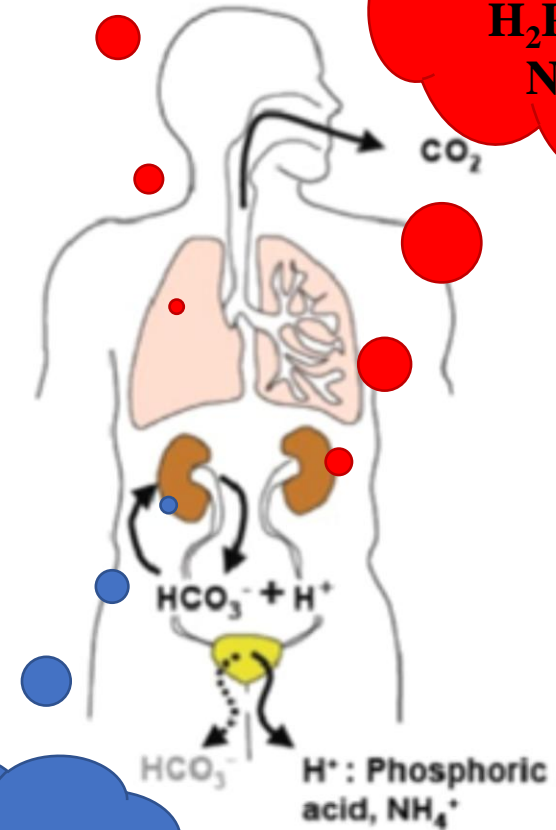
Хемоглобински
пуфер

Аминокиселински
пуфер

Протеински пуфер
плазме

Плућа
уклањају CO_2
из организма

Бубрези
излучују
киселине из
организма у
облику
 H_2PO_4^- и
 NH_4^+



Бубрези
излучују базе из
организма у
облику HCO_3^-

Хидролиза соли

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



Протолитичка теорија

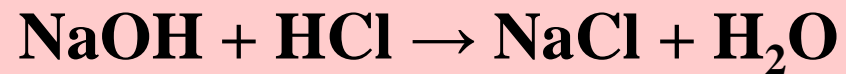
Хидролиза соли – реакција јона соли са водом при чему настаје слабо дисосовано једињење (слаба киселина или база) и мења се рН раствора



Јаке конјуговане киселине и базе у воденом раствору хидролизују (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

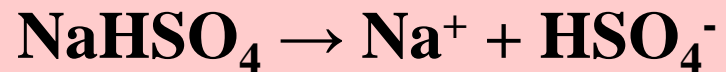
Cl^- јон потиче од јаке киселине $\text{HCl} \rightarrow$ слаба је конјугована база \rightarrow не подлеже хидролизи

$$\text{pH} = 7$$

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...

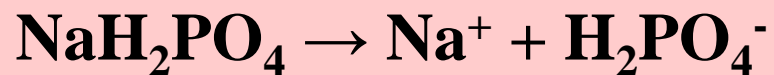


$$\text{pH} < 7$$

раствор реагује кисело

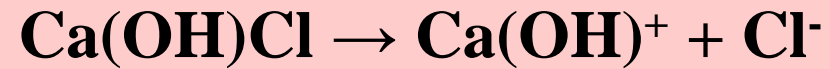
Киселе соли јаких киселина и јаких база не подлежу хидролизи, али њихови водени раствори услед дисоцијације реагују кисело

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 ($\text{pH} < 7$)

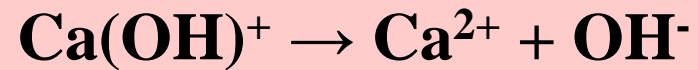
Базне соли јаких киселина и јаких база



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

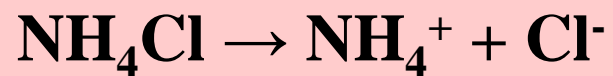
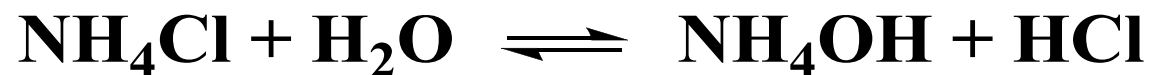
(2) Соли јаких киселина и слабих база

неутрализација



хидролиза

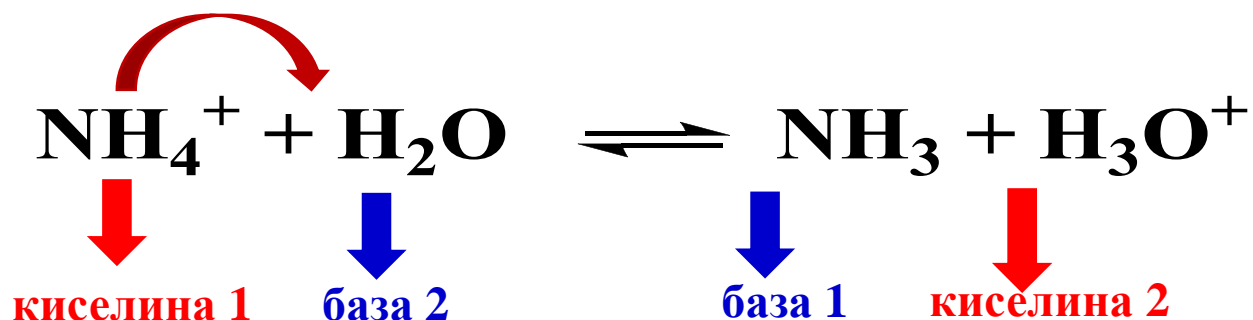
Амонијум-хлорид подлеже хидролизи:



- 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:

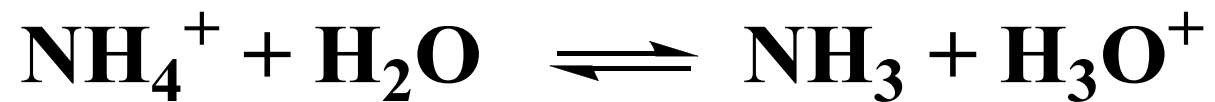
$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{NH}_4^+]}$$

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

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

K_h – константа хидролизе

рН 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

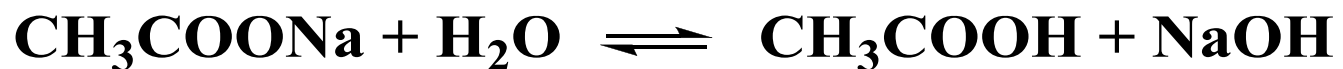
(3) Соли слабих киселина и јаких база

неутрализација



хидролиза

Натријум-ацетат подлеже хидролизи:

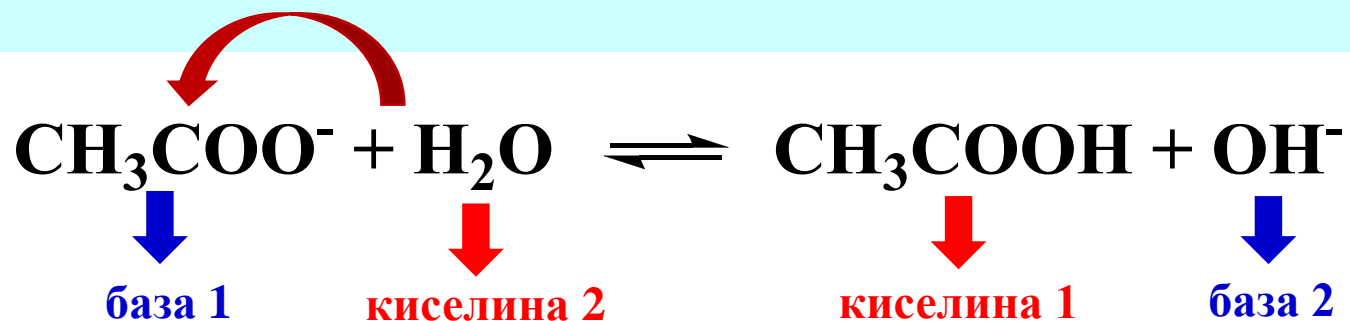


једначина хидролизе у
молекулском облику



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



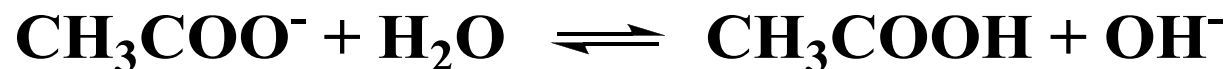
CH₃COO⁻ јон је јака конјугована база и прима протон од воде, која се понаша као киселина

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



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

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

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

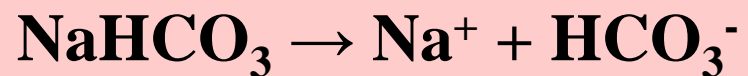
$$K_h = \frac{[\text{OH}^-]^2}{c_s}$$

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

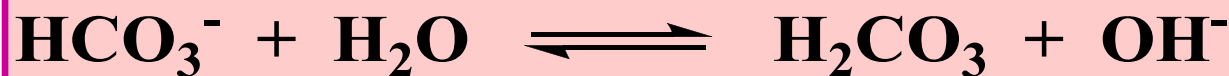


$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \cdot c_s}$$

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

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

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

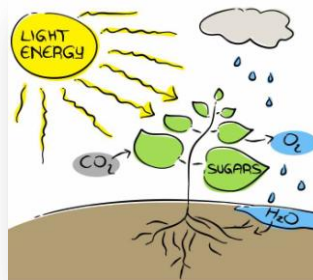
базна реакција

Оксидо-редукционе или редокс реакције

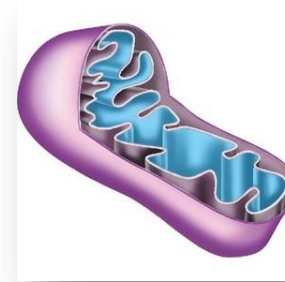
– долази до размене електрона између честица које реагују



рђање гвожђа



фотосинтетичке
реакције

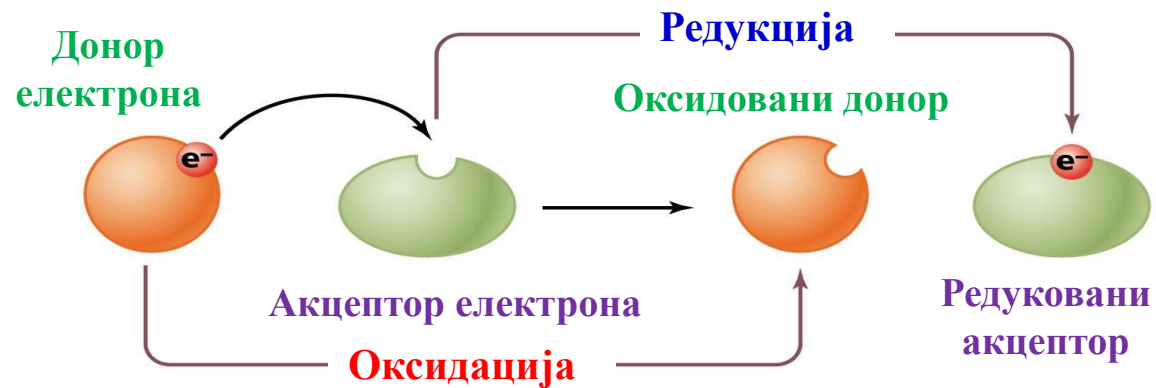


реакције у ћелијама

ОКСИДО-РЕДУКЦИОНИ ИЛИ РЕДОКС ПРОЦЕС

Оксидација – процес отпуштања електрона из атома неког елемента, што за последицу има повећање његовог оксидационог броја

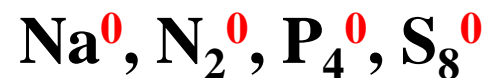
Редукција – процес примања електрона од стране атома неког елемента, што за последицу има смањење његовог оксидационог броја



Окисидо-редукционе или редокс реакције – долази до промене оксидационих бројева атома учесника у реакцији

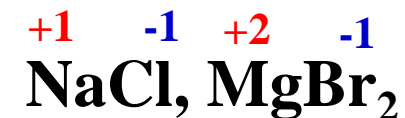
Оксидациони број (степен оксидације, оксидационо стање) – број електрона који атом неког елемента отпушта, прима или спарује при образовању хемијске везе са другим атомима

Код слободних елемената било да се налазе у облику атома или молекула, не долази до промене електронске густине и њихов оксидациони број је нула



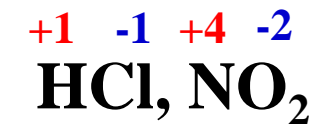
Јонска једињења

- Метали – позитиван оксидациони број
- Неметали – негативан оксидациони број

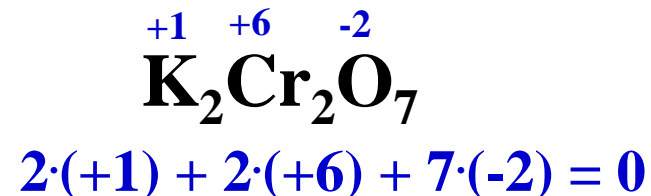
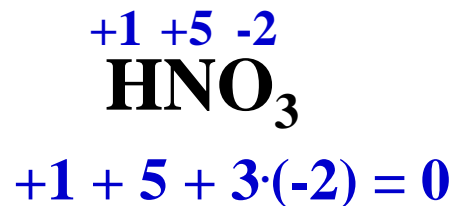


Ковалентна једињења

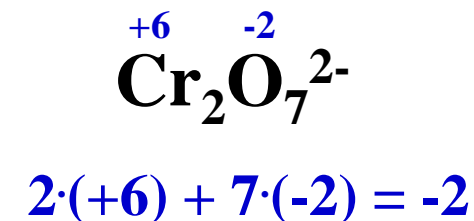
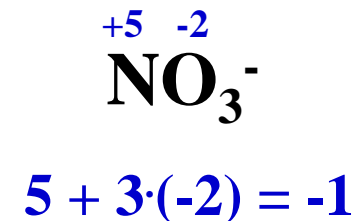
- Елемент мање електронегативности – позитиван оксидациони број
- Елемент веће електронегативности – негативан оксидациони број



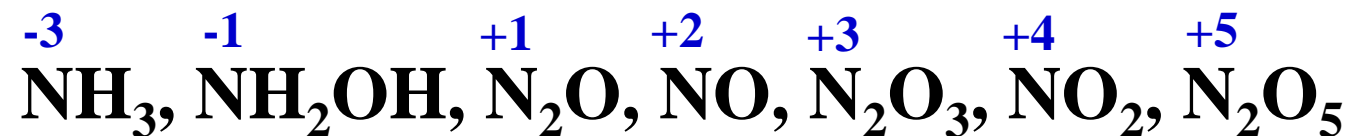
Алгебарски збир оксидационих бројева атома свих елемената у једињењу је једнак нули



Алгебарски збир оксидационих бројева атома свих елемената у јону је једнак наелектрисању јона



Елементи у једињењима могу имати различите вредности оксидационих бројева



Максимални оксидациони број – број групе у којој се елемент налази (за елементе *p*-блока одузети 10)

Минимални оксидациони број – од максималног оксидационог броја одузети 8

Елемент	Максималан оксидациони број	Минималан оксидациони број
Хлор, Cl	+7	-1
Сумпор, S	+6	-2
Азот, N	+5	-3
Фосфор, P	+5	-3
Угљеник, C	+4	-4

Водоник – у већини једињења има оксидациони број **+1**
Изузетак: јонски хидриди – оксидациони број **-1**



Флуор – у свим једињењима има оксидациони број **-1**



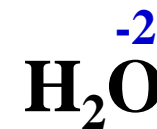
Кисеоник – у већини једињења има оксидациони број **-2**

Изузетак: пероксиди – оксидациони број **-1**

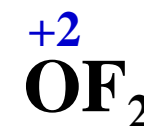
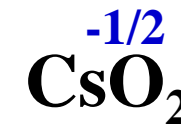
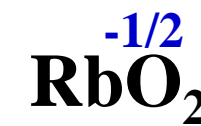
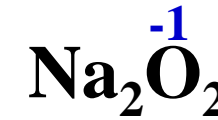
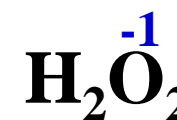
супероксиди – оксидациони број **-1/2**

озониди – оксидациони број **-1/3**

кисеоник-флуориду – оксидациони број **+2**



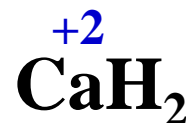
Али...



Алкални метали – у свим једињењима имају оксидациони број **+1**

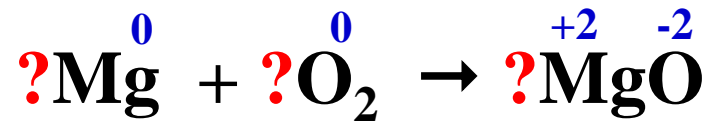


Земноалкални метали – у свим једињењима имају оксидациони број **+2**

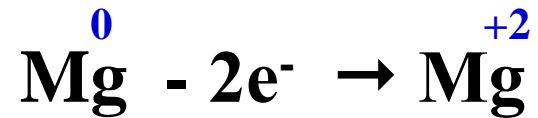


Алуминијум – у свим једињењима има оксидациони број **+3**

Цинк и кадмијум – у свим једињењима имају оксидациони број **+2**



Магнезијум се оксидовао
отпуштањем електрона



Супстанца чији атом отпушта електроне и при томе се оксидује је **редукционо средство**

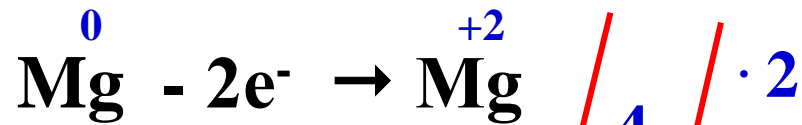
Кисеоник се редуковао
примањем електрона



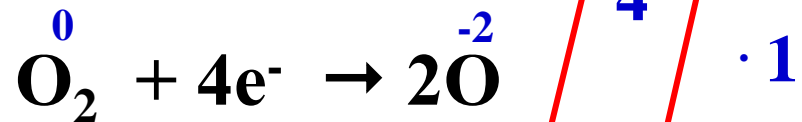
Супстанца чији атом прима електроне и при томе се редукује је оксидационо **средство**

Број отпуштених електрона = број примљених електрона

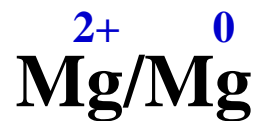
оксидација



редукција

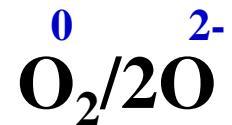


Редокс пар – пар који чине оксидовани и редуковани облик једне врсте



Оксидовани
облик

Редуковани
облик



Оксидовани
облик

Редуковани
облик

Оксидовани облик – више оксидационо стање

Редуковани облик – ниже оксидационо стање

Карактеристике процеса оксидације и редукције

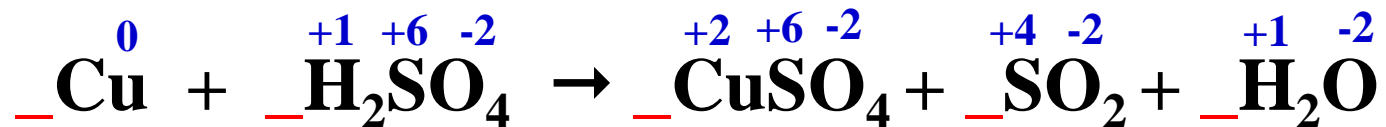
ОКСИДАЦИЈА	РЕДУКЦИЈА
отпуштање електрона	примање електрона
повећање броја атома кисеоника	смањење броја атома кисеоника
смањење броја атома водоника	повећање броја атома водоника

Одређивање коефицијената у оксидо-редукционим једначинама

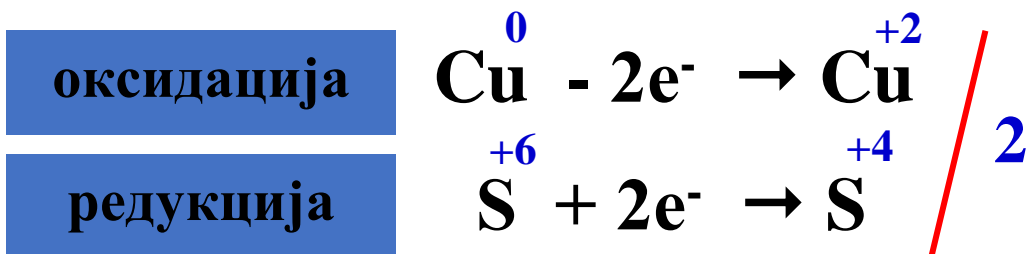
Пример



(1) Одредити оксидационе бројеве елемената у реактантима и производима



(2) За елементе који мењају оксидациони број током реакције, саставити шему размене електрона и помоћу одговарајућих коефицијената изједначити број размењених електрона



(3) Дописати нађене коефицијенте испред формула реактаната и производа који садрже елементе са промењеним оксидационим бројем



(4) Одредити коефицијенте и за оне реактанте и производе код којих се не мења оксидациони број



Cu – редукционо средство

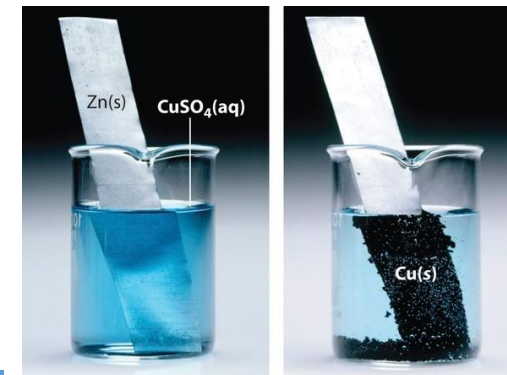
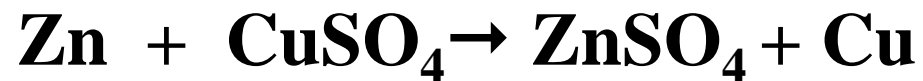
H₂SO₄ – оксидационо средство

Метали су према њиховој редукционој способности сврстани у напонски низ, при чему део низа чини и водоник

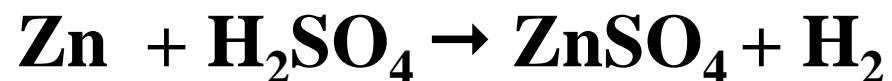
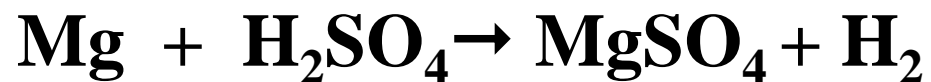
Li K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Pd Pt Au

Li K Ca Na Mg Al Zn Fe Sn Pb **H** Cu Hg Ag Pd Pt Au

(1) Сваки метал може да истисне оне метале из раствора њихових соли који се налазе десно од њега



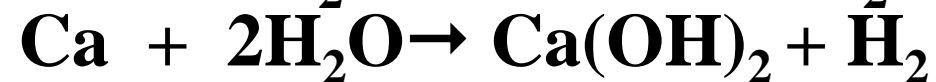
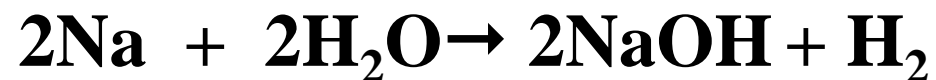
(2) Метали који се налазе лево од водоника могу да истисну водоник из раствора киселина



али...



(3) Алкални и земноалкални метали могу да истисну водоник из воде



али...

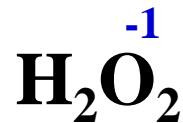


Оксидациона и редукциона средства

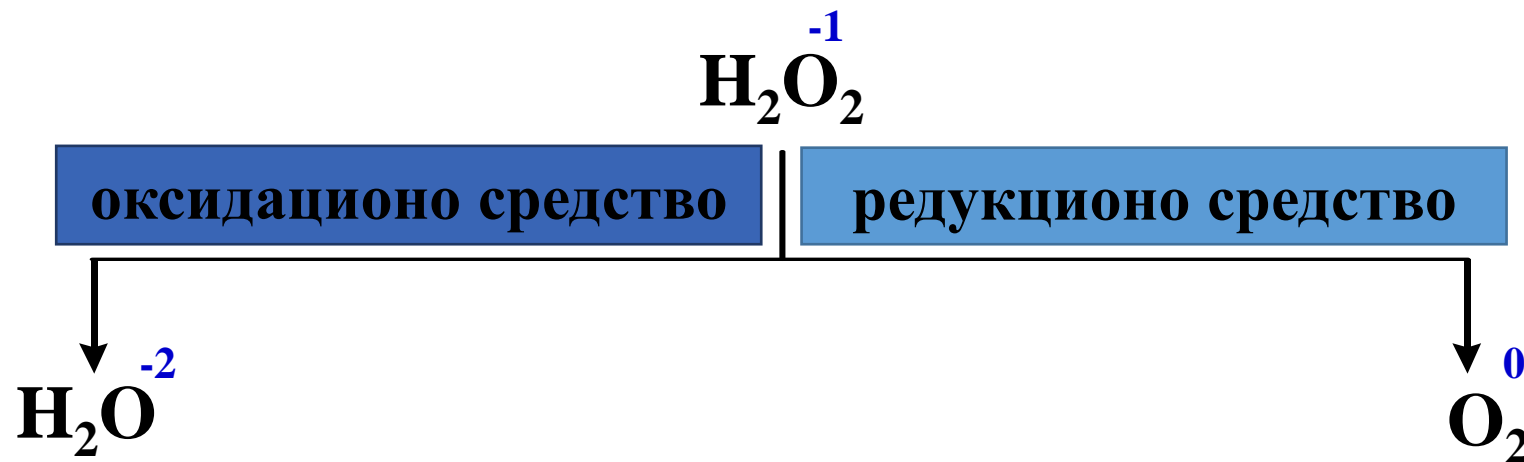
Супстанца која садржи елемент са оксидационим бројем између највишег и најнижег

Како се понашају у реакцијама, зависи од оксидо-редукционих особина другог реактанта

(1) водоник-пероксид, H_2O_2



Садржи кисеоник са степеном оксидације -1



Alkalni Metali

Plemeniti gasovi

Zemnoalkalni el.

Halogeni

Glavna grupa

Prelazni metali

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
1 H 1.00794	4 Be 9.01218											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	2 He 4.00260
3 Li 6.941	12 Mg 24.3050	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.06	17 Cl 35.4527	10 Ne 20.1797
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	18 Ar 39.948
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	36 Kr 83.80
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)	54 Xe 131.29
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)		86 Rn (222)
*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)	

Glavna grupa

Lantanidi i aktinidi

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

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													5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305													13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	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 78.971	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 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.905	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]	
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 144.242	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 162.502	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]					

расте величина атома
 опада енергија јонизације
 опада афинитет према електрону
 опада стандардни електродни потенцијал
 Опада коефицијент електронегативности

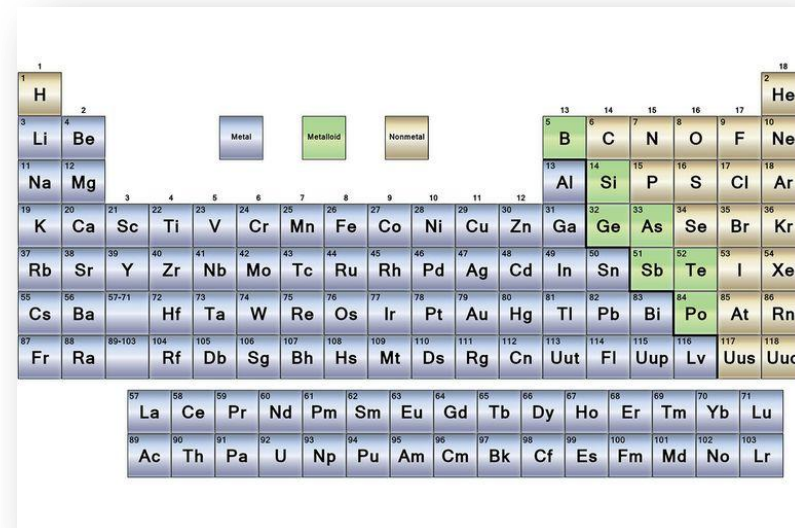
опада величина атома
 расте енергија јонизације
 расте афинитет према електрону
 расте стандардни електродни потенцијал
 Расте коефицијент електронегативности

Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA 1A	IIA 2A											IIIA 3A	IVA 4A	V 5A	VIA 6A	VIIA 7A	VIIIA 8A
1	1 <u>H</u> 1.008	2 <u>He</u> 4.003																
2	3 <u>Li</u> 6.941	4 <u>Be</u> 9.012											5 <u>B</u> 10.81	6 <u>C</u> 12.01	7 <u>N</u> 14.01	8 <u>O</u> 16.00	9 <u>F</u> 19.00	10 <u>Ne</u> 20.18
3	11 <u>Na</u> 22.99	12 <u>Mg</u> 24.31	13 <u>Al</u> 26.98	14 <u>Si</u> 28.09	15 <u>P</u> 30.97	16 <u>S</u> 32.07	17 <u>Cl</u> 35.45	18 <u>Ar</u> 39.95										
4	19 <u>K</u> 39.10	20 <u>Ca</u> 40.08	21 <u>Sc</u> 44.96	22 <u>Ti</u> 47.88	23 <u>V</u> 50.94	24 <u>Cr</u> 52.00	25 <u>Mn</u> 54.94	26 <u>Fe</u> 55.85	27 <u>Co</u> 58.93	28 <u>Ni</u> 58.69	29 <u>Cu</u> 63.55	30 <u>Zn</u> 65.39	31 <u>Ga</u> 69.72	32 <u>Ge</u> 72.59	33 <u>As</u> 74.92	34 <u>Se</u> 78.96	35 <u>Br</u> 79.90	36 <u>Kr</u> 83.80
5	37 <u>Rb</u> 85.47	38 <u>Sr</u> 87.62	39 <u>Y</u> 88.91	40 <u>Zr</u> 91.22	41 <u>Nb</u> 92.91	42 <u>Mo</u> 95.94	43 <u>Tc</u> (98)	44 <u>Ru</u> 101.1	45 <u>Rh</u> 102.9	46 <u>Pd</u> 106.4	47 <u>Ag</u> 107.9	48 <u>Cd</u> 112.4	49 <u>In</u> 114.8	50 <u>Sn</u> 118.7	51 <u>Sb</u> 121.8	52 <u>Te</u> 127.6	53 <u>I</u> 126.9	54 <u>Xe</u> 131.3
6	55 <u>Cs</u> 132.9	56 <u>Ba</u> 137.3	57 <u>La*</u> 138.9	72 <u>Hf</u> 178.5	73 <u>Ta</u> 180.9	74 <u>W</u> 183.9	75 <u>Re</u> 186.2	76 <u>Os</u> 190.2	77 <u>Ir</u> 192.2	78 <u>Pt</u> 195.1	79 <u>Au</u> 197.0	80 <u>Hg</u> 200.5	81 <u>Tl</u> 204.4	82 <u>Pb</u> 207.2	83 <u>Bi</u> 209.0	84 <u>Po</u> (210)	85 <u>At</u> (210)	86 <u>Rn</u> (222)
7	87 <u>Fr</u> (223)	88 <u>Ra</u> (226)	89 <u>Ac~</u> (227)	104 <u>Rf</u> (257)	105 <u>Db</u> (260)	106 <u>Sg</u> (263)	107 <u>Bh</u> (262)	108 <u>Hs</u> (265)	109 <u>Mt</u> (266)	110 ---	111 ---	112 ---	114 ---	116 ---	118 ---			

Lanthanide Series*	58 <u>Ce</u> 140.1	59 <u>Pr</u> 140.9	60 <u>Nd</u> 144.2	61 <u>Pm</u> (147)	62 <u>Sm</u> 150.4	63 <u>Eu</u> 152.0	64 <u>Gd</u> 157.3	65 <u>Tb</u> 158.9	66 <u>Dy</u> 162.5	67 <u>Ho</u> 164.9	68 <u>Er</u> 167.3	69 <u>Tm</u> 168.9	70 <u>Yb</u> 173.0	71 <u>Lu</u> 175.0
Actinide Series~	90 <u>Th</u> 232.0	91 <u>Pa</u> (231)	92 <u>U</u> (238)	93 <u>Np</u> (237)	94 <u>Pu</u> (242)	95 <u>Am</u> (243)	96 <u>Cm</u> (247)	97 <u>Bk</u> (247)	98 <u>Cf</u> (249)	99 <u>Es</u> (254)	100 <u>Fm</u> (255)	101 <u>Md</u> (256)	102 <u>No</u> (254)	103 <u>Lr</u> (257)

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



A periodic table of elements with three regions highlighted: Metal (blue), Metalloid (green), and Nonmetal (yellow). The Metalloid region includes elements like Boron (B), Silicon (Si), and Germanium (Ge). The Nonmetal region includes elements like Carbon (C), Nitrogen (N), Oxygen (O), Fluorine (F), and Chlorine (Cl).

Металоиди - особине металоида

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

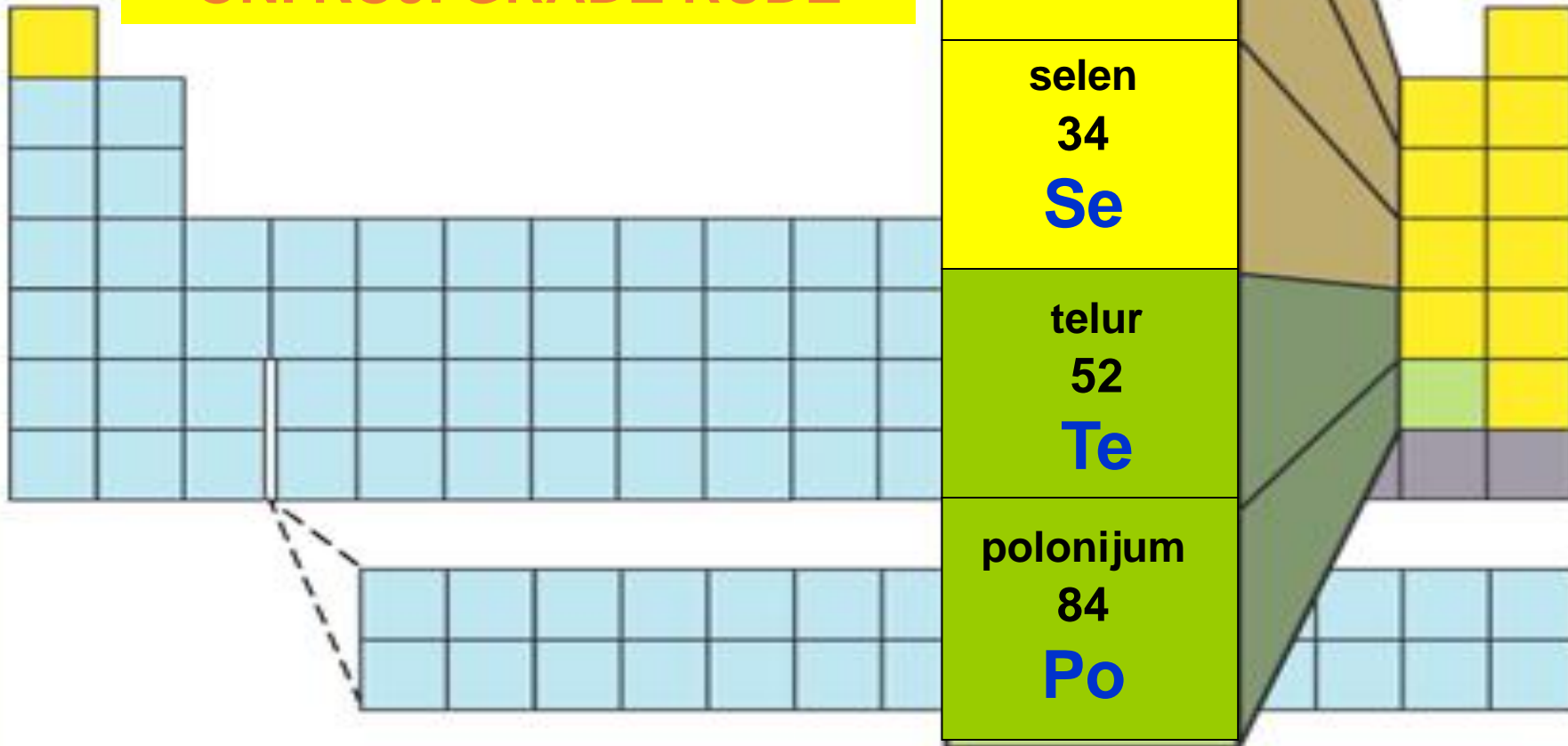


Силицијум

16 група (VI A)
Халкогени
елементи

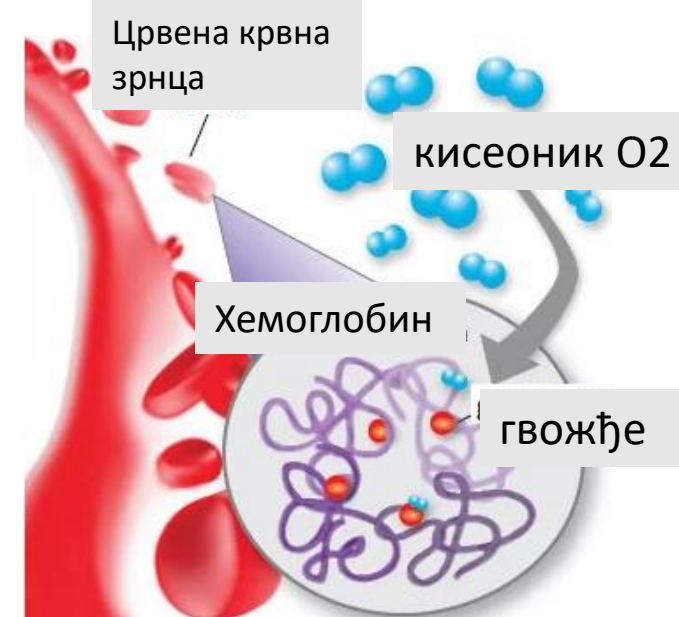
chalkos (ruda)
genesis (postanak)

HALKOGENI
ONI KOJI GRADE RUDE



kiseonik 8 O
sumpor 16 S
selen 34 Se
telur 52 Te
polonijum 84 Po

Кисеоник чини 62% укупне телесне тежине и 9,3% суве тежине. Улази у састав протеина, угљених хидрата, липида и многих других биомолекула. Потребан је у процесу дисања, јер се везује за хемоглобин који га транспортује у крви.



Se - редак елемент

селениди

Te - редак елемент

телуриди

Po - радиоактиван

у рудама урана

O

Карактер

неметал

S

неметал

Se

металоид

Te

металоид

Po

метал

Једињења халкогених елемената

Оксидациона стања: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +6

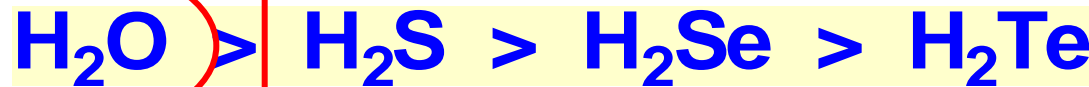
Стабилна оксидациона стања -2, +4 и +6 +2

Непарна оксидациона стања – молекули су нестабилни (парамагнетични)

О - (-2, -1, -1/2) позитивно оксидационо стање само у једињењима са флуором

Оксидационо стање -2:

опада стабилност



течност,
водонич
на веза

гасови,
отровни,
непријатног
мириса

Оксидационо стање 0:

- O_2 у атмосфери
- S у земљиној кори

Оксидационо стање +2:

- нестабилно оксидационо стање

SCl_2 сумпор(II)-хлорид

H_2SO_2 хипосулфитна (сулфоксилатна) киселина - нестабилна

Оксидационо стање +3:

- позната су само једињења сумпора (нестабилна)

S_2O_3 сумпор(III)-оксид

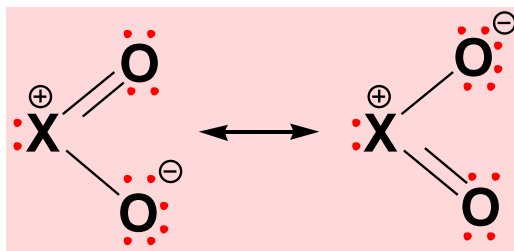
$H_2S_2O_4$ хиподисулфитна киселина и њене соли хиподисулфити

Оксидационо стање +4:

Оксиди, халогениди, киселине и њихове соли - сумпор, селен, телур и полонијум

Оксиди - XO_2

SO_2 - гас



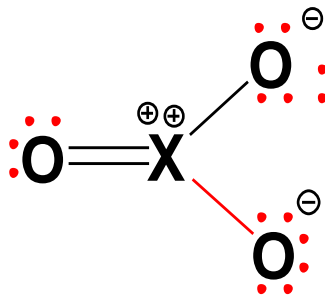
SO₂ - добро се растварају у води при чему настаје сулфитна киселина **H₂SO₃**



Оксидационо стање +6:

Оксиди - XO₃

SO₃ - гас



Киселина: H₂SO₄ сумпорна (сулфатна)

Кисеоник (O₂)

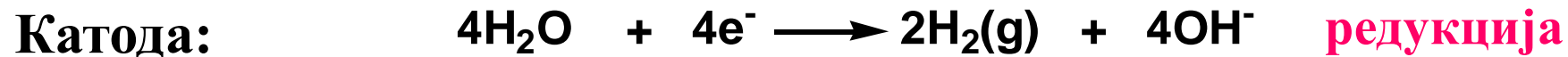
Распрострањеност:

- у Земљиној кори 49,5 %
- у атмосфери 23%
- у силикатима, карбонатима, води

Стабилни изотопи - ¹⁶O, ¹⁷O i ¹⁸O

Индустријски добијање кисеоника:

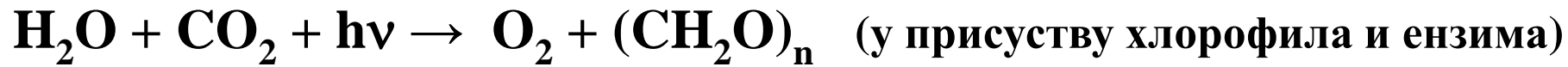
Електролиза воде:



Особине O₂:

Кисеоник је:

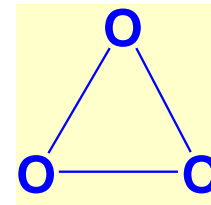
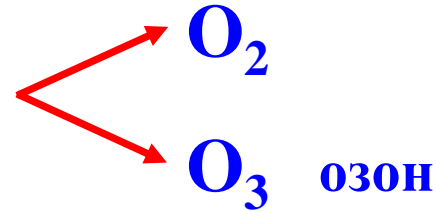
- гас, без боје, укуса и мириса
- неполаран парамагнетичан молекул,
- слабо се раствара у води
- везује се за хемоглобин
- ослобађа се у процесу фотосинтезе



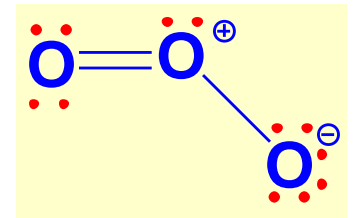
- две алотропне модификације

Особине O₃:

- гас, карактеристичног мириса
- растворљивији је у води 50 пута више од кисеоника (молекул озона је диполаран)
- озон је оксидационо средство у киселој средини
- врло је активан и непостојан
- дијамагнетичан молекул (сви електрони су спарени)
- молекул озона није линеаран



или

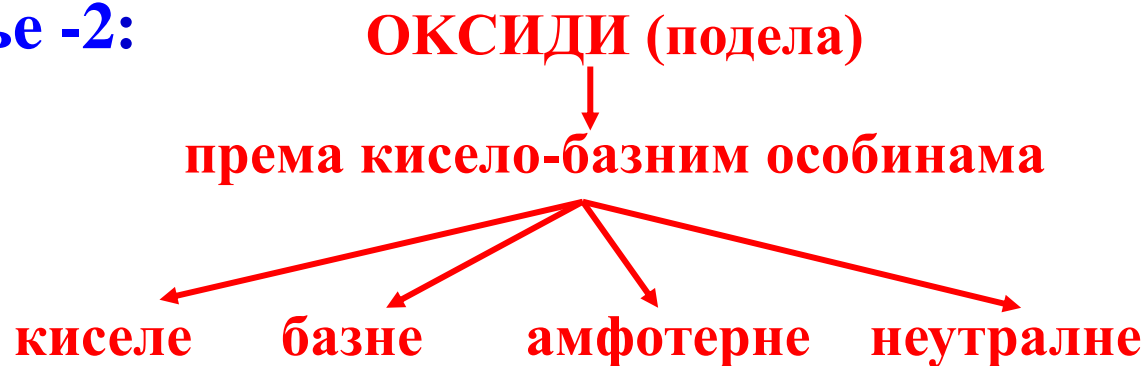


Озон је после флуора најјаче оксидационо средство

- убија бактерије
- избељује органске боје
- реагује са незасићеним органским једињењима и гради озониде

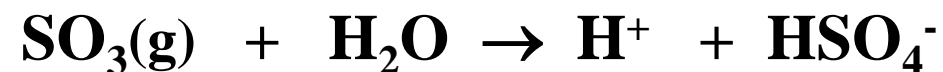
Оксидациона стања кисеоника : -2, -1, -1/2

Оксидационо стање -2:



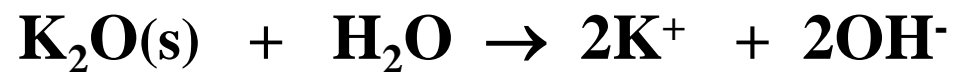
Кисели оксиди:

- са водом дају киселу реакцију
- неутралишу базе
- растварају се у базама

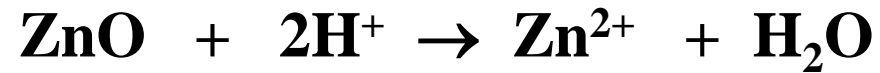


Базни оксиди:

- са водом дају базну реакцију
- неутралишу киселине
- растварају се у киселинама



Амфотерни оксиди: - неутралишу и киселине и базе
 - растварају се и у киселинама и у базама



Неутрални оксиди:

- не реагују са водом
- не растварају се ни у киселинама ни у базама
- не реагују ни са киселинама ни са базама

CO - угљеник(II)-оксид или угљен-моноксид

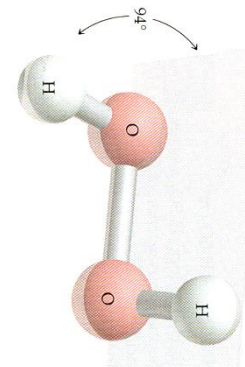
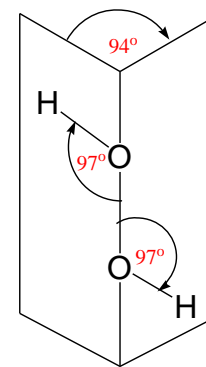
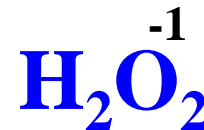
N₂O - азот(I)-оксид или азот-субоксид

NO - азот(II)-оксид или азот-моноксид

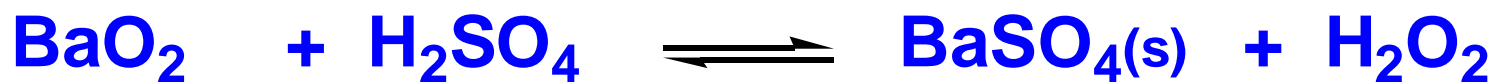
	Периода						
Група		расте кисели карактер оксида →					
	Na ₂ O	BeO	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃ Cl ₂ O ₇
		CaO					
		SrO					
		BaO					
		RaO					
	расте базни карактер ↓		оксиди s и p елемената				

Оксидациона стања -1 (пероксиди)

Пероксиде карактерише кисеоник-кисеоник веза

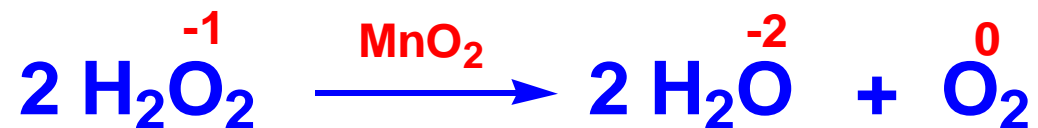


Лабораторијско добијање водоник-пероксида

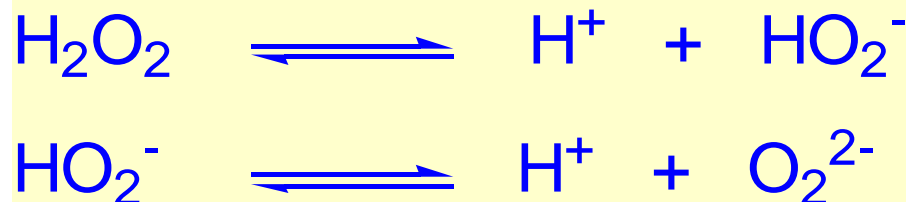


Особине водоник-пероксида:

- чиста безбојна течност
- разлаже се (катализатори MnO_2 , прашина, светлост, алкалије из стакла)



- у трговину долази као 3%-тни водени раствор и као 30%-тни водени раствор (хидроген)
- H_2O_2 је слаба дипротична киселина
- оксидационо средство
- редукционо средство

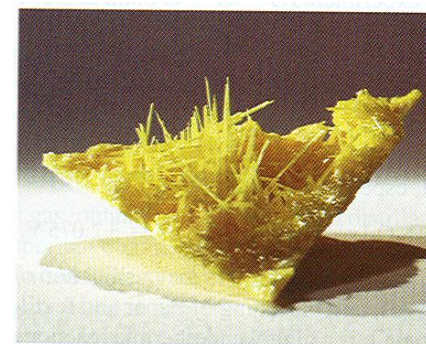
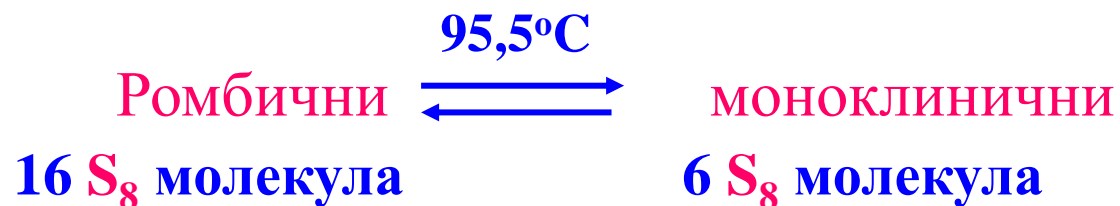
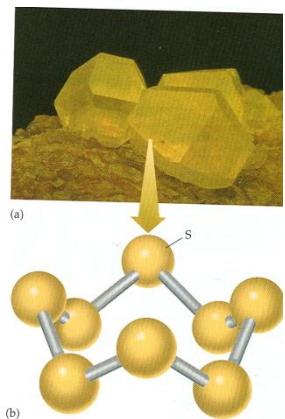


Сумпор (S)

У Земљиној кори (0,05 %)

- у елементарном стању (вулканског порекла)
- ZnS - *сфалерит*;
- FeS_2 - *пирит*
- $\text{CaSO}_4 \times 2 \text{H}_2\text{O}$
- H_2S (у природном гасу)
- у органским једињењима (нафта)

Алотропске модификације



Сумпор чини 0,16% телесне тежине .

Он је компонента неких аминокиселина - цистеина и метионина, односно протеина. Такође је важна компонента биомолекула као што су таурин, коензим А, S-аденозилметионин и важних витамина тела попут тиамина (B1) и биотина (H).

Сумпор се у организму може наћи у неорганској форми као сулфат.

Сумпор је нутријент, а дневна потреба за храном чини приближно један грам.

Особине елементарног сумпора

Ромбични сумпор - чврста супстанца, жуте боје, практично нерастворљив у води, раствара се у органским растварачима (CS_2 , CCl_4), мање активан од кисеоника (прстенаста структура), на повишеној температури реагује скоро са свим елементима сумпор не реагује са јодом, азотом, телуrom златом, иридијумом, платином и племенитим гасовима

Једињења сумпора:

Оксидационо стање -2: $\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$ водоник - сулфид
соли - сулфиди, хидрогенсулфиди

$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ сумпор-водонична (сулфидна) киселина



H_2S - гас, непријатног мириса који подсећа на покварена јаја

- отрован приближно као цијановодоник
- око четири пута отровнији од CO

H_2S се налази у неким минералним водама, у вулканским гасовима, многе бање су познате по сумпорним водама

Оксидационо стање +4:

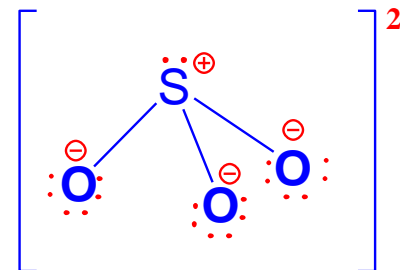
SO_2 – сумпор(IV)-оксид (сумпор-диоксид)

H_2SO_3 - сумпораста (сулфитна) киселина и њене соли, сулфити и хидрогенсулфити

Особине SO_2

гас, непријатног мириса

- поларан молекул
- отрован је за ниже организме – употребљава се за стерилизацију и димљење винских буради
- раствара се у води
- водени раствор SO_2 реагује кисело
- у раствору делује као избелјивач



⁺⁴SO₂ и сулфити имају и оксидационе и редукционе особине

SO₃²⁻ сулфити

HSO₃⁻ хидрогенсулфити

Na₂SO₃ (натријум-сулфит)

- редукционо средство за бељење у текстилној индустрији
- средство за конзервирање хране



Ca(HSO₃)₂ (калцијум-хидрогенсулфит)

Mg(HSO₃)₂ (магнезијум-хидрогенсулфит)

- за добијање целулозе из дрвета (растварају лигнин)



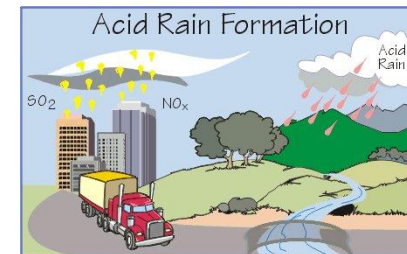


- загађује животну средину
- налази се у издувним гасовима аутомобила
- у диму који се испушта из фабрика
- напада систем за дисање људи и животиња
- у ваздуху - киселе кише (уништавају биљке, металне конструкције и грађевине)
- користи се за избелјивање вуне и дрвене масе (производња папира)
- мале количине се користе за производњу безалкохолних пића,
- џемова и за сушење воћа - зауставља развој бактерија и гљивица

Еколошки проблем!

SO₂: производ сагоревања угља, издувни гасови

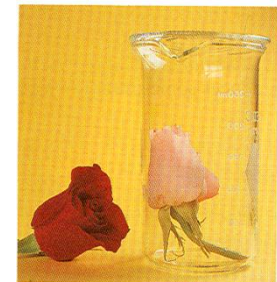
SO₂, NO i NO₂ : највећи загађивачи човекове средине - **киселе кише**



Еколошки проблем!

SO₂: производ сагоревања угља, издувни гасови

SO₂, NO i NO₂ : највећи загађивачи човекове средине - **киселе кише**



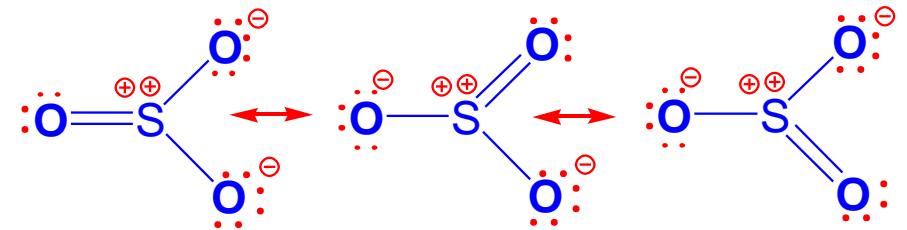
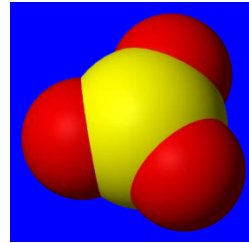
У атмосфери SO₂

Оксидационо стање +6:

SO_3 – сумпор(VI)-оксид (сумпор-триоксид)

H_2SO_4 - сумпорна (сулфатна) киселина и њене соли, сулфати и хидрогенсулфати,
- пероксосумпорне киселине
- тиокиселине сумпора

SO_3 сумпор(VI)-оксид



H₂SO₄ сумпорна (сулфатна) киселина

Добијање: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\Delta_r H = -89,1 \text{ kJ/mol}$

$\text{SO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ експлозивна реакција

$\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ спора реакција

SO₃ уводи се у 98% H₂SO₄ и у њој се апсорбује уз додатак воде

H₂SO₄ - безбојна уљаста течност

- $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$

- јака киселина

- оксидационо средство

- дехидратационо средство

1. Јака двобазна киселина:

$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ хидрогенсулфати

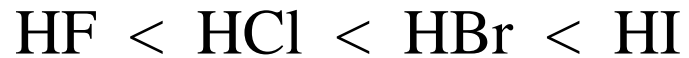
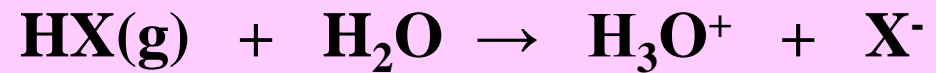
$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ сулфати

Једињења халогених елемената

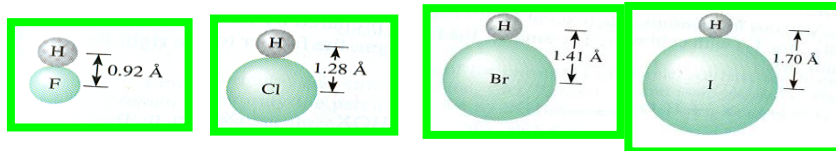
Оксидациона стања:

F	(-1)
Cl	(-1) (+1, +3, +5, +7)
Br	(-1) (+1, +5, +7)
I	(-1) (+1, +5, +7)

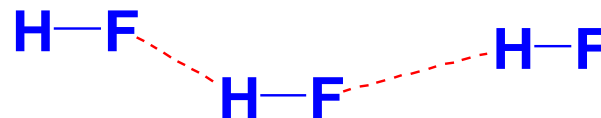
Оксидационо стање -1 (X⁻):



Јачина киселина расте



Халогеноводоник	јон	соли
HF	F ⁻	флуориди
HCl	Cl ⁻	хлориди
HBr	Br ⁻	бромиди
HI	I ⁻	јодиди



Оксидационо стање 0:

Недостатак флуора доприноси развоју каријеса

Особине флуора:

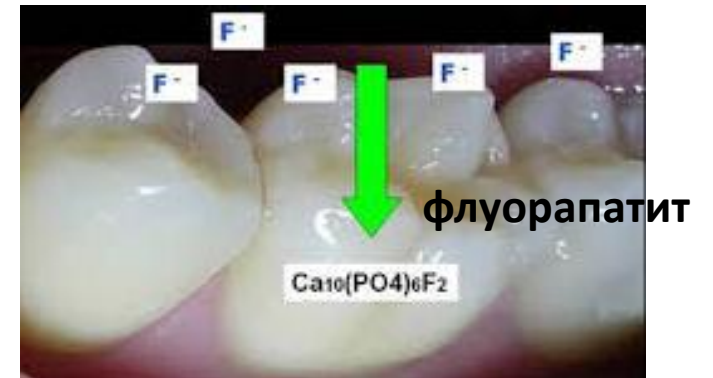
- гас, жутозелене боје, отрован, најјаче оксидационо средство
- флуорови деривато метана (ФРЕОНИ) – нису отровни, хемијски инертни
- употреба – у расхладним уређајима уместо амонијака

Особине хлора:

- гас, зеленожуте боје, отрован, оштар и надражујући мирис,
- веома реактиван, раствор хлора у води – **хлорна вода**

Примена

- у производњи папира и целулозе, за бељење,
- у санитарне сврхе, за производњу хипохлорита,
- за дезинфекцију воде за пиће, воде у базеним, за стерилизацију загађених вода ...



Количина хлора у људском телу је око 105 g (0,2%). Нарочито се јавља у јонском стању као хлорид Cl^- . Концентрација хлорида у крви у плазми је 96-105 mmol/L.

Хлоридни јони су важни у стварању **HCl хлороводоничне киселине** која је саставни део желудачног сокова. Хлоридни јони могу бити активатори ензима, (нпр. пљувачка амилаза) и могу бити укључени у транспортне процесе O_2 и CO_2 у крви.

Хлор је важан у синтези једињења са бактерицидном активношћу (нпр. хипохлоридне киселине, HClO произведене од стране одређених белих крвних зрнаца) и тиме има улогу у имунитету.

Особине брома:

- течност (van der Waalsove силе између молекула слабе), тамносмеђе боје, непријатног мириса
- на кожи изазива опекотине и ране које тешко зарастају, паре брома оштећују слузокожу органа за дисање
- бром је веома отрован (смртоносна доза износи 35 грама)

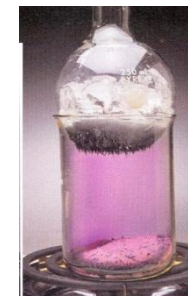
Примена

- у фармацеутској и органској индустрији,
- AgBr за фотографске плоче
- диброметан ($\text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$) – додаје се бензину



Особине јода:

- чврсто агрегатно стање, тамнољубичасте боје – метални сјај
- сублимује при загревању (паре јода су љубичасте боје) $\text{I}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g})$
- у води се слабо раствара – смеђа боја
- раствор јода у етанолу – смеђе боје
- добро се раствара у органским растварачима (хлороформ, угљен-тетрахлорид, угљендисулфид) – љубичаста боја



Употреба:

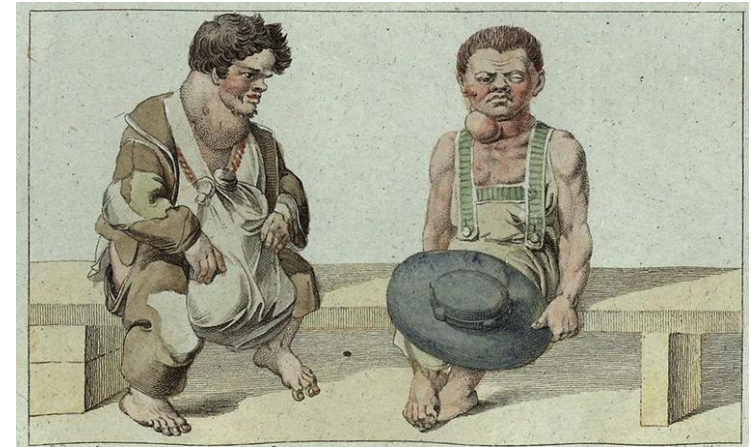
- У органској и фармацеутској индустрији
- Алкохолни раствор јода је антисептичко средство
- Додаје се у малим количинама NaCl који служи за људску исхрану (јодирана со)
- Користи се за лечење обољења штитне жлезде (радиоактивни јод ^{131}I користи се у медицини за откривање болести штитне жлезде)

I_2 – микроелемент

У организам се уноси путем хране и воде

У телу одраслог човека налази се 30-50 mg јода
(највише га има у штитној жлезди)

Недостатак јода у исхрани и у води изазива болест – **гушавост**



Садржај јода у организму износи око 25 мг .

Појављује се у слободној форми као I- јон . Око 1%, остатак се налази у саставу тироидних хормона (тријодотиронин и тироксин).

Иако је већином концентрисан у штитној жлезди, он се јавља у великим количинама у другим органима као што су пљувачне жлезде, мозак, цереброспинална течност, слузница желуца, млечна жлезда, јајник и око.

Јод је од суштинског значаја за нормалан раст и развој организма.

Недостатак јода током интраутериног развоја и током раста може довести до **кретенизма**.