

ОСМИ РАЗРЕД

ХЕМИЈА

НЕМЕТАЛИ

ЗАСТУПЉЕНОСТ НЕМЕТАЛА У ПРИРОДИ И ЊИХОВА ОСНОВНА ФИЗИЧКА СВОЈСТВА

У Таблици ПСЕ приказано је 10 симбола неметала: Н (водоник), С (угљеник), N (азот), Р (фосфор), О (кисеоник), S (сумпор), F (флуор), Cl (хлор), Br (бром), I (јод).

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПЕРИОДНОГ СИСТЕМА ЕЛЕМЕНАТА:
Десни угао Таблице (сем последње, 18 (VIIa или нулте) колоне коју чине Племенити гасови (хелијум, неон, аргон, криптон, ксенон, радон)).

Водоник има два места у Таблици ПСЕ (1 (Ia) - због једног валентног електрона и 17 (VIIa) - због својстава неметала).

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* Слободно стање: водоник (горњи делови атмосфере), кисеоник (21% ваздух), азот (78% ваздух), сумпор (у дубини Земљине коре око 200 метара), угљеник (графит, дијамант, чађ, кокс,...).

* Једињења: органска хемија (витамини, аминокиселине, протеини, масти...)

АГРЕГАТНО СТАЊЕ:

- гасовито: водоник, кисеоник, азот, флуор, хлор
- течност: бром је једини течни неметал
- чврсто: угљеник, сумпор, јод, фосфор



БОЈА:

- без боје: водоник, кисеоник, азот
- обојен: угљеник (црн, а може и безбојан дијамант), фосфор (црвен или бели), сумпор (жут), флуор (жутозелен), хлор (жутозелен), бром (црвенкасто-браон), јод (тамносиве, а на на собној температури плаво-црн или љубичаст).

МИРИС:

- хлор: непријатан, загушљив мирис, отрован.
- бром: оштар, непријатан мирис.

НЕ ПРОВОДЕ ТОПЛОТУ И ЕЛЕКТРИЦИТЕТ (ОСИМ УГЉЕНИКА, ТЈ. ГРАФИТА). НЕМЕТАЛИ СУ СЛАБО РАСТВОРЉИВИ У ВОДИ (ГРАДЕ НЕПОЛАРНЕ КОВАЛЕНТНЕ ВЕЗЕ У СВОЈИМ МОЛЕКУЛИМА ЕЛЕМЕНАТА, А ВОДА САДРЖИ ПОЛАРНЕ КОВАЛЕНТНЕ ВЕЗЕ)

Ковност и тегљивост нису им добро изражене.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Граде киселе оксиде
- **НЕМЕТАЛИ, НАЈЧЕШЋЕ, ГРАДЕ КИСЕЛИНЕ.**

ЗАКЉУЧАК:

Живот на земљи се не може замислити без неметала. Један од најважнијих неметала је кисеоник. Он је саставни део ваздуха и воде. Неметали угљеник, водоник, кисеоник, азот, фосфор и сумпор основни су градивни елементи једињења која чине живи свет. Зато се они називају **биогени елементи**.

О неметалима можеш прочитати на - <https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/nemetali-oksid-i-nemetala-i-kiseline/8-1-1-fizicka-svojstva-nemetala>

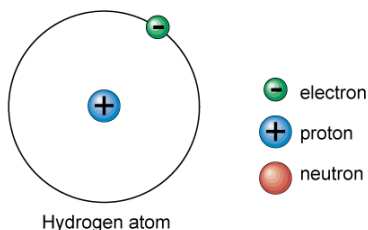
ВОДОНИК

ОТКРИЋЕ: званично Кевендиш 1766. Године

НАЗИВ: градитељ воде

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Водоник је једини елемент у Таблици ПСЕ који има два места: Ia (1 група, по новој подели) - због једног валентног електрона и VIIa (17 група, по новој подели) - због својстава неметала. Налази се у 1. периоду.



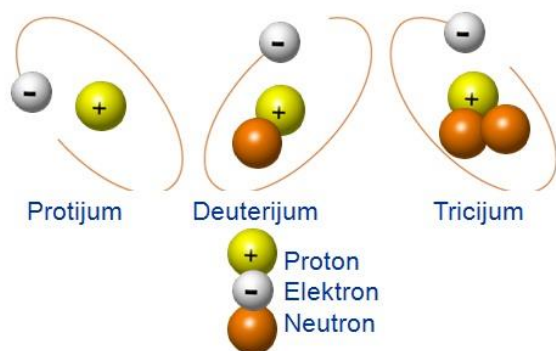
НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

- * Водоник се јавља у облику два стабилна изотопа: 1H (протијум) и 2H (деутеријум, који се такође означава симболом **D**) као и једног нестабилног - 3H (трицијум, који се означава **T**).
- * Слободно стање - горњи делови атмосфере, на Земљи се јавља у малим количинама (0,9% у горњим слојевима), вулкански гасови, у свемиру на звездама и на Сунцу.
- * Једињења - вода, киселине, базе, органска једињења.

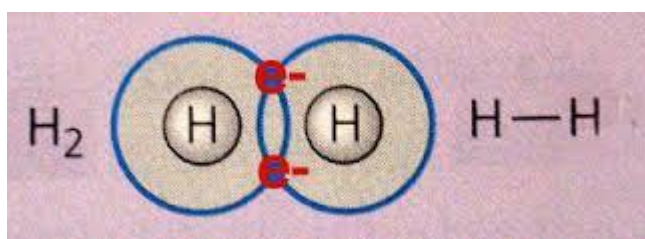
ДЕФИНИЦИЈА ИЗОТОПА:

- Атоми истог елемента који имају исти број протона, а различит број неутрона.
- Атоми истог елемента који имају исти атомски, а различит масени број.

Izotopi vodonika



ВАЖНО: Гасовите супстанце се у природи јављају у облику двоатомског молекула! (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2). Као двоатомски молекули јављају се и Br_2 и I_2



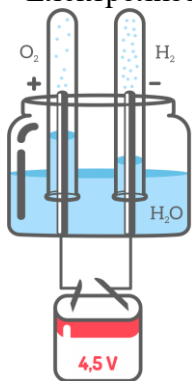
ДОБИЈАЊЕ:

Лабораторијско:

- Метал и киселина: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ или $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- Метал и вода: $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- Вода и калцијум-хидрид: $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$

Индустријско:

- Електролизом воде: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$



- Електролизом воденог раствора кухињске соли: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}$
- Парцијалном оксидацијом угљоводоника и угља (кокс), тј. превођењем водене паре кроз слој ужареног кокса: $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$ ("водени гас")
- Разлагањем угљоводоника (метана)

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ВОДОНИКА: најлакши гас у природи, без боје, без укуса, без мириса. У слободном облику јавља се у виду двоатомних молекула H_2 (у молекулу се јавља неполярна ковалентна веза). Није отрован, али је загушљив и ако се удише може изазвати несвестицу.



ПЛАМЕН ВОДОНИКА

ВАЛЕНЦА: један (I)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Водоник је лако запаљив гас. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

ДЕФИНИЦИЈА "ПРАСКАВОГ ГАСА": Смеша водоника и кисеоника у запреминском односу 2:1. Паљењем "Праскавог гаса" настаје вода.

Концентрација водоникових јона изражава се помоћу pH вредности.

- Водоник је јако редукујуће средство. Реагује са оксидима метала.

ЈЕДИЊЕЊА: Врло је реактиван елемент (једнострука ковалентна веза је слаба и лако се раскида није потребно улагање велике количине енергије за њено разлагање), па улази у састав многих једињења. Водоник гради: киселине, базе, соли (NaHCO_3 -натријум бикарбонат, сода бикарбона), хидриде (CaH_2 -калцијум хидрид) и улази у састав многих битних органских једињења (витамини, хормони, угљени хидрати, липиди, алкохоли....) због чега је он биогени елемент.

Свакако најраспрострањеније једињење водоника (хидрид водоника) је вода (H_2O).

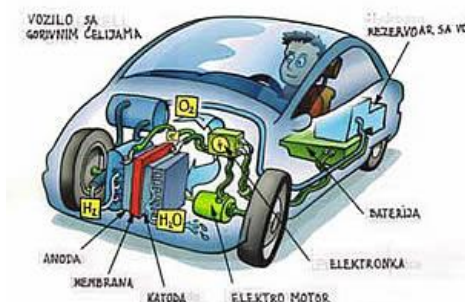
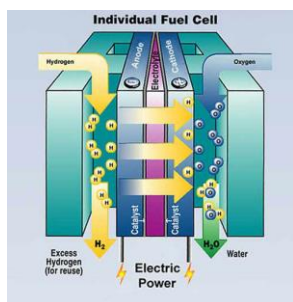
ДЕФИНИЦИЈА ХИДРИДА: Једињење водоника са неким другим елементом.

УПОТРЕБА:

- У процесима сагоревања (индустрије стакла, обрада драгог камења, сечења и заваривања метала)



- У хемијској индустрији за производњу синтезних смеса, редукацији, хидрогенизацији и десулфуризацији
- У производњи електричне енергије



- У инструменталној аналитици
- У метеорологији, у производњи ел, енергије итд.
- У електроници
- У производњи полупроводника
- У стварању редукционих атмосфера у металургији, рафинацији метала, у термичкој обради метала
- Ракетно гориво



- Некада се користио као гас за пуњење летилица (цепелин), али због експлозивне реакције са кисеоником, ове летелице се данас пуне хелијумом
- За сечење и заваривње метала
- За деутеријум се може везати прва експлозија атомске бомбе.

- <http://stari.svethemije.com/node/138>
- <https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/nemetali-okside-nemetala-i-kiseline/8-1-2-vodonik>
- <http://www.zrenjaninskagimnazija.edu.rs/wp-content/uploads/2014/02/VODONIK.pdf>

КИСЕОНИК

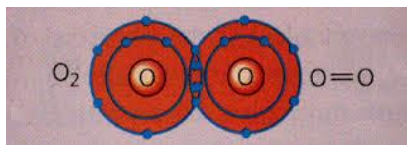
ОТКРИЋЕ: Пристли 1774. године

НАЗИВ: градитељ киселине

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ: Кисеоник се у Таблици ПСЕ налази у VIa (16) групи и 3. периоди.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

- * Кисеоник се јавља у облику три стабилна изотопа: ^{16}O , ^{17}O и ^{18}O .
- * Слободно стање - Он је најраспрострањенији елемент на Земљи - количина кисеоника у земљиној кори износи 45% и 20,8% Земљине атмосфере.
- * Кисеоник у чистом облику се јавља у виду молекула O_2 и његове алотропске модификације озона O_3



- * Једињења - вода, оксиди, органска једињења (биогени елемент).

ДЕФИНИЦИЈА АЛОТРОПИЈЕ: Појава да се супстанца јавља у више облика (угљеник: графит, дијамант, фулерен; калцијум-карбонат: кречњак, креда, мермер)).

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ОЗОНА: гас, плаве боје, мирис на бели лук. Настаје електричним пражњењем од кисеоника $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$

ДОБИЈАЊЕ:

Природно:

- Фотосинтеза: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$



Лабораторијско:

- Загревањем калијум-перманганата (хиперманган): $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4$ или $4\text{KMnO}_4 \rightarrow 5\text{O}_2 + 4\text{MnO} + 2\text{K}_2\text{O}$
- Из смеше калијум-перманганата, сумпорне киселине и водоник-пероксида
- Разлагањем црвеног праха живе (II)-оксида: $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$

Индустријско:

- Фракционом дестилацијом течног ваздуха: ваздух $\rightarrow$ течан ваздух $\rightarrow$ кисеоник
- Електролизом воде: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ или $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА КИСЕОНИКА: Под нормални условима је у гасовитом агрегатном стању, без боје, укуса и мириса. Неопходан за опстанак живих бића. Снажан оксиданс. Тежи је од ваздуха (носе се боце са кисеоником, када се пење у висине). Слабо се раствара у води (рибе испливавају на површину).

ДЕФИНИЦИЈА ОКСИДАЦИЈЕ: Реакција кисеоника са другим елементом.

ПОДЕЛА ОКСИДАЦИЈЕ: тиха и бурна

ВАЛЕНЦА: два (II) (2-), осим у пеоксидима, када је један (I) (1-)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Кисеоник не гори, али подржава горење.
- Гради оксиде: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- Гради киселине
- Гради базе (хидроксиде)
- Гради соли

ЈЕДИЊЕЊА: оксиди (CO_2 , H_2O), киселине (H_2SO_4), базе (NaOH), соли (CaSO_4)

ДЕФИНИЦИЈА ОКСИДА: Једињења кисеоника и неког елемента.

ПОДЕЛА ОКСИДА: кисели(неметални), базни (метални), неутрални, амфотерни

УПОТРЕБА: за дисање, болнице, рониоци, астронаути, планинари, хлађње нукларних реактора, за проиводњу полупроводника и оптичких влакана, аутогено заваривање, ракетно гориво, сечење и заваривање метал, за постизање високих температура



-<https://www.sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/nemetali-okside-nemetala-i-kiseline/8-1-3-kiseonik> (приказани су и филмови)

- http://www.tehnickaskolava.rs/pdf/hemija/elementi_VIa_grupe.pdf

- <http://hemija7.weebly.com/10501080108910771086108510801082--o.html>

[-http://www.zrenjaninskagimnazija.edu.rs/wp-content/uploads/2014/02/ELEMENTI-16-GRUPE-PSE.pdf](http://www.zrenjaninskagimnazija.edu.rs/wp-content/uploads/2014/02/ELEMENTI-16-GRUPE-PSE.pdf)

- <https://duskalalic.wordpress.com/2010/11/23/>

ХЛОР

ОТКРИЋЕ: Шеле 1774. Године

НАЗИВ: жутозелени гас

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ: Хлор се у Таблици ПСЕ налази у VIIa (17) групи и 3. периоди.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* Хлор у природи НЕМА у слободном стању

* Једињења - киселине, кухињска со

ДОБИЈАЊЕ:

Лабораторијско:

- Реакцијом калијум-перманганата и хлороводоничне кис.:
 $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 2\text{MnCl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

Индустријско:

- Електролизом раствора кухињске соли

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ХЛОРА: Гас, жутозелене боје, загушљив, отрован, оштрог мириса, удисање може да изазове смрт. Нагриза слузокожу дисајних органа



ВАЛЕНЦА: I (најчешће), IV или VII

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: Јако реактиван.

УПОТРЕБА:

- Дезинфекција воде за пиће: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{O}^\cdot$ са тачком изнад симбола

- Грађење хлороводоника: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ (безбојан гас, оштрог мириса, када се раствори у води настаје хлороводонична киселина).

ДЕФИНИЦИЈА ХЛОРОВОДОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ: Водени раствор хлороводоника који садржи 36.2% хлороводоника гаса.

СОЛИ ХЛОРОВОДОНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ СЕ НАЗИВАЈУ ХЛОРИДИ.

ДЕФИНИЦИЈА НАСЦЕНТНОГ КИСЕОНИК: атомски кисеоник тј. О са тачком изнад симбола.

ДЕФИНИЦИЈА ХЛОРНЕ ВОДЕ: Смеша хлора у води.

ЈЕДИЊЕЊА: натријум-хлорид (кухињска со), хлороводоник, соли хлориди...

УПОТРЕБА:

- дезинфекционо средство

- чишћење санитарних уређаја

- у индустријин пластичних маса

- растварач

- за бељење памука, плаатна и хартије

СУМПОР

ОТКРИЋЕ: познат још у античко време, не зна се проналазач

НАЗИВ: камен који се прелива (лава)

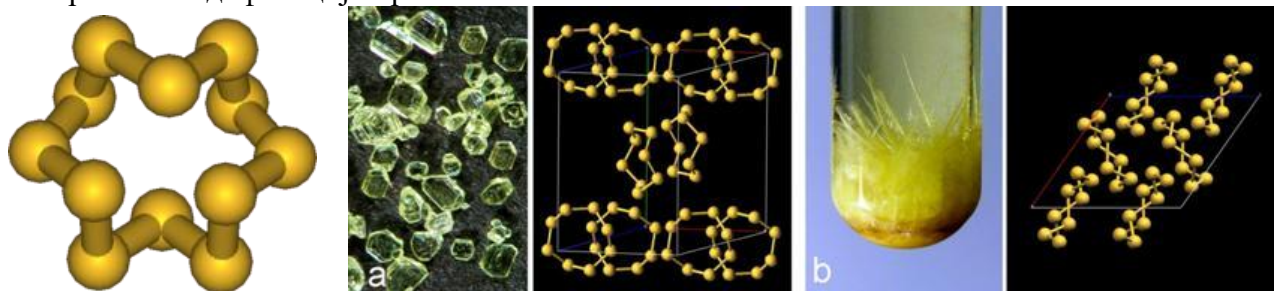
НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Сумпор се у Таблици ПСЕ налази у VIa (16) групи и 3. Периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* Сумпор се јавља у облику четири стабилна изотопа: ^{32}S , ^{33}S , ^{34}S и ^{36}S .

* Слободно стање - (на дубини од 200 метара), као осмоатомски молекула (S_8), у облику две алотропске модификације - ромбични и моноклинични



* Једињења: биогени елемент, јер улази у састав органски једињења тј. има га у живим бићима

ДОБИЈАЊЕ:

Индустријско:

- Из сумпорних руда
- Пречишћавањем каменог угља
- Пречишћавањем индустријског пепела

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА СУМПОРА: жута, чврста, кристална супстанца (постоји и сумпорни прах), не раствара се у води, већ у органским растворачима

ВАЛЕНЦА: II, IV или VI

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: Јако реактиван.

- Гори светлим пламеном: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ (сумпор (IV)-оксид или сумпор-диоксид)
- Сумпор-диоксид реагује са водом и гради сумпорасту киселину: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- Сумпор-диоксид на високој температури прелази у сумпор-триоксид (сумпор (VI)-оксид):
 $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- Сумпор-триоксид реагује са водом и гради сумпорну киселину: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

ЈЕДИЊЕЊА: сумпор-диоксид, сумпраста киселина, СОЛИ СУМПОРАСТЕ КИСЕЛИНЕ СУ СУЛФИТИ, водоник сулфид, сумпорводонична киселина (водоник сулфидна киселина), СОЛИ СУМПОРВОДНИЧНЕ КИСЕЛИНЕ СУ СУЛФИДИ, сумпор (VI)- оксид, сумпрна киселина, СОЛИ СУМПОРНЕ КИСЕЛИНЕ СУ СУЛФАТИ.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ВОДНИК-СУЛФИДА: гас који мириши на покварена јаја, отрован, удисање већих количина изазива стерилитет

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА СУМПОР-IV-ОКСИДА: загушљив гас, без боје, тежи од ваздуха

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА СУМПОР-ДИОКСИДА: не гори и не подржава горење.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА КОНЦЕНТРОВАНЕ СУМПОРНЕ КИСЕЛИНЕ: безбојна густа течност, без мириса, гушћа од воде. Максимална концентрација 96%

УПОТРЕБА СУМПОРА:

- спречавање болести биљака
- против кожних болести

- у процесу вулканизације
- за производњу шибице, барута
- за добијање боја



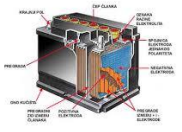
УПОТРЕБА СУМПОР-ДИОКСИДА:

- дезинфекција буради за вино, конзервирање воћних сокова
- за производњу хартије и текстила
- за бељење свиле, вуне, перја и сламе



УПОТРЕБА СУМПОРНЕ КИСЕЛИНЕ:

- дехидратационо средство (одузима влагу)
- за боје, лекове, ђубрива, синтетичка влакна



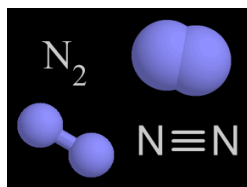
- пуњење акумулатора
- у металургији
- за експлозив

ВАЖНО: Никада не сипати воду у киселину (ВУК), већ киселину у воду (КУВ). Разлог је што се приликом сипања воде у киселину ослобађа велика количина топлоте!



- http://www.tehnickaskolava.rs/pdf/hemija/elementi_VIa_grupe.pdf
- <https://sr.wikipedia.org/sr/Сумпор>
- http://www.slideshare.net/bibutor/sumpor-i-njegova-jedinjenja-2?next_slideshow=1

АЗОТ



ОТКРИЋЕ: Радерфорд 1772. Године

НАЗИВ: градитељ шалитре

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ: Азот се у Таблици ПСЕ налази у Va (15) групи и 2. Периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

- Азот се јавља у облику два стабилна изотопа: ^{14}N и ^{15}N
- Слободно стање - двоатомски молекул, 78% у ваздуху
Азот улази у састав многих једињења као што су на пример: амонијак, азотна киселина, оксиди, органска једињења...

ДОБИЈАЊЕ:

Индустријско:

- Фракционом дестилацијом ваздуха

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: Азот се у слободном облику јавља у виду N_2 . У том молекулу 2 атома азота су везана троструком везом. Под нормалним условима је гас, без мириса, није отрован, загушљив је. Под нормалним технолошким условима понаша се као инертан гас. Прелази у течно стање на -195°C . Мање растворан у води од кисеоника.

ВАЛЕНЦА: I, II, III, IV или V

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: Инертан гас на собној температури (нереактиван)

- Гради оксиде (N_2O , NO ; N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5)
- Грађење амонијака: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- Азот (V)-оксид је нестабилан и рапада се: $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{NO}_2$
- Азот (V)-оксид реагује са водом и даје азотну киселину: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
- Азотна киселина је нестабилна и разлаже се: $4\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
- Амонијак реагује са водом и гради амонијум-хидроксид: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$

ЈЕДИЊЕЊА: Азот је елемент који може да гради и киселине и базе (неметали граде киселине), азотна киселина, СОЛИ АЗОТНЕ КИСЕЛИНЕ СУ НИТРАТИ, амонијум-хидроксид, СОЛИ АМОНИЈУМ-ХИДРОКСИДА СУ АМОНИЈУМ ЈОНИ.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АЗОТ (V)-ОКСИДА: чврста, безбијна, кристална супстанца, нестабилна.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АЗОТНЕ КИСЕЛИНЕ: безбојна течност, али на светлости се разлаже, па добија светложуту боју.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АМОНИЈАКА: безбојан гас, лакши од ваздуха, оштрог мириса, раствара се у води.

УПОТРЕБА АЗОТА:

- Као инертан гас у металургији, хемијској индустрији, индустрији хране и пољопривреди
- За транспорт агресивних материја
- У течном агрегатном стању за брзо хлађење у индустрији, производњи хране, медицини и ветерини, у научнотехничким истраживањима.
- За регулисање калоричне вредности горивих гасова
- За синтезне смесе у хемијској индустрији

УПОТРЕБА АМОНИЈАКА:

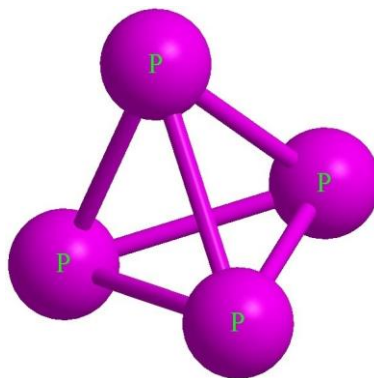
- ђубрива
- пластика
- експлозив

УПОТРЕБА АЗОТНЕ КИСЕЛИНЕ:

- за добијање вештачких влакана
- за добијање синтетичких боја
- за експлозив

- <https://sr.wikipedia.org/sr/Азот>
- <http://www.slideshare.net/bibutor/azot-i-njegova-jedinjenja>

ФОСФОР



ОТКРИЋЕ: Бранд 1669. године

НАЗИВ: носилац светлости

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Фосфор се у Таблици ПСЕ налази у Va (15) групи и 3. периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

- * Фосфор се јавља у облику два стабилна изотопа: ^{32}P и ^{33}P
- * Фосфора НЕМА у слободном стању
- * Јавља се у облику три алотропске модификације - бели (загревањем белог фосфора настаје црвени фосфор), црвени и црни.
- * Једињења: улази у састава ДНК и РНК, биогени је елемент...

ДОБИЈАЊЕ:

- Сложеним поступком из минерала

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА БЕЛОГ ФОСФОРА (P_4): чврста супстанца која се чува под водом.

Бели фосфор (P_4) састоји се из 4 атома распоређена у темена тетраедра, што узрокује нестабилност. Бели фосфор је жут, сјајан и транспарентан, а зато се понекад још назива и жути фосфор. Сија зелено у мраку (у присуству кисеоника). ОТРОВАН ЈЕ. Не раствара се у води. На кожи изазива опекотине.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ЦРВЕНОГ ФОСФОРА (P_n): Не чува се под водом. НИЈЕ ОТРОВАН.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ЦРНОГ ФОСФОРА (P_6): има ромбичну кристалну решетку

ВАЛЕНЦА: III и V

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА БЕЛОГ ФОСФОРА:

- Бели фосфор је јако запаљив и пирофоричан у присуству ваздуха. Мирис његовог сагоревања је карактеристичан - налик белом луку:



- Фосфор (V)-оксид реагује са водом и даје фосфорну киселину: $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА ЦРНОГ ФОСФОРА: најмање је реактиван у односу на друге алотропске модификације фосфора.

ЈЕДИЊЕЊА: оксиди, азотна киселина, СОЛИ ФОСФОРНЕ КИСЕЛИНЕ СУ ФОСФАТИ.

ДЕФИНИЦИЈА АНХИДРИДА: супстанца која настаје одузимањем воде киселини или бази.

АНХИДРИД КИСЕЛИНЕ: Неметални тј. кисели оксид

АНХИДРИД БАЗЕ (ХИДРОКСИДА): Метални тј. базни оксид

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ФОСФОР (V)-ОКСИДА: бела, чврста, кристална супстанца.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ФОСФОРНЕ КИСЕЛИНЕ: Безбојна кристална супстанца, која на влажном вазуху лако прелази у сирупасту течност.

УПОТРЕБА ФОСФОРА:

- Фосфорне смеше се користе и у експлозивима, нервним гасовима, пиротехници, пестицидима, пастама за зубе и детерџентима.

УПОТРЕБА ФОСФОР (V)-ОКСИДА:

- за сушење других супстанци (упија влагу и зове се дехидратационо средство)
- за вештачку маглу (димна завеса - на концертима)

УПОТРЕБА ФОСФОРНЕ КИСЕЛИНЕ:

- прехранбена индустрија
- лекови

УПОТРЕБА ЦРВЕНОГ ФОСФОРА:

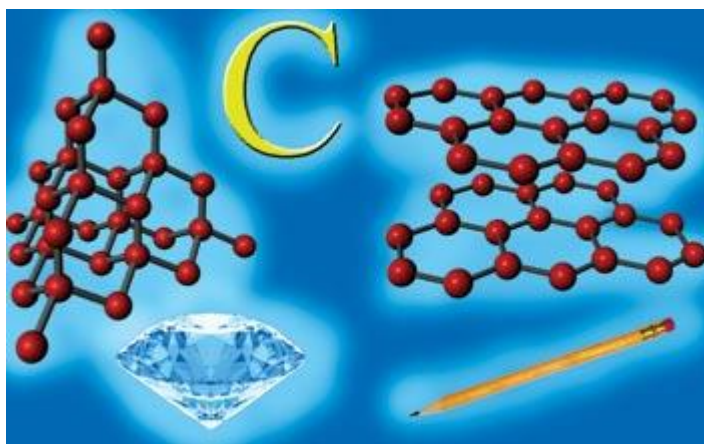
- шибице

УПОТРЕБА ФОСФАТА:

- као вештачка ђубрива
- раније у индустрији детерџената (данас избачено, јер загађује воду)

- <https://sr.wikipedia.org/sr/Фосфор>

УГЉЕНИК



ОТКРИЋЕ: Познат још од праисторије. Да је хемијски елемент први је утврдио Лавоазје.

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Угљеник се у Таблици ПСЕ налази у IVa (14) гупи и 2. периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* Угљеник се јавља у облику стабилних изотопа: ^{12}C и ^{13}C и нестабилног ^{14}C

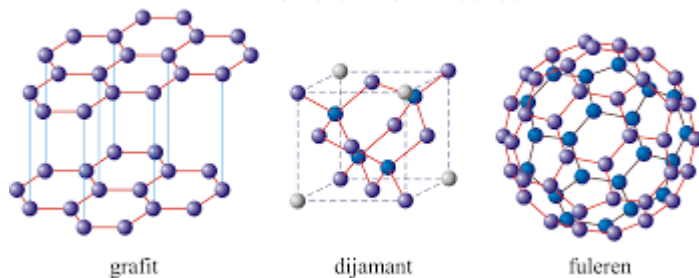
* Слободно стање:

- кристални облик: јавља се у виду три алотропске модификације - графит, дијамант и фулерен (фудбален)
- аморфни облик: чађ, кокс, активни угаљ, животињски угаљ, дрвени угаљ.

ДОБИЈАЊЕ АМОРФНИХ УГЉЕВА:

- Загревањем различитих супстанци из живог света без присуства ваздуха.

РАЗЛИКА У ФИЗИЧКИМ СВОЈСТВИМА ИЗМЕЂУ ГРАФИТА И ДИЈАМАНТА ПОТИЧЕ ОД РАЗЛИЧИТОГ НАЧИНА ВЕЗИВАЊА И ПРОСТОРНОГ РАСПОРЕДА АТОМА УГЉЕНИКА.



ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ГРАФИТА: црне боје, мек је, ДОБАР ЈЕ ПРОВОДНИК ЕЛЕКТРИЦИТЕТА (то није карактеристика неметала).

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ДИЈАМАНТА: безбојан, велике тврдоће (по Мосовој скали 10), не проводи топлоту и електрицитет, добро се бруси.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АМОРФНИХ УГЉЕВА: добра моћ везивања других супстанци на својој површини.

ВАЛЕНЦА: II и IV, док је у органским једињењима увек IV.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Угљеник реагује са кисеоником: $2C + O_2 \rightarrow 2CO$ или $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (када има довољне количине кисеоника)
- Угљенмоноксид реагује са кисеоником: $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$
- Угљендиоксид реагује са водом: $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

ЈЕДИЊЕЊА: Број познатих једињења угљеника је преко 10 пута већи од познатих једињења свих осталих елемената. Сем органских једињења велики значај имају угљен(II)оксид, угљеник(IV)оксид, карбид, угљена киселина, СОЛИ УГЉЕНЕ КИСЕЛИНЕ ЗОВУ СЕ КАРБОНАТИ (CO_3 два пута негативан).

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА УГЉЕНИК (II)-ОКСИДА: гас, без боје, укуса, мириса, ВЕОМА ОТРОВАН (доводи и до смрти). Има га у издувним гасовима аутомобила и вулканским гасовима, СЛАБО СЕ РАСТВОРА У ВОДИ.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА УГЉЕНИК(IV)-ОКСИДА: гас, без боје, укуса и мириса, тежи је од ваздуха. Настаје као прозвод дисања (тиха оксидација), али га има и у минералним водама и вулканским гасовима.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА УГЉЕНИК(IV)-ОКСИДА: НЕ ГОРИ И НЕ ПОДРЖАВА ГОРЕЊЕ

УПОТРЕБА ГРАФИТА:

- за оловке
- за електроде
- за калупе заливање матала
- за подмазивање против рђе

УПОТРЕБА ДИЈАМАНТА: накит (прелама светлост), за резање стакла и других материјала

УПОТРЕБА АМОРФНИХ УГЉЕВА: за пречишћавање воде и ваздуха (гас маске)

УПОТРЕБА УГЉЕНИК(IV)-ОКСИДА: за гашење пожара, за газирана пића, као "суви лед" (угљен-диоксид у чврстом агрегатном стању)

- <http://www.slideshare.net/bibutor/ugljenik-40029343>

- <https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/nemetali-oksidi-nemetala->

ДРУГА ОБЛАСТ

МЕТАЛИ

Метали су најбројнији хемијски елементи.

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПЕРИОДНОГ СИСТЕМА ЕЛЕМЕНАТА:

Заузимају већи део Таблице ПСЕ.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* Слободно стање: злато, сребро, фвожђе, бакар, ...

* Једињења

* Биогени елементи: натријум - бтелесне течности; магнезијум - хлорофил; калцијум - кости; гвожђе - хемоглоби у крви

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА:

1) АГРЕГАНО СТАЊЕ:

- сви су чврсти, осим живе - течна

2) БОЈА:

- сви су сиво сјајни до црни, осим злата - жуто и бакра - црвен.

3) ДОБРО ПРОВОДЕ ТОПЛОТУ И ЕЛЕКТРИЦИТЕТ

4) ВЕЋИНА СЕ ДОБРО КУЈЕ, ЛИЈЕ И ИЗВЛАЧИ У ЖИЦЕ

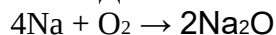
5) ТВДОЋА И ГУСТИНА ИМ ЈЕ РАЗЛИЧИТА

6) ГРАДЕ ЈОНСКЕ ВЕЗЕ

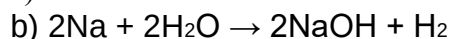
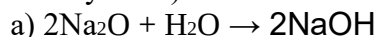
7) НЕ РАСТВОРАЈУ СЕ У ВОДИ

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Граде металне оксиде. Ако је метални оксид растворљив у води, тада се зове БАЗНИ ОКСИД.



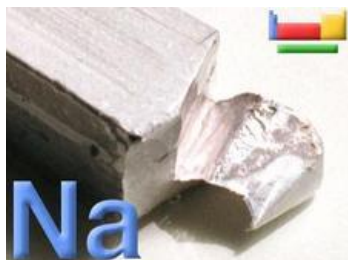
- **МЕТАЛИ ГРАДЕ БАЗЕ**. Ако је база растворљива у води, тада се зове хидроксид (алкалија или лужина).



УПОТРЕБА:

Различита и разноврсна, а зависи од својстава самог метала

НАТРИЈУМ



ОТКРИЋЕ: Деви

НАЗИВ: по једињењу из којег је добијен - шалитра

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Натријум се у Таблици ПСЕ налази у Ia групи и 3. периоди.

Сви елементи Ia групе ПСЕ (литијум, натријум, калијум, рубидијум, цезијум и францијум)

имају заједничко име - АЛКАЛНИ МЕТАЛИ, јер граде алкалије, тј. базе, хидроксиде, лужине.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* НАТРИЈУМА У ПРИРОДИ НЕМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ, ЈЕР ЈЕ ВЕОМА РЕАКТИВАН.

* Једињења - кухињска со, ...

* Биогени елемент - улази у састав телесних течности

ДОБИЈАЊЕ:

- Из једињења

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: метал, сиво - сјајне боје, чврстог агрегатног стања, мек, лако се сече ножем, на кожи изазива опекотине, лакши од воде, плива по води, проводи топлоту и електрицитет

ВАЛЕНЦА: I

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Натријум гори жутим пламеном: $4\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O}$

- Натријум бурно реагује са водом, **ЧУВА СЕ У ПЕТРОЛЕУМУ:**

а) $2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$;

б) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

- Натријум гради хлориде: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ и јодиде: $2\text{Na} + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{NaI}$

ЈЕДИЊЕЊА:

- NaCl "кухињска со"

- NaNO₃ "чилска шалитра"

- NaOH жива сода, масна сода, камена сода, каустична сода, љута сода

УПОТРЕБА:

- NaOH за сапуне, у хемијској индустрији, у текстилној индустрији, за производњу хартије

- NaHCO₃ прехранбена индустрија за надолажење теста

- NaCl исхрана, прехранбена индустрија

- NaNO₃ у грађевинарству

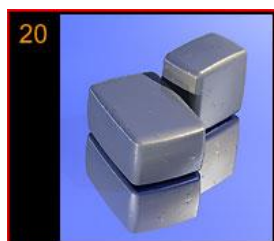
- <http://www.vitaminologija.com/natrijum/>

- <http://lekar-savetnik.com/analiza/k krvi/natrijum.aspx>

- <https://sr.wikipedia.org/sr/натријум>

- <https://sites.google.com/site/ep ru veticaki/nastava-hemije/8-razred/>

КАЛЦИЈУМ



ОТКРИЋЕ: Деви

НАЗИВ: креч

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Калцијум се у Таблици ПСЕ налази у IIa групи и 4. периоди.

Сви елементи IIa групе ПСЕ (берилијум, магнезијум, калцијум, баријум, стронцијум, радијум) имају заједничко име - ЗЕМНОАЛКАЛНИ МЕТАЛИ

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* КАЛЦИЈУМА У ПРИРОДИ НЕМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ, ЈЕР ЈЕ РЕАКТИВАН.

- * Једињења - руде: КРЕЧЊАК CaCO_3 , ДОЛОМИТ $\text{MgCO}_3 \times \text{CaCO}_3$
- * Биогени елемент - улази у састав костију, млека, јаја, сир, зелено поврћем воће...

ДОБИЈАЊЕ:

- Из једињења

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: метал, сиво - сјајне боје, чврстог агрегатног стања, проводи топлоту и електрицитет, тврђи од магнезијума

ВАЛЕНЦА: II

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: ЕЛЕМЕНТИ IIa ГРУПЕ ПСЕ СУ МАЊЕ РЕАКТИВНИ ОД ЕЛЕМЕНАТА Iа ГРУПЕ ПСЕ (потребно је више енергије да се уложи да би се ослободила, тј. отпустила два електрона). РЕАКТИВНОСТ У ГРУПИ РАСТЕ СА ПОРАСТОМ АТОМСКОГ БРОЈА, ТЈ. ПОЛУПРЕЧНИКА АТОМА (валентни електрони су удаљенији од језгра, па је потребна мања енергија да се они ослободе, тј. отпусте).

- Калцијум гори црвеним пламеном: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
- Калцијум реагује са водом: а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$; б) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
- разградња карбоната: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ на 1000 степени целзијуса
- грађење малтера - потребни су гашени креч, вода, песак и угљен-диоксид из ваздуха: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

ЈЕДИЊЕЊА:

- CaO "негашени креч"
- Ca(OH)_2 "гашени креч", са водом даје "кречно млеко", а филтрирањем "кречног млека" настаје "кречна вода"
- CaCO_3 калцијум-карбонат или кречњак, креда, мермер (алотропске модификације)

УПОТРЕБА:

- "негашени кеч" за добијање "гашеног креча", за добијање шећера, папира, стакла
- "кречно млеко" за кречење, за заштиту стабала од глодара, за дезинфекцију, са водом и песком даје МАЛТЕР
- "кречна вода" се сипа на слатко да се слатко не ушећери

- <https://sr.wikipedia.org/sr/калцијум>
- <http://prirodnilek.com/kalcijum>
- <http://www.vitaminologija.com/kalcijum/>
- <https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/->

МАГНЕЗИЈУМ



ОТКРИЋЕ: Деви

НАЗИВ: по грчкој покрајини у којој је откривен

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Магнезијум се у Таблици ПСЕ налази у IIa групи и 3. периоди.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

- * МАГНЕЗИЈУМА У ПРИРОДИ НЕМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ, ЈЕР ЈЕ РЕАКТИВАН.
- * Једињења - руде: ДОЛОМИТ $\text{MgCO}_3 \times \text{CaCO}_3$, МАГНЕЗИТ MgCO_3
- * Биогени елемент - улази у састав хлорофила биљака и даје им зелену боју

ДОБИЈАЊЕ:

- Из једињења

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: метал, сиво - сјајне боје, чврстог агрегатног стања, мек, мекши од калцијума, проводи топлоту и електрицитет

ВАЛЕНЦА: II

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Магнезијум гори блештавим пламеном: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$

- Магнезијум реагује са водом: а) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$; б) $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

- Грађење карбоната: $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$

ЈЕДИЊЕЊА:

- MgO

- MgSO_4 "горка со"

УПОТРЕБА:

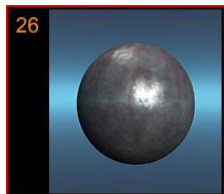
- MgO за израду керамике, ватросталног материјала, за добијање боја, папира, у медицини против тровања киселинама

- MgSO_4 "горка со" за боње варење

- <https://sites.google.com/site/epruveticaki/nastava-hemije/8-razred/>

- <https://sr.wikipedia.org/sr/магнезијум>

- http://www.novosti.rs/vesti/zivot_+304.html:451051-Magnezijum-stiti-srce-misice-zucnu-kesu

ГВОЖЂЕ

ОТКРИЋЕ: познато од праисторије

НАЗИВ: гвожђе

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Гвожђе се у Таблици ПСЕ налази у VIIIб групи и 4. периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* ГВОЖЂА У ПРИРОДИ ИМА У ЕЛЕМЕНТАРНОМ СТАЊУ (вулканског или метероритског порекла)

* Једињења - руде:

ОКСИДНЕ - ХЕМАТИТ Fe_2O_3 , МАГНЕТИТ Fe_3O_4 ($\text{FeO} \times \text{Fe}_2\text{O}_3$)

СУЛФИДНЕ - ПИРИТ FeS_2

КАРБОНАТНЕ - СИДЕРИТ FeCO_3

* Биогени елемент - улази у састав хемоглобина у крви и даје јој црвену боју

ДОБИЈАЊЕ: из једињења

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: метал, сиво - црне боје, чврстог агрегатног стања, има магнетичне особине, мек, крт је и лако се ломи, па се због тога легира, лако се пресвлачи слојем свог оксида (корозира, тј. оксидује, рђа)

ВАЛЕНЦА: II - феро; III - фери (мања валенца наставак O, а већа валенца наставак II)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Гвожђе реагује са кисеоником: а) $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$; б) $4\text{FeO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- Грађење база: а) $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3$,
- Редукција оксида: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$

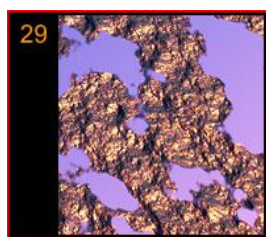
БАЗЕ КОЈЕ ГРАДИ ГВОЖЂЕ НИСУ РАСТВОРНЕ У ВОДИ.

ЈЕДИЊЕЊА: рђа $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

УПОТРЕБА:

- Гвожђе и његове легуре: ексери, мостови, цеви, ...
- ЛЕГУРЕ - Ливено гвожђе, челик (Fe, C), Нерђајући челик (Fe, Cr, Ni)
- КОРОЗИЈА: Процес пресвлачења метала слојем оксида, карбоната, сулфата.
- ЗАШТИТНА (НЕПОРОЗНА) - код цинка, натријума
- ШТЕТНА (НАГРИЗАЈУЋА, ПОРОЗНА) - код гвожђа
- http://afrodita.rcub.bg.ac.rs/~rzoran/5-MM_ho.pdf
- <https://sr.wikipedia.org/sr/гвожђе>
- <http://www.vitaminologija.com/gvozdje/>

БАКАР



ОТКРИЋЕ: познат још у праисторији

НАЗИВ: бакар

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Бакар се у Таблици ПСЕ налази у Iб (11) групи и 4. периоди

У Iб групи ПСЕ налазе и СРЕБРО И ЗЛАТО (група племенитих метала)

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* БАКРА У ПРИРОДИ ИМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ

* Једињења - руде:

СУЛФИДНЕ - ХАЛКОПИРИТ Cu_2S х FeS_2 , ХАЛКОЗИН Cu_2S

ОКСИДНЕ - КУПРИТ Cu_2O

* Биогени елемент - улази у састав крви мекушаца и даје јој плаву боју

ДОБИЈАЊЕ: редукцијом руда

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: мек метал, црвенкасте боје, лако се извлачи у жице, добро проводи топлоту и електрицитет, растегљив...

ВАЛЕНЦА: I (купро) II (купри)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: Учествоје у хемијским реакцијама

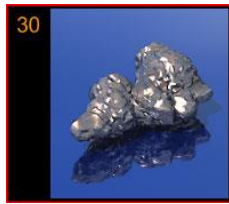
ЈЕДИЊЕЊА: оксиди, базе и соли

УПОТРЕБА:

- Бакар за израду електричних водова, грејача, котлова, покривање кровова
- Cu_2O за стакло и боје
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ "Плави камен" за прскање винограда и винове лозе

- <https://sr.wikipedia.org/sr/бакар>

ЦИНК



ОТКРИЋЕ: непознато

НАЗИВ: по минералу из којег је откривен

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Цинк се у Таблици ПСЕ налази у Пб (12) групи и 4. периоди

У Пб групи ПСЕ налазе се и КАДМИЈУМ И ЖИВА.

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* ЦИНКА У ПРИРОДИ НЕМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ

* Једињења - руде:

СУЛФИДНЕ - СФАЛЕРИТ ZnS

КАРБОНАТНЕ - СМИТСОНИТ $ZnCO_3$

ДОБИЈАЊЕ: редукцијом руда

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: мек метал, на ваздуху се пресвлачи слојем свог оксида (заштитна корозија)

ВАЛЕНЦА: II

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: реагује у хемијским реакцијама

ЈЕДИЊЕЊА:

- ZnO "цинково бело"

УПОТРЕБА:

- ZnO као бела, уљана боја, против бубуљица

- цинк као заштита гвожђа од корозије

- <https://sr.wikipedia.org/sr/цинк>

- <http://www.vitaminologija.com/cink/>

ОЛОВО



ОТКРИЋЕ: непознато

НАЗИВ: олово

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Олово се у Таблици ПСЕ налази у IVa (14) групи и 6. периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

* ОЛОВА У ПРИРОДИ ИМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ, У МАЛИМ КОЛИЧИНАМА.

* једињења - руде:

СУЛФИДАНА - ГАЛЕНИТ PbS

ОКСИДНА - МИНИЈУМ Pb_3O_4 ($2PbO \cdot PbO_2$)

ДОБИЈАЊЕ: редукцијом руда

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: мек метал, сребрнасто плава до модро сив метал, велике густине, тежак метал, ниске тачке топљења, на ваздуху потамни (заштитна корозија)

ВАЛЕНЦА: II и IV

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- Базе не делују на олово.
- На ваздуху се fino спрашено олово тзв. пиррофорно олово пали само од себе.
- Дејством разблажене сумпорне киселине ствара се заштитни слој олово- сулфата $PbSO_4$ те растварање престаје.

ЈЕДИЊЕЊА: **ЈЕДИЊЕЊА ОЛОВА СУ ОТРОВНА.** Једињење настало реакцијом олова и сирћетне киселине зове се "оловни шећер" и изазива смрт (бела, кристална, слатка супстанца).

Олово утиче на интелектуални развој, нервни систем, повећање крвног притиска, смањује функцију бубрега, изазива анемију и репродуктивне проблеме...

УПОТРЕБА:

- Олово се, НЕКАДА, користило за израду лимова, канализационих и водоводних цеви, уколико воде нису киселе; њиме су се облагали електрични каблови и превлачило се посуђе. ДАНАС се олово користи у војној индустрији, у лову као сачма, индустрији боја (жута боја), за израду оловних акумулатора, за заштиту од рендгенског и радиоактивног зрачења, за риболов. Данас се све више користи безоловни бензин.

ЗАНИМЉИВОСТ:

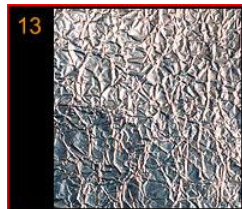
Олово је елемент који се природно појављује у Земљиној кори, а такође се може наћи у ваздуху, земљишту, води, па чак и у нашим домовима. То вештачки изазвано присуство олова у сваком углу нашег окружења је започето одавно, јер је олово један од првих метала који је био топљен и коришћен. Обзиром да су га стари Римљани користили у својим аквадуктима, цевима и посуђу, до скоро, постојала је теорија да је управо олово криво за пад Римског царства.

Олово има 31 изотоп, а од тога је 4 стабилно с масеним бројевима 204, 206, 207, 208.

- <https://sr.wikipedia.org/sr/олово>

- <https://hr.wikipedia.org/wiki/Olovo>

АЛУМИНИЈУМ



ОТКРИЋЕ: Изоловао га је и открио 1827. године Фридрих Велер.

НАЗИВ: по једињењу из којег је откривен - стипса

НАЛАЖЕЊЕ У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Алуминијум се у Таблици ПСЕ налази у IIIa (13) групи и 3. периоди

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

Алуминијум је трећи по распрострањености од свих елемената који се јављају на површини Земље.

* АЛУМИНИЈУМА У ПРИРОДИ НЕМА У СЛОБОДНОМ СТАЊУ.

* Једињења - руде

ОКСИДНЕ - БОКСИТ $Al_2O_3 \cdot xH_2O$ ($Al(OH)_3$) и КОРУНД Al_2O_3

АКО КОРУНД ИМА ПРИМЕСЕ (НЕЧИСТОЋЕ) НАСТАЈЕ ПОЛУДРАГО КАМЕЊЕ:

- сафир (плав), рубин (црвен), топаз (жута), аметист (љубичаст), смарагд (зелен)

ДОБИЈАЊЕ: Из боксита настаје ГЛИНИЦА. Редукцијом глинице добија се алуминијум.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА: мек, жилав метал, сребрнасто сјајан, добар је проводник електрицитета, није отрован чак ни у великим дозама, лако се извлачи у жице и фолије

ВАЛЕНЦА: III

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА: Al_2O_3 не рагује са водом. Алуминијум-хидроксид се даље не раствара у води.

ЈЕДИЊЕЊА: оксид, хидроксид, соли

УПОТРЕБА:

- Алуминијум: авиони, аутомобили, бродови, делови мотора, посуђе, у електротехници, фолије, изолација.

- Алуминијум сулфат: отров за мишеве

- Легура - ДУРАЛУМИНИЈУМ (Al, Mn, Mg, Cu, Si)

ЗАНИМЉИВОСТ:

Алуминијум нема никаквог биолошког значаја, мада су неки људи алергични на тај метал.

Алуминијум је у време када је живео Мендељејев (XIX век) био скупљи од злата, због скупог поступка обијања и пречишћавања.

- <https://sr.wikipedia.org/sr/Алуминијум>

- <https://sh.wikipedia.org/wiki/Aluminijum>

ОКСИДИ

Дефиниција оксида: Оксиди су једињења неког елемента са кисеоником.

Примери оксида: угљен-диоксид, вода, угљен-моноксид, рђа...

Валенца кисеоника: Кисеоник је у оксидима II, осим у пероксидима I.

Добијање оксида: ОКСИДАЦИЈОМ.

Дефиниција оксидације: Поступак за добијање оксида.

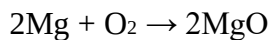
Подела оксидације:

- тиха (лагана) - дуготрајна (дисање, рђање, труљење)

- бурна (брза) - нагло се ослобађа топлота и светлост (сагоревање дрвета, папира).

Представљање оксидације помоћу опште хемијске реакције:

елемент + кисеоник -----оксидација→ оксид



Подела оксида по природи:

- МЕТАЛНИ (анхидрид базе, базни оксид) са водом даје базу Na_2O

- НЕМЕТАЛНИ (анхидрид киселине, кисели оксид) са водом даје киселину SO_3

- МЕТАЛОДИНИ

- АМФОТЕРНИ (понашају се и као кисели и као базни) Al_2O_3

- НЕУТРАЛНИ (нису ни кисели ни базни) NO

- ПЕРОКСИДИ (валенца кисеоника је један) H_2O_2

Подела оксида по валенци метала:

E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 , EO_4

Na_2O , MgO , Al_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 , последњи скоро никад

Дефиниција катализатора: Супстанце које убрзавају хемијску реакцију и из ње излазе у непромењеном облику.

Дефиниција инхибитора: Супстанце које успоравају хемијску реакцију и из ње излазе у

непромењеном облику.

БАЗЕ

Дефиниција базе: Једињење које обавезно садржи јон базног остатка (најчешће метала) и хидроксидне јоне.

Примери база:

натријум-хидроксид (жива сода, масна сода, камена сода, каустична сода, љута сода) NaOH ,

калцијум-хидроксид (гашени креч) Ca(OH)_2 ,

амонијум-хидроксид NH_4OH

Број хидроксидних група зависи од валенце метала, а $-\text{OH}$ (хидроксидна група) је увек I (једновалентна).

База изузетак, тј. она која нема метал је АМОНИЈАК (NH_4OH).

Подела хидроксида:

1) По јачини: јаке (NaOH , Ca(OH)_2) и слабе (NH_4OH),

2) По броју хидроксидних група: једнокиселе (NaOH), двокуписеле (Ca(OH)_2) и трокуписеле (Al(OH)_3)

Добујање база (хидроксида):

а) метал + вода $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$,

б) метални-оксид + вода $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$,

в) со + база (хидроксид) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Ако се база раствара у води тада се назива хидроксид.

Физичка својства база: лужаст (базан) укус, клизава под прстима, штетна, нагризају кожу и слузокожу. НЕ ПРОБАТИ БАЗЕ. Неке се растварају у води, а неке не.

Доказивање база: помоћу индикатора (црвени лакмус папир прелази у плаву боју).

КИСЕЛИНЕ

Дефиниција киселине: Једињење које обавезно садржи водоникове јоне и јоне киселинског остатка.

Представници:

хлороводонична (сона, хлоридна) HCl

азотна (нитратна) HNO_3

сумпорводонична (водоник сулфидна) H_2S

сумопраста (сулфитна) H_2SO_3

сумпорна (сулфатна) H_2SO_4

угљена (карбонатна) H_2CO_3

фосфорна (фосфатна) H_3PO_4

Подела киселина:

1) По саставу: безкисеоничне (HCl , H_2S) и кисеоничне (NaNO_3 , H_2SO_4),

2) По својствима, пореклу, природи: неорганске (HCl) и органске (CH_3COOH - сирћетна),

3) По јачини: јаке (HCl) и слабе (CH_3COOH - сирћетна),

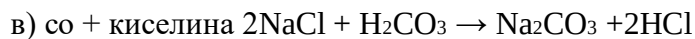
4) По агрегатном стању: течне (HCl) и чврсте (палмитинска),

5) По броју водоникових атома: једнобазне (HCl), двобазна (H_2CO_3) и тробазне (H_3PO_4)

Добујање киселина:

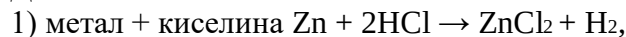
а) водоник + неметал $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$,

б) неметални-оксид + вода $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$,



Физичка својства кселина: назив потиче од киселог укуса, штетне, нагризајуће. НЕ ПРОБАТИ КИСЕЛИНЕ. Неке се растварају у води, а неке не.

Доказивање киселина:



2) ИНДИКАТОРИМА

Дефиниција индикатора: Супстанца која показује да ли је средина кисела или базна (метил-оранж, фенол-фталеин, лакмус папир).

Дефиниција анхидрида: Супстанца која настаје одузимањем воде киселини (кисели - неметални оксид) или бази (базни - метални оксид).

Метил-оранж је у киселој средини црвен, а у базној жут.

Фенол-фталеин је у киселој средини безбојан, а у базној љубичаст.

Црвени лакмус папир је у киселој средини црвен, а у базној плав.

Плави лакмус папир је у киселој средини црвен, а у базној плав.

СОЛИ

Дефиниција соли: Једињење које обавезно садржи јоне метала и јоне киселинског остатка. Подела соли.

Према природи: неутралне (NaCl), киселе (NaHCO_3), базне (MgOHCl)

Добијање:

1. Најчешћи начин је НЕУТРАЛИЗАЦИЈА, реакција између киселине и базе и настају со и вода $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$

2. Реакција метала и неметала $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$

3. Реакција металног оксида и киселине $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

4. Реакција метала и киселине $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

5. Реакција неметалног оксида и базе $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

6. Реакција соли и киселине $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}$

7. Реакција соли и базе $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

8. Реакција соли и соли $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$

9. Реакција соли и метала $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

10. Реакција соли и неметала $2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$

Дефиниција неутрализације: Реакција између базе и киселине и настају со и вода.

Називи соли

- хлорид Cl^- (1-)

- нитрат NO_3^- (1-)

- сулфид S^{2-} (2-)

- сулфит SO_3^{2-} (2-)

- сулфат SO_4^{2-} (2-)

- карбонат CO_3^{2-} (2-)

- фосфат PO_4^{3-} (3-)

ЕЛЕКТРОЛИТИ И ЕЛЕКТРОЛИТИЧКА ДИСОЦИЈАЦИЈА

Дефиниција електролита: Електролити су супстанце које проводе електричну струју.

Примери електролита: водени раствори киселина, база и соли.

Дефиниција неелектролита: Супстанце које не проводе електричну струју.
Примери неелектролита: шећер, алкохол

Дефиниција електролитичке дисоцијације: Процес разлагања супстанце на јоне у воденој средини уз помоћ једносмерен електричне струје.
Супстанца дисосује тако што се разлаже на јоне.

Правила за дисоцијацију:

Индекс (број иза симбола) постаје коефицијент (број испред симбола или формуле); Прво елемент је онолико пута позитиван колика му је валенца, док је остатак онолико пута негативан колика му је валенца.

Индекс је број иза симбола и показује број атома у молекулу. Индекс један се не поше.

Коефицијент је број који показује:

- Број слободних атома 5C, 7O

или

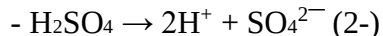
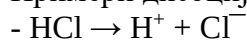
- Број молекула 4CO₂

Дефиниција јона: Позитивно (катјон) или негативно (анјон) наелектрисана честица.
Јони настају отпуштањем или примањем електрона.

Дефиниција киселина по електролитичкој дисоцијацији: Једињења која у води дисосују на позитивне јоне водоника и негативне јоне киселинског остатка.

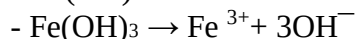
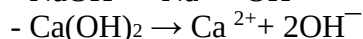
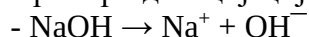
Валенца киселинског остатка зависи од броја водоникових атома у киселини.

Примери дисоцијације киселине:



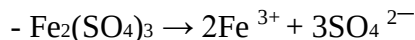
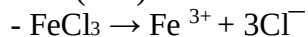
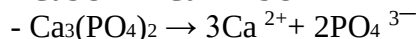
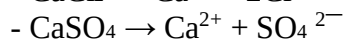
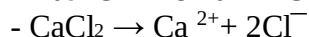
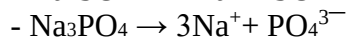
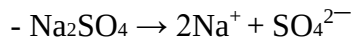
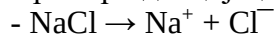
Дефиниција база по електролитичкој дисоцијацији: Једињења која у води дисосују на позитиван јон метала и негативне јоне хидроксилне групе.

Примери дисоцијације базе:



Дефиниција соли по електролитичкој дисоцијацији: Једињења која у води дисосују на позитивне јоне метала и негативне јоне киселинског остатка.

Примери дисоцијације соли: постоји 9 различитих комбинација



ТРЕЋА ОБЛАСТ

ОРГАНСКА ХЕМИЈА

Органска хемија је другачије зове "Хемија угљеникових атома". Основни елемент који гради свако органско једињење је угљеник.

Основни елементи који граде органска једињења су: угљеник, водоник, кисеоник, а могу и сумпор, азот и фосфор.

Сумпор, азот и фосфор одређују (дају) органским једињењима карактеристичан мирис и боју.

У почетку су научници сматрали да се органска једињења могу добити само уживи бићима. Данас се годишње произведе велики број вештачких органских једињења.

СВОЈСТВА АТОМА УГЉЕНИКА И ОРГАНСКИХ ЈЕДИЊЕЊА

СИМБОЛ УГЉЕНИКА: С

НАЛАЖЕЊЕ УГЉЕНИКА У ТАБЛИЦИ ПСЕ:

Угљеник је налази у 4 (XIV) групи ПСЕ и 2. периоди.

АТОМСКИ БРОЈ С: 6

МАСЕНИ БРОЈ С: 12

(остатак обновити. Лекција Угљеник).

Сама структура угљениковог атома омогућава постојање великог броја органских једињења.

ТЕЗЕ "СТРУКТУРНЕ ТЕОРИЈЕ":

- Угљеник је у органским једињењима увек четворовалентан.
- Угљеникови атоми се везују у неограниченом броју и граде отворене и затворене низове.
- Угљеникови атоми се међусобно везују простом, двоструком или троструком везом.
- Свако органско једињење има само једну структурну формулу.

Сва органска једињења су, ради лакшег изучавања, подељена у неколико категорија.

ПОДЕЛА ОРГАНСКИХ ЈЕДИЊЕЊА:

- Подела органских једињења према природи угљоводоничног низа: ациклични и циклични.

Ациклични су засићени или незасићени.

Циклични су карбоциклични или хетероциклични.

Карбоциклични су засићени или незасићени.

- Подела према хемијском понашању: алифатични и ароматични.

- Подела према функционалној групи.

- Органска једињења са кисеоником: алкохоли, феноли, алдехиди, кетони, етри, органске киселине и естри.

- Органска једињења са азотом: амиди, амини, нитро.

- Биолошки важна органска једињења: масти, уља, угљенихидрати (шећери, сахариди), аминокиселине, протеини (беланчевине), хормони, стероиди, воскови, витамини, ...

УГЉОВОДОНИЦИ (ЕЛЕМЕНТАРНИ САСТАВ, ПОДЕЛА И ФИЗИЧКА СВОЈСТВА УГЉОВОДОНИКА)

ДЕФИНИЦИЈА УГЉОВОДОНИКА:

Угљоводоници су органска једињења која садрже само угљеник и водоник.

ПОДЕЛА УГЉОВОДОНИКА:

- Према природи угљеничног низа:

АЦИКЛИЧНИ: засићени (алкани) и незасићени (алкени и алкини)

ЦИКЛИЧНИ: карбоциклични (засићени (циклоалкани) и незасићени (циклоалкени и циклоалкини)) и хетероциклични

- Према хемијском понашању:

АЛИФАТИЧНИ

АРОМАТИЧНИ

НАЛАЖЕЊЕ АЛКАНА У ПРИРОДИ: нафта, природни (земни) гас, барски гас, метана има у рудницима (опасност од експлозије).

ДОБИЈАЊЕ АЛКАНА:

- крековањем нафте
- метан се добија реакцијом натријум-ацетата и натријум хидроксида:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АЛКАНА:

- неполарна једињења,
- не растварају се у води,
- до 5C атома су гасови, од 5 до 17C атома су течности, од 17C атома су чврсти,
- ниске тачке топљења и кључања, расту са бројем C атома, опадају с рачвањем

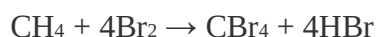
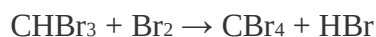
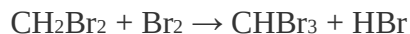
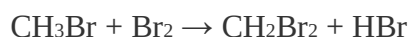
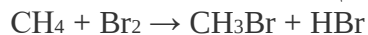
ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА АЛКАНА:

- сагоревање: настају угљен-диоксид и вода
- супституција:

ДЕФИНИЦИЈА СУПСТИТУЦИЈЕ:

Хемијска реакција при којој долази до замене H атома атомима халогених елемената (VIIa тј. 17 група, флуор, хлор, бром, јод), под утицајем светлости или високе температуре и настају, најмање, два производа.

ПРИМЕР СУПСТИТУЦИЈЕ:

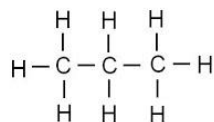


ДЕФИНИЦИЈА ХОМОЛОГНОГ НИЗА:

Низ једињења у којем се два узастопна члана разликују за исту атомску групу (у овом случају за метиленску групу $-\text{CH}_2-$).

ТИПОВИ ХЕМИЈСКИХ ФОРМУЛА:

- молекулска (збирна): CH_4 , C_2H_6
- структурна (просторна) формула:



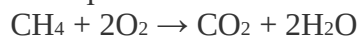
- рационална структурна формула:
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА МЕТАНА:

гас, безбоје укуса, мириса, не раствара се у води, ниске тачке топљења и кључања.

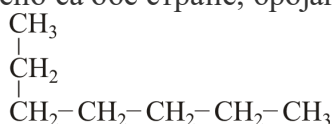
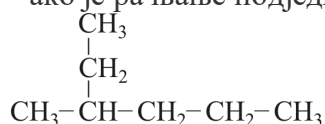
ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА МЕТАНА:

- сагоревање:



НОМЕНКЛАТУРА (НАЗИВ АЛКАНА):

- прво се тражи најдужи удљоводонични низ
- бројање почиње са оне стране где је ближе рачвање (гранање, бочни низ, алкил група)
- ако је рачвање подједнако удаљено са обе стране, бројање где има више рачвања



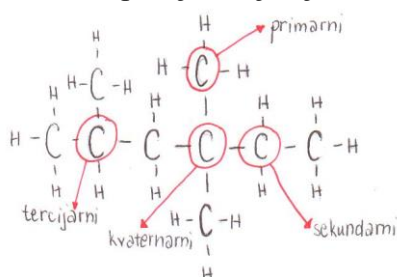
razgranati lanac

nerazgranati lanac

- ако је итада исто, онда је свеједно
- * прво пишемо број С атома на којем је рачвање, префикс (ди, три, тетра), ако га има, назив рачвања(алкил групе), назив најдужег низа са наставком АН
- између бројева иречи се пишу цртице
- бројеве писати тачно иза С атома,
- везу у бочном низу писати тачно између С и С
- везе између С атома се подразумевају, па се цртице између С атома не морају писати
- ако има више истих атомских група једна до друге, онда се оне групишу ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$)

ВРСТЕ С АТОМА:

- примарни је онај С атом који за себе има везана 4Н атома или једну везу има са С а три са Н (CH_3 -)
- секундарни је онај С атом који има две везе са С и две везе са Н ($-\text{CH}_2-$)
- терцијарни је онај С који има три везе са С и једну везу са Н
- кватернерни је онај који све четири везе има са С.



АЛКИЛ ГРУПЕ, ИЗОМЕРИЈА

ДЕФИНИЦИЈА АЛКИЛ ГРУПЕ:

Део молекула алкана без једног Н атома.

НАСТАВАК У НАЗИВУ ЗА АЛКИЛ ГРУПЕ: ил

ПРЕДСТАВНИЦИ АЛКИЛ ГРУПА:

МЕТИЛ CH_3 -

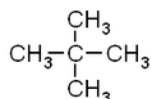
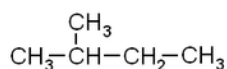
ЕТИЛ $\text{CH}_3\text{-CH}_2$ - или C_2H_5 -

Што је већи број С атома то се може написати већи број структурних формула.

ДЕФИНИЦИЈА ИЗОМЕРИЈЕ:

Појава да два или више органских једињења имају исту молекулску, а различиту структурну формулу.

Пример: пентан има три изомера: n-пентан, 2-метил-бутан, 2,2-диметил-пропан



ДЕФИНИЦИЈА НОРМАЛНОГ ИЗОМЕРА:

Изомер без бочног низа.

ПОДЕЛА ИЗОМЕРИЈЕ:

- изомерија низа (мења се положај С атома)
- изомерија положаја (мења се положај двоструке или троструке везе)

АЛКЕНИ

ДЕФИНИЦИЈА АЛКЕНА:

Незасићени, ациклични угљоводоници са једном = (двоструком) везом између 2С атома, а остале везе су просте.

НАСТАВАК У НАЗИВУ: ен

ОПШТА ФОРМУЛА АЛКЕНА: C_nH_{2n}

n = број атома С, број креће од 2, па редом... n не може да буде 1 (МЕТЕН не постоји).

АЛКЕНИ ИМАЈУ 2С АТОМА МАЊЕ ОД АЛКАНА.

ПРВИ ЧЛАН АЛКЕНА:

ЕТЕН C_2H_4 ; $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$

ДЕФИНИЦИЈА ФУНКЦИОНАЛНЕ ГРУПЕ:

Део молекула који одређује својства те супстанце (физичка и хемијска својства молекула).

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА АЛКЕНА: двострука веза. Алкани немају функционалну групу.

НАЛАЖЕЊЕ АЛКЕНА У ПРИРОДИ: нафта

ДОБИЈАЊЕ АЛКЕНА: из нафте

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АЛКЕНА: неполярна једињења, нерастворна у води.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА АЛКЕНА:

1) - сагоревање: настају угљен-диоксид и вода

2) - адиција

ДЕФИНИЦИЈА АДИЦИЈЕ:

Реакција додавања (присвајања) атома угљоводоничном низу, при чему долази до раскидања двоструке или троструке везе. Реакција се одвија у присуству катализатора (Платине или Паладијума).

СУПСТАНЦЕ КОЈЕ СЕ ДОДАЈУ У РЕАКЦИЈИ АДИЦИЈЕ: водоник, вода, халогени елементи (VIIa (17) група - флуор, хлор, бром, јод), халогеноводоници (HF, FCl, HBr, HI).

МАРКОВЉЕНИКОВО ПРАВИЛО:

Водоников атом се везује за онај С атом двоструке или троструке везе за који је везан већи број Н атома.

ПОДЕЛА АДИЦИЈЕ:

- делимична (од троструке до двоструке)
- потпуна (од троструке до просте или од двоструке до просте)

ПРИМЕР АДИЦИЈЕ:

1 пример а) в) $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H} - \text{H} \rightarrow$ б) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H} - \text{H} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$

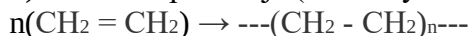
а) делимична адиција (од троструке до двоструке)

б) потпуна адисија (од двоструке до просте)

в) потпуна адисија (од троструке до просте)

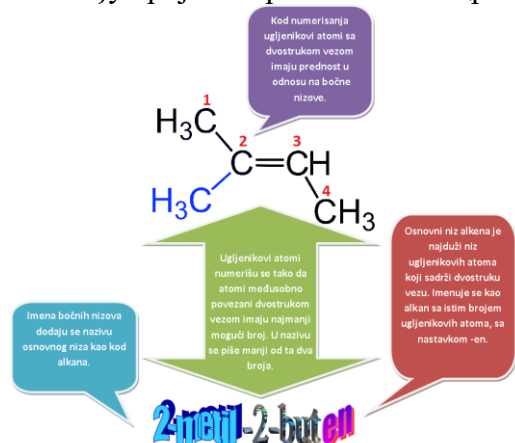
II пример $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H} - \text{OH} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (настају алкохоли)

3) - Полимеризација (више пута поновљена реакција адисије алкена)



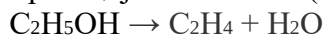
НОМЕНКЛАТУРА АЛКЕНА:

- прво тражимо најдужи низ који садржи двоструку везу
- бројање почињемо где је ближа двострука веза
- ако је двострука веза подједнако удаљена, бројање почињемо где је ближе рачвање
- ако је рачвање подједнако, онда где га има више
- ако је и тада исто, онда је свеједно
- * прво пишемо број на којем је рачвање, префикс, назив алкил групе, БРОЈ УГЉЕНИКОВОГ АТОМА ПОСЛЕ КОЈЕГ ЈЕ ДВОСТРУКА ВЕЗА, назив најдужег низа са наставком ЕН.
- бројеве пишемо изнад С атома
- везе пишемо тачно између С атома
- између бројева и речи пишемо цртице



ДОБИЈАЊЕ ЕТЕНА:

- реакцијом алкохола (етанола) и концентроване сумпорне киселине (служи као катализатор)

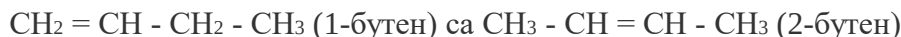


ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ЕТЕНА: гас, без боје, укуса, мириса, не раствара се у води

ИЗОМЕРИЈА АЛКЕНА:

- низа
- цис-транс
- положаја (мења се положј двоструке везе)

ПРИМЕР ИЗОМЕРИЈЕ ПОЛОЖАЈА:



АЛКИНИ

ДЕФИНИЦИЈА АЛКИНА:

Незасићени, ациклични угљоводоници са једном $\equiv$ (троструком) везом између 2C атома, а остале везе су просте.

НАСТАВАК У НАЗИВУ: ен

ОПШТА ФОРМУЛА АЛКИНА: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

n = број атома C, број креће од 2, па редом... n не може да буде 1 (МЕТИН не постоји).

АЛКИНИ ИМАЈУ 2C АТОМА МАЊЕ ОД АЛКЕНА.

ПРВИ ЧЛАН АЛКИНА:

ЕТИН C_2H_2 ; $\text{CH} \equiv \text{CH}$

ДЕФИНИЦИЈА ФУНКЦИОНАЛНЕ ГРУПЕ:

Део молекула који одређује својства те супстанце (физичка и хемијска својства молекула).

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА АЛКИНА: трострука веза. Алкани немају функционалну групу, Алкенима је двострука веза.

НАЛАЖЕЊЕ АЛКИНА У ПРИРОДИ: нема их у слободном стању

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА АЛКИНА: неполарна једињења, нерастворна у води, својства слична алканима и алкенима са истим бројем С атома.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА АЛКИНА:

1) - сагоревање: настају угљен-диоксид и вода

2) - адиција

ДЕФИНИЦИЈА АДИЦИЈЕ:

Реакција додавања (присвајања) атома угљоводоничном низу, при чему долази до раскидања двоструке или троструке везе. Реакција се одвија у присуству катализатора (Платине или Паладијума).

СУПСТАНЦЕ КОЈЕ СЕ ДОДАЈУ У РЕАКЦИЈИ АДИЦИЈЕ: водоник, вода, халогени елементи (VIIa (17) група - флуор, хлор, бром, јод), халогеноводоници (HF, FCl, HBr, HI).

МАРКОВЉЕНИКОВО ПРАВИЛО:

Водоников атом се везује за онај С атом двоструке или троструке везе за који је везан већи број Н атома.

ПОДЕЛА АДИЦИЈЕ:

- делимична (од троструке до двоструке)

- потпуна (од троструке до прсте или од двоструке до прсте)

ПРИМЕР АДИЦИЈЕ:

- а) в) $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H} - \text{H} \rightarrow \text{b) CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H} - \text{H} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3$

а) делимична адиција (од троструке до двоструке)

б) потпуна адиција (од двоструке до прсте)

в) потпуна адиција (од троструке до прсте)

3) - Алкени реагују са калијум - перманганатом и бромом (обезбојавају их).

НОМЕНКЛАТУРА АЛКИНА:

- прво тражимо најдужи низ који садржи троструку везу

- бројање почињемо где је ближа трострука веза

- ако је трострука веза подједнако удаљена, бројање почињемо где је ближе рачвање

- ако је рачвање подједнако, онда где га има више

- ако је и тада исто, онда је свеједно

-* прво пишемо број на којем је рачвање, префикс, назив алкил групе, БРОЈ

УГЉЕНИКОВОГ АТОМА ПОСЛЕ КОЈЕГ ЈЕ ТРОСТРУКА ВЕЗА, назив најдужега низа са наставком ИН.

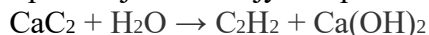
- бројеве пишемо изнад С атома

- везе пишемо тачно између С атома

- између бројева и речи пишемо цртице

ДОБИЈАЊЕ ЕТИНА:

- реакцијом калцијум-карбида и воде



ФИЗИЧКА СВОЈСТВА ЕТИНА: гас, без боје, слаткастог укуса, мириса, не раствара се у води

ИЗОМЕРИЈА АЛКИНА:

- низа

- положаја (мења се положј троструке везе)

ПРИМЕР ИЗОМЕРИЈЕ ПОЛОЖАЈА:

$\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (1-бутин) са $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$ (2-бутин)

АРОМАТИЧНИ УГЉОВОДОНИЦИ

ДЕФИНИЦИЈА АРОМАТИЧНИХ УГЉОВОДОНИКА:

Незасићени, циклични угљоводоници специфичног хемијског понашања, код којих двоструке и просте везе круже и све су исте дужине, нису ни - ни =.

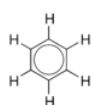
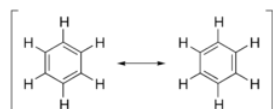
ДРУГИ НАЗИВ: Арени

ПРВИ ЧЛАН АРЕНА:

БЕНЗЕН (БЕНЗОЛ)

МОЛЕКУЛСКА ФОРМУЛА: C_6H_6

СТРУКТУРНУ ФОРМУЛУ БЕНЗЕНА ЈЕ ОТКРИО НАУЧНИК КЕКУЛЕ.



ФИЗИЧКА СВОЈСТВА БЕНЗЕНА: неполярно једињење, нерастворно у води, безбојна течност, карактеристичног мириса.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА АЛКЕНА:

1) - сагоревање: настају угљен-диоксид и вода

2) - адиција - ређе

а) додавањем атома водоника настаје циклохексан

б) додавањем атома хлора настаје хексахлор-циклохексан

3) - супституција - чешће

а) заменом атома водоника атомима брома настаје бром-бензен

ОСТАЛИ ЧЛАНОВИ АРЕНА:

- метил-бензен

- ксилен

- нафталин

НАФТА

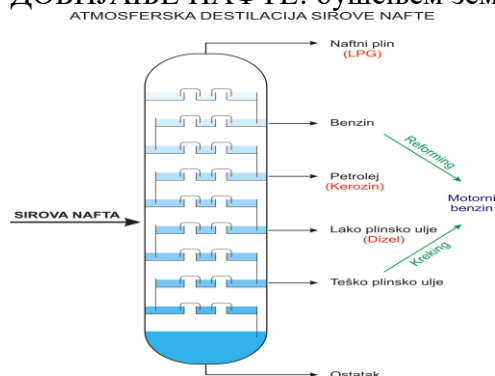
ДЕФИНИЦИЈА НАФТЕ:

Смеша сачињена из ацикличних, ароматичних угљоводоника и једињења која садрже S, N и P и дају карактеристичан мирис и боју нафти.

НАЛАЖЕЊЕ НАФТЕУ ПРИРОДИ: испод површине Земљине коре, испод површине мора.

НАСТАЈАЊЕ НАФТЕ: од изумрлих животиња, под земљом, под утицајем високог притиска и високе температуре, без присуства кисеоника.

ДОБИЈАЊЕ НАФТЕ: бушењем земљишта.



ЧЕТВРТА ОБЛАСТ

ОРГАНСКА ЈЕДИЊЕЊА СА КИСЕОНИКОМ

ДЕФИНИЦИЈА ОРГАНСКИХ ЈЕДИЊЕЊА СА КИСЕОНИКОМ:

Једињења која поред угљеника и водоника садрже и кисеоник.

ПРЕДСТАВНИЦИ:

- алкохоли
- феноли
- етри
- алдехиди
- кетони
- органске (карбоксилне) киселине
- естри

Назив	Општа формула	Наставак у нзиву
Алкохол	R-OH	ол (диол или триол)
Фенол	Ar-OH	фенол
Етар	R-O-R	етар
Алдехид	R-CHO	ал
Кетон	R-CO-R	Он
органска (карбоксилна) киселина	R-COOH	Ска киселина
Естар	RCOOR	ил – оат

АЛКОХОЛИ

ДЕФИНИЦИЈА АЛКОХОЛА:

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ:

ПОДЕЛА АЛКОХОЛА:

1) ПРЕМА БРОЈУ ХИДРОКСИЛНИХ ГРУПА:

2) ПРЕМА ПРИРОДИ УГЉЕНИКОВОГ АТОМА:

ДОБИЈАЊЕ:

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА:

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА

1) сагоревање - настају угљен.диоксид и вода

2) блага оксидација - одлази водоник из хидроксилне групе и водоник са истог угљениковог атома, заједно са кисеоником из оксидационог средства настаје вода

а) благом оксидацијом примарног алкохола настаје алдехид

б) благом оксидацијом секундарних алкохола настаје кетон

3) реакција са металом - замен места водоник из хидроксилне киселине и метал, а настају со алкохола и водоник.

ДЕФИНИЦИЈА АЛКОХОЛАТА (АЛКОКСИДИ): Соли алкохола.

НАСТАВАК У НАЗИВУ ЗА АЛКОХОЛАТЕ: олат

4) дехидратација алкохола - одлази водоник из хидроксилне групе и водоников атом са суседног угљениковог атома и настају вода и алкен.

а) примарни алкохол даје један производ.

б) секундарни алкохол даје два производа.

в) терцијарни алкохол даје три производа.
УПОРЕБА:

ЕТАНОЛ И ГЛИЦЕРОЛ

МОЛЕКУЛСКА ФОРМУЛА:

АЛДЕХИДИ И КЕТОНИ

ОПШТА ФОРМУЛА АЛДЕХИДА: $RCHO$

ОПШТА ФОРМУЛА КЕТОНА: $RCOR$

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА АЛДЕХИДА: $-CHO$

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА КЕТОНА: $-CO$

НАСТАВАК У НАЗИВУ ЗА АЛДЕХИДЕ: ал

НАСТАВАК У НАЗИВУ ЗА КЕТОНЕ: он

НОМЕНКЛАТУРА АЛДЕХИДА: алдехидна група је, увек, прва

НОМЕНКЛАТУРА КЕТОНА: бројањеса оне стране где је ближа кето група.

ПРЕДСТАВНИЦИ АЛДЕХИДА:

- први члан је Метанал ($H-CHO$)

ПРЕДСТАВНИЦИ КЕТОНА:

- први члан је Пропанон (ацетон) ($CH_3-CO-CH_3$)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА АЛДЕХИДА:

- Благом оксидацијом алдехида настају органске (карбоксилне) киселине.

ОРГАНСКЕ КИСЕЛИНЕ

ОПШТА ФОРМУЛА:

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА:

НАСТАВАК У НАЗИВУ: ска киселина

ПОДЕЛА ОРГАНСКИХ (КАРБОКСИЛНИХ) КИСЕЛИНА:

1) према броју карбоксилних група

2) према броју веза (природи угљеничног низа)

НАЛАЖЕЊЕ У ПРИРОДИ: слободно стање.

- мравља у мравима, меду, коприви.

- млечна у млеку

- бутанска у путеру (бутеру, маслацу)

Маслац је животињског порекла, а маргарин је биљног порекла.

- палмитинска у палми.

- олеинска у уљу.

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА:

agregatno stanje:

- течно (карбоксилне киселине које садрже 1C до 9C)
- чврсто (засићене карбоксилне киселине са више C атома)

-rastvorljivost u vodi:

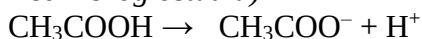
- rastvorljive (karboksilne kiseline do 3C atoma)
- slabije rastvorne (karboksilne kiseline sa >3C, rastvorljivost opada sa porastom nepolarnog ugljovodoničnog niza)

-miris:

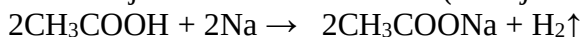
- oštar miris (1C do 3C)
- neprijatan (4C do 7C)
- bez mirisa (>7C)

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

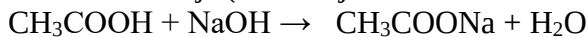
1. Електролитичка дисоцијација (*карбоксилне киселине дисојују на позитивне јоне водоника и негативне јоне киселинског остатка*)



2. Реакција са изразитим металима (*настају соли нпр. од етанске киселине настаје натријум-етаноат*)



3. Нейтрализација (*у реакцији са базом карбоксилне киселине дају соли*)

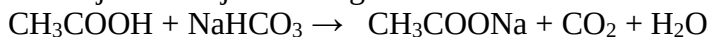


4. Реакција са солима угљене киселине

-реакција са натријум-карбонатом



-реакција са натријум-хидрогенкарбонатом



УПОТРЕБА:

СИРЋЕТНА КИСЕЛИНА

МОЛЕКУЛСКА ФОРМУЛА: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

РАЦИОНАЛНА СТРУКТУРНА ФОРМУЛА: $\text{CH}_3\text{-COOH}$

ДРУГИ НАЗИВ: Етанска киселина

НАЗИВ СОЛИ СИРЋЕТНЕ КИСЕЛИНЕ: ацетати.

НАЗИВ СОЛИ МЕТАНСКЕ (МРАВЉЕ КИСЕЛИНЕ): формијати.

НАЛПОЗНАТИЈЕ КОНЦЕНТРАЦИЈЕ:

УПОТРЕБА:

ВИШЕМАСНЕ КИСЕЛИНЕ

ДЕФИНИЦИЈА ВИШЕМАСНИХ КИСЕЛИНА:

Органске киселине које садрже већи број угљеникових атома.

ПРЕДСТАВНИЦИ:

- палмитинска (хексадеканска): $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$

- стеаринска (октадеканска): $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$

- олеинска (9-октадеценска): $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА:

- палмитинска и стеаринска: беле, чврсте, нерастворне у води.

- олеинска: безбојна, уљаста течност, нерастворна у води.

ЕСТРИ

ДЕФИНИЦИЈА ЕСТАРА:

Органска једињења са кисеоником која садрже естарску групу.

ОПШТА ФОРМУЛА: R-COO-R

ФУНКЦИОНАЛНА ГРУПА: -COO-

НАСТАВАК У НАЗИВУ: ил-оат (ил је остатак од алкохола, а оат је остатак од киселине)

НАЛАЖЕЊЕ ЕСТАРА У ПРИРОДИ: биљке (воће, цвеће, поврће)

ДОБИЈАЊЕ ЕСТАРА:

- Естерификација: реагују киселина и алкохол и настају естар и вода. Одлази хидроксилна група из киселине и водоников атом из хидроксилне групе алкохола.

1) реагују карбоксилна киселина и алкохол

2) реагују неорганска киселина и алкохол

ФИЗИЧКА СВОЈСТВА:

слабо растворни у води, могу да буду пријатног мириса, али и без мириса, течни, али и чврсти.

ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА:

- хидратација - реакција супротна естерификацији

- поликондензација (полимеризација)

НОМЕНКЛАТУРА: дупло бројање - лево од кисеоника, па десно од кисеоника - прво се пише назив алкохола са наставком ил, а онда назив киселине са наставком оат

УПОТРЕБА: у хемијској индустрији, за боје и лакове, у прехранбеној индустрији као арома, у текстилној индустрији за добијање тканина које се не гужвају.

ПЕТА ОБЛАСТ

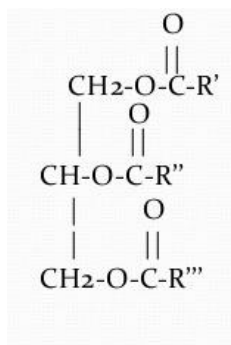
БИОЛОШКИ ВАЖНА ОРГАНСКА ЈЕДИЊЕЊА

МАСТИ И УЉА

Маси и уља су биолошки важна органска једињења која заједно са протеинима и угљеним хидратима чине основне органске компоненте ћелије. Они су извор енергије и понашају се као „складишта“ енергије.

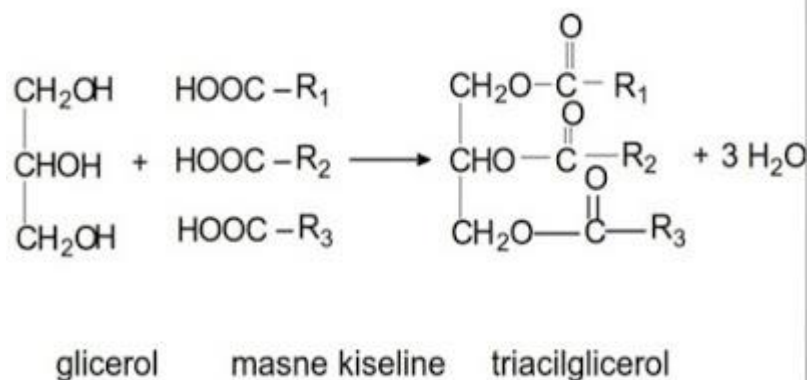
По хемијском саставу то су естри полихидроксилног алкохола глицерола и виших масних киселина.

Ови естри се називају триацилглицероли.



Општа формула:

Настају у реакцији естерификације.



Маси и уља се могу разликовати на основу њиховог физичког изгледа, тј. на основу њиховог агрегатног стања. На собној температури маси су у чврстом, а уља у течном агрегатном стању.

МАСТИ – ако у молекулу триацилглицерола преовлађују засићене масне киселине. Природне маси су најчешће животињског поријекла.

УЉА – ако у молекулу триацилглицерола преовлађују незасићене масне киселине. Природна уља су најчешће биљног поријекла.



Маси и уља учествују у реакцији хидрогенизације. Хидрогенизација је адиција водоника на двоструку везу. На овај начин хидрогенизацијом уља добијамо биљну маст која се користи за производњу маргарина. Маргарин, поред биљних маси, садржи и витамине и супстанце које му дају пријатан мирис и укус.

Путер је, за разлику од маргарина, млијечна маст.



Маси и уља се не растварају у води (јер немају поларне групе), а растварају се у неполарним растворачима. Због мање густине уља и маси плутају по води.

Служе за производњу сапуна – сапонификација. Сапуни су по хемијском саставу соли виших масних киселина. Производња сапуна се заснива на реакцији хидролизе триацилглицерола у присуству хидроксида (алкалија).

Како сапуни уклањају масне мрље? У води дисосују на јоне. Молекул сапуна или детерџента има поларни дио молекула - „глава“ и неполарни дио - „реп“. Неполарни дијелови молекула сапуна се окрећу ка молекулу масти. Поларни дијелови молекула сапуна су окренути ка споља и окружени поларним молекулима воде. Вода која тече повлачи за собом молекул сапуна, он масну мрљу и тако се уствари спирају с водом.

У реакцији ХИДРОЛИЗЕ масти у присуству Na или K хидроксида настају САПУНИ.



UGLJENIHIDRATI

Su organska jedinjenja koja u svojim molekulima sadrže ugljenik, vodonik i kiseonik

1. Prema složenosti molekula, ugljeni hidrati se dele na : PROSTE - hidrolizom se ne mogu razložiti na prostije SLOŽENE - sastoje se od dva ili više molekula prostih ugljenih hidrata PODELA UGLJENIH HIDRATA prosti ugljeni hidrat - MONOSAHARID složeni ugljeni hidrat - DISAHARID
2. Monosaharidi ili prosti ugljeni hidrati su polihidroksilni aldehidi ili polihidroksilni ketoni, koji sadrže dve ili više hidroksilnih grupa i jednu aldehydnu grupu - ALDOZE ili keto grupu - KETOZE. Monosaharidi mogu da sadrže od 3 do 7 atoma ugljenika, pa se na osnovu broja C - atoma dele na : trioze, tetraze, pentoze, heksoze i heptoze. PROSTI UGLJENI HIDRATI
3. Najvažniji monosaharidi su : GLUKOZA ili groždani šećer ili dekstroza - molekul se sastoji iz 6 C-atoma (heksoza) i ima aldehydnu grupu (aldoza). To je najrasprostranjeniji šećer u prirodi - kao slobodan u biljkama, posebno u grožđu, u krvi čoveka, ili u sastavu drugih oligo ili polisaharida i drugih jedinjenja. NAJVAŽNIJI MONOSAHARIDI povećana koncentracija glukoze u krvi dovodi do šećerne bolesti - dijabetesa
4. FRUKTOZA ili voćni šećer - molekul ima 6 C-atoma (heksoza) i keto grupu (ketoza). U prirodi se nalazi najčešće u voću i kao sastavni deo oligo i poli saharida. NAJVAŽNIJI MONOSAHARIDI
5. Oligosaharidi su složeni šećeri čiji molekuli u svom sastavu imaju od 2 do 10 molekula monosaharida. DISAHARIDI su oligosaharidi sa 2 vezana ostatka molekula monosaharida. Najvažniji DISAHARIDI su SAHAROZA ili beli šećer i LAKTOZA ili mlečni šećer
6. SAHAROZA ili beli šećer nastaje hemijskom reakcijom vezivanja glukoze i fruktoze. INVERTNI ŠEĆER je smeša glukoze i fruktoze i nalazi se u MEDU. SAHAROZA I INVERTNI ŠEĆER
7. POLISAHARIDI su složeni ugljeni hidrati koji se sastoje od velikog broja vezanih ostataka monosaharida. Veoma su rasprostranjeni u živom svetu, služe kao skladišta hrane, izvor energije, izgrađuju zidove biljnih ćelija, glavni su sastojci skeleta školjki i oklopa rakova i insekata.
8. CELULOZA ima gradivnu ulogu u biljkama, gradi ćelijske opne viših biljaka.
9. SKROB sakuplja se u korenu, semenu ili plodovima biljaka u obliku zrnaca i biljkama služi kao skladište energije. Pri nastanku skroba od velikog broja molekula glukoze, troši se energija. Pri ishrani namirnicama bogatim skrobom, oslobađa se ta uskladištena hemijska energija koju ćelije koriste za svoje potrebe. Namirnice bogate skrobom : žitarice, krompir, pirinač, mahunarke...
10. Ugljenihidrati su bele, čvrste supstance, slatkog ukusa (mono i disaharidi) ili bez ukusa (polisaharidi). Prilikom zagrevanja na visokoj temperaturi gube vodu - karamelizuju se. Monosaharidi i disaharidi se odlično

rastvaraju u vodi, polisaharidi se ne rastvaraju u vodi - skrob vrlo malo pri zagrevanju, celuloza nikako. Prisustvo skroba dokazuje se uz pomoć rastvora joda u kalijum-jodidu - jod sa skrobom gradi jedinjenje SVOJSTVA UGLJENIH HIDRATA

11. ISHRANA - šećeri i skrob obezbeđuju više od polovine dnevnih potreba organizma za energijom.
12. TEKSTILNA VLAKNA - biljnog porekla izgrađena su od celuloze iz pamuka, konoplje, lana..
13. PAPIR - izgrađen od celuloze, najčešće iz drveta. Da bi sačuvali šume treba reciklirati stari papir.
14. PLASTIČNE MASE - neke plastične mase proizvode se od celuloze. ☐ BIOPLASTIKA - plastika proizvedena od celuloznih vlakana iz banana i ananasa. Ima mnogo bolja svojstva od drugih plastičnih masa. Značaj i primena ugljenih hidrata
15. Skrob i celuloza su biološki polimeri (veliki molekuli) sagrađeni od velikog broja monomera. I kod skroba i kod celuloze, monomer od koga su sagrađeni je isti - GLUKOZA, ali između njih ipak postoji velika razlika. Ta razlika potiče od načina na koji su monomerne jedinice glukoze povezane, odnosno od njihovog prostornog rasporeda. Nešto više o skrobu i celulozi
16. Skrob se sastoji iz amiloze i amilopektina Nešto više o skrobu i celulozi AMILOZAAMILOPEKTIN skrobna zrnca
17. Molekuli celuloze su takođe polimeri glukoze, ali su oni povezani u dugačke lance, bez bočnih nizova. Celuloza ima oblik niti ili konca. Ljudski organizam nema enzime koji mogu da vare celulozu. Ona je ipak značajna u ishrani jer poboljšava rad creva. Nešto više o skrobu i celulozi

AMINOKISELINE I PROTEINI

- Biološki važna organska jedinjenja amino kiseline i proteini
- Aminokiseline Aminokiseline su organska jedinjenja koja u svom molekulu pored karboksilne sadrže i amino grupu –NH₂.
- Aminokiseline su MONOMERI, koji spajanjem u dugačke lance grade polimere – PROTEINE
- Aminokiseline U prirodi postoji veliki broj aminokiselina. Samo 20 učestvuje u izgradnji proteina.
- Aminokiseline Od tih 20 proteinskih aminokiselina, ljudski organizam može sam da sintetiše njih 10. Preostalih 10 aminokiselina moraju se unositi ishranom. Te aminokiseline nazivaju se ESENCIJALNE AMINOKISELINE.
- Aminokiseline Sve proteinske aminokiseline su α (alfa) aminokiseline. Kod njih su amino i karboksilna grupa vezane za isti C – atom, koji se naziva alfa C – atom. Za isti C – atom uvek je vezan i jedan atom vodonika i različiti bočni nizovi (R).
- Aminokiseline Proteinske aminokiseline se razlikuju po bočnim nizovima. U njima se osim C i H, može naći i S ili aromatični prsten.
- PROTEINI su prirodni polipeptidi izgrađeni od velikog broja ostataka proteinskih aminokiselina.
- Veza kojom se vezuju ostaci molekula aminokiselina, naziva se PEPTIDNA VEZA – CO-NH–.
- Proteini mogu da sadrže različit broj ostataka aminokiselina. Insulin, hormon pankreasa, u lancu sadrži 51 aminokiselinu, hemoglobin 574, dok dosad najduži opisan protein, titan, sadrži čak 34 000 ostataka aminokiselina.
- Denaturacija proteina Osim po broju i rasporedu aminokiselina, proteini se razlikuju i po prostornoj orijentaciji polipeptidnog lanca. Pod dejstvom visoke temperature, jakih kiselina, teških metala ili zračenja, proteini se trajno menjaju. Ova promena naziva se DENATURACIJA.
- Prosti proteini Prosti proteini su izgrađeni samo od ostataka molekula aminokiselina – albumini, globulini, keratin, elastin, kolagen.....
- Složeni proteini Složeni proteini, osim aminokiselina, u svom sastavu imaju i neki neproteinski deo – fosfoproteini, lipoproteini, glikoproteini, hemoglobin, mioglobin, hlorofil, kazein.....
- Proteini mogu biti FIBRILARNI ili vlaknasti, kao proteini koji grade mišiće
- Proteini mogu biti GLOBULARNI ili loptasti, namotani u klupče, kao hemoglobin
- Uloga proteina Uloga proteina je mnogostruka : → gradivna, → zaštitna, → regulatorna, → skladišna.
- Uloga proteina Osnovna uloga proteina je GRADIVNA. Proteini izgrađuju sva tkiva živih organizama – kožu, mišiće, hrskavicu, kosu, nokte, ribu, krljušt, perje ptica i dlaku životinja.

- Uloga proteina Neki proteini imaju REGULATORNU ulogu, regulišu metaboličke procese u organizmu i učestvuju u prenošenju materija kroz organizam. Regulatorni proteini su ENZIMI i HORMONI, dok je najvažniji transportni protein HEMOGLOBIN.
- Uloga proteina Proteini grade i ANTITELA koja se bore sa izazivačima raznih bolesti. Ovi proteini imaju ZAŠTITNU ulogu. Grupa proteina koja se nagomilava u semenima biljaka, belancetu jajeta ili mleku sisara, ima SKLADIŠNU ulogu.
- Namirnice bogate proteinima Namirnice bogate proteinima su meso, riba, mleko i mlečni proizvodi, jaja, mahunasto povrće, pečurke. bogate proteinima su meso, j N

ВИТАМИНИ

- Латински naziv vita = живот, amin = amino-једињење *Витамины су органска једињења различите природе и хемијске структуре *Ова једињења, поред беланчевина, угљених хидрата, липида, соли и воде налазе се у храни и имају одлучујућу улогу на раст и одржање живота човека и микроорганизама *Саставни су део ензима, коензима и простетичних група ензима *Биокатализатори
- *Данас је познат велики број витамина, око 40. *Витамины се обележавају великим словом латинице, као на пример витамин С, а када више њих припадају истој групи да би се разликовали обележавају се још арапским бројевима, као на пример : А1, А2, D2, D3 итд. *Поред овог назива данас се ставља и назив према основном поремећају (односно имену авитаминозе) од које тај витамин штити, на пример антиксерофталмични (А), антихеморагични (К) антирахитични витамин D итд. , а даје се хемијски назив витамина, пиридоксин (В6), тијамин (В1)
- *Витамины се деле у две велике групе : —Витамины растворљиви у мастима (липосолубилни) —Витамины растворљиви у води (хидросолубилни) *Липосолубилни витамини су : групе витамини А, D, Е и К *Витамины који су растворљиви у води су азотна или сумпорна органска једињења која се називају се општим именом „ВИТАМИНИ Б ГРУПЕ“ и витамин С
- *Болести које се јављају због потпуног недостатка витамина називају се авитаминозама, а када их је недовољно, хиповитаминозама *Стања у организму услед прекомерног уношења витамина називају се хипервитаминозама (на пример хипервитаминоза витамина D) *Антивитамины *Дневне потребе људи у витаминима су врло различите, од 3 µг за витамин В12 до 100 мг за витамин С

VITAMIN A (BETA KAROTIN, RETINOL, retinen, retinoična kiselina, retinal palmitat) - Prvi otkriven vitamin

ULOGA: Neophodan je za dobar vid (naročito pri lošem svetlu), za zdravu kožu, kosu i sluzokožu nosa, grla, sistema za disanje i za varenje. Potreban je i za pravilan rast i razvoj kostiju i zuba. Podstiče zarastanje rana i primenjuje se za lečenje nekih kožnih poremećaja.. Beta karotin je prethodnik vitamina A. Naša koža stvara zalihe beta karotina, organizam ga prerađuje i proizvodi vitamin A. Višak beta karotina deluje kao antioksidans i podstiče rad imunog sistema, povećava otpornost na infekcije, može da spreči pojavu nekih vrsta raka i poremećaja vida kao što je noćno slepilo, može da smanji količinu holesterola i opasnost od srčanih oboljenja.

IZVOR: Pomorandže, žuto voće i povrće, zeleno lisnato povrće (raštan, kelj...), punomasno mleko, pavlaka, buter, iznutrice (džigerica...)

NEDOSTATAK: najčešće se ogleda u promenama na očima (noćno slepilo), gruba, suva i nadražena koža, koža sklona aknama, promene na sluznicama, gubitak apetita, čest umor, slaba kosa bez sjaja, nastanak peruti, lomljivi nokti

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Glavobolje, poremećaj vida, mučnine, povraćanje, suva i perutava koža ili uvećanje jetre ili slezine

Vitamini grupe B

ULOGA: Iako se razlikuju po svom hemijskom sastavu , vitamini grupe B se nalaze zajedno u mnogim namirnicama i često zajednički deluju kako bi podstakli metabolizam, održali zdravu kožu i mišićni tonus, poboljšali rad imunog i nervnog sistema i podstakli rast i deobu ćelija, uključujući i nastanak crvenih krvnih zrnaca, čime se sprečava pojava slabokrvnosti (anemije). Zajedničkim delovanjem mogu suzbiti stres, depresiju i bolesti srca i krvnih sudova.

IZVOR: Džigerica i druge iznutrice, riba, živinsko meso, jaja, mlečni proizvodi, pivski kvasac, žitarice punog zrna, pasulj, grašak i tamnozeleno lisnato povrće.

NEDOSTATAK: najčešće masna i ljuskava koža, želudačne smetnje, glavobolja, anksioznost, nagle promene raspoloženja i srčana aritmija. Manjak jednog vitamina grupe B obično znači da je i unos ostalih vitamina ove grupe nedovoljan. Potencijalno osetljive osobe: trudnice i dojilje, vegeterijanci, starije osobe, alkoholičari, ljubitelji slatkiša i osobe koje imaju otežanu resorpciju ili koje su dugo vremena uzimale antibiotike.

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Višak se izlučuje urinom (rastvorljivi su u vodi). Većina vitamina grupe B nije toksična osim ako se unose u izrazito velikim količinama.

VITAMIN C (ASKORBINSKA KISELINA)

ULOGA: Sposobnost sprečavanja i lečenja skorbuta (bolest koju prate otečene i krvave desni, bolni mišići i kosti, a u nekim slučajevima moguća je čak i smrt). Vezivno tkivo ljudskog organizma sastoji se od kolagena, a njegovo stvaranje zavisi od vitamina C. Stoga, vitamin C pomaže zarastanje rana, opekotina, modrica i slomljenih kostiju. On je jak antioksidans i regulator imunog sistema, pa može da ublaži bolove kod reumatskog artritisa, štiti od ateroskleroze i srčanih tegoba, pomaže sprečavanje pojave nekih vrsta raka, a dobro je poznat po svojoj (još nedokazanoj) sposobnosti sprečavanja prehlade.

IZVOR: Agrumi, jagode, šipak, paprika, brokoli, dinja, paradajz i lisnato zeleno povrće.

NEDOSTATAK: Gubitak telesne težine, umor, krvarenje desni, pojava modrica, smanjena otpornost na prehlade i druge infekcije, sporo zarastanje rana i preloma.

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Višak se izlučuje urinom pa se mogu bez straha uzimati veće količine.

Doze veće od 1000 mg dnevno preporučuju se za sprečavanje raka i infekcija. Kod nekih osoba velike količine vitamina C mogu izazvati; mučninu, proliv, smanjenu resorpciju selen i bakra, pojačanu resorpciju gvožđa i lažno pozitivna reakcija na test za dijabetes

VITAMIN D (HOLEKALCIFEROL, ERGOKARCIFEROL)

ULOGA: Upravlja resorpcijom i održavanjem ravnoteže kalcijuma i fosfora pa je odgovoran za zdrave kosti i zube, ali i pomaže kontrakciju mišića i rad nerava.

IZVOR: Mlečni proizvodi, masna riba (sleđ, losos, tuna). 10 minuta sunčanja omogućuje ljudskom organizmu proizvodnju oko 200 IJ vitamina D.

NEDOSTATAK: Nervoza, proliv, nesanica, grčenje mišića, slabost kostiju i eventualno pogoršanje osteoporoze.

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Podižu nivo kalcijuma u krvi što može izazvati glavobolje, mučnine, gubitak apetita, neutoljivu žeđ, slabost mišića, i čak oštećenja srca, jetre i bubrega.

VITAMIN E - Grupa jedinjenja koji se nazivaju tokoferoli. Najpoznatiji oblik je alfa-tokoferol

ULOGA: Neophodan je za normalan rad imunog sistema, endokrinog sistema i polnih žlezda. Snažan je antioksidans i sprečava nestabilne molecule (slobodni radikali) da oštećuju ćelije i tkiva. Štiti od ateroskleroze, ubrzava zarastanje rana, štiti plućno tkivo od zagađivača iz vazduha, može da spreči opasnost od srčanih bolesti i sprečava prerano starenje kože. Ima pozitivna dejstva i na sprečavanje raka i katarakte, na ublažavanje reumatskog artritisa i bolesti kože povezane sa lupusom.

IZVOR: Biljna ulja, orasi, tamnozeleno lisnato povrće, avokado, iznutrice, plodovi mora.

NEDOSTATAK: Simptomi nedostatka: zadržavanje tečnosti i hermolitička anemija. Retko se javljaju kod odraslih osoba, ali se ponekad pojavljuju kod nedonoščadi.

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Nema štetnih delovanja i smatra se netoksičnim, sem u izuzetno velikim dozama. Povećane doze vitamina E mogu negativno uticati na sposobnost vitamina K da zgrušava krv.

VITAMIN K (MENADION, FITONADION)

ULOGA: Neophodan je za proizvodnju ključnih belančevina, važnih za zgrušavanje krvi, ali i za rad bubrega i metabolizam kostiju.

IZVOR: Polovinu potrebne količine proizvode crevne bakterije, a ostatak dobijamo iz hrane. Spanać, kupus, brokoli, listovi repe i drugo lisnato povrće, zob, zeleni čaj, goveđa džigerica i sir.

NEDOSTATAK: Nedostatak se retko javlja kod odraslih osoba, ali može da se pojavi kod novorođenčadi, ako njihove crevne bakterije ne počnu odmah da proizvode vitamin K.

VELIKE KOLIČINE (TOKSIČNOST): Doze preko 55 mg mogu da budu toksične ili da izazovu alergijske reakcije.