

СЕДМИ РАЗРЕД

ХЕМИЈА

ПРЕДМЕТ И ЦИЉ ИЗУЧАВАЊА ХЕМИЈЕ

Хемија је јако занимљива наука и окружује нас у свакодневном животу. Данас има широку примену и једна је од важних природних наука.

Сматра се да је хемија, под неким другим називима, постојала и у далекој прошлости. Злато, сребро, бакар, гвожђе, жива, олово, калај су елементи за које се и не зна ко их је открио, јер се одавно користе. У Египту су тада били познати многи занати и разни хемијски производи. Египћани су добијали метале из руда, производили су легуре, израђивали стакло, прерађивали кожу, "мумифицирали" лешеве. Грци су у својим списима поставили темеље хемији као савременој науци. Иако су неки хемијски производи били познати и раније, почетак хемије се везује за почетак нове ере, са Александријом, из које потичу први списи. У њима се налазе описи многих хемијских једињења, хемијских апаратура, затим описи разних операција: дестилације, цеђења, растварања, кристализације итд. У Александрији и уопште у Европи се, под утицајем Аристотеловог учења, развила теорија о претварању неплеменитих метала у злато ("камен мудраца") и сматрано је да постоји могућност стварања такве супстанце која ће лечити све болести, а човек ће бити вечито млад ("животни еликсир"), тј постојало је алхемијско доба у средњем веку. Најпознатији арапски алхемичар био је Гебер (око 760-815.). Период алхемије се најчешће означава као период од 300. године пне до 1 600. године не. У XVI веку у хемији је извршена реформа, коју су извели Парацелзус и Агрикола у индустрији. Медицина је тада била доста развијена. Парацелзус је сматрао да се све природне супстале састоје од сумпора, живе и соли. Од 1 600-1 900. године, у Западној Европи је постигнут велики успех у проучавању супстаци и њиховој класификацији. Била је то база за даље проширење и унапређење хемије као науке.

Роберт Бојл (Роберт Боиле, 1627-1691), енглеског физичара и хемичара, сматрају оснивачем нове, научне хемије. Проучавао је хемију ради хемије, а не ради добијања злата или лекова. Хемију, данас, сматрају и "космичком науком". Свеобухватна је, додирује се и преклапа са другим природним наукама.

Повезаност хемије са другим наукама: физика, биологија, медицина, фармација, геологија, металургија, археологија, матерњи језик, историја, математика ...

Дефиниција хемије, као науке:

Хемија је природна, експериментална наука, која проучава особине (својства), грађу и промене супстанци, као и законе по којима се те промене дешавају.

Хемичар посматра и проучава многе појаве у самој природи, али их изазива и вештачким путем у хемијској лабораторији.

ХЕМИЈСКА ЛАБОРАТОРИЈА

Често су научници приморани да поједине експерименте изводе у лабораторијама. Лабораторија је посебна просторија у којој се изводе посебни огледи.

Посуђе и прибор, у хемијској лабораторији, најчешће, је направљено од: специјалног стакла које подноси високу температуру, метала, пластике, гуме или дрвета.

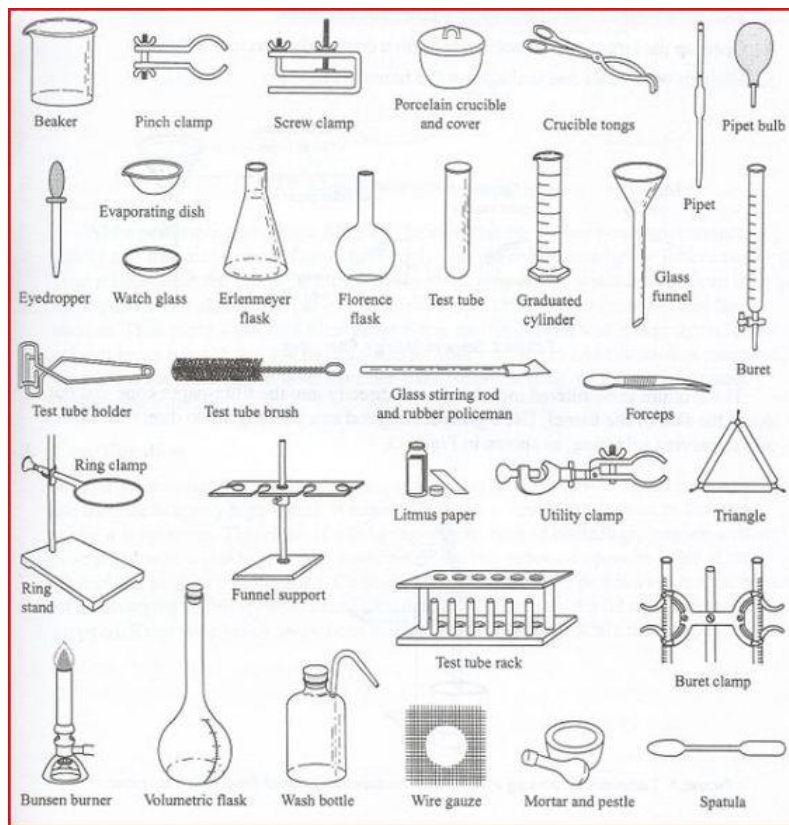
У новије време, захваљујући брзом технолошком развоју, постоје и такве фирме које су се специјализовале за израду посуђа и опреме од: полипропилена, полистирена, и полиетилена.

Производи су лаки, високо отпорни, јефтини и права су замена за стаклено лабораторијско посуђе.

Да ли ће за примену у лабораторијама бити изабрани производи од пластике зависи од неколико фактора:

- Концентрације супстанце са којом се ради
- Времена додир, термичког напрезања
- Стерилизације
- Изложености UV зрачењу...

Величина, облик и боја посуђа и прибора зависи од њихове намене. Тамне бочице, углавном, служе за чување хемикалија које нису отпорне на Сунчеву светлост; шлифовани запушачи за супстанце које нагризају гумене затвараче, ...



ПРАВИЛА ПОНАШАЊА И МЕРЕ ОПРЕЗА У ХЕМИЈСКОЈ ЛАБОРАТОРИЈИ

Знамо да је посуђе у хемијској лабораторији направљено од стакла. Стакло је лако ломљив материјал. Поједине хемикалије су отровне, неке изазивају опекотине, а неке су лако запаљиве. Да би се незгоде свеле на најмању меру, треба се придржавати неких правила понашања и мера опреза.

Правила понашања корисника хемијске лабораторије:

- Дисциплинованост
- Опрезност
- Сконцентрисаност на рад
- Савесност
- Тачност (долазак на време)
- Прецизност (увек одмерити онолико супстанце колико је прописано)
- Марљивост (радан, вредан)
- Одговорност

Мере опреза

- Проверити исправност електричних и гасних довода
- Користити што мање супстанце (ако другачије није наглашено)
- Вишак супстанце не враћати у оригинално паковање
- Вишак течне супстанце, бацити у лавабо, ПРЕ ТОГА ПУСТИТИ ВОДУ ДА ТЕЧЕ
- Вишак чврсте супстанце бацити у специјалне контејнере

- Боље је загревати балон са округлим дном
- Приликом загревања, отвор посуде окренути ка празном простору
- Не мењати затвараче на посудама
- Сваку бочицу етикетирати (назив супстанце која је у посуди, датум коришћења) тако да хемикалије не могу да је оштете
- НИКАДА НЕ СИПАТИ ВОДУ У КИСЕЛИНУ (ВУК)
- Пожар се гаси моқром крпом, још боље апаратом за гашење пожара
- Течност из велике боце сипати у мању, па тек онда користити
- Течност узимати пипетом са посебним додатком
- Чврсте супстаце не узимати голим рукама, већ кашичицом или пинцетом
- Мирис супстанце се осећа благим махањем руке изнад отвора посуде

ПРВА ПОМОЋ У ХЕМИЈСКОЈ ЛАБОРАТОРИЈИ

Чак и када се предузму све мере опреза и правила понашања незгода се може десити. Обавезно позвати лекара, али док лекар не дође, може се применити прва помоћ.

Заустављање крварења

Подвезивање изнад места крварења, а ако је посекотина већа позвати лекара. Никад не вадити остатке стакла.

Озледа концентрованом киселином

Најпре се испере водом, па засићеним раствором натријум-бикарбоната (сода-бикарбона) и на крају 1% алкохолним раствором калијум-перманганата (хипер-манган).

Киселина у оку

Најпре се око испере водом, па 3% раствором натријум-бикарбоната и на крају водом.

Озледа настала концентрованом базом

Најпре се испере лимуновим соком или раствором борне киселине (ациди-борици), па водом.

База у оку

Најпре се испере водом, па 3% раствором борне киселине и на крају водом.

Опекотине

Никако завијати! Најпре испрати боровом водом, па премазати ланеним или маслиновим уљем.

Тровање гасовима

Особу изнети на свеж ваздух, а под нос јој ставити крпу натопљену разблаженим амонијаком или етил-алкохолом.

МАТЕРИЈА И СУПСТАНЦА

Дефиниција материје:

Материја све што постоји око нас у природи, у нама и ми сами.

Карактеристике материје:

Не троши се, не може се створити ни из чега, уништити, само мења облик постојања. Нераздвојна је са кретањем, креће се кроз простор и време.

Материја има:

Масу, енергију, запремину, магнетне и електричне особине.

Облици постојања материје:

- СУПСТАНЦА
- ФИЗИЧКО ПОЉЕ

Дефиниција супстанце:

Облик материје који изграђује физичко тело и уочавамо је чулима.

Дефиниција физичког тела:

Тело изграђено од супстанце.

Примери за супстанцу: шећер, глина, камен, песак...

Примери за физичко тело: сто, табла, књига...

Подела супстанци:

- ЧИСТЕ СУПСТАНЦЕ
- СМЕШЕ

Подела чистих супстанци: хемијски елементи, хемијска једињења.

Подела смеша: хомогене (раствори), хетерогене.

Дефиниција физичког поља:

Облик материје који се уочава у међусобном дејству честица, тј. физичких тела.

Примери за физичко поље: гравитација, радио таласи, магнетизам, љубав, мржња, срећа, електрицитет...

ФИЗИЧКА И ХЕМИЈСКА СВОЈСТВА СУПСТАНЦИ

Супстанце се међусобно разликују по: грађи, особинама и променама које се дешавају са њима.

Подела особина-својства супстанци:

- ФИЗИЧКЕ
- ХЕМИЈСКЕ

Дефиниција физичких особина:

Особине које уочавамо чулима или меримо инструментима.

Примери за физичке особине:

боја, укус, мирис, агрегатно стање, тачка топљења, тачка кључања, растворљивост, густина, магнетичност, кристална структура...

Дефиниција хемијских особина:

Особине које одређујемо при учествовању неке супстанце у хемијској реакцији са другим супстанцама.

Примери за хемијске особине:

реактивност супстанце са киселинама, базама, солима, запаљивост, оксидација, корозија...

ФИЗИЧКЕ И ХЕМИЈСКЕ ПРОМЕНЕ СУПСТАНЦИ

Већ је споменуто да се супстанце разликују по грађи, особинама и променама које им се могу десити. Промене могу довести до промене физичких особина, али могу довести и до стварања нових супстанци. Ради лакшег изучавања, све промене су подељене.

Подела промена.

- ФИЗИЧКЕ
- ХЕМИЈСКЕ

Дефиниција физичке промене:

Промена при којој долази до промене облика или агрегатног стања и тада се НЕ ГРАДЕ нове супстанце. Приликом ове промене, обично, се троши или ослобађа мала количина енергије.

Примери за физичке промене:



Дефиниција хемијске промене:

Промена при којој од једне или више ЧИСТИХ супстанци настају нове ЧИСТЕ супстанце.

Други назив за хемијску промену је хемијска реакција или хемијски процеси.

Сваку хемијску промену можемо скраћено представити хемијском једначином.

Примери за хемијске промене:



Свака хемијска промена мора да има хемијске реактанте и хемијске производе.

Дефиниција хемијског реактанта:

Полазна, почетна супстанца у хемијској промени.

Чиста супстанца која је на почетку хемијске промене.

Дефиниција хемијског производа (продуката):

Крајња, завршна супстанца у хемијској промени.
Чиста супстанца која настаје на крају хемијске промене.

Примери промена:

Уситњавање кристалног шећера - мења се облик шећера - **физичка промена**

Растварање шећера - мења се агрегатно стање - **физичка промена**

Савијање бакарне жице - мења се облик - **физичка промена**

Топљење парафина - мења се агрегатно стање - **физичка промена**

Сечење јабуке - мења се облик - **физичка промена**

Горење свеће - настаје нова супстанца у гасовитом агрегатном стању - **хемијска промена**

Реакција соде бикарбоне и сирћета - настаје нова супстанца у гасовитом агрегатном стању - **хемијска промена**

Реакција млека и сирћета - настаје сир - **хемијска промена**

Реакција јабуке са кисеоником из ваздуха - **хемијска промена**

Кување јаја- **хемијска промена**



ЧИСТЕ СУПСТАНЦЕ

С обзиром да се у природи дешавају разне хемијске промене, релативно је мали број супстанци које се могу назвати чисте супстанце.

Дефиниција чисте супстанце:

Супстанца која не садржи трагове ниједне друге супстанце, нема примесе, нечистоће.

У природи је мали број чистих супстанци, јер су супстанце у сталном контакту.

Подела чистих супстанци:

- ХЕМИЈСКИ ЕЛЕМЕНТИ
- ХЕМИЈСКА ЈЕДИЊЕЊА

Дефиниција хемијског елемента:

Најједноставнија чиста супстанца која се хемијском променом НЕ МОЖЕ разложити, раздвојити на простије, једноставније чисте супстанце.

Број хемијских елемената: 118 (117 није откривен).

Поједини хемијски елементи се налазе у природи, а поједине је човек добио, направио вештачким путем.

Сваки хемијски елемент има своју скраћеницу: СИМБОЛ.

Дефиниција симбола:

Скраћени облик представљања хемијског елемента.

Дефиниција хемијског једињења:

Сложена чиста супстанца која се хемијским путем МОЖЕ разложити на простије чисте супстанце, тј. хемијске елементе.

Број хемијских једињења: 23×10^6 (двадесет три милиона).

Свако хемијско једињење има своју скраћеницу: ФОРМУЛУ.

Дефиниција формуле:

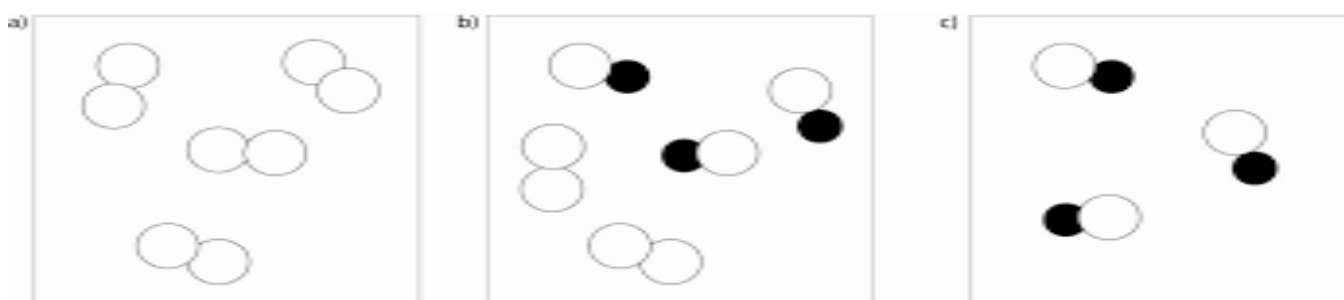
Скраћени облик представљања хемијског једињења.

Хемијски елементи и хемијска једињења се стално крећу и сударају. Ако је судар успешан дешава се хемијска промена.

Свака хемијска промена има своју скраћеницу: ХЕМИЈСКУ ЈЕДНАЧИНУ.

Дефиниција хемијске једначине:

Скраћени облик представљања хемијске реакције помоћу симбола и формула.



ЕЛЕМЕНТ

СМЕША ЕЛЕМЕНТА И ЈЕДИЊЕЊА

ЈЕДИЊЕЊЕ

СМЕШЕ

Научили смо да је број чистих супстанци у природи релативно мали. Супстанце се чешће међусобно мешају и тада настају смеше.

Дефиниција смеше:

Скуп две или више супстанци у којем супстанце задржавају своје карактеристичне особине.

Супстанце у смеси НЕ МОРАЈУ бити чисте супстанце.

Подела смеша по агрегатном стању:

- ЧВРСТЕ (земљиште, вегета)
- ТЕЧНЕ (вода за пиће, лимунада)
- ГАСОВИТЕ (ваздух)

Особине смеше зависе од односа количина састојака смеше, од особина састојака смеше.

САСТАВ СМЕШЕ ЈЕ ПРОИЗВОЉАН!

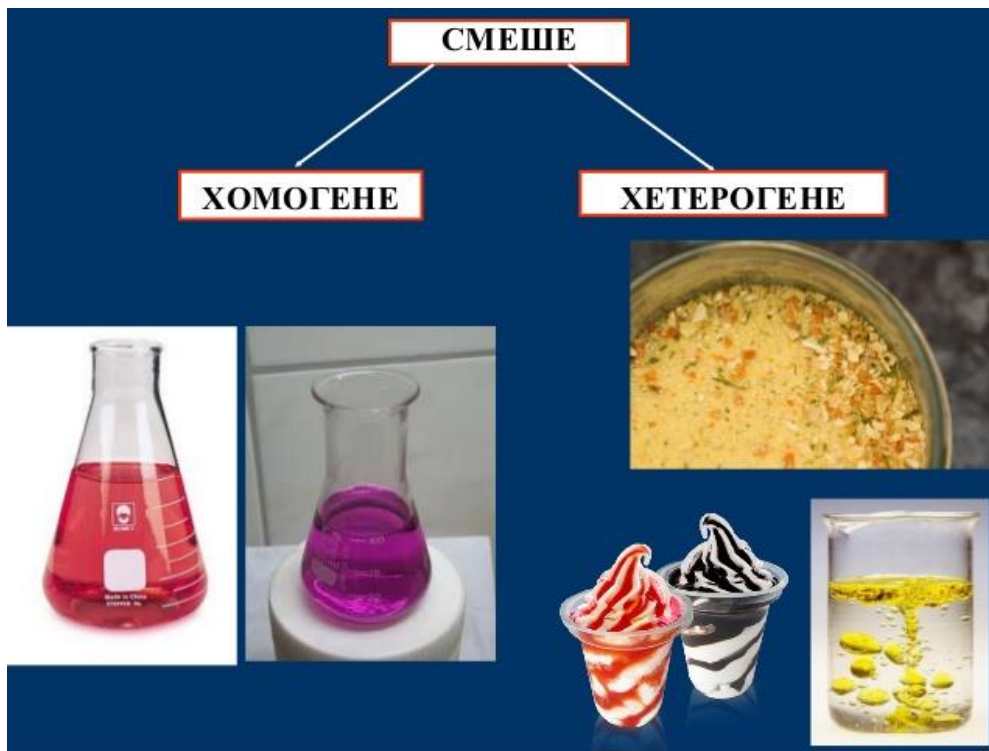
$nX:mY:pZ$

n, m, z = количина супстанце

X, Y, Z = супстанце

Подела смеша на:

- ХОМОГЕНЕ
- ХЕТЕРОГЕНЕ



Дефиниција хомогене смеше:

Смеша у којој се састојци не могу видети ни помоћу микроскопа.

У хомогене смеше спадају и РАСТВОРИ.

Примери за хомогене смеше: вода, ваздух, со у води, шећер у води, сирће у води...

Дефиниција хетерогене смеше:

Смеша у којој се састојци могу разликовати помоћу чула.

Хетерогене смеше немају исти састав нити исте особине у свим својим деловима.

Примери за хетерогене смеше: земљиште, вегета, песак, чоколада са пуњењем, камен у води, густи сок, газирано пиће, печени хлеб...



РАЗДВАЈАЊЕ САСТОЈАКА СМЕШЕ

Пошто супстанце задржавају своје карактеристичне особине у смеси, оне се на основу тих, својих разлика и одвајају из смеше. Најчешће се одвајају на основу: величине честица, испарљивости, растворљивости у води, магнетних особина...)

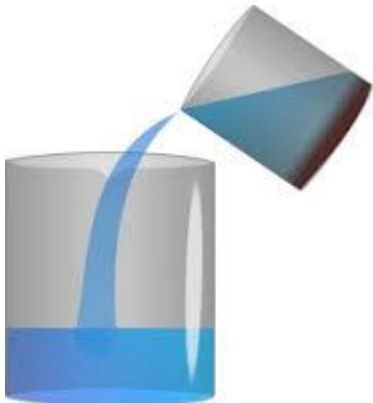
Подела поступака за одвајање састојака из смеше:

- ОДЛИВАЊЕ (Декантовање)
- ЦЕЂЕЊЕ (Филтрирање)

- ДЕСТИЛАЦИЈА (Прекапавање)
- КРИСТАЛИЗАЦИЈА
- ПОМОЋУ МАГНЕТА

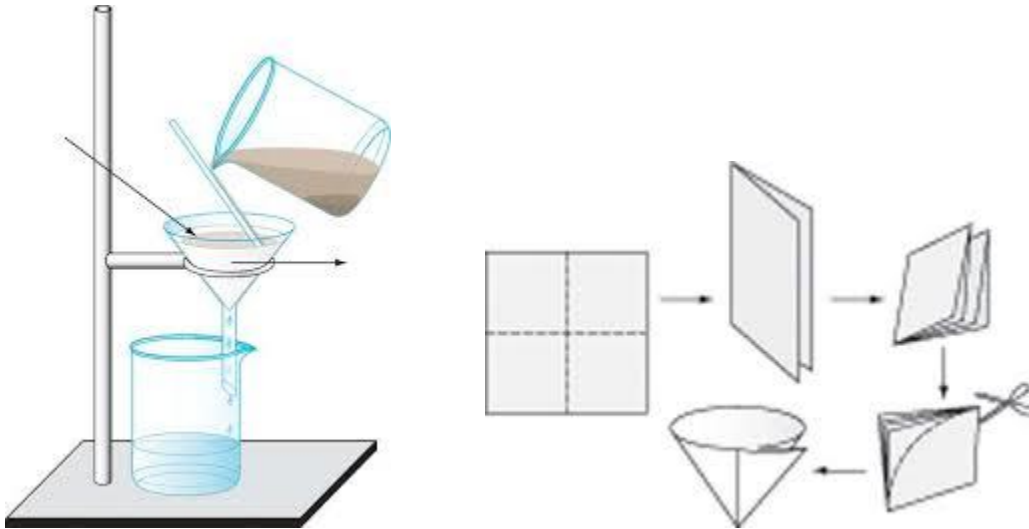
Дефиниција одливања:

Поступак грубог одвајања течне од чврсте фазе.



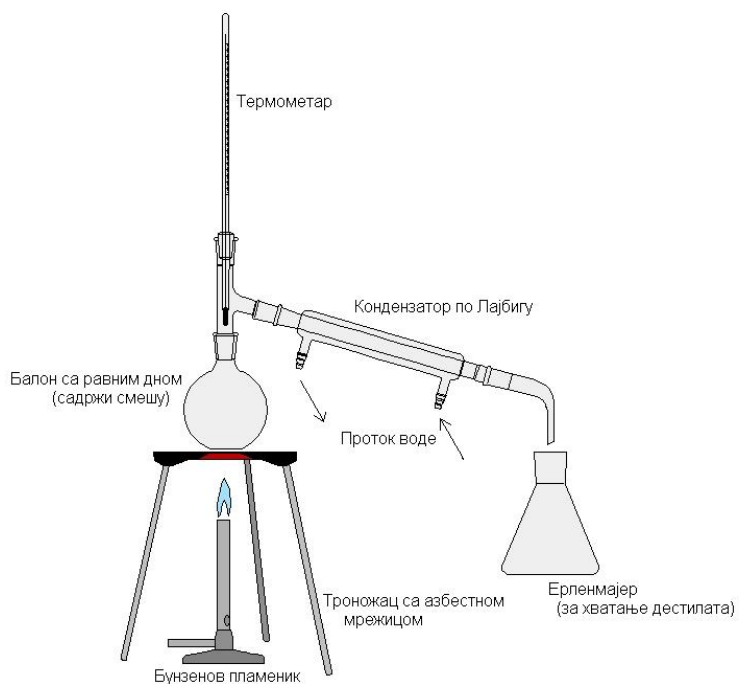
Дефиниција цеђења:

Поступак за финије одвајање течне од чврсте фазе, усавршенији поступак у односу на одливање.



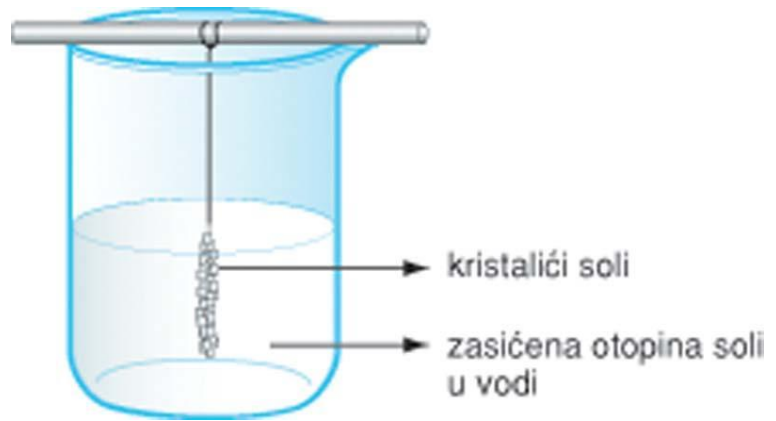
Дефиниција дестилације:

Поступак за одвајање супстанци различите тачке кључања.



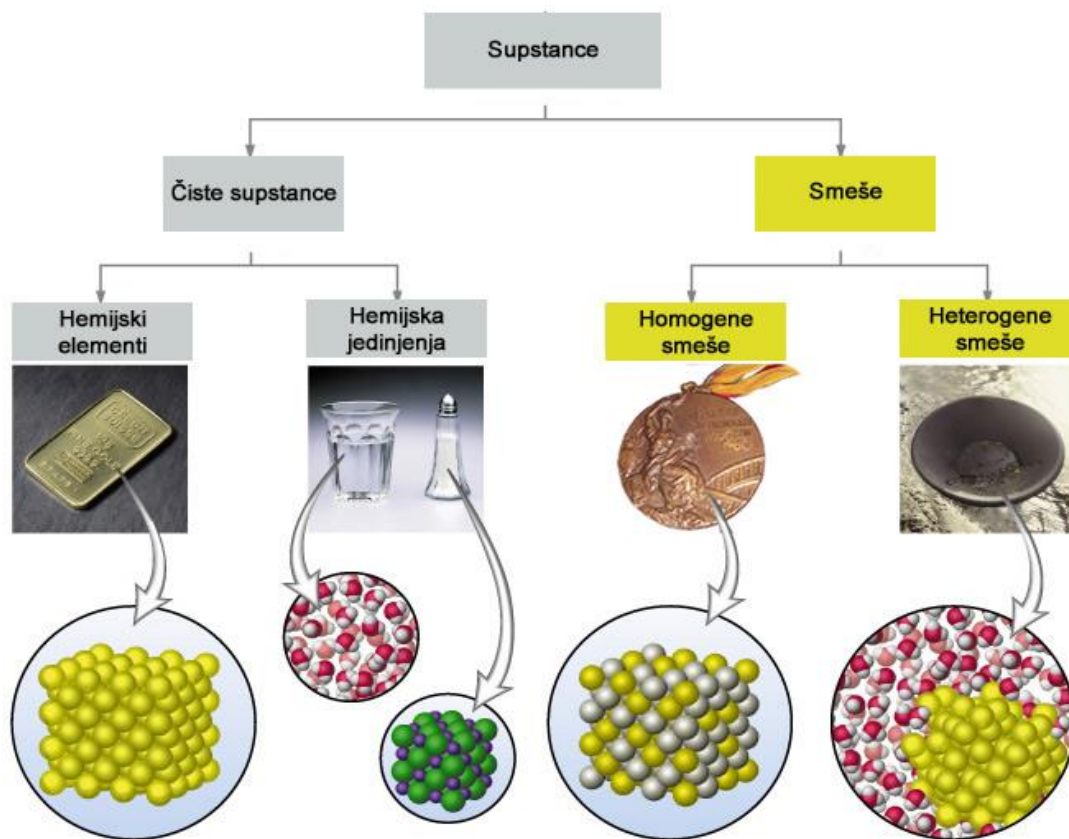
Дефиниција кристализације:

Поступак за освајање чврстог састојка из ТЕЧНОГ РАСТВОРА.



Дефиниција одвајања помоћу магнета:

Поступак за одвајање супстанци од којих једна или више има магнетне особине.
слика!!!!



АТОМ И СТРУКТУРА АТОМА

Сећате се да смо рекли да се материја јавља у два облика. Научници се нису задржали само на испитивању особина супстанци. Њих је занимало да ли је супстанца састављена од мањих честица. Разним експериментима, тј. истраживањима, дошли су до закључка да је честица, која је мања од супстанце АТОМ.

Дефиниција атома:

Честица која припада микросвету. Најмања количина елемента још увек способна да се једини и има исте особине као и њен скуп у макросвету.

Сваки елемент граде атоми исте врсте.

Из свега наведеног проистиче нова дефиниција елемента.

Нова дефиниција елемента:

Чиста супстанца изграђена од једне врсте атома.

Са новом дефиницијом елемента проширили смо и знање о једињењима.

Нова дефиниција једињења:

Чиста супстанца изграђена од атома различите врсте.

Број различитих ВРСТА атома: онолико колико има елемената.

Укупан број атома: велик.

Најмањи атом је атом ВОДОНИКА.

Маса атома водоника: $1.67 \times 10^{-27} \text{kg}$

Полупречник атома водоника: 0.03nm (нанометара)

Да је атом НЕДЕЉИВ, тврдили су Леукип и Демокрит.

Да је атом НЕВИДЉИВ, тврдио је Џон Далтон.

Да је атом ДЕЉИВ, тврди данашња наука.

Ко жели више да зна:

Леукип (5. век п.н.е.) био је зачетник атомизма, филозофског мишљења да је све састављено од разних неуништивих, недељивих (*атомос*-недељив) елемената, звани атоми. Рођен је у Милету, (по неким изворима у Елеји). Његов ученик Демокрит је систематизовао своје погледе о атомима. Аристотел и неки други филозофи откриће атомизма приписују Леукипу..

Демокрит, грчки филозоф (Абдери-Тракија 460-370. п.н.е.), Леукипов ученик и зачетник идеје да су све ствари сачињене од разних неуништивих и недељивих елемената, "атома". Аристотел нам каже да је његова теорија о материји, атомизам, реакција на Парменида. Парменид је оповргавао постојање кретања и говорио је да постојање ствари доводи до закључка да оне нису настале, јер ништа не може настати из ничега (све постоји одувек).

ХЕМИЈСКИ СИМБОЛИ

Слике на којима су ознаке елемената које су коришћене давних дана (Венера за бакар, Месец за сребро, Меркур за живу, Сунце за злато, Јупитер за калај)

ELEMENTS			
	Hydrogen	1	 Shontian 46
	Azote	5	 Barytes 68
	Carbon	6	 Iron 50
	Oxygen	7	 Zinc 56
	Phosphorus	9	 Copper 56
	Sulphur	13	 Lead 90
	Magnesia	20	 Silver 190
	Lime	24	 Gold 190
	Soda	28	 Platina 190
	Potash	42	 Mercury 167

Да ли вас ове слике асоцирају на нешто?

Од давнина су се људи трудили да нешто саопште са што мање симбола, речи и да све то буде прихватљиво већини људи. Често користимо скраћенице, када желимо нешто да обележимо. Већ сте се сусретали са јединицама мере у физици и математици.

Хемичари су, такође, желели да направе једно универзално писмо којим би обележили елементе који су познати. Тако је настала АЗБУКА ХЕМИЧАРА.

Нису сви елементи пронађени у исто време. За поједине елементе се и не зна ко и када их је открио. Елементи су своја имена добијали из различитих разлога.

Имена елемената потичу од:

- Њихових особина (фосфор у преводу значи носилац светлости, хлор= жутозелен, водоник=градитељ воде)
- Супстанци из којих су добијени (калцијум из гипса, алуминијум из стипсе)
- Места или земље где су откривени (галијум=покрајина у Француској)
- Имена научника (нобелијум=Нобел, киријум=Марија Кири)
- Планета (хелијум=Сунце, селен=Месец, телур=Земља)
- Митолошких личности (ванадијум=богиња лепоте)

Идеја о скраћеном обележавању елемената постојала је још у средњем веку.

Данас се елементи обележавају на основу латинских назива, а предлог је дао Берцелијус (Jöns Jakob Berzelius), шведски хемичар.

Приликом писања симбола елемента треба водити рачуна да се:

- Симбол елемента пише ВЕЛИКИМ СЛОВОМ ЛАТИНИЦЕ (почетно слово латинског назива)
- Ако елемент има два слова у симболу ДРУГО СЛОВО У СИМБОЛУ ПИШЕ ОЗНАКОМ МАЛОГ СЛОВА
- ИЗА СИМБОЛА НЕ СТАВЉА ТАЧКА

Ко жели више да зна:

Јакоб Берзелиус рођен је у Шведској, 20. или 29. августа 1779. године. Гимназију је завршио у Линкопингу, а Медицински факултет, Упсала Универзитета, 1802. године и стекао је звање доктора медицине. Истицао се у многим биолошким дисциплинама, па је и радио као асистент на предметима ботаника и фармација у Штокхолму. Статус редовног професора стекао је 1807. године.

ХЕМИЈСКИ СИМБОЛИ (АЗБУКА ХЕМИЧАРА)

H (ха)- водоник (ракетно гориво)

Na (ен-а)- натријум (део кухињске соли и чврстих сапуна)

Mg (ем-ге)- магнезијум (саставни сео зелене биљке)

Ca (це-а)- калцијум (има га у млеку, костима...)

Al (а-ел)- алуминијум (фолија у коју је умотана чоколада или сендвич за ужину)

C (це)- угљеник (саставни део угља)

Pb (пе-бе)- олово (за пецање, сачма)

N (ен)- азот (има га 78% у ваздуху)

P (пе)- фосфор (за шибице)

O (о)- кисеоник (дисање)

S (ес)- сумпор (против кожних болести)

F (еф)- флуор (у пасти за зубе)

Cl (це-ел)- хлор (дезинфекција воде и воде у базенима)

I (и)- јод (јодна тинктура за ране)

He (ха-е)- хелијум (хелијумски балони)

Ne (ен-е)- неон (неонске сијалице)

Fe (еф-е)-гвожђе (ексер)

Cu (це-у)- бакар (бакарне жице и кровови)

Ag (а-ге)- сребро (накит)

Au (а-у)- злато (накит)

Zn (зет-ен)- цинк (цинково бело против бубуљица)

Hg (ха-ге)- жива (топломер)

АТОМСКО ЈЕЗГРО ЕЛЕКТРОНСКИ ОМОТАЧ

Већ смо напоменули да је атом дељив. Видели сте да су, у различитим временским периодима научници на различите начине представљали атом.

Данашња наука каже да је атом дељив.

Делови атома су:

· АТОМСКО ЈЕЗГРО

· ЕЛЕКТРОНСКИ ОМОТАЧ

Дефиниција атомског језгра:

Позитивно наелектрисани део атома, који садржи две врсте честица (протон и неутрон).

Дефиниција електронског омотача:

Негативно наелектрисани део атома, који садржи једну врсту честица (електроне).

Дефиниција протона:

Честица која садржи јединицу позитивног наелектрисања.

Ознака за протон: p^+

Дефиниција неутрона:

Неутрална честица у атомском језгру.

Ознака за неутрон: n^0

Дефиниција електрона:

Честица која садржи јединицу негативног наелектрисања.

Ознака за електрон: e^-

Атом је у целини НЕУТРАЛНА ЧЕСТИЦА! $N(p^+) = N(e^-)$ (N = ознака за број)

Током истраживања изведен је закључак да су масе протона и неутрона сличне, а да је **МАСА ЕЛЕКТРОНА ОКО 1 800 ПУТА МАЊА ОД МАСЕ ПРОТОНА.**

Пошто се електрони налазе у електронском омотачу, а њихова маса је занемарљиво мала у односу на масу протона и масу неутрона, значи да је и маса електронског омотача занемарљива. Шта се даље може закључити?

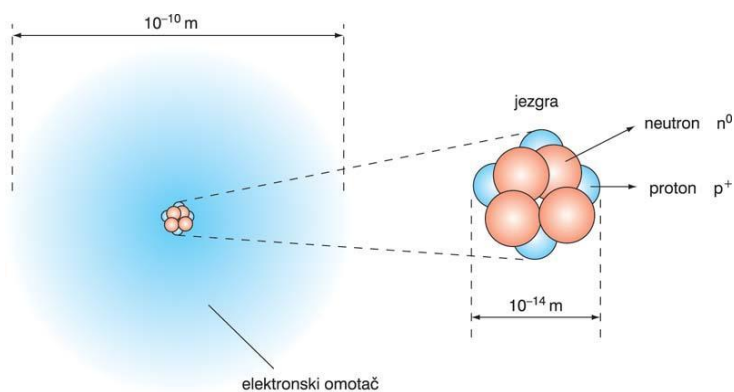
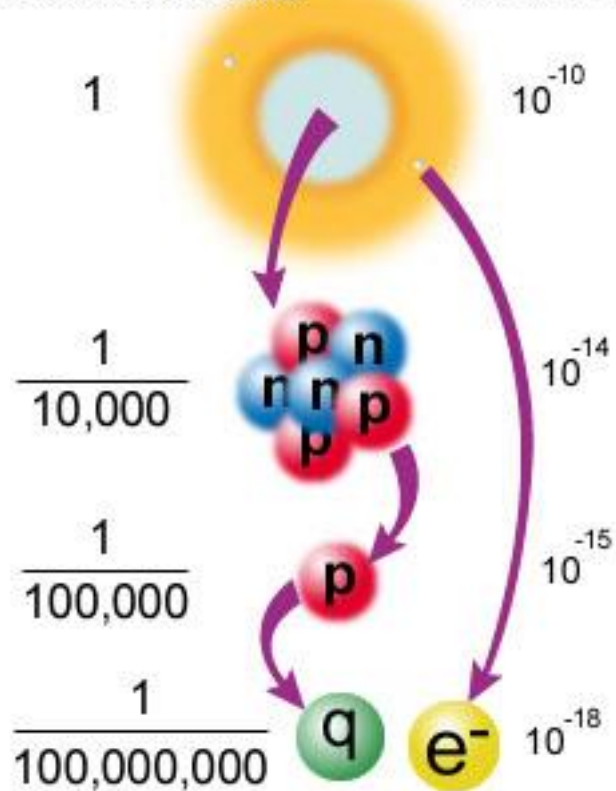
МАСА АТОМА ЈЕ СКОНЦЕНТРИСАНА У АТОМСКОМ ЈЕЗГРУ!

Међутим, запремина атомског језгра је занемарљиво мала у односу на запремину електронског омотача!

Ову констатацију научници представљају на следећи начин:

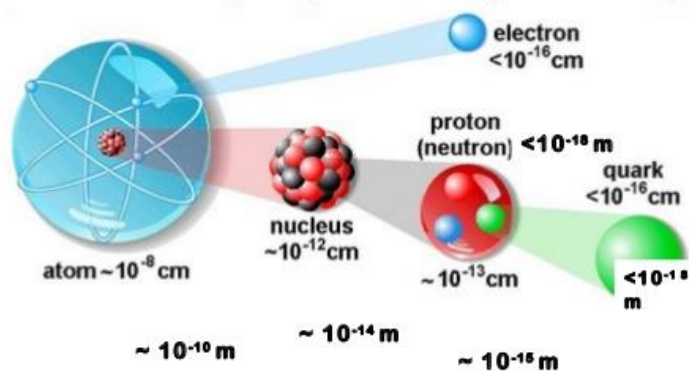
Ако атомско језгро замислимо да је величине чиодине главе која се налази на средини фудбалског игралишта, онда запремину електронског омотача управо чини фудбалско игралиште.

veličine u atomima i u metrima



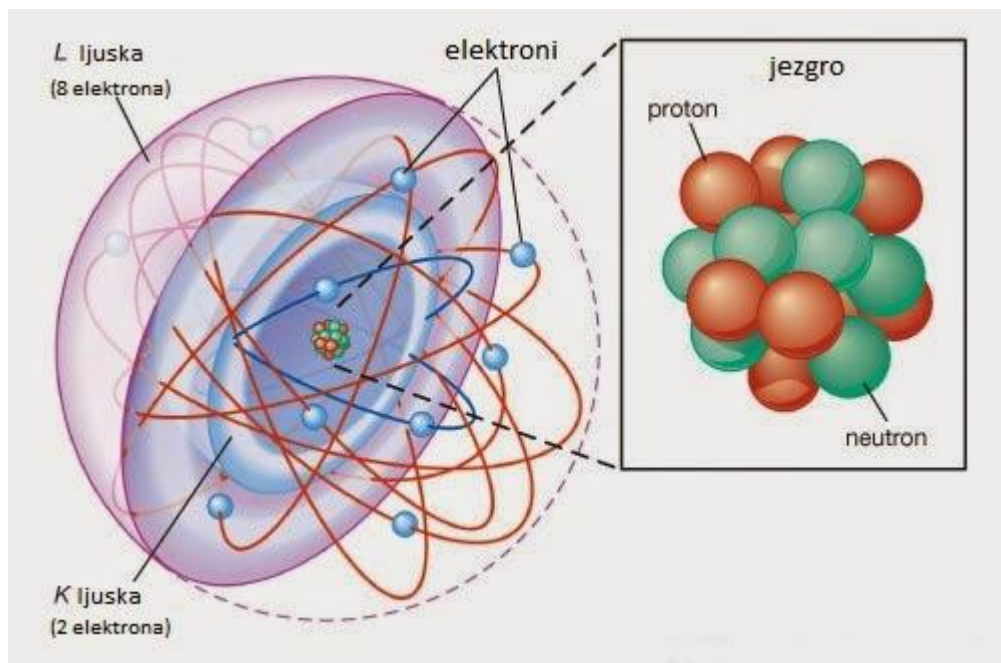
Od atoma do kvarkova

Koliko su mali najmanji sastavni dijelovi materije?



Atomi i subatomske čestice su mnogo manji nego talasna dužina vidljive svjetlosti. Zato ih zaista ne možemo "vidjeti". Svi crteži dolaze iz umjetničke mašte. Da bismo više saznali o subatomske struktura, trebaju nam akceleratori čestica.

Шта се може закључити на основу слике на којој је представљено данашње поимање атома и његове грађе?



Видите да се електрони крећу по неким елипсастим путањама.

Дефиниција орбите:

Орбита је замишљена путања по којој се крећу електрони.

Број орбита: 7

Начин обележавања орбита: K, L, M, N, O, P, Q.

Поједини аутори их једноставно обележавају редним бројевима: 1., 2., 3., 4., 5., 6., 7.

Орбита најближа атомском језгру је K, а најудаљенија од њега је Q.

Електрони се по орбитама не попуњавају по сопственој вољи, већ мора да се прати правило, тј. формула. Све је врло слично попуњавању гостињских соба или путника у аутобусу или посетиоцима позоришне представе.

Формула за попуњавање електрона по орбитама: $2n^2$, где се вредност n креће од 1 до 7.

Зашто број n може да има само вредности од 1 до 7?

Наравно зато што постоји само 7 орбита.

Други назив за орбите:

- Енергетски нивои, јер сваки е- има одређену енергије на одређеној путањи
- Љуске, јер подсећа на слојевиту структуру црног лука
- Спратови, јер личи на спратове неког хотела.

Појам орбита се, најчешће, користи, јер цео изглед атома подсећа на Сунчев систем планета и кретање планета око Сунца.

АТОМСКИ И МАСЕНИ БРОЈ

Научили смо, већ, да постоји онолико врста атома колико и различитих врста елемената. Знате да се елементи међусобно разликују, не само по физичким, већ и по хемијским особинама.

Да ли се ови елементи разликују по тежини? Шта смо рекли, где је сконцентрисана маса атома? Од којих честица зависи маса атома?

Закључујемо:

ЕЛЕМЕНТИ СЕ МЕЂУСОБНО РАЗЛИКУЈУ ПО МАСИ И МАСА АТОМА ЗАВИСИ ОД БРОЈА ПРОТОНА БРОЈА НЕУТРОНА!

Дефиниција атомског броја:

Број који показује број протона у атомском језгру.

Ознака за атомски број. Z

$$Z = N(p^+)$$

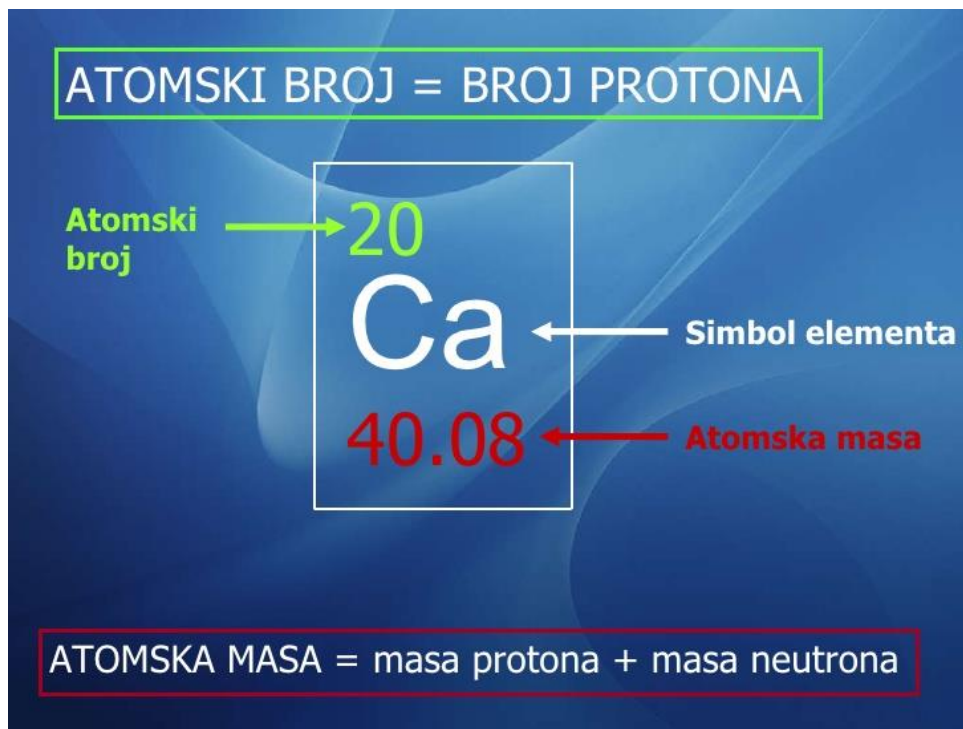
Дефиниција масеног броја:

Број који је једнак збиру броја протона и броја неутрона у атомском језгру.

Ознака за масени број: A

$$A = N(p^+) + N(n^0) = Z + N(n^0)$$

Атомски и масени бројеви морају, УВЕК, да буду цели бројеви!



Зашто?

Ако је најмањи атом атом водоника, ако је његова маса $1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$, ако маса зависи од масе протона и неутрона, ако маса не зависи од броја електрона, ако водоник нема неутроне, колика је вредности масе једног протона? m = ознака за масу

m водоника = $1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$ = m 1 протона + m 0 неутрона + m електрона која је занемалјива

Закључак: Маса једног протона износи $1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$.

ИЗОТОПИ

Елементи се међусобно разликују по маси, по атомском броју.

Проучавајући елементе исте врсте научници су дошли до закључка да се и они могу међусобно разликовати.

Дефиниција изотопа:

1. Изотопи су атоми истог елемента који имају исти број протона ($N(p^+)$), а различит број неутрона ($N(n^0)$).

2. Изотопи су атоми истог елемента који имају исти атомски (Z), а различит масени број (A).

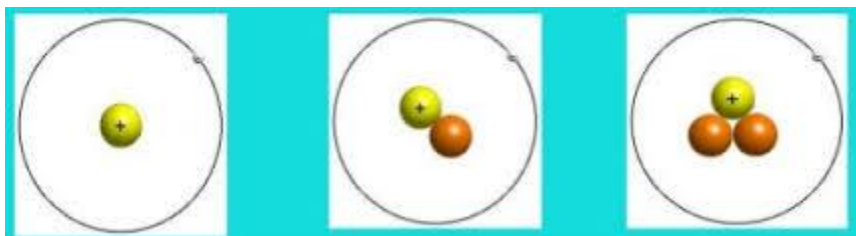
Појава је уочена код кисеоника, угљеника, урана, али се најбоље објашњава на примеру водоника, који има три изотопа.

Пример:

^1_1H ^2_1H ($^{12}_1\text{D}$) ^3_1H ($^{13}_1\text{T}$)

Обичан водоник	Деутеријум	Трицијум
$Z = 1$	$Z = 1$	$Z = 1$
$A = 1$	$A = 2$	$A = 3$
$N_{p^{+}} = 1$	$N_{p^{+}} = 1$	$N_{p^{+}} = 1$
$N_{e^{-}} = 1$	$N_{e^{-}} = 1$	$N_{e^{-}} = 1$
$N_{n^0} = A - Z = A - N_{p^{+}} = 1 - 1 = 0$	$N_{n^0} = 2 - 1 = 1$	$N_{n^0} = 3 - 1 = 2$

У природи се водоник јавља у сва три облика. Најзаступљенији је обичан водоник, а најмање има трицијума.



За оне који желе да знају више:

Деутеријум је врста водоника који се може користити за добијање тешке воде. Тешка вода има већу масу од обичне воде. Користи се за добијање хидрогенских бомби.

Појам *изотоп* је први употребио Фредерик Солду (2. IX 1877-22. IX 1956), енглески научник, који је за свој рад и истраживање у области изотопа и радиоактивних елемената добио Нобелову награду за хемију.

РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА

Већ смо научили да су атоми честице које припадају микросвету и да су невидљиве чак и помоћу микроскопа. Атоми имају малу масу, 10^{-27} кг. Тешко је решавати проблеме и задатке са тако малим масама. Научници су се досетили и увели су појам РЕЛАТИВНЕ АТОМСКЕ МАСЕ, чисто из практичних разлога.

Пример: Разлика између масе и релативне тежине приказано у случају гоблинима. Маса је дата у килограмима. За поређење тежине између њих, релативно тежине. Основа релативне тежине најсветлије патуљка, дакле, релативна тежина једнака 1.0. Други патуљак је дупло тежи од првог, и његова релативна тежина једнака 2.0. Релативна тежина трећег патуљка не може утврдити напамет, тако да се израчунава дељењем тежине масе најлакшег патуљка и количник (релативна маса трећег патуљка) 3.3



$m_1 = 15 \text{ kg}$	$m_2 = 30 \text{ kg}$	$m_3 = 50 \text{ kg}$
$A_{r(1)} = 1,0$	$A_{r(2)} = 2,0$	$A_{r(3)} = 3,3$

У израчунавањима се често користе еталони за упоређивање. Сличан еталон је морао бити пронађен и у израчунавању релативне атомске масе. После низа покушаја, као еталон за упоређивање узета је маса 1/12 масе угљениковог изотопа C-12.

Маса 1/12 угљениковог изотопа C-12 износи $1,67 \times 10^{-27}$ кг

Дефиниција релативне атомске масе:

Број који показује колико је пута маса атома неког елемента већа од $1/12$ масе угљениковог изотопа C-12.

Ознака релативне атомске масе: A_r

Пример:

Одреди релативну атомску масу алуминијума (Al).

$A_r(\text{Al})$ = Стварна маса атома алуминијума / $1/12$ масе угљениковог изотопа C-12 (треба уредити као разломак)

$A_r(\text{Al}) = 27 \times 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg} / 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$

$A_r(\text{Al}) \approx 27$

Релативна атомска маса нема име, јер је одређујемо упоређивањем две масе и не мора бити цео број, због изотопа.

ПЕРИОДНИ СИСТЕМ ЕЛЕМЕНАТА (ПСЕ)

Већ смо научили да сваки елемент скраћено обележавамо помоћу симбола. Научници су проучавали особине елемената и дошли су до закључка да поједини елементи имају сличне особине. На основу тога су дошли до закључка да би елементе требало поређати у табелу.

Прву Таблицу хемијски једноставних супстанци направио је француски хемичар Лавоазје (Антоине Лавоисер) у XVIII веку, који је 33 елемента поделио на: гасове, неметале, метале и земље. Научник који се највише бавио испитивањем елемената и њиховом поделом био је научник Менделејев. Он је, чак, оставио празна места у Таблици периодног система елемената, за елементе који треба да буду откривени и предвидео њихове основне карактеристичне особине, јер су тада била позната само 63 елемента.

Ко жели више да зна:

Dmitrij Ivanovič Mendeljejev (ruski Дмíтрий Ива́нович Менделеев), је рођен 8. II 1834. год., као седамнаесто, најмлађе дете Ивана Павловича Менделјејева и Марије Дмитријевне Менделјејеве (прије Корнилијева). Рано је остао без оца. Студирао је педагогију. Био је професор хемије на Технолошком институту. Проучавао је гасове, усавршио је спектроскоп, патентирао је стандард за Руску вотку, а захваљујући његовом изучавању уља, отворена је прва уљара у Русији. Познат је као један од двојице научника који су осмислили Периодни систем елемената. За разлику од осталих стваралаца, Менделјејев је предвидео откриће елемената који тада нису били познати (Al, који је звао ека галијум, тј. изнад галијума). У неколико случајева познато је његово неслагање с прихваћеним атомским масама, говорио је да се оне не слажу с Периодним законом, и то се показало као тачно. Умро је 2. II 1907. год.

Дефиниција Менделјејевог Закона Периодичности:

Особине елемената су периодична функција (зависност) њихових атомских тежина.

Данас се под атомском тежином подразумева појам релативне атомске масе.

Даљим проучавањем и открићем изотопа, научници су дошли до закључка да особине елемената зависе од атомског броја, те су смислили савремени Закон Периодичности.

Дефиниција савременог Закона периодичности:

Особине елемената су периодична функција њихових атомских, редних бројева.

То значи да елементи са истим бројем валентних електрона имају сличне особине и да се након

одређеног броја елемената сличне особине понављају.

Сличност у хемијским особинама потиче од распореда електрона у електронском омотачу.

Разлике у хемијским особинама зависе од укупног броја електрона.

Ко жели више да зна о Менделјејевом превиду:

Распоред елемената у Таблици периодног система елемената по Руском научнику не слаже се са савременом Таблицом у распореду 4 елемента (треба, због Z: Co-кобалт, Z= 27, Ar= 58,93; Ni-никал, Z= 28, Ar= 58,71 и Te-телур, Z= 52, Ar= 127,60; I-јод, Z= 53, Ar= 126,90, док је по Менделјеју било обрнуто, због Ar)

Закључак, који се може извести је:

Сваки елемент има 1 протон и 1 електрон више од предходног елемента.

ТАБЛИЦА ПЕРИОДНОГ СИСТЕМА ЕЛЕМЕНАТА (ПСЕ)

Таблица периодног система елемената је веома битна за сваког природњака. Она садржи АЗБУКУ хемичара, тј. симболе свих елемената. Из ње се може много тога сазнати.

Осим по растућем атомском броју, сви елементи су у Таблици периодног система елемената поређани у вертикалне (групе) и хоризонталне (периоде) низове, ради лакшег изучавања.

Данас се користи Таблица периодног система елемената која садржи 7 периода и 18 група, тј. колона. Још увек је у употреби и Таблица која садржи 7 периода, осам главних група и осам подгрупа (VIII+0 (нулта) група).

Особине елемената се поступно мењају у хоризонталним низовима, а у вертикалним низовима елементи су сличних особина.

Дефиниција групе:

Група је вертикални низ у Таблици ПСЕ, која показује број валентних електрона.

Због сличности, али и разлика у особинама, свака група је подељена у подгрупе.

Свака група има подгрупе: **a** и **b**

Означавање група: РИМСКИМ БРОЈЕВИМА

Број група: Ia, Ib, IIa, IIb, IIIa, IIIb, IVa, IVb, Va, Vb, VIa, VIb, VIIa, VIIb, нулта (0), VIIIb.

У нултој групи се налазе елементи коју се називају ПЛЕМЕНИТИ (ИНЕРТНИ) ГАСОВИ. У племените гасове спадају: Не-хелијум, Не-неон, Ар-аргон, Кр-криптон, Хе-ксенон, Rn-радон. Свој назив су добили по томе што не реагују готово ни са једним елементом из природе. Разлог лежи у томе што они, осим Не (има 2 валентна е-), имају по 8 валентних е-, а то је појам стабилности.

Већ смо рекли да сваки атом тежи да достигне стабилну конфигурацију (изглед) од 8 валентних електрона, а поједини 2.

Дефиниција периода:

Периода је хоризонтални низ у Таблици ПСЕ, која показује број попуњених орбита.

Означавање периода: АРАПСКИ БРОЈ СА ТАЧКОМ (РЕДНИ БРОЈ)

Број периода: 1., 2., 3., 4., 5., 6., 7. или K, L, M, N, O, P, Q.

Сваки елемент има своје место у Таблици. Поједини елементи су издвојени у посебне периоде, јер имају врло сличне особине и немогуће их је ређати један до другог, јер би, уместо особина метала, испало да имају особине неметала.

У 6. периоди се налазе ЛАНТАНОИДИ (њих 15), који су назив добили по првом елементу у низу Лантану.

У 7. периоди се налазе АКТИНОИДИ (њих 15), који су назив добили по Актинијуму.

Елементи се по особинама деле на:

- МЕТАЛЕ (највећи број елемената)
- МЕТАЛОИДЕ (имају особине и метала и неметала, мали број)
- НЕМЕТАЛЕ (десни угао Таблице ПСЕ)

Ко жели више да зна:

Једини елемент који има два места у Таблици ПСЕ, је водоник. У Ia групи се налази, јер има 1 валентни е-, а у VIIa, јер има особине неметала, а и за стабилну конфигурацију му треба 1 валентни е-, колико треба и осталим елементима те групе.

Шта се све може прочитати из Таблице ПСЕ:

- Симбол елемента
- Назив елемента
- Атомски број
- Релативна атомска маса
- Група
- Подгрупа
- Периода
- Редослед е- по орбитама
- Атомски полупречник
- Јонски полупречник
- Електронегативност
- Кристална структура
- Оксидациона стања
- Величину Енергије јонизације...

Садржај Таблице ПСЕ зависи од њеног аутора!

МОЛЕКУЛ, ХЕМИЈСКЕ ФОРМУЛЕ

Споменуто је да се атоми стално крећу, сударају и ако је судар успешан, настају молекули.

Дефиниција молекула:

Молекул је стабилна целина удружених атома. Сложенија супстанца састављена из атома.

Атоми се међусобно удружују да би достигли стабилан изглед (конфигурацију) од 8 валентних е-

(неки 2).

У зависности од састава, молекули се деле на:

- МОЛЕКУЛЕ ЕЛЕМЕНАТА
- МОЛЕКУЛЕ ЈЕДИЊЕЊА

Дефиниција молекула елемената:

Молекули елемената су молекули састављени из атома ИСТЕ врсте.

Примери за молекуле елемената: водоник, кисеоник, сумпор, азот, хлор

Дефиниција молекула једињења:

Молекули једињења су молекули састављени из атома РАЗЛИЧИТЕ врсте.

Примери за молекуле једињења: дестилована вода, витамини, синтетна киселина, угљендиоксид, амонијак, "плави камен"...

С обзиром да хемичари све желе да поједноставе, али и да се хемичари разумеју, без обзира на језик, смишљен је скраћени начин за представљање молекула.

Дефиниција молекулске формуле:

Молекулска формула је скраћени облик представљања молекула.

Треба запамтити: АТОМЕ представљамо помоћу СИМБОЛА, а МОЛЕКУЛЕ помоћу МОЛЕКУЛСКИХ ФОРМУЛА.

Да ли је скраћено приказан атом или молекул, препознајемо:

Ако иза симбола нема броја, онда је атом, а ако се иза симбола налази број, већ од 1, онда је то молекул. Укупан број атома одређујемо множењем коефицијента и индекса.

Дефиниција индекса:

Број који стоји иза симбола и означава број атома у молекулу.

Индекс се не сме мењати у правилно написаној формули. Индекс 1 се не пише.

Шта се све може прочитати из молекулске формуле:

- Који атоми (елементи) граде молекул
- Колики је бројчани однос атома елемената у молекулу

Ко жели више да зна:

Почетком XX века одређена је величина молекула, њихова маса и брзина кретања и објашњен је распоред појединих атома у молекулима. Године 1858. J. J. Waterston је предложио методу за одређивање димензија молекула на основу макроскопских особина течности.

ХЕМИЈСКЕ ВЕЗЕ ИЗМЕЂУ АТОМА

Постоје разне врсте веза у природи. Хемичаре највише интересују хемијске везе.

Дефиниција хемијских веза:

Хемијске везе су везе које се остварују између атома елемената.

У грађењу хемијских веза учествују само валентни електрони.

Зашто у грађењу веза учествују само валентни електрони?

Валентни електрони су електрони на последњој попуњеној орбити и најудаљенији су од атомског језгра. Привлачење између валентних електрона и атомског језгра је слабије, па ти електрони најлакше напуштају атом.

Lewis Periodic Table Showing Outer Shell (Valence) Electrons

1	2	3	4	5	6	7	8
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•						

Подела хемијских веза на основу природе веза:

- КОВАЛЕНТНА
- ЈОНСКА
- МЕТАЛНА
- ВОДЕНИЧНА
- ВАНДЕРВАЛСОВЕ СИЛЕ ПРИВЛАЧЕЊА

У основној школи се изучавају ковалентна и јонска.

Везе се граде, јер атоми желе да достигну стабилну конфигурацију (изглед) од 8 валентних електрона (изузетак су елементи који стабилну конфигурацију постижу са 2 валентна електрона).

КОВАЛЕНТНА ВЕЗА

Научили смо да су елементи по особинама подељени на метале, неметале и металоиде. У зависности који атоми су повезани настају различити типови хемијских веза.

Дефиниција ковалентне везе:

Веза која се остварује између атома НЕМЕТАЛА стварањем, образовањем заједничких електронских парова.

Подела хемијских веза по броју веза између атома:

- ЈЕДНОСТРУКА (ПРОСТА, ЈЕДНОГУБА)
- ДВОСТРУКА (ДВОГУБА)
- ТРОСТРУКА (ТРОГУБА)

Једну везу чине 2 електрона.

ЈЕДНА ВЕЗА = $(2e^-)$ = $(..)$ = $(-)$

Пошто је максималан број веза између два атома 3, закључујемо да је максималан број електрона између два атома 6.

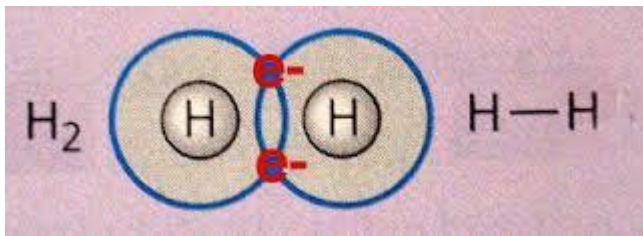
Подела ковалентне везе по врсти атома који је граде:

- НЕПОЛАРНА
- ПОЛАРНА

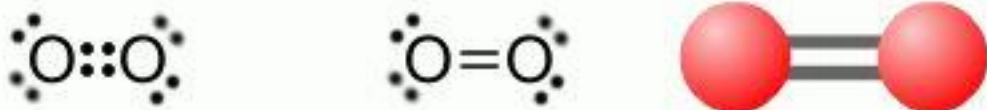
Дефиниција неполарне ковалентне веза:

Веза која се остварује између АТОМА НЕМЕТАЛА **ИСТЕ ВРСТЕ**.

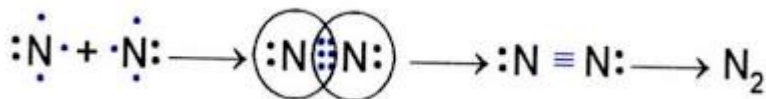
Пример 1.: Грађење молекула водоника



Пример 2.: Грађење молекула кисеоника



Пример 3.: Грађење молекула азота



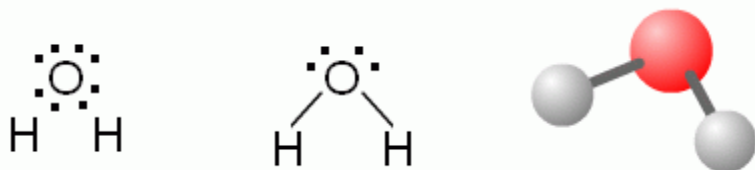
На претходним примерима су представљени и типови веза по броју веза.

Код неполарне ковалентне везе, електронски парови су подједнако удаљени од атома.

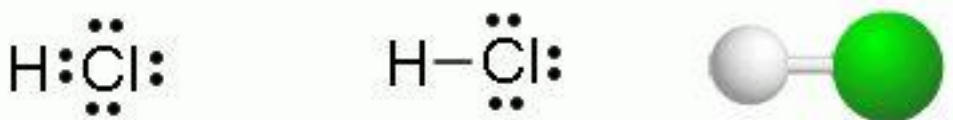
Дефиниција поларне ковалентне везе:

Веза која се остварује између АТОМА НЕМЕТАЛА **РАЗЛИЧИТЕ ВРСТЕ**.

Пример 1.: Грађење молекула воде



Пример 2.: Грађење молекула хлороводоника



Ово је важно својство молекула воде и омогућава многе процесе у природи.

Код поларне ковалентне везе електрони су ближи атому са већим бројем валентних електрона.

Приликом грашења поларне везе настаје ДИПОЛ.

Не врши се потпуни прелаз електрона, већ је јаче привлачење од стране једног атома.

$\delta+$, $\delta-$ = парцијално (делимично) наелектрисање

Грађењем ковалентне везе настају молекули.

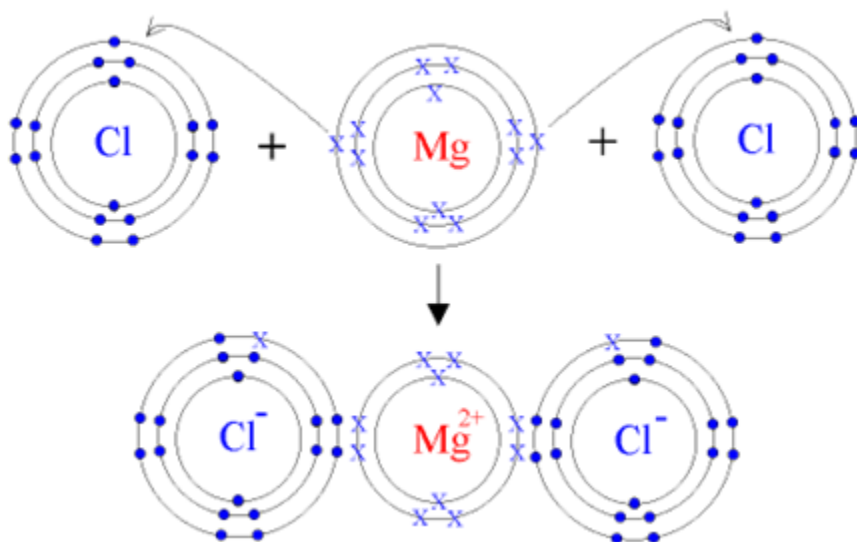
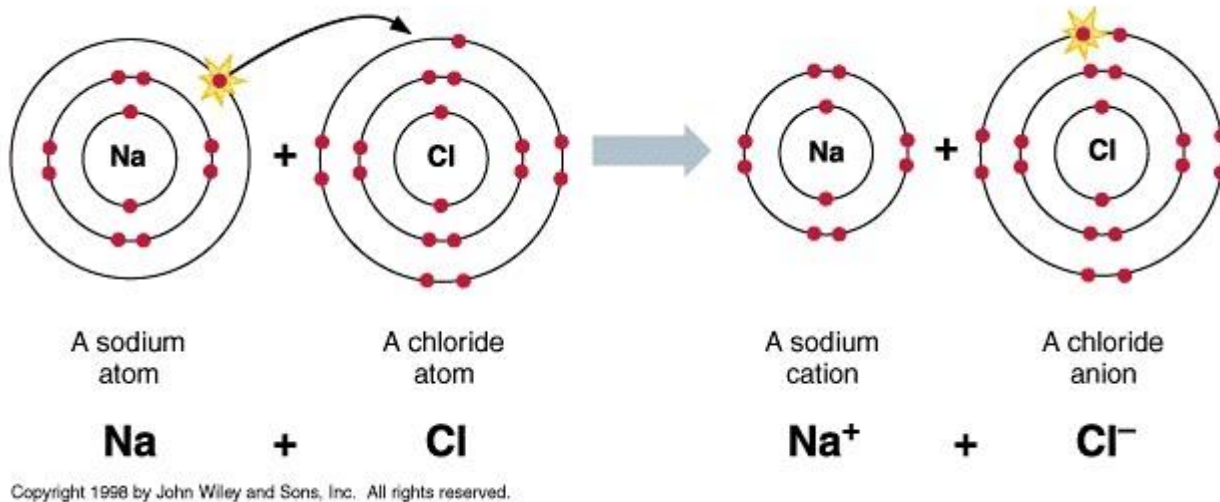
ЈОНСКА ВЕЗА

Други тип везе који се објашњава у основној школи је јонска веза.

Дефиниција јонске везе:

Веза која се остварује између ИЗРАЗИТОГ МЕТАЛА (Ia или IIa група ПСЕ) и ИЗРАЗИТОГ НЕМЕТАЛА (VIIa група ПСЕ), тако што атоми метала отпуштају валентне електроне, а атоми неметала примају те валентне електроне, да би достигли стабилну конфигурацију (изглед).

Пример 1.: Грађење јонске везе у натријум-хлориду (кухињској соли) и калцијум-фосфату



Приликом грађења јонске везе НЕ ОБРАЗУЈУ се МОЛЕКУЛИ, већ је само приказан однос јона. БРОЈ ОТПУШТЕНИХ ЕЛЕКТРОНА МОРА БИТИ ЈЕДНАК БРОЈУ ПРИМЉЕНИХ ЕЛЕКТРОНА. Грађењем јонске везе стварају се јони.

Дефиниција јона:

Позитивно или негативно наелектрисане честице.

Подела јона:

- КАТЈОН (позитивно наелектрисани јон)
- АНЈОН (негативно наелектрисани јон)

ВАЛЕНЦА ЕЛЕМЕНАТА У КОВАЛЕНТНИМ И ЈОНСКИМ ЈЕДИЊЕЊИМА

Хемичари знају правилно на напишу хемијску формулу. Индекс не смео да мењамо у правилно написаној формули. Појам валенце објашњава зашто се одређен број атома везује за одређен број атома другог елемента.

Дефиниција валенце 1.:

Број који показује колико се атома водоника везује за један атом неког другог елемента (за једињења која садрже водоник).

Дефиниција 2.:

Валенца је број који је мерило способности атома неког елемента да везује одређени број атома другог елемента.

Дефиниција 3.:

Валенца је број веза које неки атом може градити са атомима водоника (стваран или формалан број ковалентних веза које гради или може градити неки атом.

Симбол и назив елемента	Валенце
H водоник	I
Ia (Li литијум, Na натријум, K калијум)	I
IIa (Be берилијум, Mg магнезијум, Ca калцијум, Ba баријум)	II
Al алуминијум	III
C угљеник, Pb олово	II, IV
N азот	I, II, III, IV, V
P фосфор	III, V
O кисеоник	II, осим у пероксидима
S сумпор	II, IV, VI
VIIa (F флуор, Cl хлор, Br бром, I јод)	најчешће I
Fe гвожђе	II, III
Cu бакар, Hg жива	I, II
Ag сребро	I
Zn цинк	II

Како се одређује валенца атома у једињењу? Ако је једињење састављено од два елемента, увек је позната валенца једног елемента.

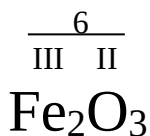
Валенца неког елемента одређена је бројем електрона тог елемента који учествују у ставрању хемијске везе.

Да не заборавимо: У грађењу хемијских веза учествују само валентни електрони.

Пример за одређивање валенце елемената:

ПРОИЗВОД ИНДЕКСА ПРВОГ ЕЛЕМЕНТА И ЊЕГОВЕ ВАЛЕНЦЕ МОРА БИТИ ЈЕДНАК
ПРОИЗВОДУ ИНДЕКСА ДРУГОГ ЕЛЕМЕНТА И ЊЕГОВЕ ВАЛЕНЦЕ

Одреди валенце гвожђа и кисеоника у Fe_2O_3 .



$$2 \times \text{валенца гвожђа} = 3 \times \text{валенца кисеоника}$$

$$\text{валенца кисеоника} = \text{II}$$

$$2 \times \text{валенца гвожђа} = 3 \times \text{II}$$

$$2 \times \text{валенца гвожђа} = 6$$

$$\text{валенца гвожђа} = 6/2$$

$$\text{валенца гвожђа} = \text{III}$$

Пример за одређивање индекса, ако су валенце познате

АКО СУ ВАЛЕНЦЕ ЕЛЕМЕНАТА ПОЗНАТЕ, ИНДЕКСИ СЕ ТРАЖЕ ТАКО ШТО СЕ ЗА
ВАЛЕНЦЕ ОДРЕДИ НАЈМАЊИ ЗАЈЕДНИЧКИ САДРЖАЛАЦ.

Одреди индексе за азот и кисеоник, ако је валенца азота V, а валенца кисеоника II.

N-V; O-II/ 10

$10/V = 2$ и то је вредност индекса за азот
 $10/II = 5$ и то је вредност индекса за кисеоник

Формула једињења је N_2O_5 , а назив је азот (V)-оксид.

Ознака за валенцу: римски број

Валенца елемента се пише у малој загради. Римски број у малој загради представља валенцу елемента испред заграде.

РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА

Научили смо да је појам релативне атомске масе уведен из практичних разлога. Исти је разлог увођења појма релативне молекулске масе.

Дефиниција релативне молекулске масе 1.:

Релативна молекулска маса је број који показује колико је пута маса молекула већа од $1/12$ масе угљениковог изотопа C-12.

Пошто су молекули састављени из атома, релативна молекулска маса се може дефинисати и на начин који је прихватљивији за решавање задатака.

Дефиниција релативне молекулске масе 2.:

Број који је једнак збиру свих релативних атомских маса свих атома који граде молекул.

Ознака за релативну молекулску масу: M_r

Приликом израчунавања релативне молекулске масе треба да буду познате релативне атомске масе атома који граде молекул. Ако те масе нису назначене у задатку, онда се оне могу прочитати из Таблице Периодног Система Елемента, у горњем левом углу, поред симбола елемента.

Пример 1.: Одреди релативну молекулску масу воде.

$A_r(H)=1$; $A_r(O)=16$

$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \times 1 + 16 = 18$

Пример 2.: Одреди релативну молекулску масу сумпорне киселине; H_2SO_4 .

$A_r(H)=1$; $A_r(O)=16$; $A_r(S)=32$

$M_r(H_2SO_4) = 2A_r(H) + A_r(S) + 4A_r(O) = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98$

Пример 3.: Одреди релативну молекулску масу калцијум-хидроксида (гашеног креча); $Ca(OH)_2$.

$A_r(H)=1$; $A_r(O)=16$

$M_r(Ca(OH)_2) = A_r(Ca) + 2A_r(O) + 2A_r(H) = 40 + 2 \times 16 + 2 \times 1 = 74$

Како бисте одредили M_r за $Ca(NO_3)_2$,

ако је $A_r(Ca)=40$, $A_r(N)=14$, $A_r(O)=16$

(Морате водити рачуна о томе како се одређује укупан број атома у молекулу.)

$M_r(Ca(NO_3)_2) = A_r(Ca) + 2A_r(N) + 6A_r(O) = 40 + 2 \times 14 + 6 \times 16 = 40 + 28 + 96 = 164$

Укупан број атома дређује се множењем индекса и коефицијента или множењем индекса ван и унутар заграде у формули.

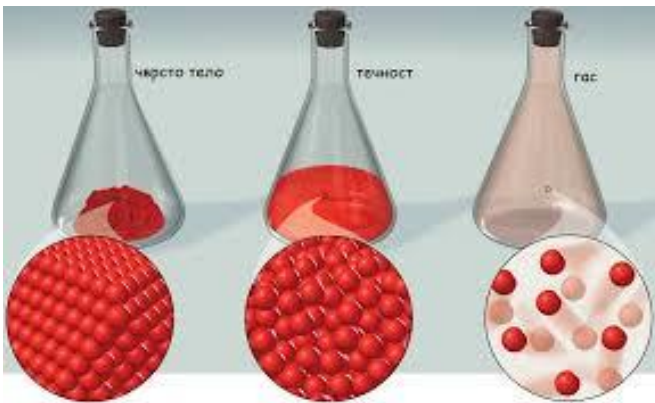
Релативна молекулска маса је неименован број, јер је једнака збиру више неименованих бројева, односно настаје упоређивањем две масе.

Релативна молекулска маса не мора бити цео број, јер настаје сабирањем вредности релативних атомских маса, које не морају бити цели бројеви.

Појам M_r је веома битан за хемијска израчунавања.

АТОМСКЕ, МОЛЕКУЛСКЕ И ЈОНСКЕ КРИСТАЛНЕ РЕШЕТКЕ

Знате да се супстанце у природи могу наћи у три агрегатна стања: чврсто, течно и гасовито. Агрегатно стање зависи од распореда и привлачних сила између честица које граде супстанцу, као од температуре околине.



Гасовите супстанце су изграђене од атома или молекула. Племенити гасови (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) имају стабилну конфигурацију, слабо реагују са осталим елементима из природе, па су грађени од атома.

Постоје гасовите супстанце са неполарном ковалентном везом (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , O_3 -озон) и поларном ковалентном везом (HCl -хлороводоник гас, NH_3 -амонијак гас, CO_2 -угљеник (IV)-оксид, SO_3 -сумпор (VI)-оксид)

Течне супстанце су изграђене од молекула, осим живе (од атома). Најпознатије течне супстанце су: вода, сумпорна-киселина, сирћетна киселина, алкохол, а од елемената се једино бром јавља као двоатомски молекул.

Течне супстанце заузимају облик посуде у којој се налазе.

Најјаче привлачне силе су у чврстим супстанцама, честице које их граде су на малом растојању.

Велики број супстанци у природи се налази у оваквом облику организације.

Чврсте супстанце су изграђене од атома, молекула или јона. Препознатљиве су по својству опирања променама облика и запремине.

Супстанце у којима је размештај структурних јединица променљив и различит у различитим деловима супстанце зову се аморфне супстанце. Аморфно стање често зову и потхлађена течност.

Аморфне супстанце немају фиксну температуру топљења, него температурни интервал омекшавања.

Позната аморфна супстанца је стакло.

Кристална структура представља уређени распоред елементарних јединки супстанце (атом, молекул или јон) у простору.

Кристали су као и сва остала материја изграђени од атома, молекула или јона правилно распоређених у било ком делу или правцу у супстанци. Те честице повезане су међусобно на различите начине.

Прва разлика између кристала је дакле у распореду њихових честица у кристалној решетци.

Кристали се разликују и по врстама честица и веза између честица које их граде.

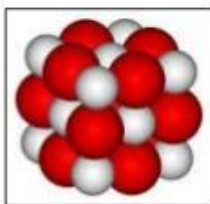
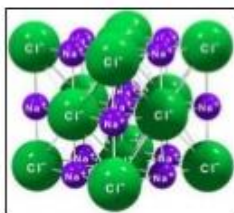
Кристали који се састоје од јона, супстанце са јонском везом (*јонски кристали*). Између јона делују јаке електростатичке силе привлачења и оне их држе на окупу. Један катјон у овим кристалима је окружен са шест ањона и обрнуто.

JONSKE KRISTALNE REŠETKE

Čestice koje izgrađuju ove kristalne rešetke su JONI.

Anjoni i katjoni su međusobno povezani JAKIM elektrostatičkim PRIVLAČNIM SILAMA.

Jonsku kristalnu rešetku ima veliki broj supstanci –
KUHINJSKA SO, MAGNEZIJUM-OKSID, KALCIJUM-OKSID.....



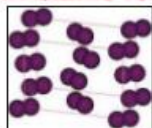
Кристали који се састоје од атома су *атомски кристали*. То могу бити атоми метала (Bi, Au, Ag...), али и неметала (C, B, S, P). У кристалним решеткама неметала, везе су ковалентне и веома јаке (*ковалентни кристали*). Најтврђа супстанца је атомски кристал угљеника, дијамант. И графит је атомски кристал угљеника, али има другачије особине од дијаманта. Као што се са слике види дужина свих његових веза није иста. То доводи до разлике у особинама посматрајући различите правце.

MOLEKULSKE KRISTALNE REŠETKE

Ove rešetke sagrađene su od MOLEKULA hemijskih elemenata ili jedinjenja.

Takve kristalne rešetke imaju elementi JOD i FOSFOR,

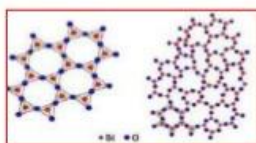
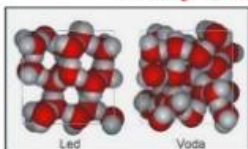
JOD



CRVENI FOSFOR



a od jedinjenja LED, KVARC i ŠEĆER



KRISTALI ŠEĆERA

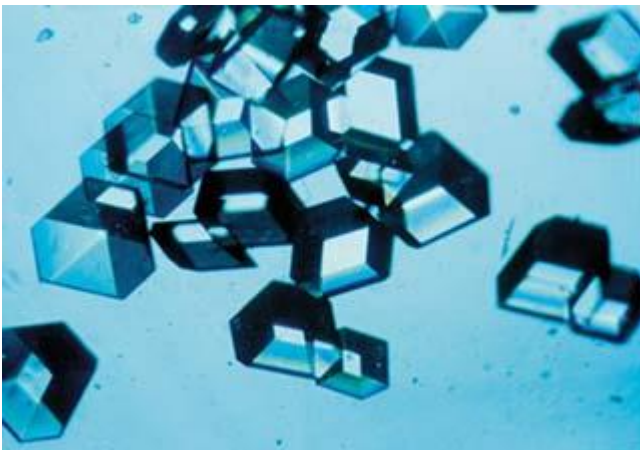
Ковалентна једињења у чврстом стању (лед, суви лед...) граде *молекулске кристале*. Њихова тврдоћа није велика.

За разбијање сваке кристалне решетке потребно је уложити одређену енергију. Та енергија се назива *енергија кристалне решетке*. Највећу енергију кристалне решетке имају јонски и ковалентни кристали. Енергија молекулских кристалних решетки је најмања.

Кристал кварца



Кристал инсулина



Кристална решетка кухињске соли



РАСТВОРИ И РАСТВОРЉИВОСТ

Када смо учили појам супстанце рекли смо да се она јавља као чиста супстанца и као смеша. Рекли смо и да се смеше могу поделити на хомогене и хетерогене. Раствори спадају у хомогене смеше.

Дефиниција раствора:

Раствор је врста хомогене смеше, састављена из, најмање две супстанце, од којих је једна растварач, а друга растворена супстанца.

Дефиниција растварача:

Супстанца која нешто раствара, тј. супстанца у којој се нешто раствара.

Дефиниција растворене супстанце:

Супстанца која се у нечему раствара, тј. раствара се у растварачу.

Постоје два правила за одређивање растварача у раствору.

Правило за одређивање растварача у раствору, ако су растварач и растворена супстанца ИСТОГ АГРЕГАТНОГ СТАЊА:

Растварач је супстанца које има више.

Правило за одређивање растварача у раствору, ако су растварач и растворена супстанца РАЗЛИЧИТОГ АГРЕГАТНОГ СТАЊА:

Растварач има исто агрегатно стање као и раствор.

Пример 1.:

Ако имамо вино и воду, растварач ће бити супстанца које има више.

Пример 2.:

У 100g воде може да се раствори, чак, 204g шећера (сахарозе), а ипак је вода растварач, јер је агрегатно стање насталог раствора течно.

Познато је да се неке супстанце не растварају у води (слике супстанци нерастворних у води), неке се слабо растварају (слике супстани слабо растворних у води), а неке се добро растварају у води (слике супстанци које се добро растварају у води).

За припремање раствора неке супстанце потребно је знати и особине растварача и особине растворене супстанце, тј. растворљивост растворене супстанце у растварачу. Треба знати да се слично у сличном раствара (поларне супстанце у поларним, а неполарне у неполарним).

Дефиниција растворљивости 1:

Способност супстанце да са растварачем гради раствор.

Дефиниција растворљивости 2:

Растворљивост представља број грама растворене супстанце која се може растворити у 100g РАСТВОРАЧА на одређеној температури.

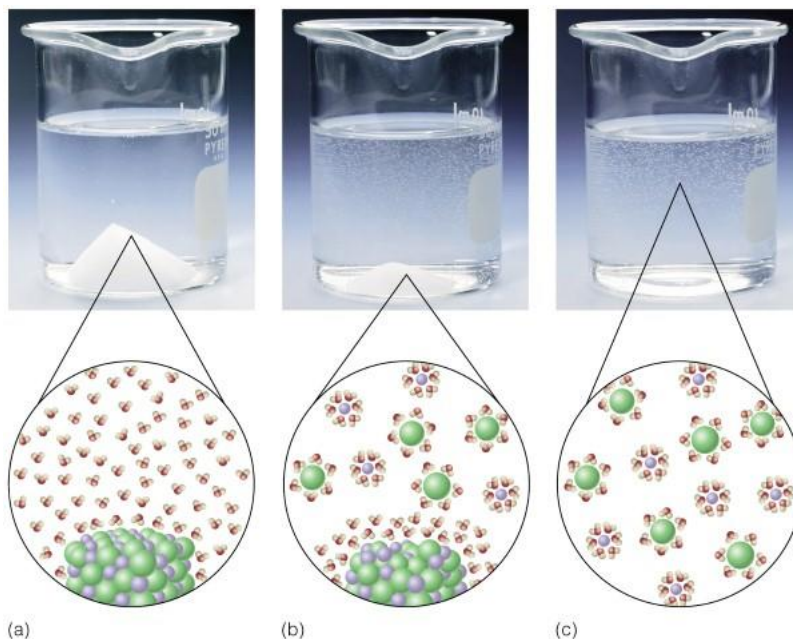
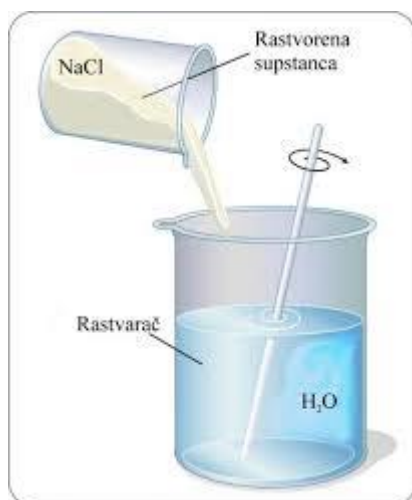
$$1) R = (m_{rs}/m_{rastvarača}) \times 100;$$

$$2) m_{rs} : m_{rastvarača} = X : 100g$$

Врло је битно нагласити на одређеној температури, јер растворљивост супстанце, управо, зависи од температуре. Растворљивост чврстих супстанци расте са порастом температуре, док се гасовите супстанце боље растварају у хладној води. (овде може неки чланак о угинућу риба због повишења температуре воде)

Дефиниција растварања:

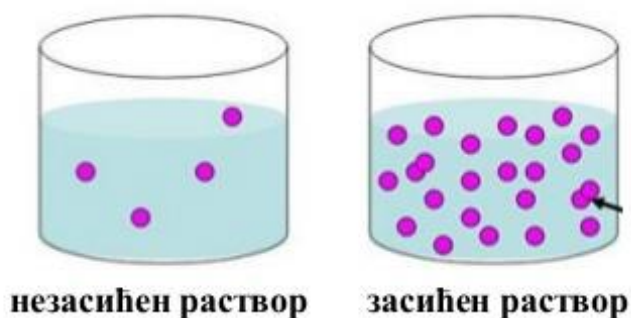
Процес грађена раствора.



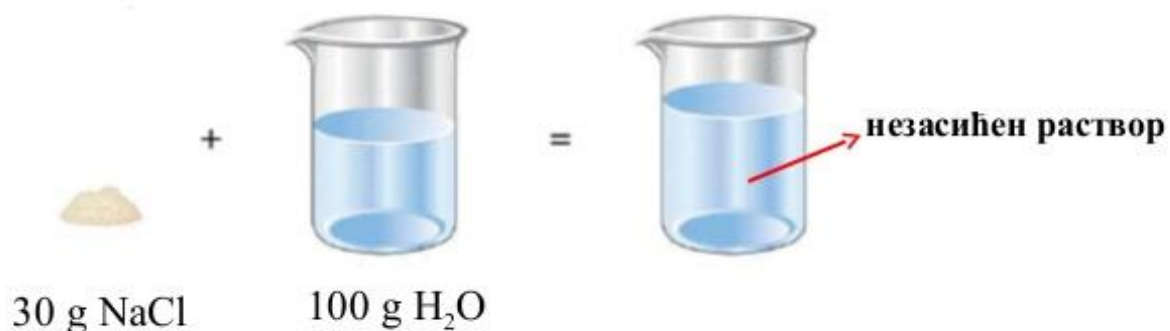
Нису ни сви раствори међусобно исти. Они садрже различите количине растворене супстанце и на основу тога се деле на:

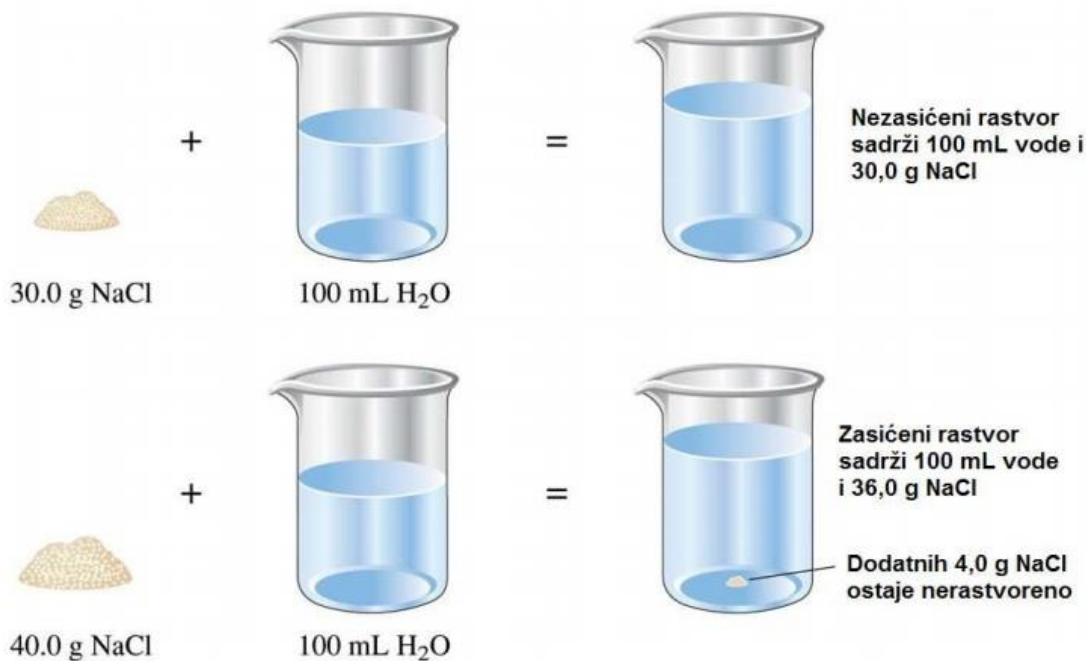
- Засићене (садрже тачно онолико растворене супстанце (рс) колико може да се раствори у растварачу на одређеној температури)
- Незасићене (садрже мање рс од засићеног, при истим условима)
- Презасићене, пресићене (садрже више рс од засићеног... треба ми помоћ, јер овај раствор постоји само док се врши мешање, престанком мешања настаје засићен раствор и талог)

● незасићен раствор



$R = 36 \text{ g NaCl у } 100 \text{ g H}_2\text{O на } 25^\circ \text{ C}$





ПРОЦЕНТНИ САСТАВ РАСТВОРА

$$\omega = m(rs)/m(r)$$

$$\omega = \% / 100$$

ω - maseni udeo

$m(rs)$ = masa rastvorene supstance

$m(r)$ = masa rastvora

Vrednosti ω od 0 do 1

Procentna koncentracija: %

$$\% = \omega \times 100$$

$$\% = (m(rs)/m(r)) \times 100$$

Vrednosti za % od 0 do 100

Дефиниција масени удео ω : Бројна вредност која показује однос масе расворене супстанце и масе раствора.

Дефиниција процентни састав %: Бројна вредност која показује колико грама растворене супстанце се налази у 100g РАСТВОРА на одређеној температури.

Када се додаје вода (растварач) или одводи растворена супстанца **смањује** се концентрација раствора.

Када се додаје растворене супстанца или одводи вода (растварач) **повећава** се концентрација раствора.

Мешањем два раствора различите концентрације добија се трећи раствор чија концентрација има неку од вредности између концентracије првог и концентracије другог раствора.

ВОДА. ЗНАЧАЈ ВОДЕ ЗА ЖИВИ СВЕТ

Најпознатија супстанца, без које не би постојао живи свет, је ВОДА!

Постоје приче да човек без хране може да издржи и до 40 дана, али без воде 3-4, највише недељу дана. Можда је узрок свега тога што скоро 60-70% људског организма чини вода. Вода покрива три четвртине Земљине површине у облику окена, има је у воденим токовима (реке, језера, итд.), а и као подземна вода. Гради биљни и животињски свет, док Земљина атмосфера може да садржи до 4% воде у облику паре, која се при промени притиска и температуре враћа у течном облику (киша) или чврстом облику (снег, град). Вода може да се сврста у чисте супстанце, једињења, онда је то ДЕСТИЛОВАНА ВОДА, али и у хомогене смеше, јер у себи има растворене многе супстанце. Вода је најчешћи растварач у природи.

Молекулска формула воде: H_2O

Структурна формула воде (Поларност воде одређује њене особине):

Из формуле закључујемо да је вода састављена из два атома водоника и једног атома кисеоника.

Водоник и кисеоник међусобно реагују тек када се смеша ова два гаса запали.

Дефиниција „Праскавог гаса“:

Смеша једне запремине кисеоника и две запремине водоника, која паљењем даје водену пару.

Вода је супстанца која се у природи јавља у три агрегатна стања: чврсто (лед), течно и гасовито (водена пара). Из течног у чврсто стање прелази на $0^{\circ}C$, тј. тачка мржњења јој је на нула степени целзијуса. Из течног у гасовито стање прелази на $100^{\circ}C$, тј. тачка кључања јој је на сто степени целзијуса. Најгушћа је на $+4^{\circ}C$, 1 g/cm^3 , а испод ове температуре се шири и лакша је, па зато лед плива по води.

На основу примеса, које садржи, извршена је подела:

- МЕКА ВОДА (садржи мале количине растворених чврстих супстанци)
- ТВРДА ВОДА (садржи велике количине растворених чврстих супстанци, Ca^{2+} , Mg^{2+} јоне)
- МИНЕРАЛНА ВОДА (на основу састава се дели на: сумпоровиту, гвожђевиту, слану, горку, киселу...) На местима где има доста минералне воде граде се бање.
- ТЕРМАЛНА ВОДА (топла вода)
- КРИСТАЛНА ВОДА (вода која је хемијски везана за минерале)

Вода за пиће је течност, без боје, укуса и мириса. Температура „здраве воде“ је $12-15^{\circ}C$. При преласку из течног у чврстоагрегатно стање вода се шири, за разлику од већине осталих течности. Ова особина је од нарочитог геолошког значаја, јер зими вода која је продрла у пукотине руши стијене приликом ширења и омогућава стварање тла за вегетацију.

Вода не гори и не подржава горење (омогућава горење бензина који плива по њој, јер у себи има растворене мале количине кисеоника). Разлаже се, када кроз њу пропустимо једносмерну струју (извршимо електролизу). На собној температури је постојана (нереактивна). Реагује са неким јако реактивним супстанцама (натријум, калијум).

Пре употребе воду треба пречистити. Пречишћавање се врши:

- МЕХАНИЧКИМ ПУТЕМ (системом филтера)
- ХЕМИЈСКИМ ПУТЕМ (помоћу хлора)

Вода има широку употребну вредност. Треба је рационално користити и не загађивати је.

ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ. АНАЛИЗА И СИНТЕЗА

Подела хемијских промена по смеру реакције:

- СИНТАЗА
- АНАЛИЗА

Дефиниција синтезе:

Хемијска промена при којој настаје нова ЧИСТА супстанца од две или више ЧИСТИХ супстанци.

Примери за хемијску синтезу: од водоника и кисеоника добијамо воду

Дефиниција анализе:

Хемијска промена при којој се раставља, разлаже ЧИСТА супстанца на две или више ЧИСТИХ супстанци. Реакција је супротна реакцији синтезе.

Примери за хемијску анализу: од воде настају водоник и кисеоник

ХЕМИЈСКЕ ЈЕДНАЧИНЕ

Осим атома крећу се и молекули, који се такође сударају. Успешним сударом долази до одвијања хемијске реакције. Већ смо научили појам хемијске реакције. Подсетите се како смо хемијске реакције поделили.

Из истог разлога због којег су уведени симболи и молекулске формуле, уведена је и хемијска једначина.

Дефиниција хемијске једначине:

Хемијска једначина је скраћени облик представљања хемијске реакције.

О чему треба водити рачуна, приликом писања хемијске једначине:

- Треба правилно написати симболе и молекулске формуле супстанци које учествују у хемијској реакцији (реактанте и производе реакције)
- Треба применити „Закон о одржању масе”
- Одредити коефицијенте тако да број и врста атома на левој страни буде једнак броју и врсти атома на десној страни хемијске једначине

Дефиниција коефицијента:

Број који стоји испред симбола или молекулске формуле и одређује или број слободних атома или број молекула.

Примери правилно написаних хемијских једначина:

- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{S}_8 + \text{H}_2 \rightarrow 8\text{H}_2\text{S}$
- $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

↑ = сустанца гасовитог агрегатног стања

↓ = супстанца у облику талога

Треба запамтити:

- Гасови се у природи јављају, најчешће, као двотомски молекули, тј. у слободном стању их представљамо: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 .
 - Поједини елементи у слободном стању садрже одређен број атома: P_4 , S_8 , O_3 (озон).
- Подела молекула по броју атома који их граде: једноатомски, двоатомски, троатомски,... осмоатомски...

ЗАКОН О ОДРЖАЊУ МАСЕ, ЗАКОН О ОДРЖАЊУ МАТЕРИЈЕ

Када реакције више молекула и атома дешава се хемијска реакција. Приликом таквих реакција не мења се укупна маса супстанци које су у тој реакцији учествовале, тј. тада важи ЗАКОН О ОДРЖАЊУ МАСЕ.

Дефиниција „Закона о одржању масе”:

1. За време хемијске реакције не мења се укупна маса свих супстанци које су у њој учествовале.
 2. Укупна маса реактаната једнака је укупној маси производа реакције.
 3. Укупан број и врста атома на левој страни једнак је укупном броју и врсти атома на десној страни.
- „Закон о одржању масе” су открили Лавазије и Ломоносов.
- „Закон о одржању масе” је проширен на „Закон о одржању материје”.

Дефиниција „Закона о одржању материје”:

Укупна маса и енергија у природи су сталне.

ЗАКОН СТАЛНИХ ОДНОСА МАСА

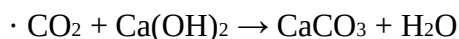
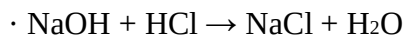
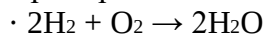
Поред „Закона о одржању масе”, у хемији су познати и други закони („Закон спојних маса”, „Закон умножених односа маса”). Један од њих је и „Закон сталних односа маса”.

Дефиниција „Закона сталних односа маса”:

Неко одређено хемијско једињење садржи увек исте хемијске елементе, спјене у истом, сталном односу маса.

Закон је пронашао научник Пруст. До законитости је дошао екперименталним путем.

Пример 1.:



У сва три примера хемијских једначина настала је вода у којој је однос маса водоника и кисеоника исти.

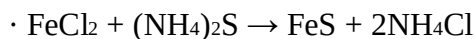
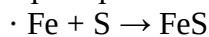
Доказ:

$$2\text{Ar}(\text{H}) : \text{Ar}(\text{O}) = 2 \times 1 : 16$$

$$2\text{Ar}(\text{H}) : \text{Ar}(\text{O}) = 2 : 16 / :2$$

$$2\text{Ar}(\text{H}) : \text{Ar}(\text{O}) = 1 : 8$$

Пример 2.:



Доказ:

$$\text{Ar}(\text{Fe}) : \text{Ar}(\text{S}) = 56 : 32 / :8$$

$$\text{Ar}(\text{Fe}) : \text{Ar}(\text{S}) = 7 : 4$$

Из закона произилази да је састав хемијских једињења сталан без обзира на начин њиховог добијања.

КОЛИЧИНА СУПСТАНЦЕ (n), mol, МОЛАРНА МАСА (M)

Дефиниција количине супстанце:

Физичка величина која одређује број честица у суду.

Ознака за количину супстанце: n

Количина супстанце има своју јединицу. Она се зове мол.

Ознака јединице за количину супстанце: mol

Дефиниција mol-а:

Мол је количина супстанце која садржи онолико честица колико има у 12g угљениковог изотопа C-12.

Научник Авогадро је установио колики је тај број. Број је назван Авогадров број.

Ознака Авогадровог броја: N_A

12g угљеников изотопа C-12 садржи 6.02×10^{23} честица.

$N_A = 6.02 \times 10^{23}$ честица

Честице могу бити: атоми, молекули, јони (позитивно или негативно наелектрисане честице, спомињаћемо их код хемијских веза).

1 mol атом = 6.02×10^{23} атома

1 mol молекул = 6.02×10^{23} молекула

1 mol јон = 6.02×10^{23} јона

Примери:

1) Колико атома сумпора има 1 mol атом сумпора (S)?

Одговор:

1 mol атом сумпора = 6.02×10^{23} атома сумпора

Визуелни приказ:

2) Колико атома кисеоника има у 6 mol атома кисеоника ($6O$)?

Одговор:

6 mol атома кисеоника = $6 \times 6.02 \times 10^{23}$ атома кисеоника O (често $6 \times 6 \times 10^{23}$)

3) Колико mol атома сумпора, атома сумпора и колико молекула сумпора има 1 mol молекула сумпора (S_8)?

Одговор:

1 mol молекула S_8 = 8 mol атома S

6×10^{23} молекула сумпора S_8 = $8 \times 6 \times 10^{23}$ атома сумпора S

1 mol молекула S_8 = 6×10^{23} молекула сумпора S_8 = 48×10^{23} атома сумпора S

8 mol атома S = 6×10^{23} молекула сумпора S_8 = 48×10^{23} атома сумпора S

Визуелни приказ:

S S S S S S S S

 S_8

4) Колико mol атома кисеоника, атома кисеоника и колико молекула озона има 1 mol молекула кисеоника (O_3)?

Одговор:

1 mol молекула O_3 = 3 mol атома O

6×10^{23} молекула кисеоника O_3 = 18×10^{23} атома кисеоника O

1 mol молекула O_3 = 6×10^{23} молекула кисеоника O_3 = 18×10^{23} атома кисеоника O

3 mol атома O = 6×10^{23} молекула кисеоника O_3 = 18×10^{23} атома кисеоника O

Визуелни приказ:

5) Колико mol атома кисеоника, mol атома водоника, атома кисеоника, атома водоника и колико молекула воде има 1 mol молекула воде (H_2O)?

Одговор:

1 mol молекула H_2O = 2 mol атома H + 1 mol атом O

6×10^{23} молекула H_2O = $2 \times 6 \times 10^{23}$ атома H + 6×10^{23} атома O

1 mol молекула H_2O = 6×10^{23} молекула H_2O = $2 \times 6 \times 10^{23}$ атома H + 6×10^{23} атома O

Визуелни приказ:

Мол садржи велики број честица. Његова маса је мерљива.

Дефиниција моларне масе (M) 1.:

Маса која бројчано одговара релативној атомској (A_r) или релативној молекулској маси (M_r), само је изражена у g/mol .

Дефиниција моларне масе 2.:

Маса Авогадровог броја честица.

Дефиниција моларне масе 3.:

Маса једног мола честица.

Ознака за моларну масу: M

Ознака јединице за моларну масу: g/mol

Пример:

1) Одреди моларну масу атома гвожђа (Fe).

Одговор:

$A_r(\text{Fe}) = 56 \Rightarrow M_r(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$

2) Одреди моларну масу молекула воде (H_2O). $A_r(\text{H}) = 1$, $A_r(\text{O}) = 16$

Одговор:

$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18 \Rightarrow M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

Закључак:

1 mol честица = N_A = M (A_r , M_r) g/mol

$n = m$ (маса супстанце) / M (моларна маса)

$n = N$ (број честица) / N_A (Авогадров број честица)

$n = V$ (запремина гаса) / V_m (моларна запремина гаса, 22.4 dm^3 , при нормалним условима)

Татјана Радин