

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

Интегрисане академске студије фармације

ОПШТА И НЕОРГАНСКА ХЕМИЈА

Проф. др Ратомир Јелић

Хемија као наука

- **ХЕМИЈА** је наука која проучава и класификује особине материје и њихове промене у хемијским реакцијама.
- Материја или супстанца има својство инерције(маса) и енергије.
- Маса и енергија могу да мењају облике и да прелазе из једног облика у други, али ни маса ни енергија не могу бити ни уништене, нити ни из чега створене.

Кратака историја хемије

- Као наука, хемија је настала веома касно, иако је човек током своје историје врло рано почео да примењује многе хемијске процесе, као што су добијање метала (бакар, гвождје), легура (бронза, челик), керамике, стакла, боја, пића, итд. Још пре нове ере многи народи, пре свега стари Египћани и Кинези, развили су бројне хемијско-технолошке процесе за добијање многобројних корисних материјала. Они су поред развоја практичних знања и записивали поступке из којих се данас може видети да су развили и нове хемијске апарате.
- Састав и структуру материје први су почели да разматрају филозофи античке Грчке. Они су сматрали да су сва тела у природи састављена из различитих облика једне исте, основне материје. По **Талесу** из *Милета* (VI век п.н.е.) основна материја из које је састављена природа је вода, док је по **Анаксимену** (VI век п.н.е.) основна материја ваздух. За разлику од њих **Хераклит** (V век п.н.е.) је сматрао да је то ватра.

- **Емпедокле** (V век п.н.е.) је претпостављао да су сва тела у природи састављена од различитог квантитативног односа четири основна елемента: **воде, ватре, ваздуха и земље**.
- **Леукип и Демокрит** (V век п.н.е.) су сматрали да је материја у природи састављена од веома ситних, голим оком невидљивих честица, које су назвали **атомима**.
- По **Демокриту**, атоми су различитих величина и облика а различити облици тела у природи су последица различитог броја, врсте и распореда атома. Све промене материје се јављају услед спајања или раздвајања атома. Демокрит је претпоставио да између атома постоји празан међупростор, чиме је објашњавао скупљање тела при хладјењу и обрнуто.

- **Аристотел** (384-322 г. п.н.е.) је проширио идеју Емпедоклеа сматрајући да сва тела имају четири квалитета који се могу констатовати чулима: **топло, хладно, суво и влажно**.
- Комбинацијом по два од ова четири квалитета настају четири основна елемента: **земља, вода, ватра и ваздух**, али међу основне елементе увео и **пети божански елемент**.
- На жалост, с обзиром на то да је Аристотелова филозофска мисао била веома утицајна, вековима се одржала идеја да божански елемент омогућава претварање других материја у жељену материју, пре свега у злато. Ово доба се назива доба **алхемије**.
- Освајањем Египта **Арабљани** су преузели њихова знања и, наравно, пренели стечена знања поробљеним народима. Освајањем Шпаније од стране Арапа, преносе се и арапска знања из хемије на остале народе Европе, где алхемија доживљава свој процват.

- Алхемијски покушаји имали су и позитивних страна јер су, углавном случајно, пронађена многа нова једињења. На пример, један од најважнијих алхемичара Европе, **Гебер** (VIII век нове ере) пронашао је **азотну и сумпорну киселину**. Током алхемијске ере пронађене су и многе **соли, хлороводоник, фосфор** итд.
- Због практичних потреба у животу у XVI веку се полако напуштају алхемијске идеје. Пре свега се развијају нови поступци за припремање лековитих хемијских препарата. Овај период хемије је познат под именом **јатрохемија** чијим се оснивачем сматра **Парацелзус** (1493-1541).
- Добри резултати у хемији тог времена дали су подстицај многим истраживачима па се развијају и нове гране, као што је на пример металургија од стране **Агриколе**.

- Коначно у XVII веку истраживачи напуштају Аристотелово схватање и почињу да доносе закључке искључиво на бази експерименталних резултата.
- Као зачетник таквог начина схватања хемије сматра се ирски научник **Бојл** (1621-1691), који је увео и појам елемента.
- Иако је са Бојловим експерименталним приступом хемија кренула напред, ипак тај период (око 100 година) у хемији карактерише **флогистонска теорија** коју је поставио немачки хемичар **Штал**.
- Флогистонска теорија је настала у периоду брзог развоја металургије. Тада се сматрало да се материја може поделити у две групе: материје које горе и које не горе. По овој теорији све материје које горе садрже елемент флогистон.

магнезијум —→ флогистон + остатак

- Иако су били ватрени поборници флогистонске теорије **Пристли**, **Кевендиш** и **Шеле** су својим открићима допринели њеном дефинитивном паду.

- Период између **1700-1900.** године се одликује брзим развојем свих грана у хемији, чему је допринос дало велики број научника.
- **Лавоазје** поставља **закон о одржању масе** и теорију горења, уводи аналитичку вагу, чиме хемија од описне науке постаје једна од најегзактнијих наука.
- **Пруст** - **закон о сталном саставу једињења.**
- **Далтон** поставља своју **атомску хипотезу.**

- **Геј-Лисак** открива ***гасне законе и закон сједињавања гасова***, титрацију као методу за квантитативно одређивање, апсолутну нулу ...
- **Авогадро** поставља своју ***хипотезу о молекулима***.
- **Гулдберг и Ваге** - ***закон о дејству маса***.
- **Мендељејев и Лотар Мајер** независно један од другог, ***дају периодни систем***.

Вресте промена материје

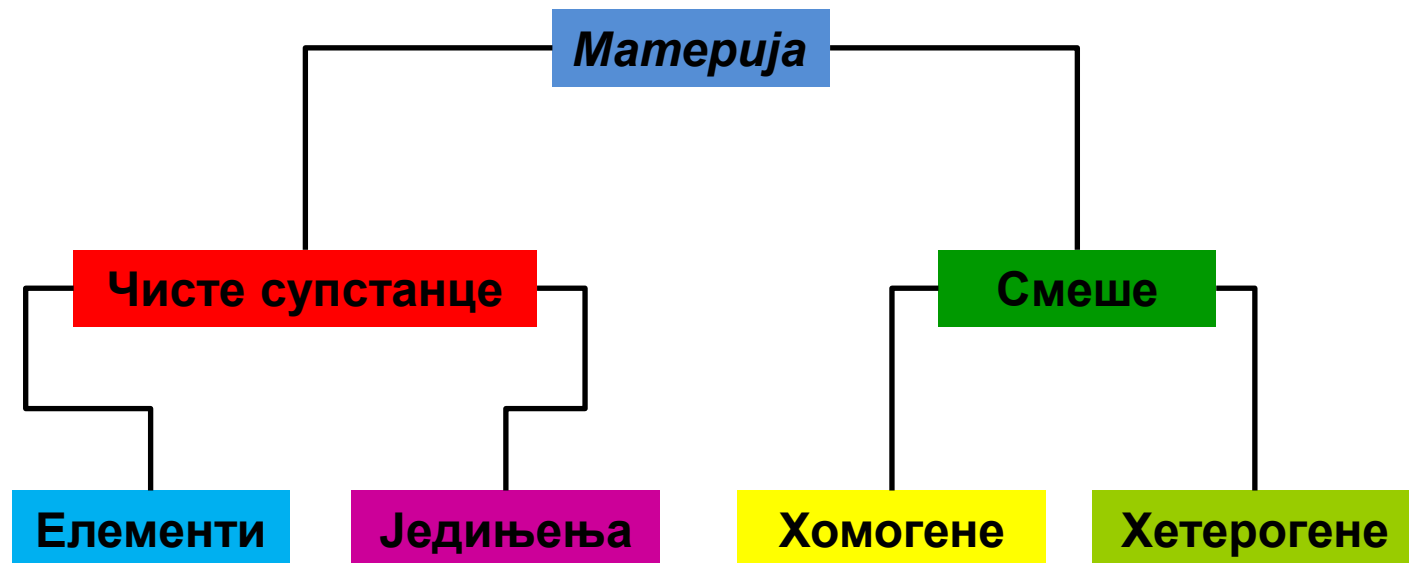
- **Физичке промене** – долази до промене стања материје (агрегатно стање, боја, мирис, ...)
- **Хемијске промене** - долази до промене састава материје



Особине материје

- **Физичке особине** могу се мерити без промена супстанце (боја, густина, мирис, тачка топљења, тачка кључања, растворљивост, електрична и топлотна проводљивост)
- **Хемијске особине** описују како супстанце реагују или се мењају формирајући различите супстанце (водоник сагорева у присуству кисеоника)

Облици материје



Чисте супстанце - *елементи*

Хемијски елемент је супстанца која садржи атоме само једне атомске врсте, односно атоме истог редног броја.



Елемент са редним бројем 118 је синтетисан (док 117 није).

Периодни систем елемената

Periodic Table of the Elements

hydrogen

alkali metals

alkali earth metals

transition metals

poor metals

nonmetals

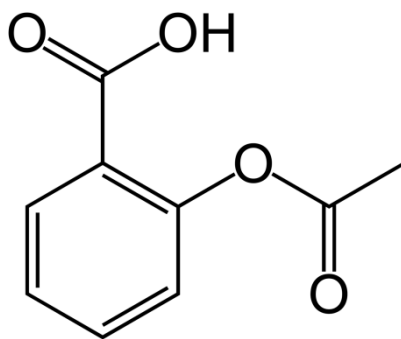
noble gases

rare earth metals

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

Чисте супстанце - *једињења*

- *Хемијско једињење* је сложена супстанца, настала од два или више елемената, који су међусобно везани хемијским везама у тачно одређеном односу.



Аспирин

Смеше

- Свака супстанца у смеши задржава карактеристичне особине
- Састав смеше је променљив
- Поједине супстанце се могу издвојити из смеше погодним физичким методама
- Особине смеше зависе од количина и битних карактеристика састојака смеше
- Смеше могу бити хомогене и хетерогене

Раздвајање смеша

- Састојци смеше се могу раздвојити услед разлика у њиховим физичким особинама на различите начине:
 - **ФИЛТРИРАЊЕ (ЦЕЂЕЊЕ)**
 - **СЕДИМЕНТАЦИЈА**
 - **ЦЕНТРИФУГИРАЊЕ**
 - **ДИЈАЛИЗА**
 - **МАГНЕТНО ОДВАЈАЊЕ**
 - **ДЕСТИЛАЦИЈА**
 - **СУБЛИМАЦИЈА**
 - **ХРОМАТОГРАФИЈА**
 - **ФРАКЦИОНА КРИСТАЛИЗАЦИЈА**

Хемијски симболи, формуле и једначине

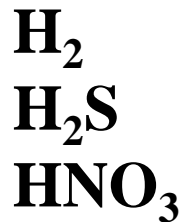
Хемијски симболи

Берцелијус - 1813.

<u>Елемент</u>	<u>Симбол</u>	<u>Латински назив</u>
натријум	Na	Natrium
калијум	K	Kalium
гвожђе	Fe	Ferrum
бакар	Cu	Cuprum
Сребро	Ag	Argentum

Хемијске формуле

- представљају састав молекула
- краћи назив једињења

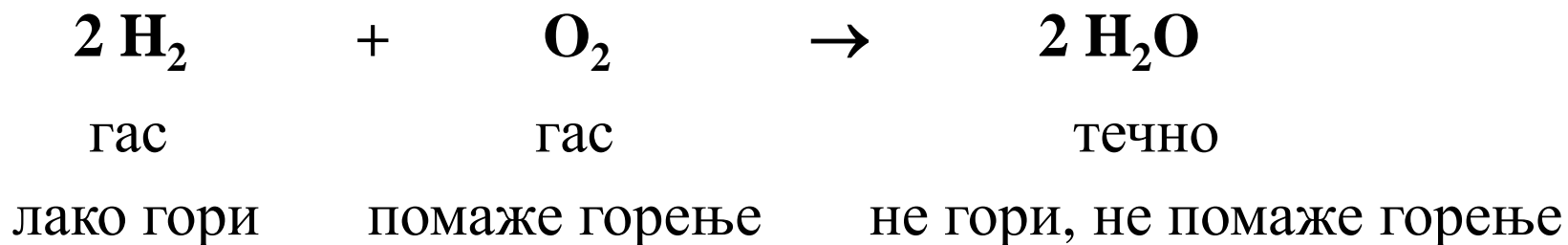
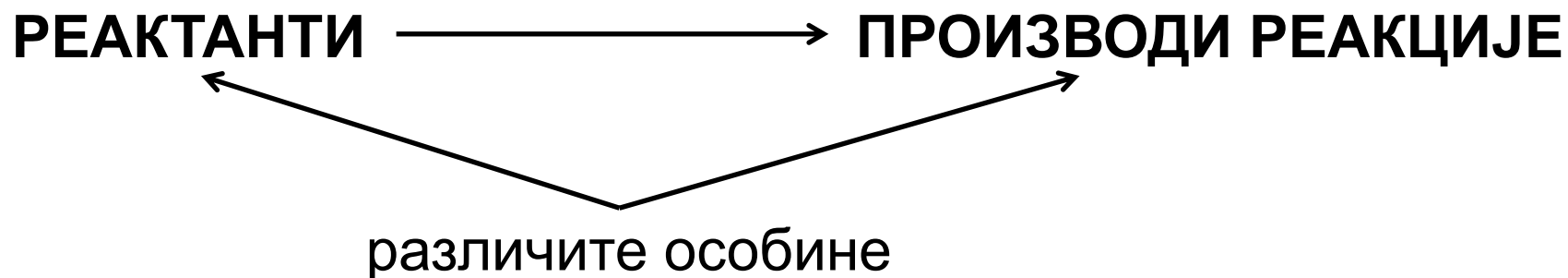


Хемијска формула може бити:

- **молекулска** (показује сталан састав Na_2SiO_3 , HNO_3)
- **емпиријска** (не показује сталан састав)

Хемијске једначине

Приказују хемијске реакције помоћу хемијских формула.



Основне хемијске законитости

Закон о одржању масе

Лавоазијеов закон - Lavoisier 1774.

Током хемијске реакције укупна маса свих супстанци се не мења или укупна маса пре и после хемијске реакције се не мења.

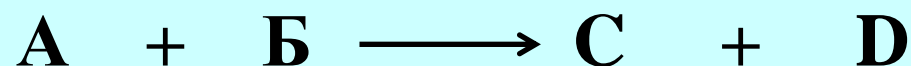
Ако се укупна маса супстанци не мења током реакције онда се овај закон може дефинисати и овако:

Током хемијске реакције материја се не може нити створити нити уништити, па се овај закон назива и закон о неуништивости материје.

Готово 100 година након открића овог закона од стране Лавоазјеа, потврдио га је немачки научник **Ландолт** прецизним мерењем масе пре и после хемијске реакције.



Landolt 1908.



$$m_A + m_B = m_C + m_D \quad \text{тачност } 10^{-7} \text{ g}$$

Ајнштајнова теорија релативета $E = mc^2$

Може се закључити да **закон о одржању материје** у универзуму важи, а да **закон о одржању масе** важи у макросвету, док у микросвету, свету атома и молекула, не важи.

Закон сталних односа маса

Прустов закон - Proust 1789.

Ако два елемента дају одређено једињење они се једине у сталном односу маса, које стоје у односу малих целих бројева.



Прустов закон - Proust 1789.

На основу овог закона, произилази да су једињења **сталног хемијског састава**, због чега се овај закон понекад зове и **закон константног састава једињења**.

Након 60 година **Стас** је потврдио овај закон

	132,843 g	
100 g Ag	132,848 g	AgCl
	132,842 g	
	132,849 g	

Ипак, постоје и једињења која немају сталан састав, иначе малобројна (као што су неки оксиди и сулфиди). Ова једињења се називају **бертолидима** по француском хемичару Бертоле-у (**C.L. Berthollett**), који је, иначе, био велики противник Прустовог закона. Већина једињења су, наравно, сталног хемијског састава и називају се **далтонидама** по енглеском хемичару Далтону (**John Dalton**).

Закон умножених односа маса

Далтонов закон - Dalton 1802.

Ако два елемента међусобно граде два или више једињења онда се стална маса једног елемента једини са различитом масом другог елемента, а те различите масе другог елемента стоје у односу малих целих бројева.



Далтонов закон - Dalton 1802.

- Сам Далтон, у своје време, иако је увидео ову законитост, није могао експериментално потврдити његову исправност.
- Овај закон је експериментално потврђен од стране **Berzelijus-a**, а нешто касније и **Stas-a** на примеру **CO** и **CO₂**. Стас је нашао да се 1 г угљеника једини са 1,3333 г кисеоника у **CO** и 2,6660 г кисеоника у **CO₂**, одакле није тешко уочити да променљива маса кисеоника стоји у односу малих целих бројева (1:2) са малом разликом од 0,0004 г што се, такође, приписује експерименталној грешци.

Закон еквивалентних маса

Рихтерово правило - Richter 1789.

Масе двеју супстанци које реагују без остатка са једнаком масом неке треће супстанце су међусобно еквивалентне.

Пример:



$$\begin{array}{l} 12 \text{ g C} : 4 \text{ g H} \quad /:4 \\ 3 \text{ g C} : 1 \text{ g H} \end{array}$$



$$\begin{array}{l} 2 \text{ g H} : 16 \text{ g O} \quad /:2 \\ 1 \text{ g H} : 8 \text{ g O} \end{array}$$



$$\begin{array}{l} 12 \text{ g C} : 32 \text{ g O} \quad /:4 \\ 3 \text{ g C} : 8 \text{ g O} \end{array}$$

E(C) : E(O) - Еквивалентне масе

Далтонова атомска теорија

Чине је четири постулата:

- Атом је најситнија честица сваког елемента која је даље недељива
- Атоми истог елемента су исти по маси и по особинама
- Атоми различитих елемената су различити и по масама и по особинама
- Хемијска једињења настају спајањем атома елемената

РЕЛАТИВНА АТОМСКА МАСА – A_r

- Далтону је било јасно да су атоми веома мале честице, па према томе и мале масе која се не може мерити расположивим вагама, стога је дефинисао појам релативне атомске тежине, појам који ми данас називамо **релативна атомска маса**, узимајући за стандард водоник као најлакши елемент.
- *Релативна атомска маса, односно тежина, елемента показује колико је атом тог елемента тежи од атома водоника.*
- Открићем изотопа постало је очигледно да важеће атомске масе нису коректне. Од тада, захваљујући несугласици физичара и хемичара, постојале су две скале атомских маса, **физичка и хемијска**. У физичкој скали физичари су узимали за стандард 1/16 масе кисеониковог изотопа ^{16}O , док су у хемијској скали хемичари за стандард узимали 1/16 масе изотопске смеше кисеоника. С обзиром да кисеоник у природи има три изотопа са масеним уделом ^{16}O (99,76%), ^{17}O (0,04%) и ^{18}O (0,2%), јасно је да је јединица у хемијској скали мања од јединице у физичкој скали. Због тога су релативне атомске масе на физичкој скали биле нешто веће него на хемијској скали.

1959. године предложен је, а 1961. године усвојен нов стандард изотоп ^{12}C . Према томе:

- **Релативна атомска маса** елемента је број који показује колико је пута просечна маса атома елемента већа од $1/12$ масе атома изотопа угљеника ^{12}C .

$$A_r(\text{x}) = m_a(\text{x}) / (1/12)m_a(^{12}\text{C})$$

A_r - нису цели бројеви, због појаве изотопа.

A_r - је неименован број.

$$A_r(\text{H}) = 1,00794$$

$$A_r(\text{O}) = 15,99$$

РЕЛАТИВНА МОЛЕКУЛСКА МАСА – M_r

- **Релативна молекулска маса** је неименован број који показује колико је пута маса неког молекула већа од $1/12$ масе изотопа угљеника ^{12}C .

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

Закон сталних запреминских односа

Геј-Лусаков закон - Gay Lussak 1805.

Запремине гасова који реагују, мерене при истом притиску и температури, стоје у односу малих целих бројева, како међусобно тако и према запреминама насталих гасовитих производа.

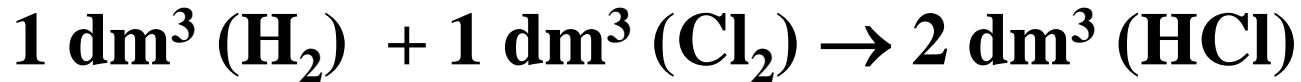


1 dm³ водоника + 1 dm³ хлора = 2 dm³ хлороводоника

Овај закон је објаснио италијански хемичар Авогадро (Amadeo Avogadro) својом **молекулском хипотезом**, коју је дао 1811. године, сматрајући да код гасовитих елемената најситније честице нису атоми већ двоатомне честице, које је нешто касније, 1858. године, италијански хемичар Каницаро (Stanislao Cannizzaro) назвао **молекулима**.

Авогадров закон

Исте запремине различитих гасова под истим условима (исти притисак и температура) садрже исти број молекула.



МОЛ И МОЛАРНА МАСА

Авогадрова хипотеза о молекулима остала је неприхваћена све до 1858. године када ју је **Каницаро** применио за одређивање атомских маса. Из овог закона произашло је неколико фундаменталних чињеница:

- **Мол** је количина супстанце која садржи онолико елементарних честица колико се налази атома у 12 грама угљениковог изотопа ^{12}C .

Честице - атоми, молекули, јони и електрони.

Број честица износи $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ **Авогадров број**
мол молекула $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ молекула
мол атома $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ атома
мол јона $\rightarrow 6,022 \cdot 10^{23}$ јона

- **Моларна запремина**, односно запремина 1 мола гаса, при нормалним условима ($m_0 = 0^\circ\text{C}$, $P_0 = 101,325 \text{ kPa}$) износи $22,4 \text{ dm}^3$.

Моларна (молска) маса – M је маса једног мола изражена у грамима

моларна маса атома

$$\text{Ar}(\text{N}) = 14$$

$$M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$$

моларна маса молекула

$$\text{Mr}(\text{NH}_3) = 17$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$$