



*Интегрисане академске студије медицине  
школска 2020/2021.*

**Медицинска хемија В01**

прва недеља

наставник:

**Проф. др Недељко Манојловић**



# Медицинска хемија

Све што нас окружује састављено је из хемијских елемената и једињења.



# Значај хемије као природне науке

- Човеков организам се састоји од хемијских једињења: највише воде, затим угљених хидрата, липида, протеина и других. Скоро 99% људског тела сачињава шест елемената: кисеоник, угљеник, водоник, азот, калцијум и фосфор. Од преосталих један одсто око 0,85% чини само пет елемената – калијум, сумпор, натријум, хлор и магнезијум.
- Храна (органска и неорганска једињења)
- Лекови се састоје од природних и синтетичких хемијских једињења.
- Земља и Сунце. Сунце се највећим делом састоји од водоника (око 74% његове масе или 92% његове запремине), затим хелијума (око 24% масе и 7% запремине) и мале количине других елемената



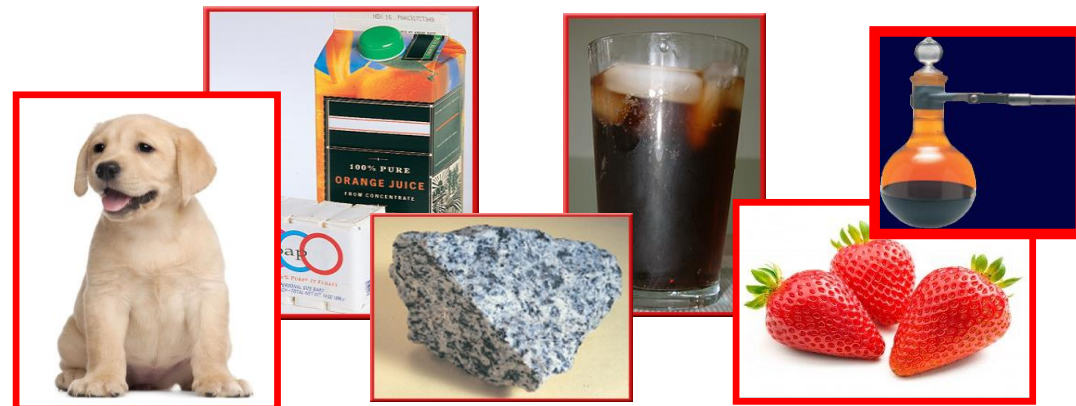
# Основни хемијски појмови

Шта проучава ХЕМИЈА?



**САСТАВ И ОСОБИНЕ МАТЕРИЈЕ,  
КАО И ПОЈАВЕ КОЈЕ СЕ ОДВИЈАЈУ  
КАДА РАЗЛИЧИТЕ МАТЕРИЈЕ  
РЕАГУЈУ ЈЕДНА СА ДРУГОМ**

**МАТЕРИЈА – СВЕ ШТО НАС ОКРУЖУЈЕ;  
НЕ МОЖЕ СЕ УНИШТИТИ НИТИ  
СТВОРИТИ, ВЕЋ САМО ПРЕЛАЗИТИ ИЗ  
ЈЕДНОГ ОБЛИКА У ДРУГИ**



# МАТЕРИЈА

## СУПСТАНЦА

- Има масу
- Заузима простор
- Одређен састав
- Карактеристичне особине
- Изграђује физичка тела

## ФИЗИЧКО ПОЉЕ

ГРАВИТАЦИОНО

ЕЛЕКТРОМАГНЕТНО

НУКЛЕАРНО

## ПРЕДМЕТ ИЗУЧАВАЊА ХЕМИЈЕ

СУПСТАНЦЕ, ЊИХОВА СТРУКТУРА И  
ОСОБИНЕ, ПРОМЕНЕ КОЈИМА  
ПОДЛЕЖУ И ЗАКОНИ ПО КОЈИМА СЕ  
ПРОМЕНЕ ОДВИЈАЈУ



## Особине супстанци

### Физичке особине

Опажају се помоћу чула или мере без промене хемијског састава супстанце

### Хемијске особине

Показују на који се начин супстанца претвара у другу супстанцу

## Промене супстанци

### Физичке промене

- Супстанца не мења свој хемијски састав
- Траје док траје узрок који је изазвао
- Праћена променом енергије

### Хемијске промене

- Супстанца мења свој хемијски састав
- Трајна је
- Праћена већом променом енергије у односу на физичку промену



## Физичке промене

### ПРОМЕНА АГРЕГАТНОГ СТАЊА



### РАСТВОРАЊЕ



### ПРОМЕНА ОБЛИКА



## Хемијске промене = Хемијске реакције



РЂАЊЕ

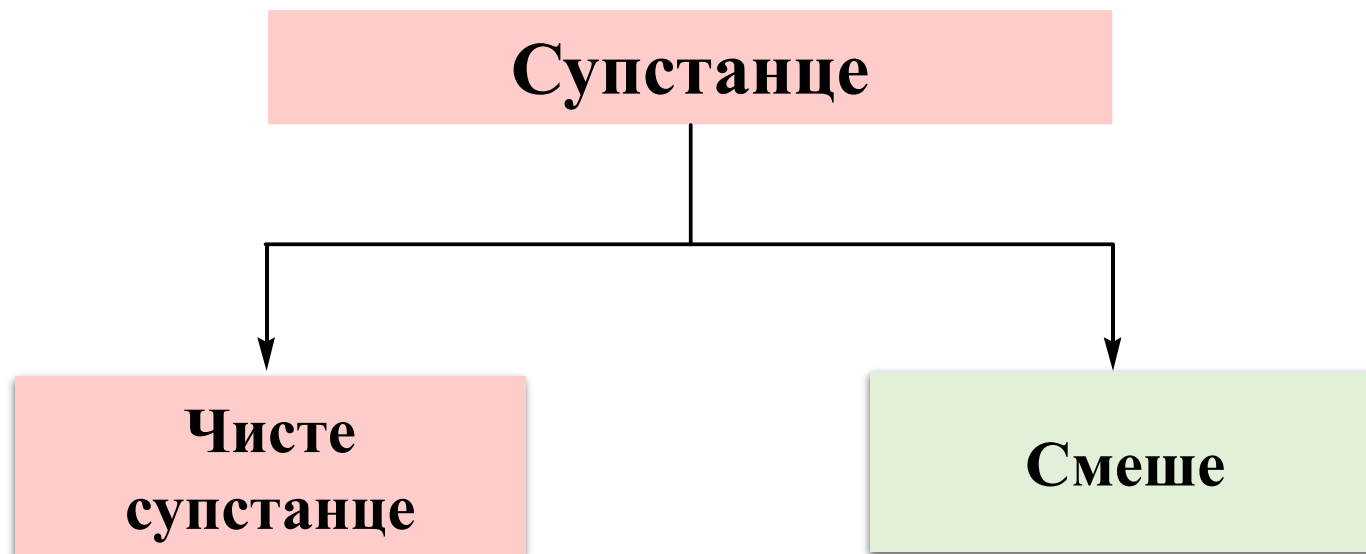


ГОРЕЊЕ



1. Soda and Chlorine





- **Сталан састав**
- **Тачно дефинисана физичка и хемијска својства**
- **Не садрже примесе других супстанци**
- **Хомогене супстанце (исти састав и особине у свим деловима)**
- **Могу бити једноставне и сложене**



# Чисте супстанце

## Елементарне супстанце (Елементи)



➤ Чисте супстанце које се уобичајеним методама (дејством топлоте, електричне струје, хемијским реакцијама) не могу разложити

➤ Хемијски елемент се дефинише као врста супстанце која се састоји искључиво од атома једне врсте, тј. од атома који имају исти број протона у језгру (редни број)

**S, P, Sn.....**

## Једињења



➤ Сложене чисте супстанце које се састоје од два или више елемената

➤ Могу се уобичајеним методама (дејством топлоте, електричне струје, хемијским реакцијама) разложити на једноставније супстанце: друга једињења и/или елементарне супстанце (**хемијска анализа**)

➤ Имају сталан састав без обзира на начин на који су добијена (Прустов закон сталних масених односа)

➤ Хомогене супстанце – имају исти састав и особине у свим својим деловима

# Супстанце

## Чисте супстанце

## Смеше

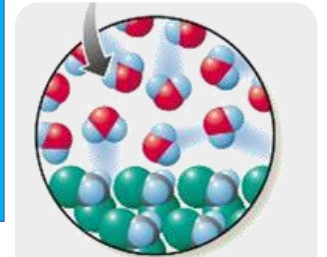
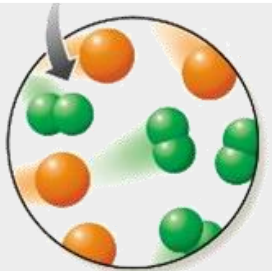
- Произвољан састав
- Садрже две или више чистих супстанци
- Немају тачно дефинисане особине (зависе од састојака који чине смешу)

## Хомогене

## Хетерогене

- Имају исти састав и особине у свим својим деловима
- Састојци смеше се не могу разликовати голим оком или обичним микроскопом
- Величина честица  $< 1,0 \text{ nm}$

- Немају исти састав и особине у свим својим деловима
- Састојци смеше се могу разликовати голим оком или микроскопом

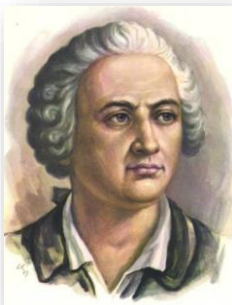


Чисте супстанце задржавају своје особине у смешама

Смеше се могу раздвојити на компоненте  
Хроматографске методе



Михаил  
Васиљевич  
Ломоносов  
1756. године

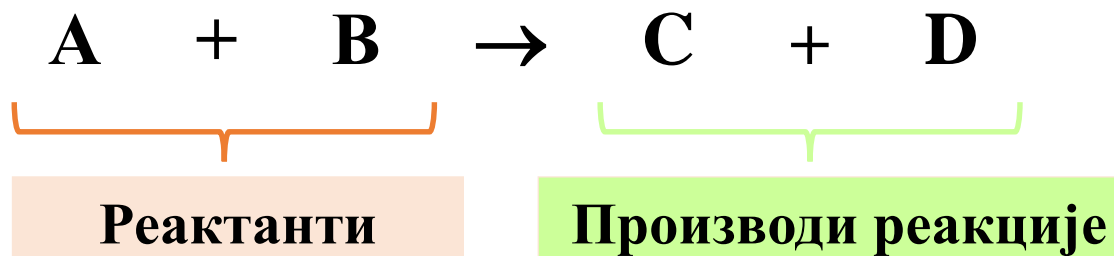


## ЗАКОН О ОДРЖАЊУ МАСЕ

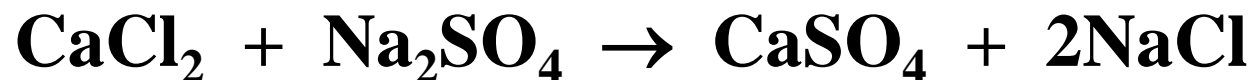


Антоан Лавоазје  
1774. године

Укупна маса супстанци које учествују у хемијској реакцији остаје непромењена, односно укупна маса реактаната једнака је укупној маси производа реакције.



$$m(A) + m(B) = m(C) + m(D)$$
$$m(\text{реактаната}) = m(\text{производа реакције})$$





Џозеф Пруст  
1799. године

## ЗАКОН СТАЛНИХ МАСЕНИХ ОДНОСА

Елементи се међусобно једине у сталним масеним односима, због чега је састав хемијских једињења сталан, без обзира на начин на који су једињења добијена.



$$\text{H} : \text{O} = 2 : 16$$

$$\text{H} : \text{O} = 1 : 8$$



При добијању воде, 1 g водоника се увек једини са 8 g кисеоника, при чему настаје 9 g воде.

**Пример** Колико се g воде добија у реакцији 1 g водоника и 10 g кисеоника?

**Решење:**



$$\text{H} : \text{O} = 2 : 16$$

$$\text{H} : \text{O} = 1 : 8$$



При добијању воде, 1 g водоника се увек једини са 8 g кисеоника, при чему настаје 9 g воде, тј. 2 g кисеоника остају несједињена (у вишку)



**Пример** Угљеник(IV)-оксид ( $\text{CO}_2$ ) се може добити на следеће начине:



Одредити најмањи масени однос елемената у угљеник(IV)-оксиду, који се добија на напред наведене начине.

**Решење:**

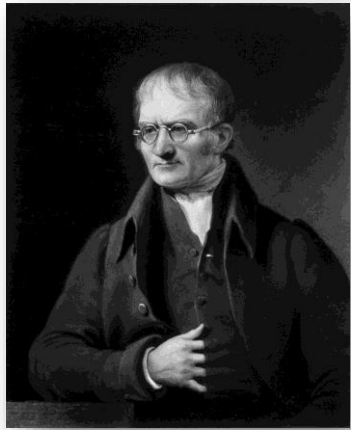


$$\text{C} : \text{O} = 12 : 32$$

$$\text{C} : \text{O} = 3 : 8$$



Без обзира на начин добијања угљеник(IV)-оксида, увек се 3 g угљеника једини са 8 g кисеоника, при чему настаје 11 g угљеник(IV)-оксида.

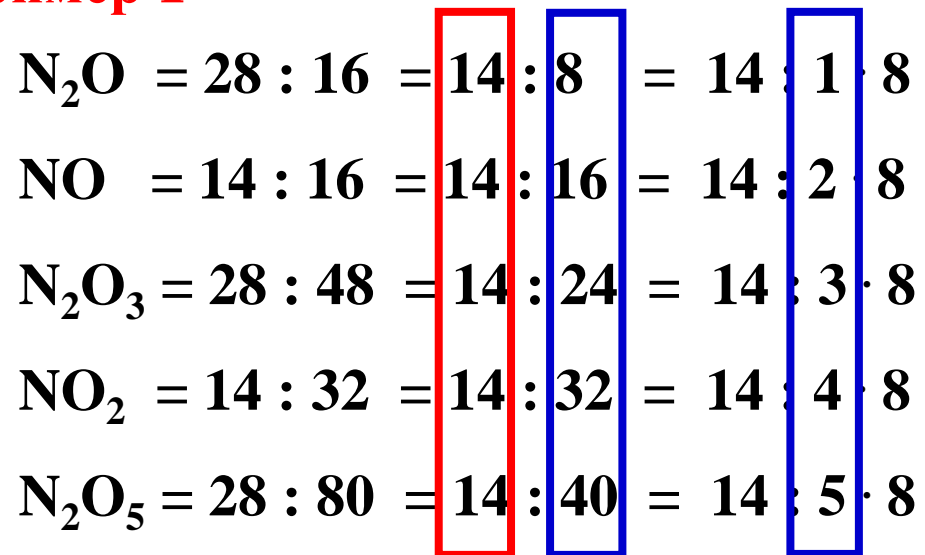


Джон Далтон  
1802. године

## ЗАКОН УМНОЖЕНИХ МАСЕНИХ ОДНОСА

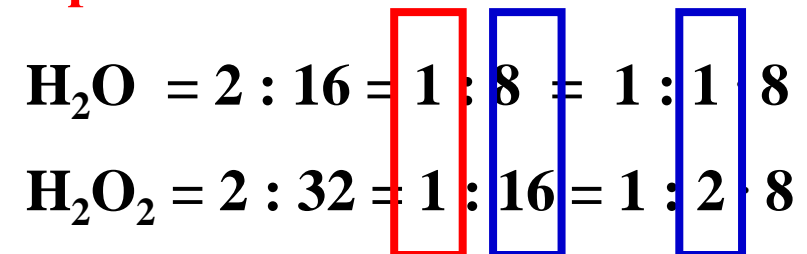
Ако два елемента граде више једињења, онда различите масе једног елемента које се једине са истом масом другог елемента стоје међусобно у односу малих целих бројева

### Пример 1



Маса азота      Маса кисеоника  
стална          променљива

### Пример 2



Маса водоника      Маса кисеоника  
стална              променљива





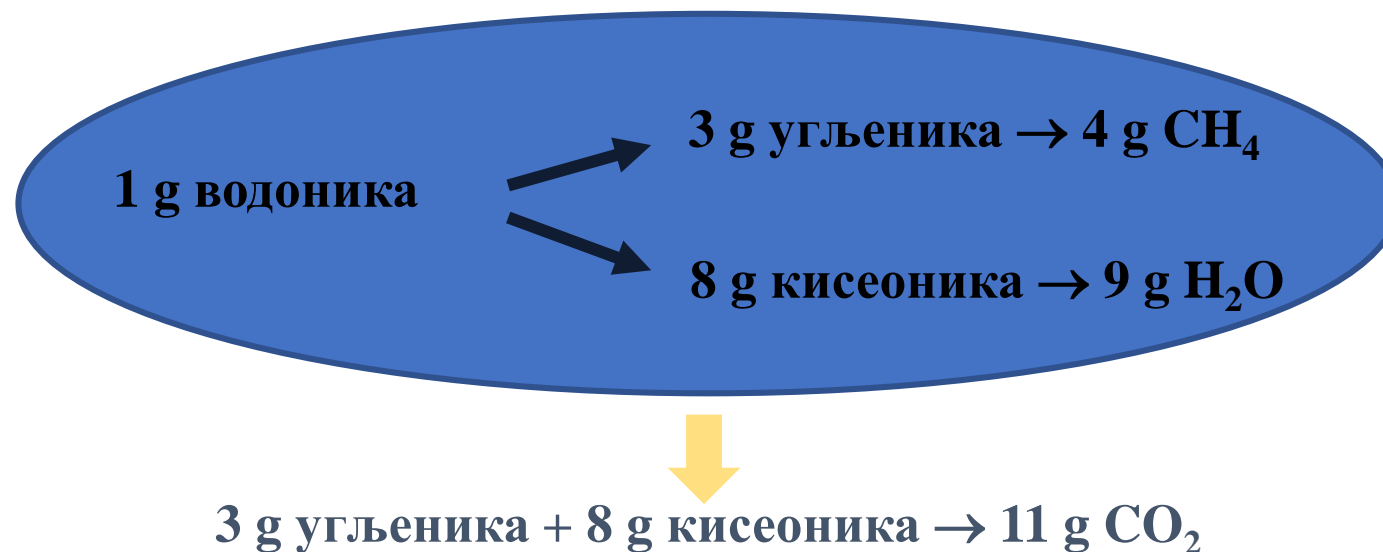
Јеремијас Рихтер  
1792. године

## ЗАКОН ЕКВИВАЛЕНТНИХ МАСА

Хемијски елементи се међусобно једине и један другог замењују у односу својих еквивалената

Ако два елемента реагују са једном те истом масом неког трећег елемента у одређеним масеним односима, онда они реагују и међусобно у истим масеним односима, а исто тако и са неким четвртим елементом

### Пример



**Еквивалентна маса** – маса елемента која се једини са једним mol атома водоника (1,008 g) или га замењује у хемијским реакцијама

1 g водоника се увек једини са 8 g  
кисеоника



Еквивалентна маса кисеоника је 8 g/mol



# Релативна атомска маса (тежина), $A_r$

Џ. Далтон, 1803. године

Релативна атомска маса неког елемента представља однос између масе тог елемента ( $m_a$ ) и масе атома водоника

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{m_a(H)}$$

$A_r(\text{хемијска скала}) < A_r(\text{физичка скала})$



$$A_r(X) = \frac{\bar{m}_a(X)}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})}$$

Стандард  
Изотоп угљеника  $^{12}\text{C}$

Релативна атомска маса неког елемента је број који показује колико је пута просечна маса атома неког елемента већа од  $1/12$  масе угљениковог изотопа  $^{12}\text{C}$



Џозеф Геј-Лисак  
1808. године

## ЗАКОН ЗАПРЕМИНСКИХ ОДНОСА

Запремине гасова који међусобно реагују или настају током хемијске реакције стоје у односу малих целих бројева, ако су мерења вршена при истим условима притиска и температуре

### Пример 1

водоник + кисеоник → водена пара



Геј-Лисак

$2 \text{ dm}^3$  водоника +  $1 \text{ dm}^3$  кисеоника →  $2 \text{ dm}^3$  водене паре



$V(\text{водоник}) : V(\text{кисеоник}) : V(\text{водена пара}) = 2 : 1 : 2$

### Пример 2

водоник + азот → амонијак



Геј-Лисак

$3 \text{ dm}^3$  водоника +  $1 \text{ dm}^3$  азота →  $2 \text{ dm}^3$  амонијака



$V(\text{водоник}) : V(\text{азот}) : V(\text{амонијак}) = 3 : 1 : 2$



Каницаро,  
1858. године

## АВОГАДРОВА ХИПОТЕЗА → АВОГАДРОВ ЗАКОН

Важи за све супстанце у гасовитом агрегатном стању, осим за племените гасове, код којих је најситнија честица гаса - **АТОМ**

Релативна молекулска маса,  $M_r$

$$M_r(X) = \frac{\overline{m}_a(X)}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})}$$

Релативна молекулска маса неке супстанце је број који показује колико је пута просечна маса молекула те супстанце већа од  $1/12$  масе угљениковог изотопа  $^{12}\text{C}$

Релативна молекулска маса се може израчунати сабирањем релативних атомских маса свих атома који чине молекул

**Пример**

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

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,00 + 16,00 = 18,00$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O})$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,01 + (3 \cdot 16,00) = 100,09$$

$$M_r = A_{r_1} + A_{r_2} + \dots + A_{r_n} = \sum A_{r,i}$$



# КОЛИЧИНА СУПСТАНЦЕ

Јединица за количину супстанце (*n*) је **mol**.

**Mol је она количина супстанце која садржи онолико честица (молекула, атома, јона) колико има атома у 12 g угљениковог изотопа  $^{12}\text{C}$ , а то је  $6,022 \cdot 10^{23}$  честица**

Количина супстанце, *n* – однос броја честица те супстанце и Авогадрове константе (броја)

$$n = \frac{N}{N_A}$$

**Авогадрова константа**

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



**1 mol атома водоника**  
 **$6,022 \cdot 10^{23}$  атома водоника**



**1 mol молекула водоника**  
**2 mol атома водоника**  
 **$6,022 \cdot 10^{23}$  молекула водоника**  
 **$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  атома водоника**



**1 mol молекула воде**  
 **$6,022 \cdot 10^{23}$  молекула воде**  
 **$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$  атома водоника**  
**2 mol атома водоника**  
 **$6,022 \cdot 10^{23}$  атома кисеоника**  
**1 mol атома кисеоника**

Моларна маса,  $M$  – маса коју има 1 mol супстанце. Јединица за моларну масу је **g/mol**.

$$M = \frac{m}{n}$$

По бројној вредности, моларна маса супстанце је једнака релативној атомској, односно релативној молекулској маси.

$$M = A_r \cdot \text{g/mol}$$

$$A_r(\text{N}) = 14,0$$

$$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g/mol}$$

$$M = M_r \cdot \text{g/mol}$$

$$M_r(\text{NH}_3) = 17,0$$

$$M(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g/mol}$$

Моларна запремина,  $V_m$  – запремина коју заузима 1 mol гасовите супстанце. Јединица за моларну запремину је **dm<sup>3</sup>/mol**.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Запремина гаса зависи од притиска и температуре, што је дефинисано гасним законима, који важе за идеалне гасове.

# Идеални vs. реални гас

➤ Запремина атома или молекула гаса је занемарљива

➤ Између атома тј. молекула гаса не постоје привлачне Ван дер Валсове силе

➤ Не може се превести у течно или чврсто агрегатно стање

➤ Запремина атома или молекула гаса није занемарљива

➤ Између атома тј. молекула гаса постоје привлачне Ван дер Валсове силе

➤ Може се превести у течно или чврсто агрегатно стање



# БОЈЛ-МАРИОТОВ ЗАКОН

Р. Бојл



Е. Мариот



При константној температури гаса, запремина одређене количине гаса је обрнуто пропорционална притиску.

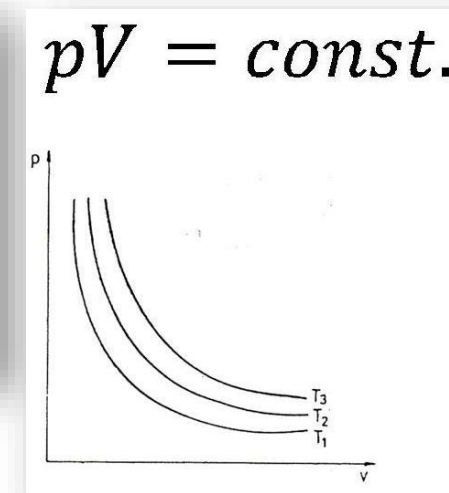
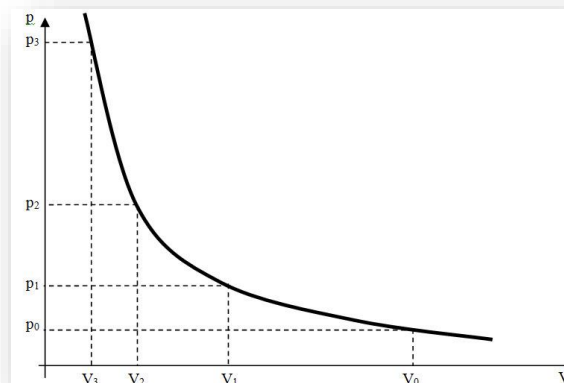
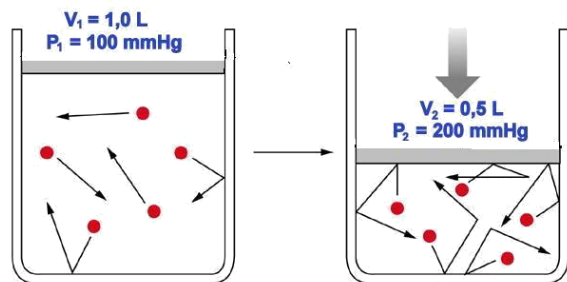
## Графички приказ

$$T = \text{const}$$

Изотермски процес

$$p \cdot V = \text{const}$$

$$p = \frac{\text{const}}{V}$$



$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = p_3 V_3 = p_0 V_0$$



# ШАРЛ-ГЕЈ-ЛИСАКОВ ЗАКОН

Ж. Шарл

При истом порасту температуре, запремина различитих гасова се повећава за исти износ



Џ. Геј-Лисак

Одредио повећање запремине гаса, при повећању температуре од 1 °C

При константном притиску и при константној количини гаса, када температура гаса порасте (или опадне) за 1 °C, запремина гаса порасте (или опадне) за  $1/273,15$  део запремине коју је гас имао на 0 °C

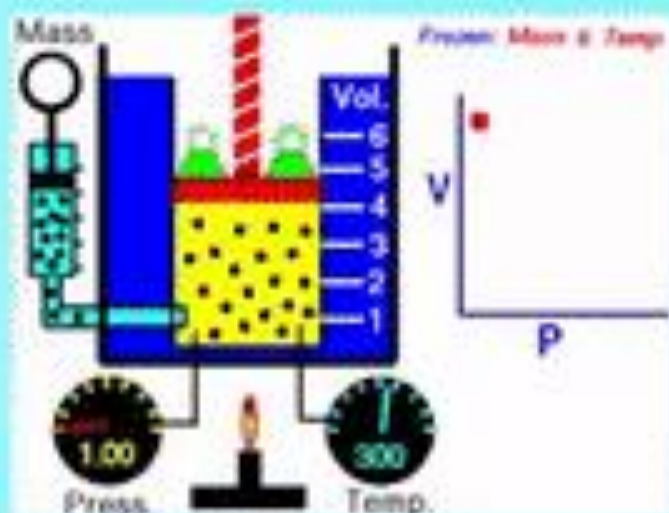
$$p = \text{const}$$

Изобарски процес

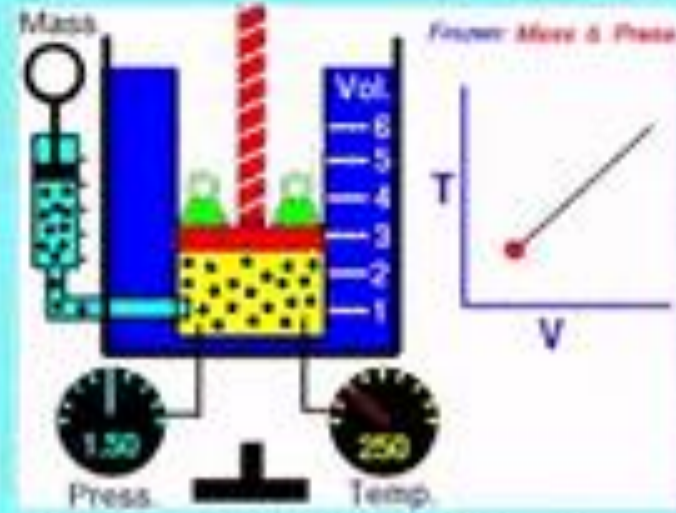
$$V = V_0 + \frac{V_0}{273,15} \cdot t$$

$V_0$  = запремина гаса на 0 °C

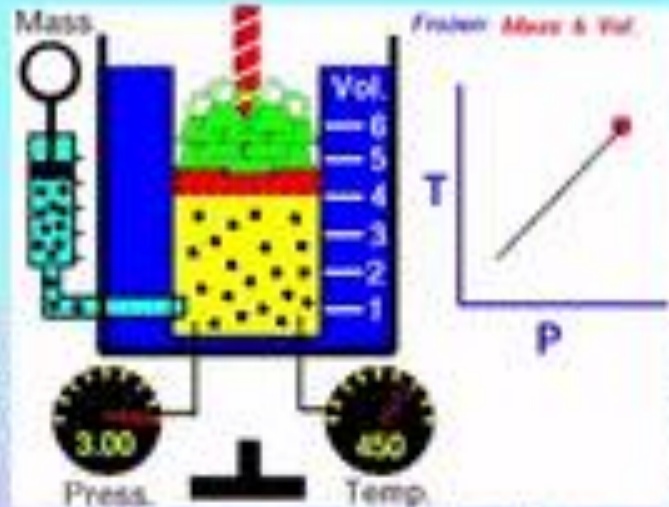
$V$  = запремина гаса на  $t$  °C



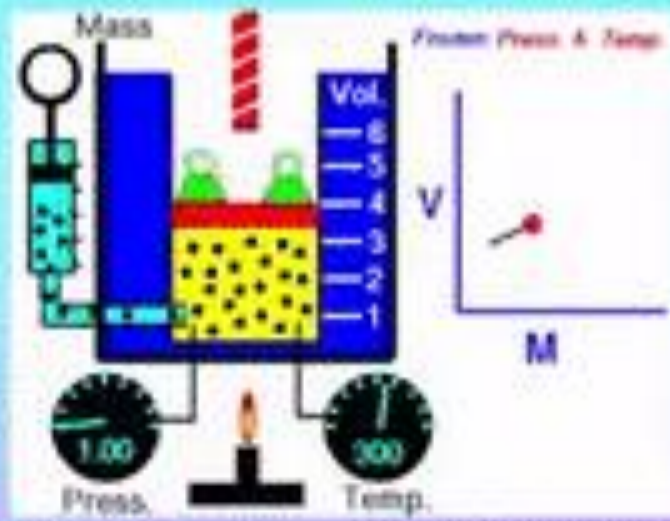
Boyle (1662)  $p \cdot V = f(M, T)$



Charles (1787)  $V/T = g(M, p)$



Gay-Lussac (1809)  $p/T = h(M, V)$



Avogadro (1811)  $n/V = k(p, T)$

# ЈЕДНАЧИНА СТАЊА ИДЕАЛНОГ ГАСА

Бојл-Мариотов  
закон

Шарл-Геј-Лисаков  
закон

Авогадров закон

$$V = \frac{\text{const}}{p}$$

$$V = \text{const} \cdot T$$

$$V = \text{const} \cdot n$$

$$V = \text{const} \cdot \frac{n T}{p}$$

$$pV = \text{const} \cdot nT$$

Једначина стања  
идеалног гаса

$$pV = \text{const} \cdot nT$$

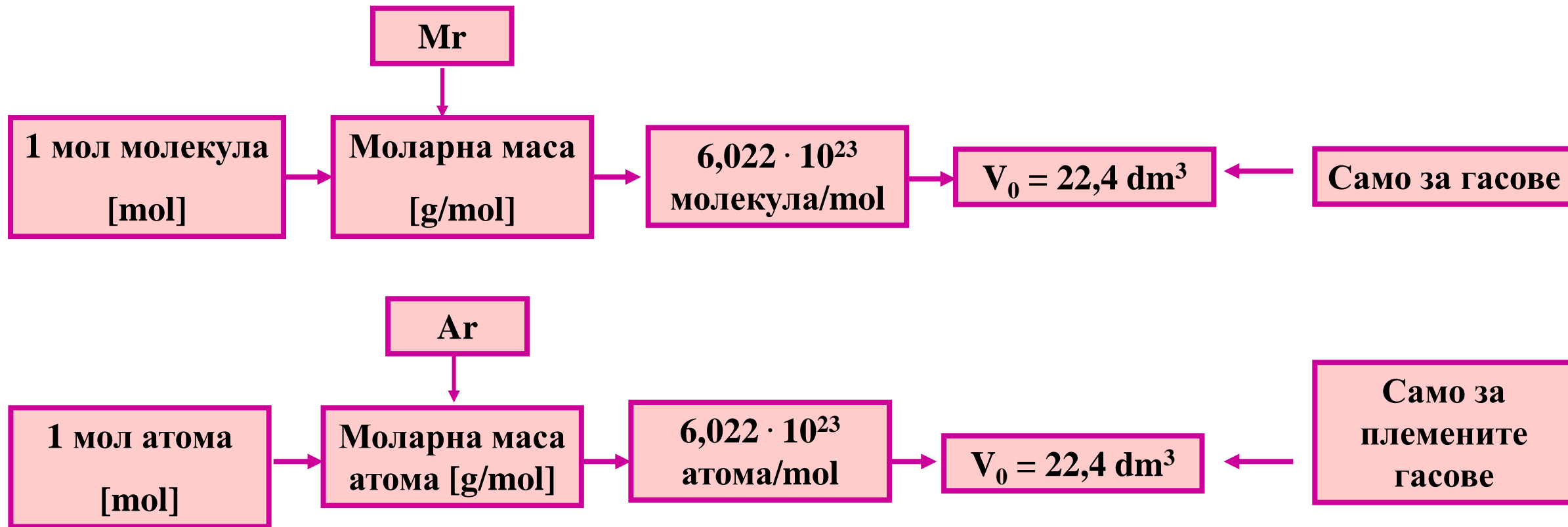
$$\text{const} = R$$

$$pV = nRT$$

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,314 \text{ Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

универзална гасна константа





**Пример** Израчунати број атома натријума у 0,120 mol натријума.

**Решење:** 1 mol Na ..... 6 · 10<sup>23</sup> атома Na

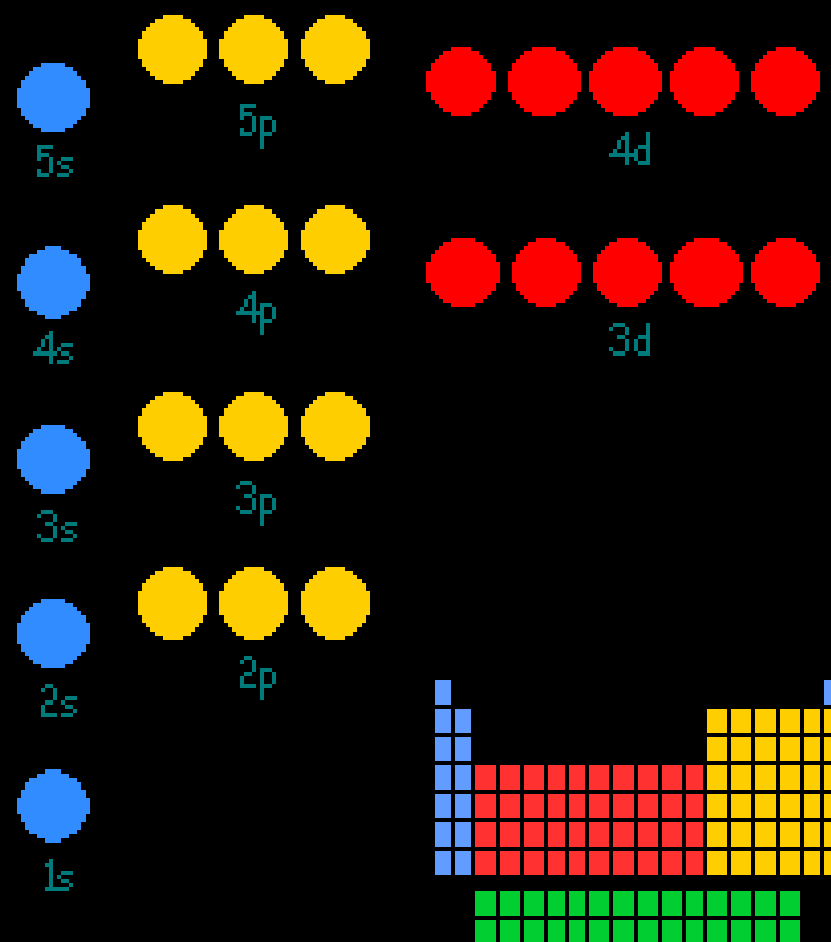
0,120 mol Na ..... **x**

1 mol Na : 6 · 10<sup>23</sup> атома Na = 0,120 mol Na : **x**

1 mol Na · **x** = 6 · 10<sup>23</sup> атома Na · 0,120 mol Na

**x** = 7,2 · 10<sup>22</sup> атома Na

✓ Electron configurations ( $Z = 1 - 54$ )

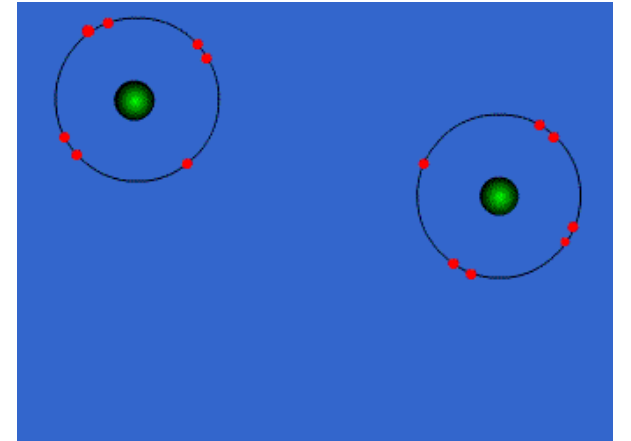


$z^X$  configuration

©D.R.Herrick

# Хемијска веза

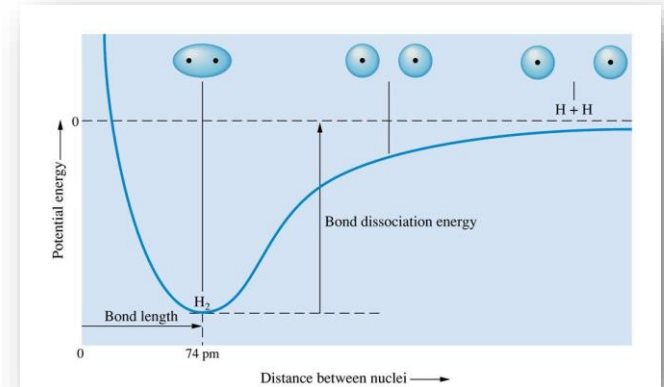
Када се атоми удружују у веће целине – молекуле или кристале, они се међусобно везују, а сила који их држи на окупу се назива **ХЕМИЈСКА ВЕЗА**



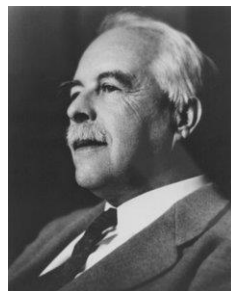
Зашто атоми теже да се удружују у веће целине?

1) Удруживањем атома у веће целине снижава се енергија система

2) Грађење хемијске везе се може објаснити електронском теоријом валенце



**КОВАЛЕНТНА ВЕЗА**



Гилберт Луис



Валтер Косел

**ЈОНСКА ВЕЗА**

# Јонска веза

Јонска веза – граде је елементи који имају ниске вредности за енергију јонизације (метали) и елементи који имају велики афинитет према електрону (неметали)

Типична јонска једињења су халогениди и оксиди алкалних и земноалкалних метала

$\text{LiF}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaI}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ...

Атоми метала отпуштањем електрона постају позитивно наелектрисани јони – катјони

Атоми неметала примањем електрона постају негативно наелектрисани јони – анјони

Разменом електрона атоми метала и неметала постижу стабилне електронске конфигурације (дублет или октет)

Између насталих јона делује **привлачна електростатичка сила**

1 2

H He

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Li Be B C N O F Ne

19 20 21 22 23 24 25 26 27 28 29 30 31 32 33 34 35 36

Na Mg Al Si P S Cl Ar

37 38 39 40 41 42 43 44 45 46 47 48 49 50 51 52 53 54

Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe

55 56 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71 72 73 74 75 76 77 78 79 80 81 82 83 84 85 86

Cs Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

87 88 89-103 104 105 106 107 108 109 110 111 112 113 114 115 116 117 118

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

97 98 99 100 101 102 103

La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

99 100 101 102 103

Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

104 105 106 107 108 109 110 111 112 113 114 115 116 117 118

Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

119 120 121 122 123 124 125 126 127 128 129 130 131 132 133 134 135 136

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

137 138 139 140 141 142 143 144 145 146 147 148 149 150 151 152 153 154

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

155 156 157 158 159 160 161 162 163 164 165 166 167 168 169 170 171 172

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

173 174 175 176 177 178 179 180 181 182 183 184 185 186 187 188 189 190

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

191 192 193 194 195 196 197 198 199 200 201 202 203 204 205 206 207 208

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

209 210 211 212 213 214 215 216 217 218 219 220 221 222 223 224 225 226

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

227 228 229 230 231 232 233 234 235 236 237 238 239 240 241 242 243 244

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

245 246 247 248 249 250 251 252 253 254 255 256 257 258 259 260 261 262

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

263 264 265 266 267 268 269 270 271 272 273 274 275 276 277 278 279 280

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

281 282 283 284 285 286 287 288 289 290 291 292 293 294 295 296 297 298

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

299 300 301 302 303 304 305 306 307 308 309 310 311 312 313 314 315 316

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

317 318 319 320 321 322 323 324 325 326 327 328 329 330 331 332 333 334

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

335 336 337 338 339 340 341 342 343 344 345 346 347 348 349 350 351 352

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

353 354 355 356 357 358 359 360 361 362 363 364 365 366 367 368 369 370

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

371 372 373 374 375 376 377 378 379 380 381 382 383 384 385 386 387 388

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

389 390 391 392 393 394 395 396 397 398 399 400 401 402 403 404 405 406

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

407 408 409 410 411 412 413 414 415 416 417 418 419 420 421 422 423 424

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

425 426 427 428 429 430 431 432 433 434 435 436 437 438 439 440 441 442

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

443 444 445 446 447 448 449 450 451 452 453 454 455 456 457 458 459 460

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

461 462 463 464 465 466 467 468 469 470 471 472 473 474 475 476 477 478

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

479 480 481 482 483 484 485 486 487 488 489 490 491 492 493 494 495 496

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

497 498 499 500 501 502 503 504 505 506 507 508 509 510 511 512 513 514

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

515 516 517 518 519 520 521 522 523 524 525 526 527 528 529 530 531 532

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

533 534 535 536 537 538 539 540 541 542 543 544 545 546 547 548 549 550

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

551 552 553 554 555 556 557 558 559 560 561 562 563 564 565 566 567 568

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

569 570 571 572 573 574 575 576 577 578 579 580 581 582 583 584 585 586

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

587 588 589 590 591 592 593 594 595 596 597 598 599 600 601 602 603 604

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

605 606 607 608 609 610 611 612 613 614 615 616 617 618 619 620 621 622

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

623 624 625 626 627 628 629 630 631 632 633 634 635 636 637 638 639 640

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

641 642 643 644 645 646 647 648 649 650 651 652 653 654 655 656 657 658

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

659 660 661 662 663 664 665 666 667 668 669 670 671 672 673 674 675 676

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

677 678 679 680 681 682 683 684 685 686 687 688 689 690 691 692 693 694

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

695 696 697 698 699 700 701 702 703 704 705 706 707 708 709 710 711 712

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

713 714 715 716 717 718 719 720 721 722 723 724 725 726 727 728 729 730

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

731 732 733 734 735 736 737 738 739 740 741 742 743 744 745 746 747 748

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

749 750 751 752 753 754 755 756 757 758 759 760 761 762 763 764 765 766

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

767 768 769 770 771 772 773 774 775 776 777 778 779 780 781 782 783 784

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

785 786 787 788 789 790 791 792 793 794 795 796 797 798 799 800 801 802

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

803 804 805 806 807 808 809 810 811 812 813 814 815 816 817 818 819 820

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

821 822 823 824 825 826 827 828 829 830 831 832 833 834 835 836 837 838

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

839 840 841 842 843 844 845 846 847 848 849 850 851 852 853 854 855 856

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

857 858 859 860 861 862 863 864 865 866 867 868 869 870 871 872 873 874

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

875 876 877 878 879 880 881 882 883 884 885 886 887 888 889 890 891 892

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

893 894 895 896 897 898 899 900 901 902 903 904 905 906 907 908 909 910

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

911 912 913 914 915 916 917 918 919 920 921 922 923 924 925 926 927 928

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

929 930 931 932 933 934 935 936 937 938 939 940 941 942 943 944 945 946

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

947 948 949 950 951 952 953 954 955 956 957 958 959 960 961 962 963 964

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

965 966 967 968 969 970 971 972 973 974 975 976 977 978 979 980 981 982

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

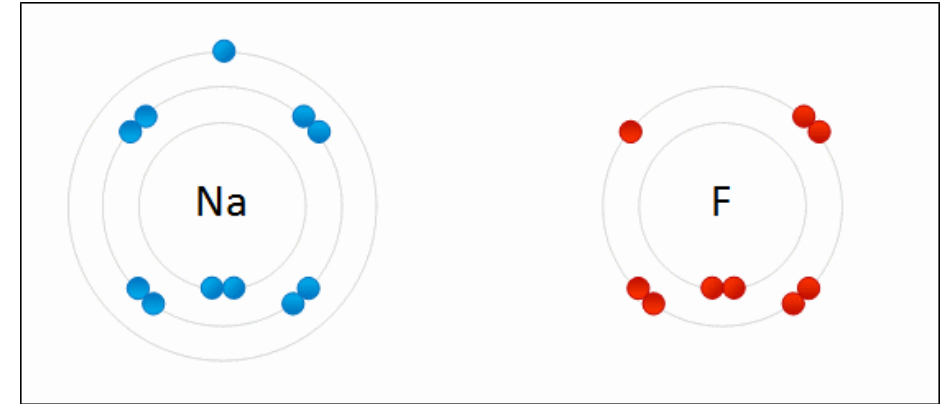
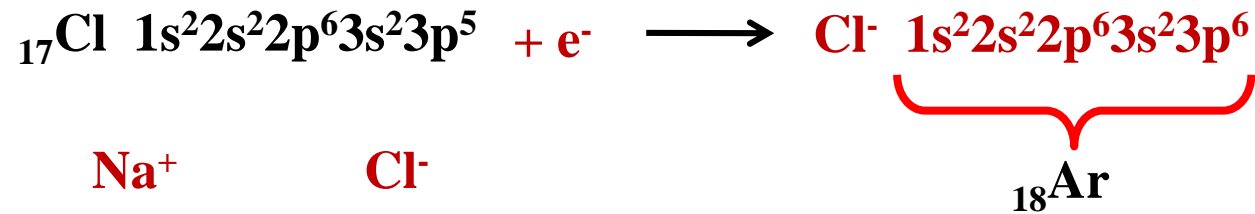
983 984 985 986 987 988 989 990 991 992 993 994 995 996 997 998 999 1000

Fr Ra Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr



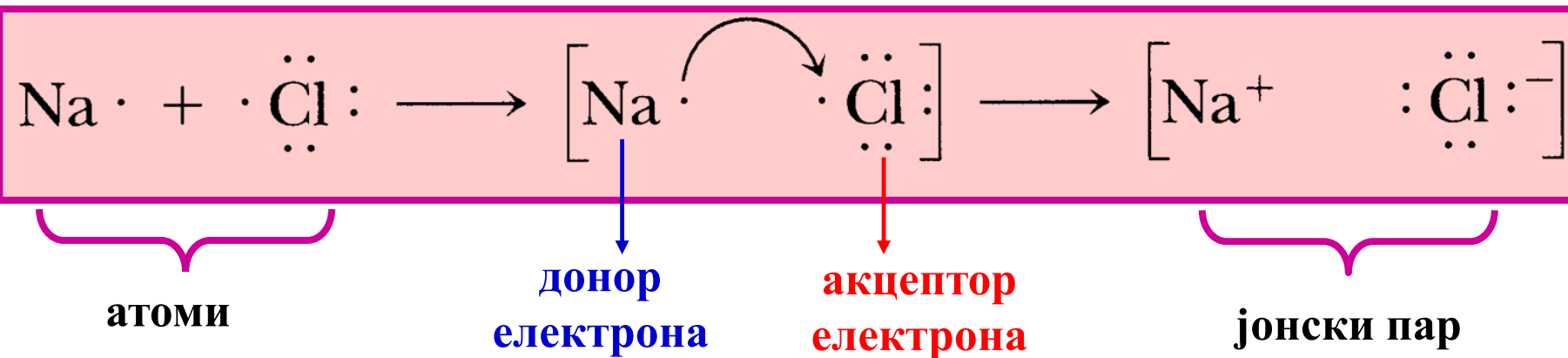
**Пример** Објаснити формирање јонске везе на примеру натријум-хлорида.  $Z(\text{Na}) = 11$ ,  $Z(\text{Cl}) = 17$

**Валентни електрон**



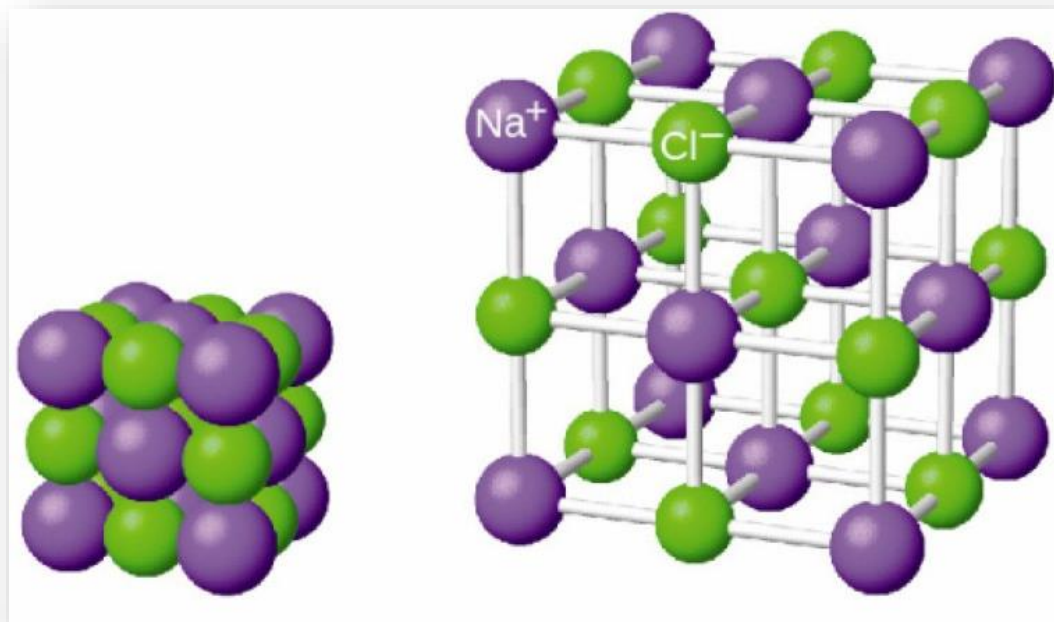
**Привлачне  
електростатичке силе**

**Јонска веза  
(хетерополарна веза)**

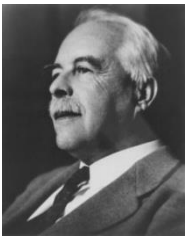


# Јонска једињења

- Чврсте, кристалне супстанце
- Садрже позитивне и негативне јоне, правилно распоређене у кристалној решетки



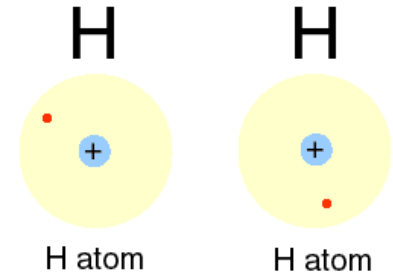
У кристалу  $\text{NaCl}$  не постоје јонски парови, већ је сваки  $\text{Na}^+$  јон окружен са шест  $\text{Cl}^-$  јона и обрнуто



Гилберт Луис

## Ковалентна веза

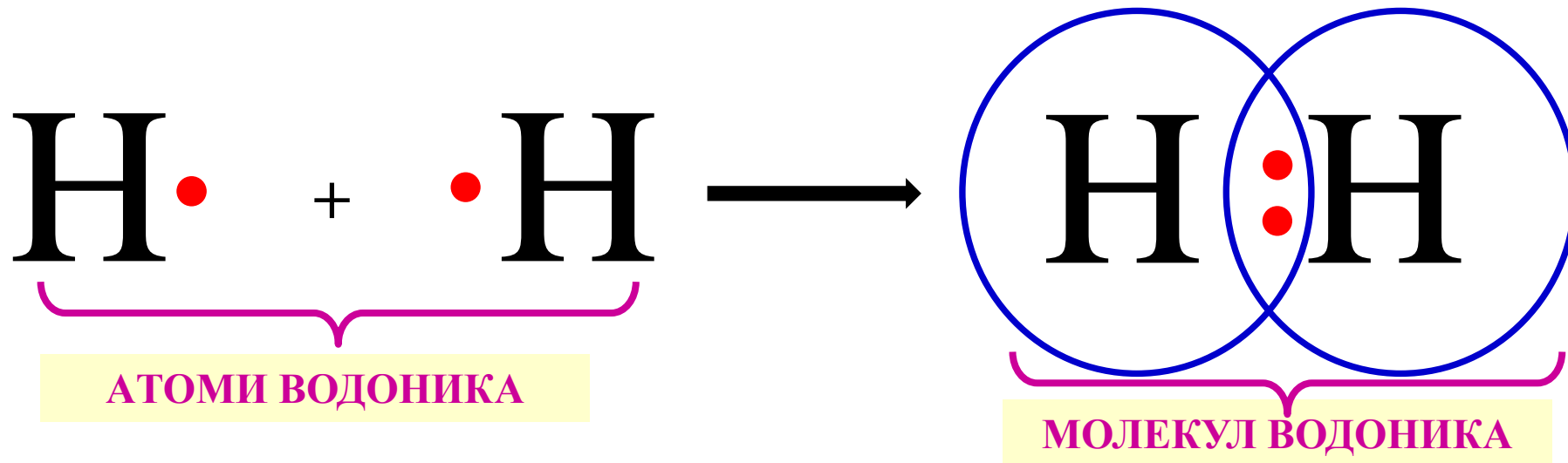
Ковалентна веза – веза између два атома неметала истих или различитих елемената



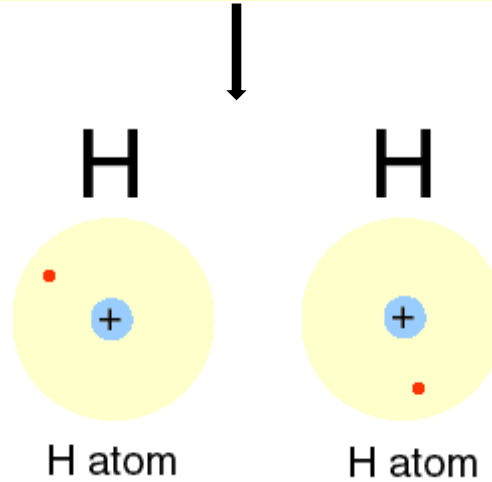
Ковалентна веза настаје стварањем једног или више заједничких електронских парова између атома.

Ковалентна веза – последица тежње атома неког елемента да постигне стабилну електронску конфигурацију племенитог гаса.

Ковалентна веза настаје удруживањем валентних електрона атома истих или различитих елемената, при чему се формирају заједнички електронски парови

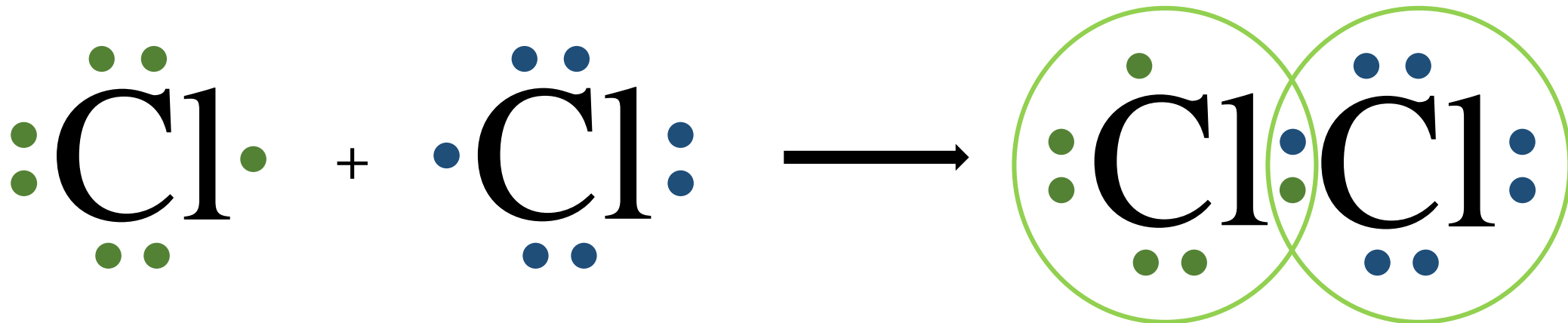


## ЈЕДНОСТРУКА КОВАЛЕНТНА ВЕЗА

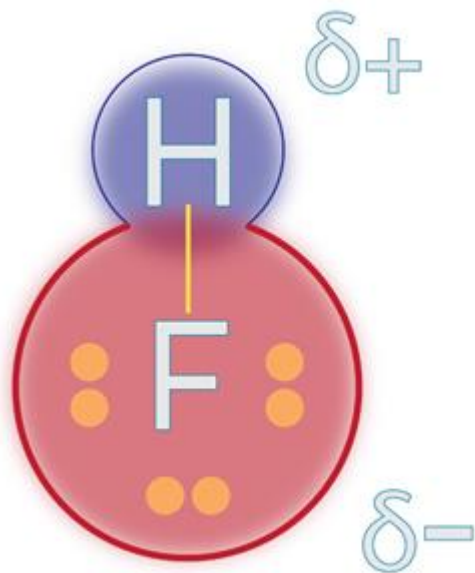


Настали заједнички електронски пар представља **једноструку ковалентну везу**.  
Заједнички електронски пар се може представити цртом у Луисовим структурним формулама.

**Пример** Објаснити формирање хемијске везе на примеру молекула хлора.  $Z(\text{Cl}) = 17$

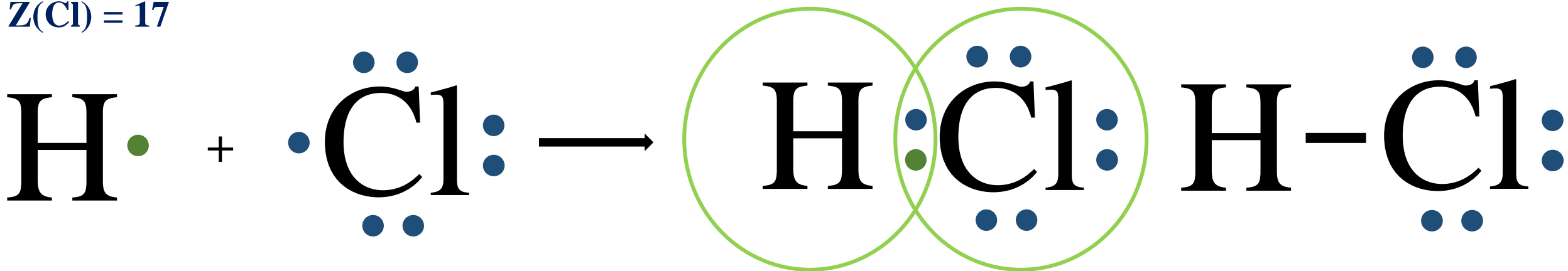






Електрони коју не учествују у хемијској вези – **слободни електронски парови**

**Пример** Објаснити формирање хемијске везе на примеру молекула хлороводоника.  $Z(\text{H}) = 1$ ,  $Z(\text{Cl}) = 17$



# Формирање двоструке ковалентне везе

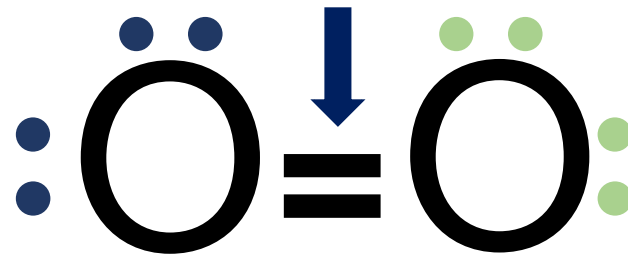
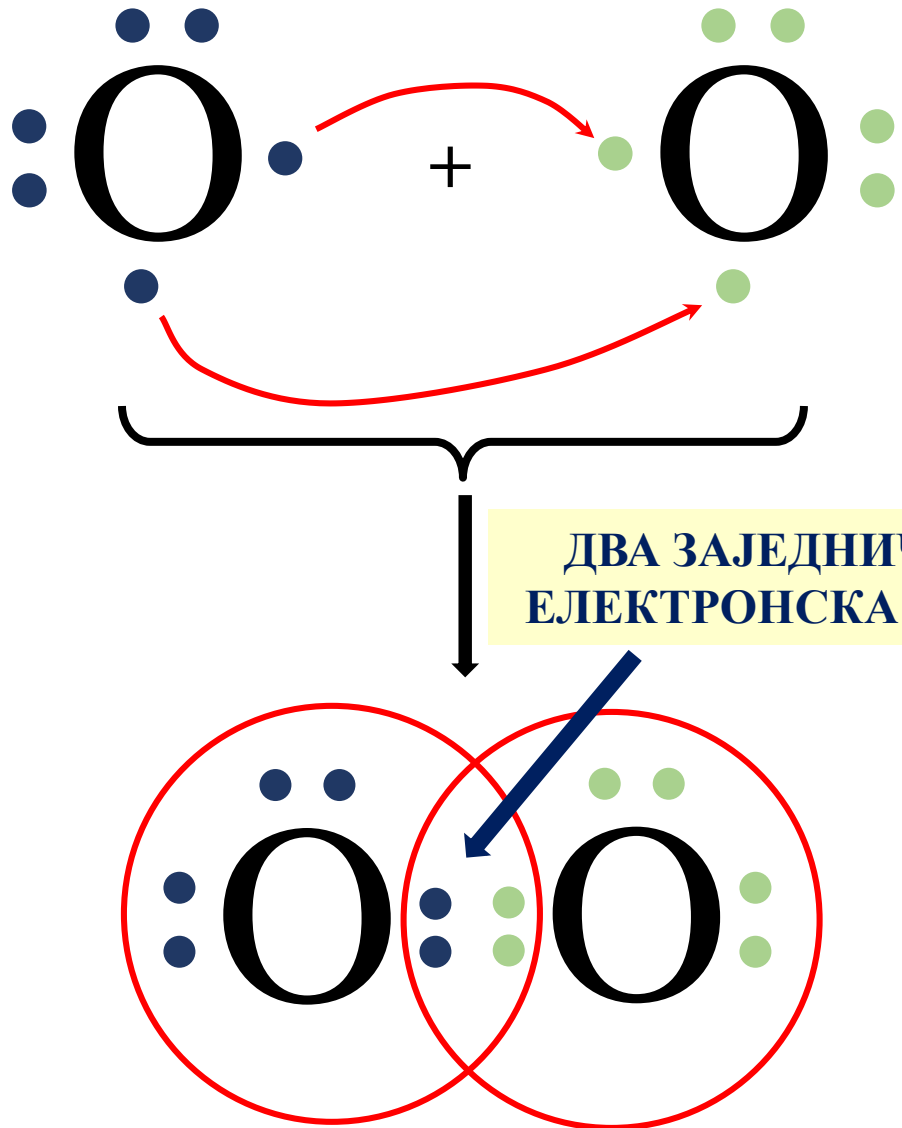
## Дужина и јачина ковалентне везе

Што више електронских парова учествује у повезивању два атома, веза између два атома је јача и краћа

Молекул	Дужина везе (pm)	Енергија везе (kJ/mol)
F—F	143	159
O=O	121	498
N≡N	110	946

ДВА ЗАЈЕДНИЧКА  
ЕЛЕКТРОНСКА ПАРА

ДВОСТРУКА ВЕЗА

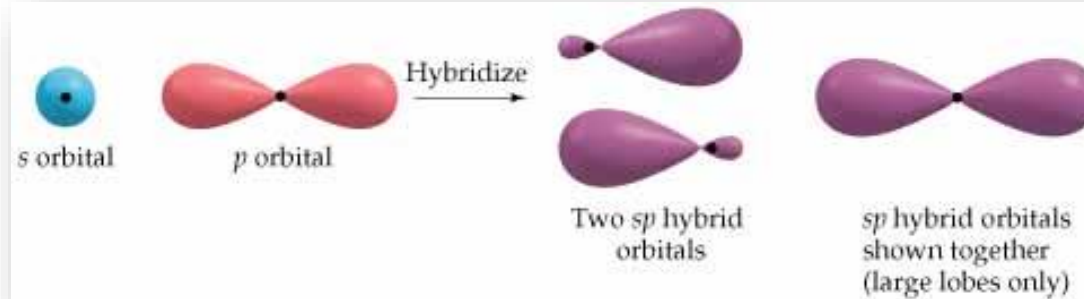


# Хибридизација атомских орбитала

- **Хибридизација** – комбиновање атомских орбитала истих или сличних енергија, при чему настају нове хибридне орбитале са новим особинама
- Број хибридних орбитала је једнак броју атомских орбитала чијом комбинацијом настају
- Хибридне орбитале су исте енергије, тј. дегенерисане
- **Хибридизација атомских орбитала не постоји у изолованом атому – то је само квантно-механички модел**

# *sp*-хибридизација

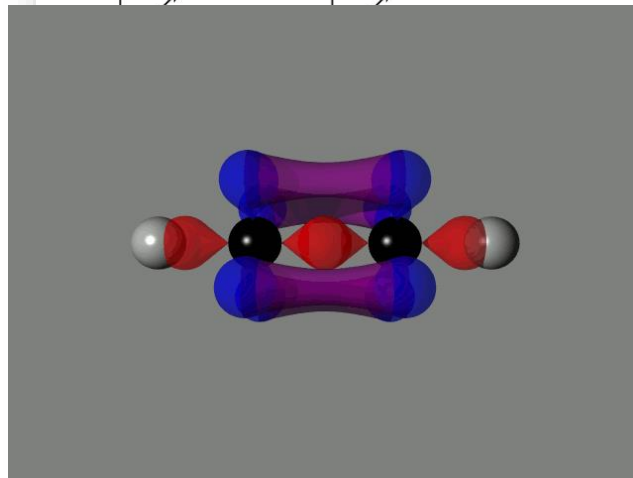
- Комбиновањем *s*- и *p*-орбитала настају две *sp*-хибридне орбитале
- *sp*-хибридне орбитале су истог облика и енергије
- Угао између *sp*-хибридних орбитала је  $180^\circ$
- Линеарна хибридизација



Две хибридне орбитале

## *sp*-хибридизација – $C_2H_2$ (етин или ацетилен)

ацетилен



### Трострука $C\equiv C$ веза у $C_2H_2$ :

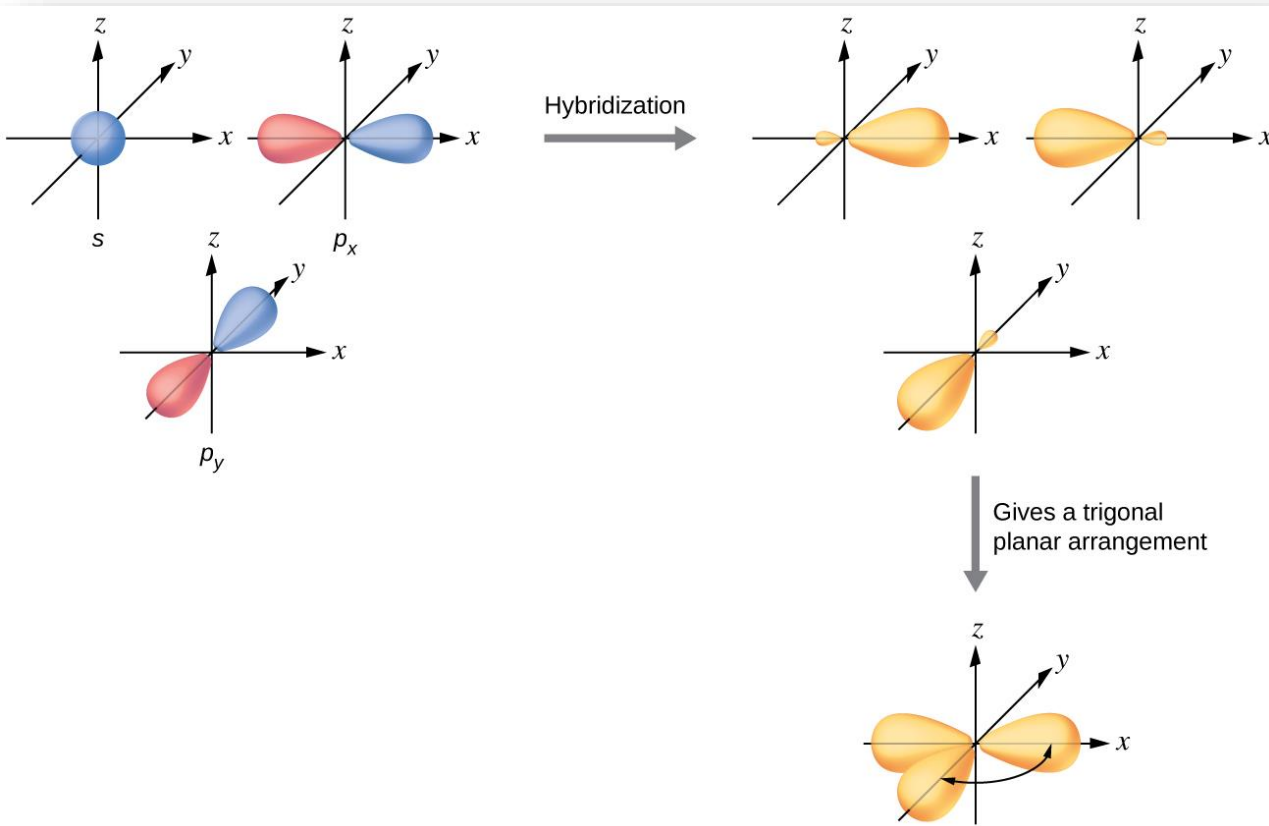
- 1)  $\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем *sp*-орбитала угљеника
- 2)  $\pi$  везе (две) – настају бочним преклапањем нехибризованих *p*-орбитала угљеника

### Једнострука $C-H$ веза у $C_2H_2$ :

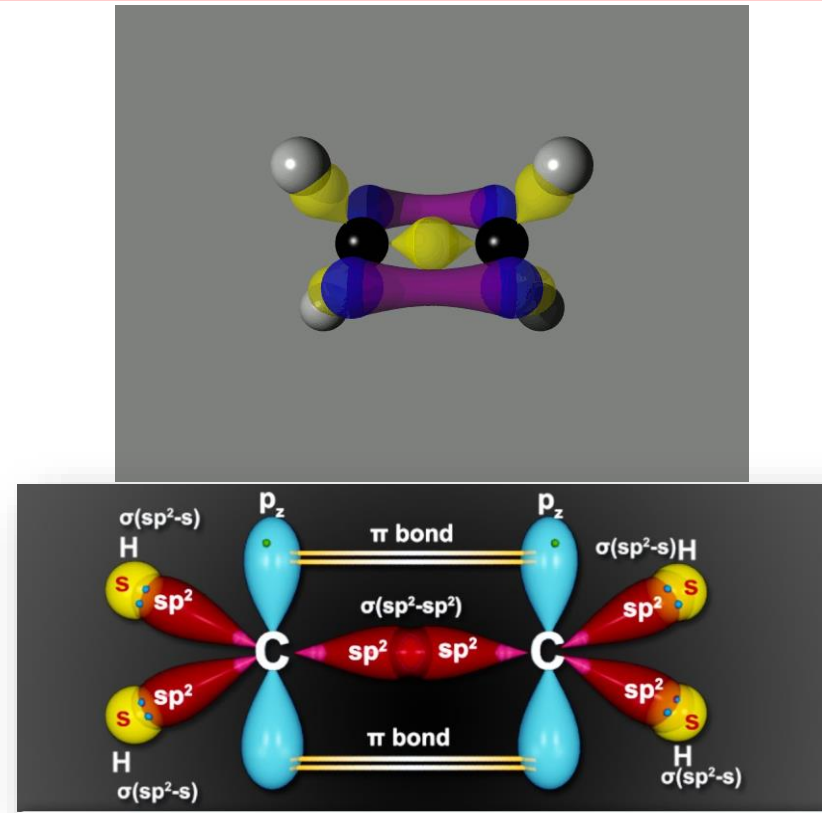
$\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем *sp*-орбитале угљеника и *s*-орбитале водоника

# $sp^2$ -хибридизација

- Комбиновањем једне  $s$ - и две  $p$ -орбитале настају три  $sp^2$ -хибридне орбитале
- $sp^2$ -хибридне орбитале су истог облика и енергије
- Угао између  $sp^2$ -хибридних орбитала је  $120^\circ$
- Тригонално-планарна геометрија



## $sp^2$ -хибридизација – $C_2H_4$ (етен)





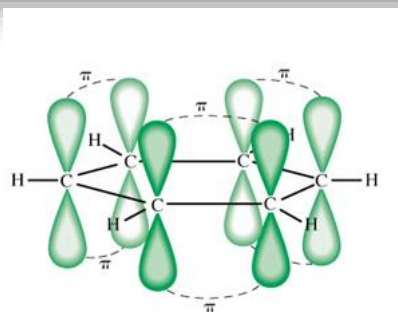
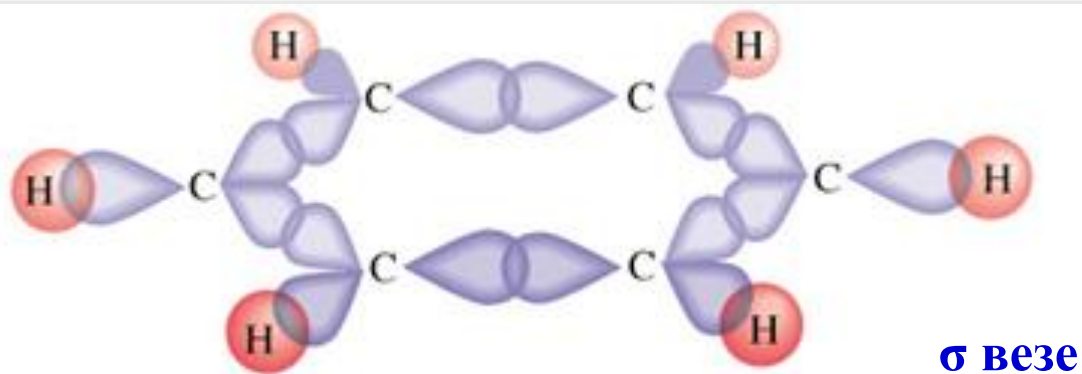
## Двострука C=C веза у C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:

- 1)  $\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем  $sp^2$ -орбитала угљеника
- 2)  $\pi$  веза – настаје бочним преклапањем нехибризованих  $p$ -орбитала угљеника

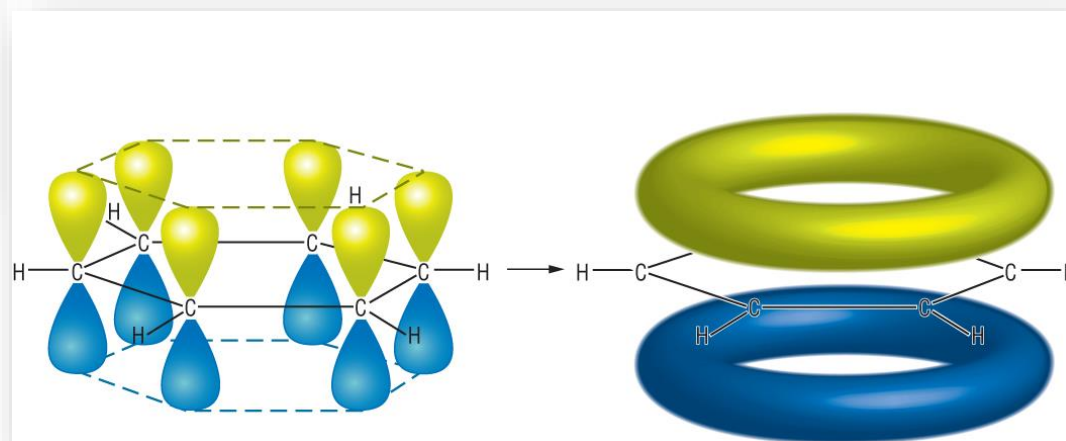
## Једнострука C–H веза у C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>:

$\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем  $sp^2$ -орбитале угљеника и  $s$ -орбитале водоника

## $sp^2$ -хибридизација – C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> (бензен)

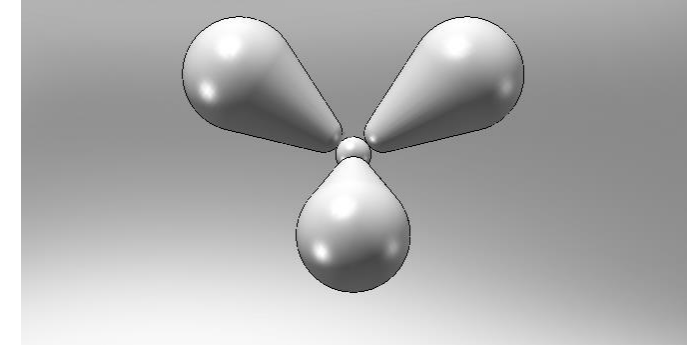


## Делокализована $\pi$ веза

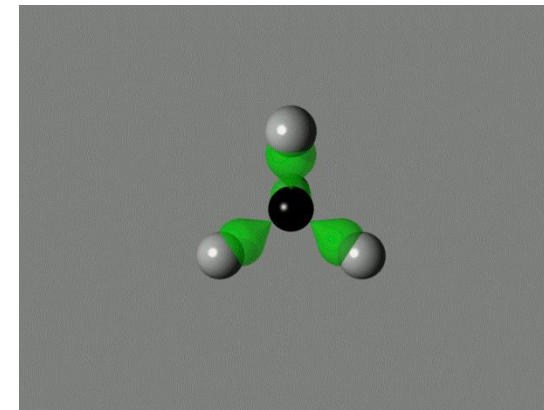
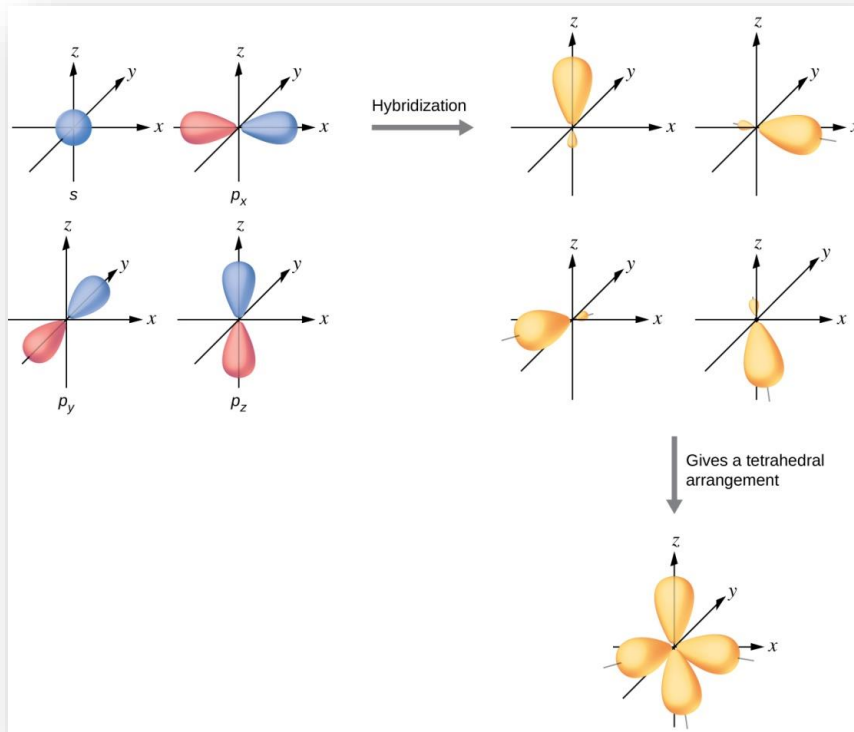


# $sp^3$ -хибридизација

- Комбиновањем једне  $s$ - и три  $p$ -орбитале настају три  $sp^3$ -хибридне орбитале
- $sp^3$ -хибридне орбитале су истог облика и енергије
- Угао између  $sp^3$ -хибридних орбитала је  $109,5^\circ$
- Тетраедарска геометрија



## $sp^3$ -хибридизација – $C_2H_6$ (етан)



метан

**Једнострука C—C веза у  $C_2H_6$ :**

**$\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем  $sp^3$ -орбитала угљеника**

**Једнострука C—H веза у  $C_2H_6$ :**

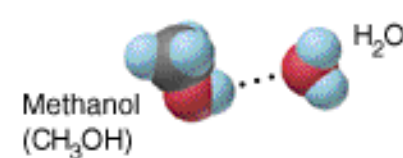
**$\sigma$  веза – настаје чеоним преклапањем  $sp^3$ -орбитале угљеника и  $s$ -орбитале водоника**

# Међумолекулске интеракције

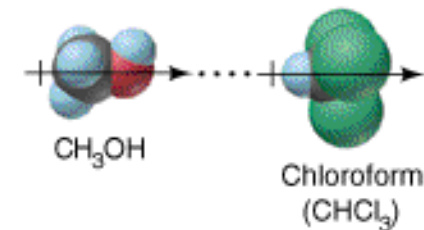
Међумолекулске (Ван дер Валсове) интеракције – све интеракције које делују између молекула

Одређују физичка својства супстанце:

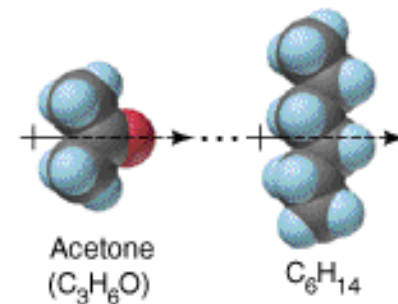
- 1) Температура топљења
- 2) Температура кључања
- 3) Агрегатно стање
- 4) Вискозност
- 5) Површински напон течности



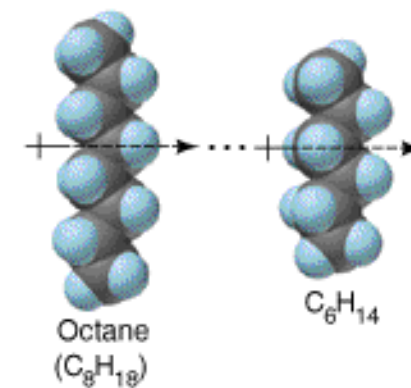
H bond



Dipole-dipole



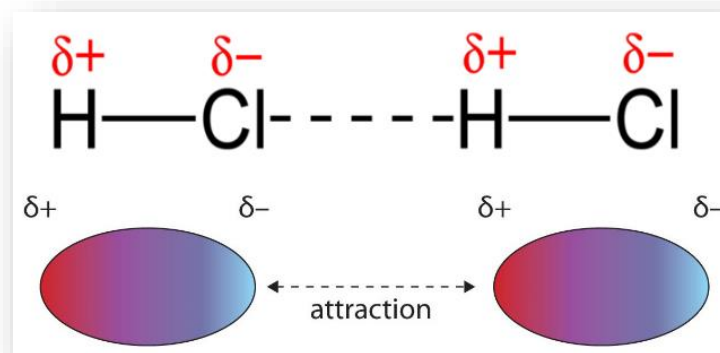
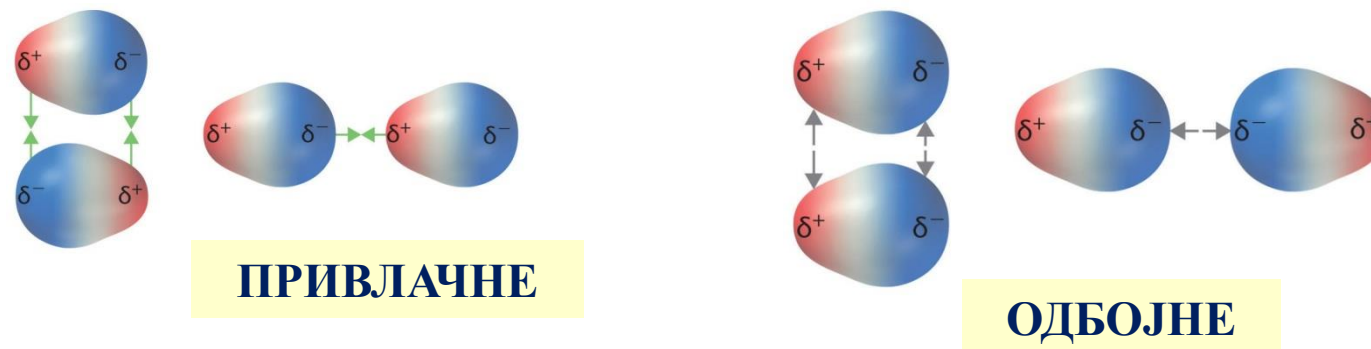
Dipole-induced dipole



Dispersion

# ДИПОЛ-ДИПОЛ ИНТЕРАКЦИЈЕ

## Интеракције између поларних молекула

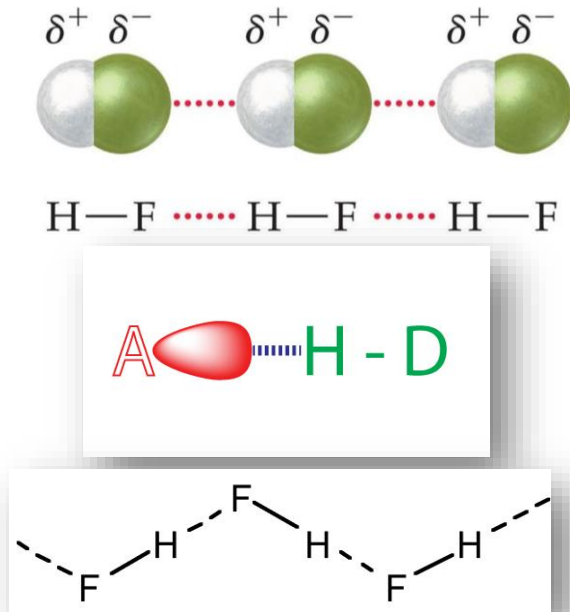


Енергија дипол-дипол интеракције зависи од величине диполног момента молекула, али су до 100 пута слабије од ковалентне везе

Енергија дипол-дипол интеракције: **1 – 10 kJ/mol**

# ВОДОНИЧНА ВЕЗА

Посебан тип дипол-дипол интеракција између атома водоника у поларној F—H, O—H и N—H вези и електронегативног атома флуора, кисеоника или азота



Водонична веза је интеракција између три атома:

- 1) Електронегативног атома за који је ковалентно везан атом водоника – донорски атом D
- 2) Атома водоника
- 3) Електронегативног атома другог молекула – акцепторски атом A

Водоничне везе су јаче од других дипол-дипол интеракција, али су десет пута слабије и два пута дуже од  $\sigma$  везе

Енергија водоничне везе: **10 – 40 kJ/mol**

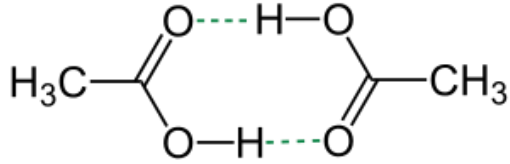
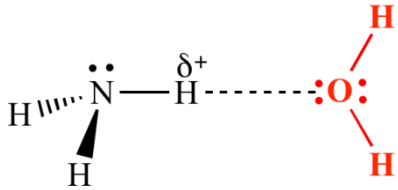
Најјача водонична веза – између молекула флуороводоника



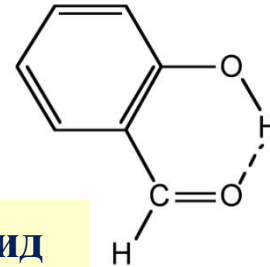
# Водонична веза

Интермолекулска - између два иста или различита молекула

Интрамолекулска - унутар једног молекула

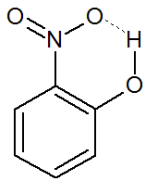


салицилалдехид

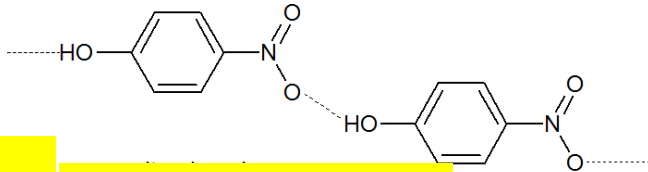


Спречава асоцијацију молекула → једињење има нижу температуру кључања

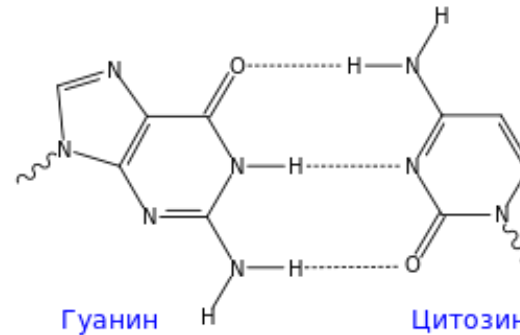
**Пример** Које једињење, *o*-нитрофенол и *p*-нитрофенол, има вишу тачку кључања?



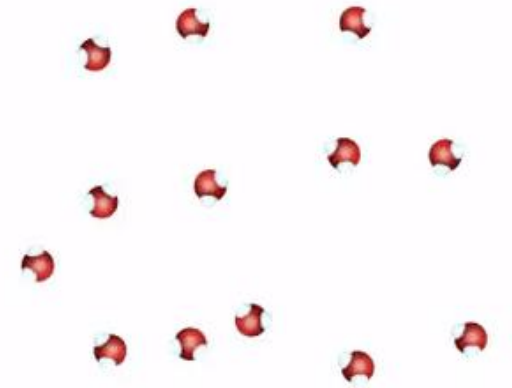
*o*-нитрофенол  
интрамолекулска  
водонична веза



*p*-нитрофенол  
интермолекулска  
водонична веза



Водонична веза између нуклеинских база

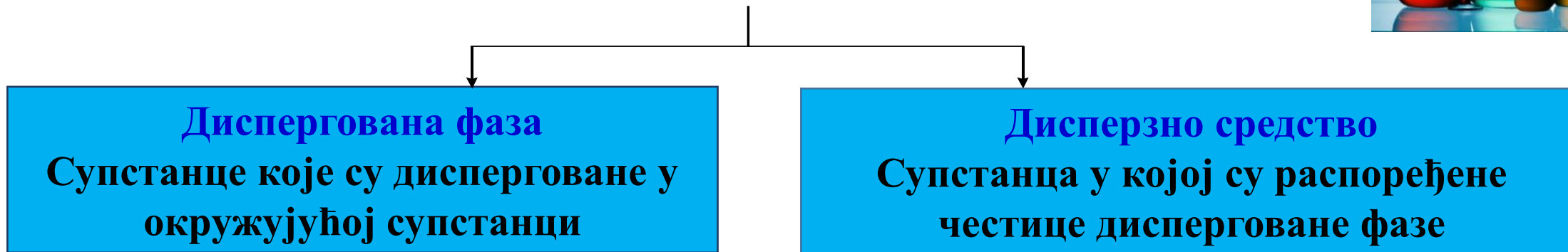


Водонична веза и грађење леда

*p*-нитрофенол кључа на вишој температури, јер се између молекула *o*-нитрофенола формира интрамолекулска водонична веза

# Раствори -Дисперзни системи

Дисперзни системи – смеше у којима су једна или више супстанци у већој или мањој мери равномерно распоређене у некој другој супстанци



Ваздух је дисперзни систем:

- 1) Азот је дисперзно средство (најраспрострањенији)
- 2) Остали гасови су дисперговане фазе

# Грубо-дисперзни системи

## СУСПЕНЗИЈЕ

## ЕМУЛЗИЈЕ

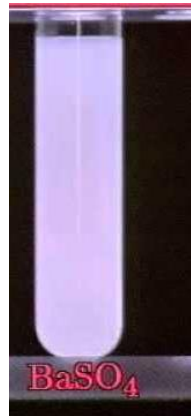
- Честице дисперговане фазе се могу уочити и голим оком ( $> 100 \text{ nm}$ )
- Нестабилни системи
- Фазе се лако одвајају

### Суспензије

Диспергована фаза: **чврсто агрегатно стање**  
Дисперзно средство: **течно агрегатно стање**



мутна речна вода



$\text{BaSO}_4$  у води

### Емулзије

Диспергована фаза: **течно агрегатно стање**  
Дисперзно средство: **течно агрегатно стање**

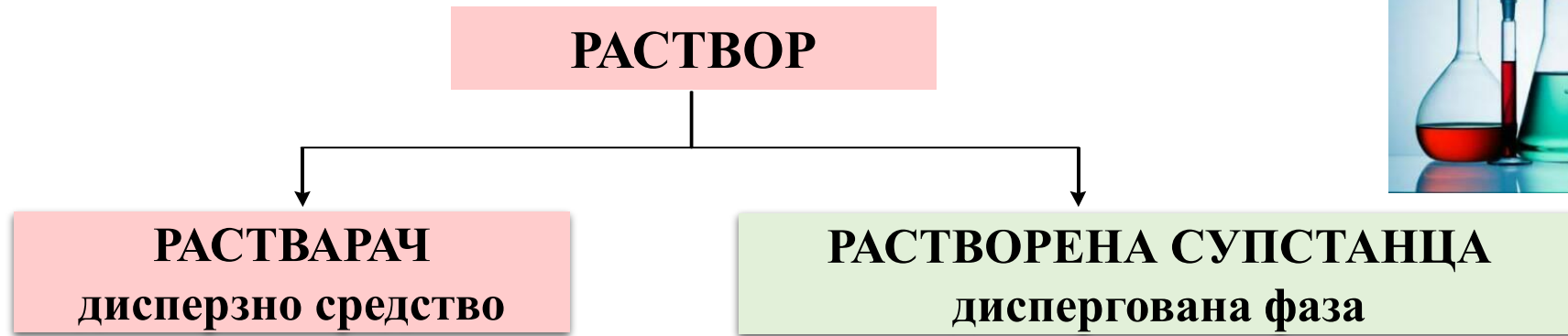


уље и вода

Емулгатор – супстанца која омогућава стварање стабилних емулзија

# Молекулско-дисперзни и јонско-дисперзни системи – ПРАВИ РАСТВОРИ

- Честице дисперговане фазе (молекули или јони) се не могу уочити и голим оком ( $< 1 \text{ nm}$ )
- Хомогене смеше
- Стабилни системи



- Растварач је супстанца која је истог агрегатног стања као и раствор
- Ако је више супстанци истог агрегатног стања као и раствор, растварач је супстанца које има највише

**Пример** Одредити која је супстанца растварач када се помешају:

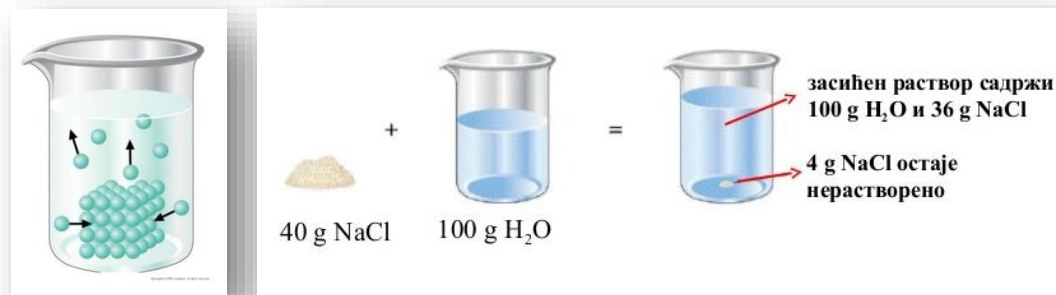
- а) 10 g соли и 100 g воде;
- б) 140 g етанола и 100 g воде;
- в) 200 g етанола и 300 g воде.

**Решење**

- а) Вода, јер је истог агрегатног стања као и раствор;
- б) Етанол, јер је присутан у вишку;
- в) Вода, јер је присутна у вишку.

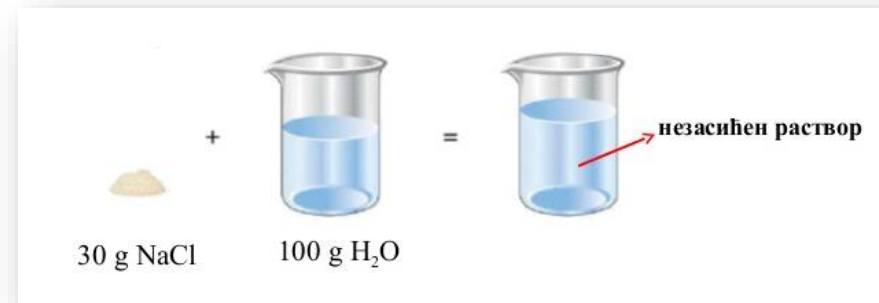
## Засићен раствор

- Раствор који садржи максималну могућу масу растворене супстанце у датој маси растварача на одређеној температури
- Успостављена динамичка равнотежа између процеса растварања и кристализације
- Садржај растворене супстанце у засићеном раствору је сталан
- Припрема се додавањем растворене супстанце у растварач док се не појави талог, при чему је раствор изнад талоба засићен



## Незасићен раствор

Раствор који садржи мање растворене супстанце у датој маси растварача од засићеног раствора на одређеној температури





## Презасићен раствор

- Раствор који садржи више растворене супстанце у датој маси растварача од засићеног раствора на одређеној температури
- Нестабилни
- Граде их супстанце које тешко кристалишу:  
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot \text{H}_2\text{O}$



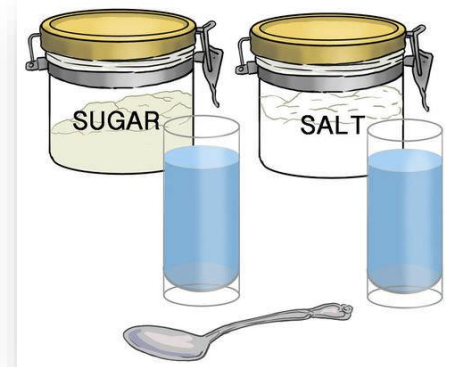
Презасићен раствор се припрема додавањем супстанце у засићен раствор, па променом температуре (загревањем ако се растворљивост повећава загревањем или хлађењем ако се растворљивост повећава хлађењем), а затим враћањем на првобитну температуру

**Растворљивост (R или S) – маса супстанце која се раствара у 100 g растварача на одређеној температури**

- **Лако растворне супстанце:**  $> 10$  g растворене супстанце на 100 g растварача
- **Слабо растворне супстанце:** 0,01 – 1,00 g растворене супстанце на 100 g растварача
- **Нерастворне супстанце**  $< 0,01$  g на 100 g растварача

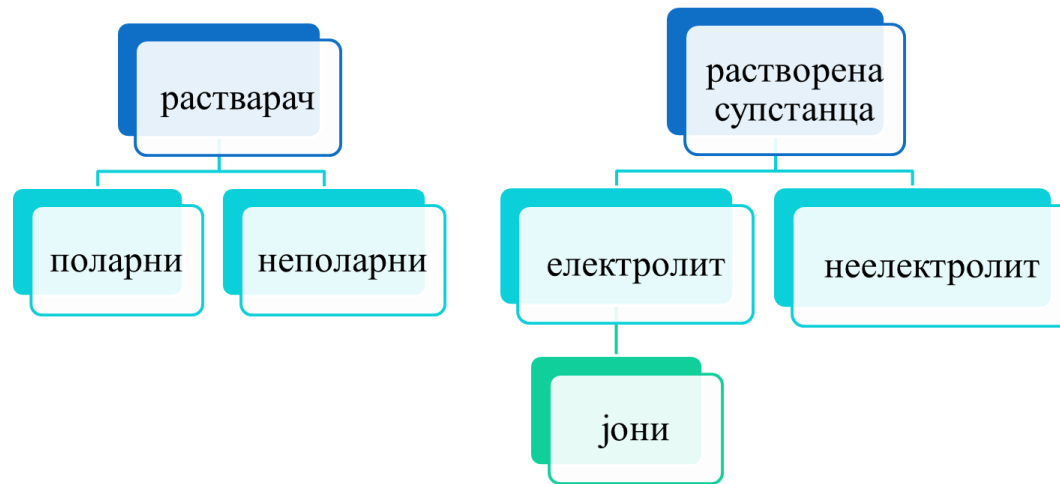
**Растворљивост зависи од:**

- 1) **природе растварача**
- 2) **природе растворене супстанце**
- 3) **температуре**
- 4) **притиска (гасовите супстанце)**

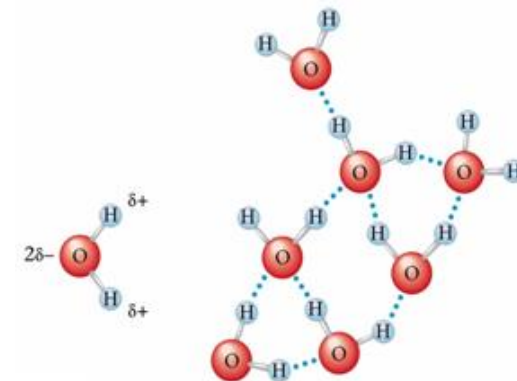
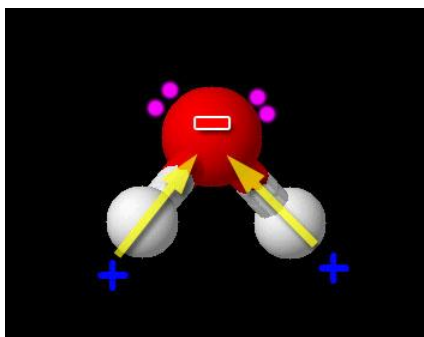


**СЛИЧНО СЕ У СЛИЧНОМ РАСТВАРА**

- **Неполарне супстанце се боље растварају у неполарним растварачима**
- **Поларне супстанце се боље растварају у поларним растварачима**
- **Ако је природа сила између честица растварача и растворене супстанце слична, супстанца ће бити добро растворна у датом растварачу**



**Вода ( $\text{H}_2\text{O}$ ) - најзначајнији и најчешће коришћен поларни растварач**



1. Растворљивост калијум-хлорида на  $30^\circ\text{C}$  износи 37,2 g. Колико се грама калијум-хлорида налази у 55,33 g zasiћеног раствора ове соли?
2. Одредити растворљивост  $\text{BaCl}_2$ , у води на  $0^\circ\text{C}$ , ако на овој температури 13,1g zasiћеног раствора садржи 3,1g соли.

## Масени удео, $\omega$

Масени удео растворене супстанце у раствору – однос масе растворене супстанце и масе раствора

$$\omega = \frac{m(\text{растворене супстанце})}{m(\text{раствора})}$$

$$\omega \cdot 100 = \%$$

Процентна концентрација – број грама растворене супстанце у 100 g раствора



Физиолошки раствор  
0,9% раствор NaCl



Рингеров раствор  
0,6% NaCl  
0,075% KCl  
0,01% CaCl<sub>2</sub>  
0,01% NaHCO<sub>3</sub>

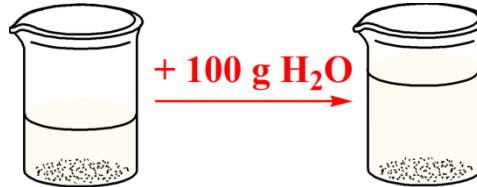
## Разблаживање и концентровање раствора познатог састава

Додавањем воде у раствор познатог састава, процентна концентрација се смањује

### РАСТВОР 1

100 g 10% раствор

$m(\text{растворене супстанце}) = 10 \text{ g}$



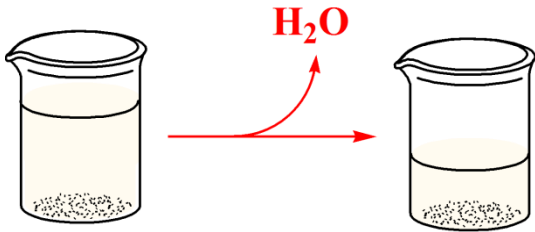
### РАСТВОР 2

$m(\text{раствора}) = 100 + 100 = 200 \text{ g}$

$m(\text{растворене супстанце}) = 10 \text{ g}$

$\omega = 10/200 = 0,05 \rightarrow 5\% \text{ раствор}$

Испаравањем воде из раствора, повећава се његова процентна концентрација



### РАСТВОР 1

$m(\text{растворене супстанце})_1$

$m(\text{раствора})_1$

$\omega_1$

=

### РАСТВОР 2

$m(\text{растворене супстанце})_2$

$m(\text{раствора})_2 = m(\text{раствора})_1 - m(\text{H}_2\text{O})$

>

$\omega_1 < \omega_2$

Мешање раствора познатог састава



+



### РАСТВОР 1

$m(\text{р.супстанце})_1$

$m(\text{раствора})_1$

$\omega_1$

### РАСТВОР 2

$m(\text{р.супстанце})_2$

$m(\text{раствора})_2$

$\omega_2$

### РАСТВОР 3

$m(\text{р. супстанце})_3 = m(\text{р. с})_1 + m(\text{р.с})_2$

$m(\text{раствора})_3 = m(\text{р})_1 + m(\text{р})_2$

$\omega_3 (\omega_1 > \omega_3 > \omega_2)$



## Молски удео, $x$

Молски удео растворене супстанце у раствору – однос количине те супстанце и укупног броја молова свих супстанци присутних у раствору

$$x = \frac{n(\text{растворене супстанце})}{n(\text{растворене супстанце}) + n(\text{растварача})}$$

Збир молских удела свих супстанци у раствору је један **1**

## Масена концентрација, $\gamma$

Масена концентрација – однос масе растворене супстанце и запремине раствора

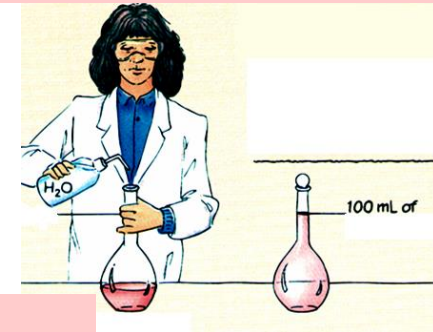
$$\gamma = \frac{m(\text{растворене супстанце})}{V(\text{раствора})}$$

Најчешће се изражава у  $\text{g/dm}^3$ , али се користе и друге јединице:  $\text{kg/dm}^3$ ,  $\text{g/cm}^3$ ,  $\text{mg/cm}^3$

# Моларна концентрација, $c$

Моларна (количинска) концентрација – однос количине растворене супстанце и запремине раствора

$$c = \frac{n(\text{растворене супстанце})}{V(\text{раствора})}$$

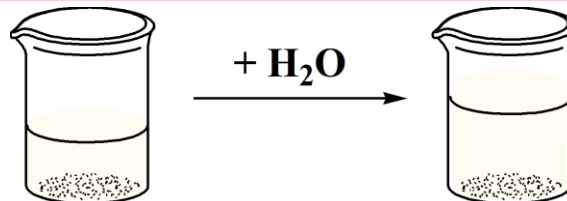


Изражава се у  $\text{mol/dm}^3$  ( $\text{mol/L}$ ) или  $M$

Моларна концентрација – број молова растворене супстанце у  $1 \text{ dm}^3$  раствора

## Разблаживање раствора познате моларне концентрације

Додавањем воде у раствор, не мења се количина растворене супстанце, већ само запремина раствора



**РАСТВОР 1**

**РАСТВОР 2**

$$\begin{aligned} n(\text{растворене супстанце})_1 &= n(\text{растворене супстанце}) \\ c_1 V_1 &= c_2 V_2 \end{aligned}$$

## Моалална концентрација, $b$

Моалална концентрација – однос количине растворене супстанце и масе растварача

$$b = \frac{n(\text{растворене супстанце})}{m(\text{растварача})}$$

Моалална концентрација – број молова растворене супстанце у 1 kg растварача

Изражава се у mol/kg или mmol/g

*ppm – parts per million*

*ppm* – број честица растворене супстанце на милион честица раствора

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/kg} = 1 \text{ }\mu\text{g/g} = 1 \text{ mg/L} = 1 \text{ }\mu\text{g/mL}$$

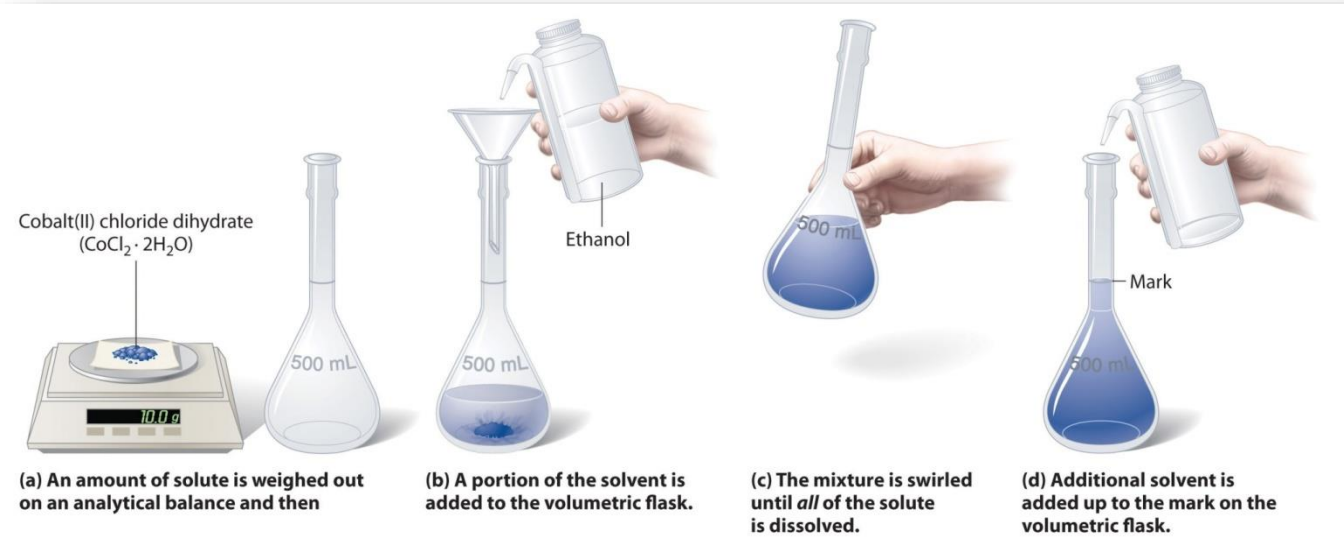
*ppb – parts per billion*

*ppb* – број честица растворене супстанце на милијарду честица раствора

$$1 \text{ ppb} = 1 \text{ }\mu\text{g/kg} = 1 \text{ ng/g} = 1 \text{ }\mu\text{g/L} = 1 \text{ ng/mL}$$

# Припремање раствора

Биће детаљно обрађено на вежбама.



**Задатак. Израчунати молалитет 27,0% раствора сумпорне киселине ( $\rho=1,20 \text{ g/cm}^3$ ). (не треба густина)**

27% раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  садржи 27 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у 100 g раствора односно 27 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  у 73 g воде.

Молалитет раствора представља број молова растворене супстанце у једном килограму растварача.

27 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :73 g воде=x:1000 g воде (маса чисте супстанце у килограму растварача)

X= 370 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (ову масу је неопходно претворити у молове,  $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=98$ )

1 mol:98 g=x:370 g

X=3,77 mol

**Молалитет 27% раствора сумпорне киселине је 3,77 mol/kg**



# Колигативне особине раствора

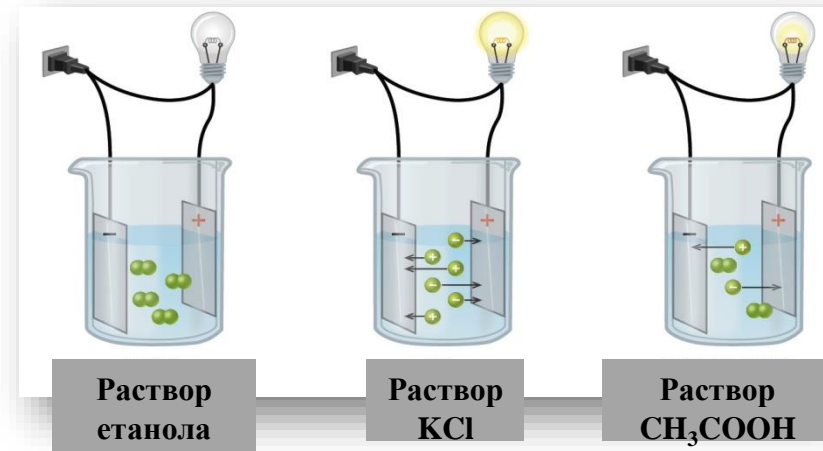
Колигативне особине раствора – особине разблажених раствора које зависе само од броја честица у раствору, а не зависе од врсте честица

- 1) Снижење напона паре растварача изнад раствора
- 2) Снижење тачке мржњења раствора
- 3) Повећање тачке кључања раствора
- 4) Осмотски притисак

## Растворене супстанце

Не дисосују на јоне у води -  
**НЕЕЛЕКТРОЛИТИ**

Дисосују на јоне у води, услед чега њихови  
водени раствори проводе електричну струју -  
**ЕЛЕКТРОЛИТИ**

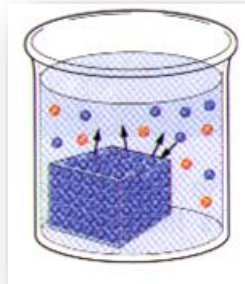
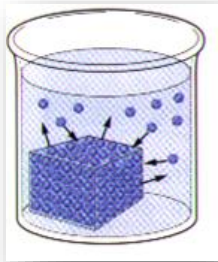


Тачка топљења (тачка мржњења) – температура при којој су у равнотежи течна и чврста фаза

Тачка кључања – температура при којој је напон паре течности једнак атмосферском притиску (101,325 kPa)



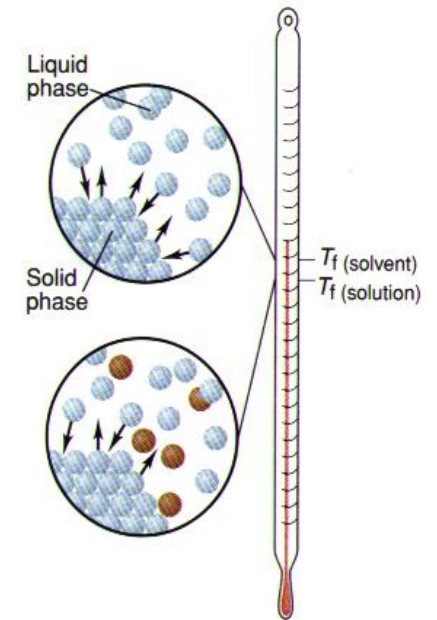
## Снижење тачке мржњења раствора



$$T_m(\text{растварач}) \quad T_m(\text{раствор})$$

$$\Delta T_m = T_m(\text{растварач}) - T_m(\text{раствор})$$

$$T_m(\text{раствор}) < T_m(\text{растварач})$$





$$\Delta T_m = K_k \cdot b$$

$\Delta T_m$  – снижење тачке мржњења раствора

$K_k$  – криоскопска константа (K·kg/mol)

$b$  – молалитет (mol/kg)

Снижење тачке мржњења раствора неелектролита је директно пропорционално молалитету раствора

Криоскопска константа,  $K_k$  – снижење тачке мржњења раствора када је његов молалитет једнак 1 mol/kg и карактеристична је вредност за сваки растварач

## Снижење тачке мржњења раствора – примене у свакодневном животу

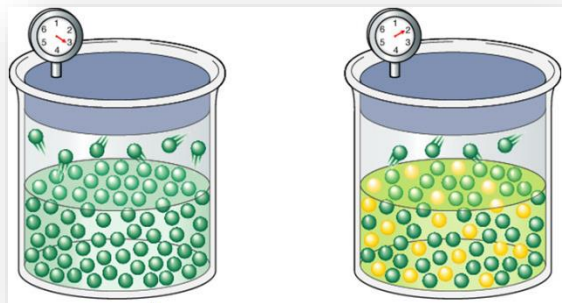


антифриз



посипање сољу улица зими

# Повишење тачке кључања раствора



$T_k(\text{растварач})$   $T_k(\text{раствор})$

$$\Delta T_k = T_k(\text{раствор}) - T_k(\text{растварач})$$

$$\Delta T_k = K_e \cdot b$$

$\Delta T_k$  – повишење тачке кључања раствора

$K_e$  – ебулиоскопска константа (K·kg/mol)

$b$  – молалитет (mol/kg)

$$p_0 > p$$

$$T_k(\text{растварач}) < T_k(\text{раствор})$$

Повишење тачке кључања раствора неелектролита је директно пропорционално молалитету раствора

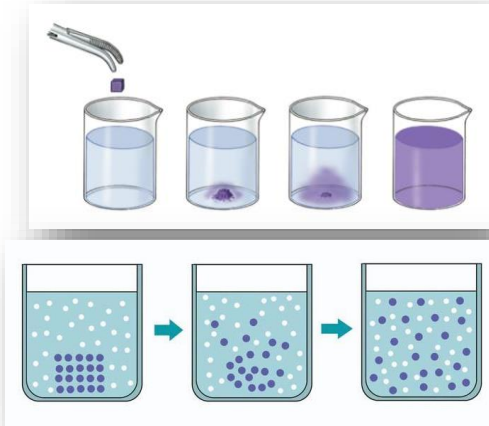
Ебулиоскопска константа,  $K_e$  – повишење тачке кључања раствора када је његов молалитет једнак 1 mol/kg и карактеристична је вредност за сваки растварач

# Дифузија

Дифузија – спонтана тежња хетерогених система да постану хомогени

Резултат настојања система да достигне максималну ентропију

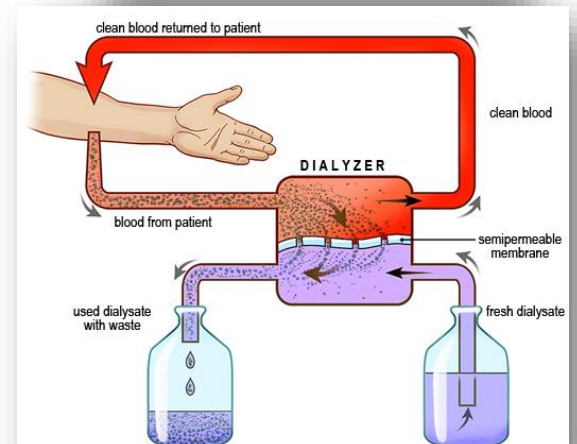
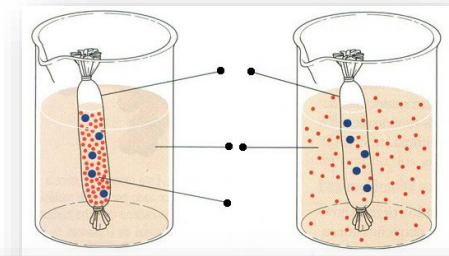
Молекули се крећу из области више у област ниже концентрације



# Дијализа

Дијализа – спонтани прелазак малих молекула кроз полупропустљиву (семипермеабилну) мембрану из области више у област ниже концентрације

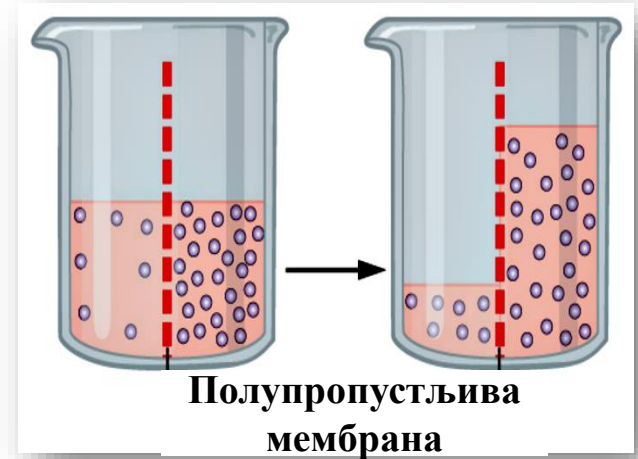
Мембрана није пропустљива за макромолекуле



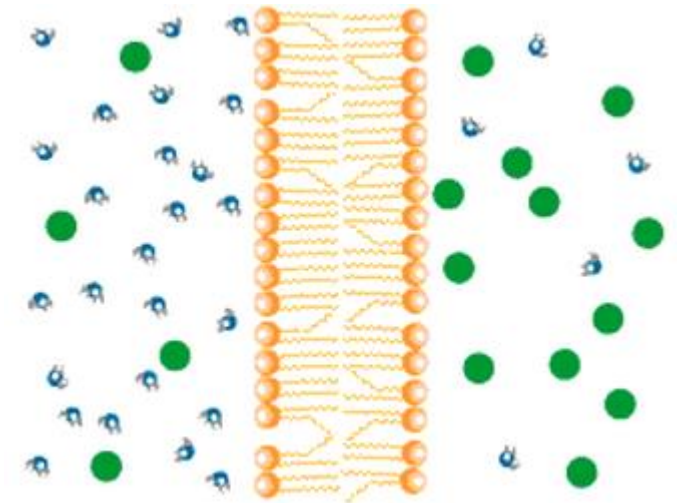
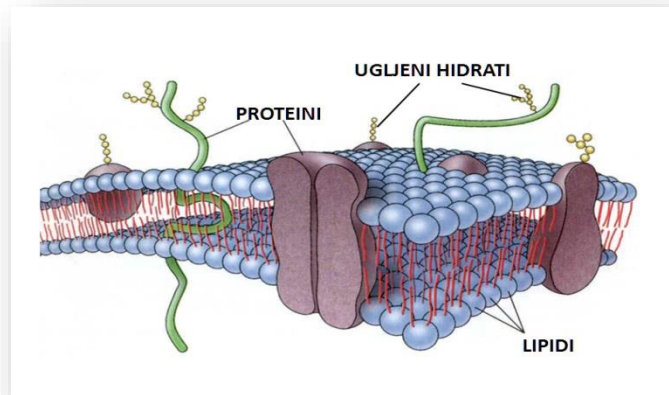
# Осмоза

Осмоза – спонтани прелазак растварача у раствор или разблаженијег у концентрованији раствор, када су они раздвојени полупропустљивом (семипермеабилном) мембраном

Мембрана је пропустљива за молекуле растварача, али не и за молекуле растворене супстанце



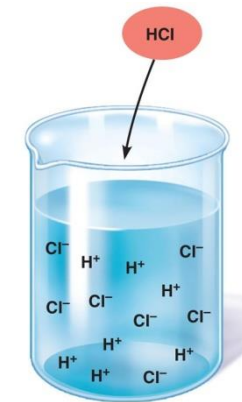
Мембрана: целофан, каучук, ацетатна целулоза, животињске и керамичке мембране



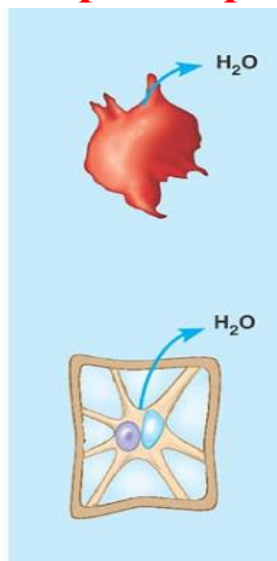
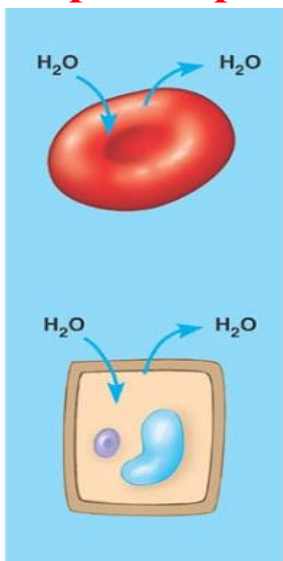
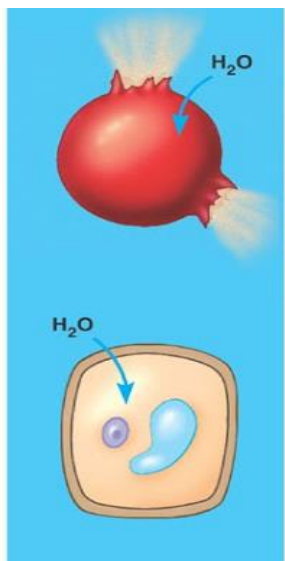
Најважнија мембрана у биологији: ћелијска мембрана

# Колигативне особине раствора електролита

Раствори електролита услед дисоцијације на јоне имају већи број честица у односу на раствор неелектролита → имају веће вредности параметара колигативних особина него раствори неелектролита



**Хипотонични раствор**      **Изотонични раствор**      **Хипертонични раствор**



**Хипертонични раствор** садржи вишу концентрацију растворене супстанце у поређењу са другим раствором (нпр. ћелијском цитоплазмом). Када се ћелија нађе у хипертоничном раствору, вода дифундује из ћелије и сама ћелија се смежура.

**Хипотонични раствор** садржи мању концентрацију растворене супстанце у поређењу са другим раствором (нпр. ћелијском цитоплазмом). Када се ћелија нађе у хипотоничном раствору, вода дифундује у ћелију и сама ћелија бубри.

**Изотонични раствор** садржи исту концентрацију растворене супстанце као и други раствор (нпр. ћелијска цитоплазма). Када се ћелија нађе у изотоничном раствору, вода дифундује у ћелију и из ћелије, истом брзином. Физиолошки раствор, 0,9% NaCl, је изотоничан са крвном плазмом.



# Брзина хемијске реакције

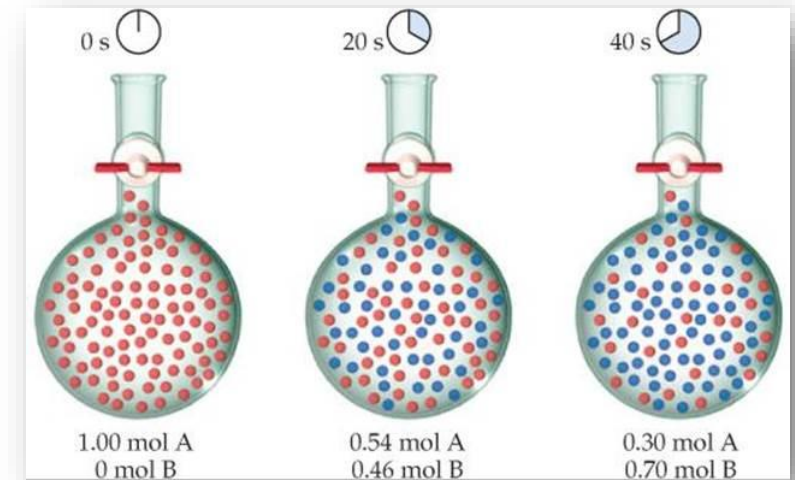
Хемијска кинетика – део хемије који се бави проучавањем брзине хемијских реакција и механизма њиховог одвијања



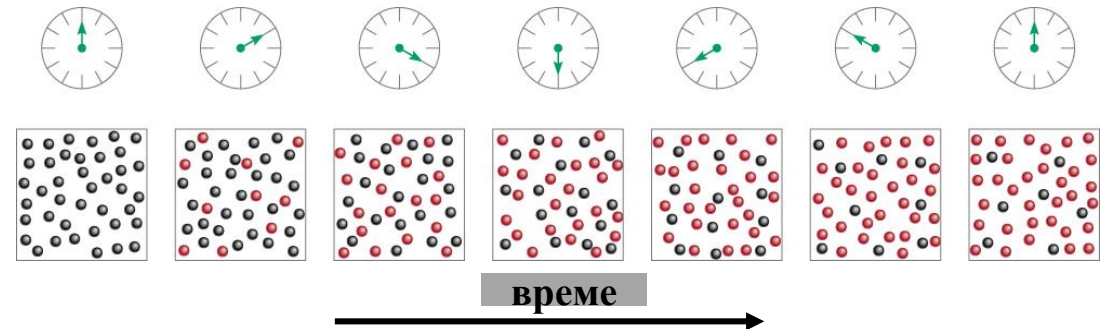
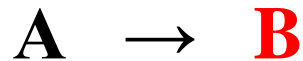
експлозија – тренутна хемијска реакција



рђање гвожђа – спора хемијска реакција



Брзина хемијске реакције,  $v$  – промена концентрације реактаната или производа реакције у јединици времена. Јединица је  $\text{mol dm}^{-3} \text{s}^{-1}$



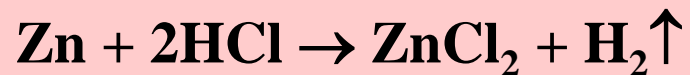


# Фактори који утичу на брзину хемијске реакције

- Природа реактаната
- Уситњеност чврстих супстанци
- Температура
- Концентрација реактаната
- Притисак гасовитих супстанци
- Запремина посуде
- Зрачење
- Присуство катализатора

## Утицај природе реактаната

Од особина молекула реактаната зависи којом брзином ће долазити до раскидања постојећих и формирања нових веза тј. настајања молекула производа реакције



Брзина реакције зависи од јачине киселине → реакција је бржа у присуству јаке киселине HCl



Бели фосфор  
веома реактивна  
модификација



Црвени фосфор  
стабилнија  
модификација