



# Сагоревање



# Сагоревање - дефиниције

- Постоје различите дефиниције процеса сагоревања:
  - Сагоревање представља сложен физичко-хемијски процес оксидације горива праћен интензивним ослобађањем топлоте,
  - Сагоревање је физичко-хемијски процес при чему молекули различитих супстанција међусобно размењују електроне (из спољне љуске) уз укупни (изразито) позитивни топлотни ефекат,
  - Сагоревање представља процес брзе оксидације праћен ослобађањем топлоте или топлотом и пламеном или спори процес оксидације праћен релативно малом количином ослобођене топлоте и без пламена.
- Сагоревањем се хемијска енергија везана у гориву трансформише у топлотну енергију, односно механичку енергију.



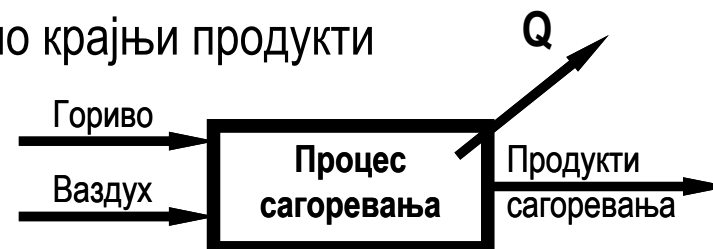
✓...

# Сагоревање

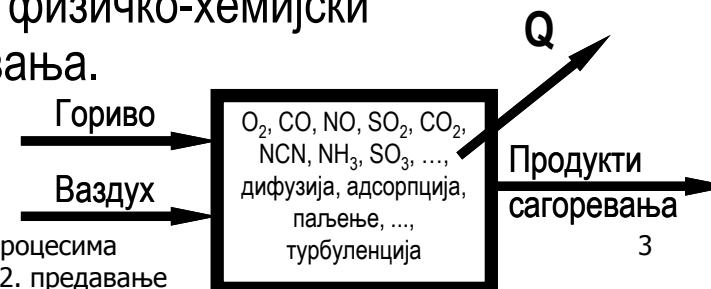
- У процесу сагоревања добијају се продукти који се могу одредити помоћу једноставних хемијских једначина.

- Процес сагоревања може да се проучава кроз:

- **статику сагоревања** – третирају се само крајњи продукти настали при процесу сагоревања



- **динамику сагоревања** – третирају се физичко-хемијски процеси који се одвијају током сагоревања.



Гориви технички гасови у процесима заваривања, школска 2019/20, 2. предавање



# Сагоревање – услови за започињање и одвијање



- **Одговарајући састав гориве смеше** – одговарајући однос горива и оксидатора у смеши.
- **Довољно висока температура гориве смеше** да се иницира и успостави стабилан процес сагоревања.



# Сагоревање

- **Комплексан процес који обухвата**
  - **Физичке процесе**
    - механика флуида, пренос топлоте и супстанције
  - **Хемијске процесе**
    - термодинамика и хемијска кинетика.
- **Практична примена сагоревања обухвата познавање и карактеристика горива и одређених области машинства.**



# Сагоревање

- **Пламено сагоревање** – фронт пламена - уска зона у којој се одвијају интензивне хемијске реакције сагоревања, креће се кроз несагорелу гориву смешу. Иза фронта пламена остају топли продукти сагоревања.
- **Безпламено сагоревање** – у неким условима брзи процес сагоревања се одвија на више места у несагорелој горивој смеси, што доводи до веома брзог сагоревања по запремини. Ова појава се назива самопаљење.



# Сагоревање

- У зависности од **места мешања горива и оксидатора**, пламен може бити:
  - **дифузиони** (не-предмешани) пламен
  - **кинетички** (предмешани) пламен
  - **делимично предмешани** пламен.
  
- У зависности од **карактера струјања** (Re број):
  - **ламинарни**
  - **турбулентни.**



# Сагоревање

- У зависности од **агрегатног стања**, пламен може бити:
  - **хомогени** (гориво и оксидатор су истог агрегатног стања)
    - гасовито гориво
    - течено гориво (распршено у велики број финих капи)
    - чврсто гориво (сагоревање волатила)
  - **хетерогени**
    - чврсто гориво (сагоревање коксног остатка).





# Системи сагоревања

Начин мешања горива и оксидатора	Карактер струјања	Примери
предмешани (кинетички)	турбулентни	→ сагоревање у ото моторима
	ламинарни	→ Бунзенов горионик
не-предмешани (дифузиони)	турбулентни	→ сагоревање у дизел моторима → сагоревање угља у спрашеном стању
	ламинарни	→ пламен свеће



# Хемијска кинетика



# Сагоревање

- Реакције сагоревања су процеси у којима **атоми у реактантима врше прегруписавање стварајући продукте.**
- Прегруписавање и спајање се врши како би **спојени атоми прешли у стабилније енергетско стање.**
- Молекули реактаната реагују само **уколико су у довољно блиском контакту.**



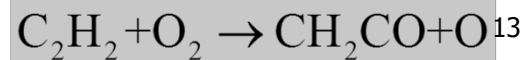
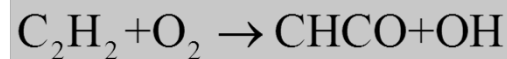
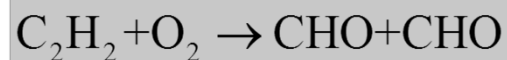
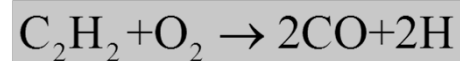
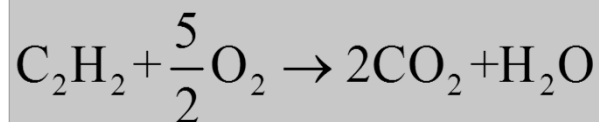
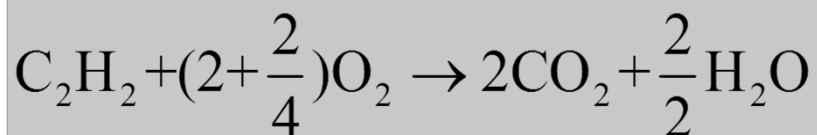
# Процеси сагоревања

- Процеси сагоревања одвијају се са многим променљивим величинама које могу утицати на брзину одвијања процеса.
- За процесе сагоревања који су условљени са неколико механизма, **најспорији механизам има највећи утицај и одређује одвијање процеса** – фактор који контролише брзину.
- Хомогени системи
  - Температура
  - Притисак
  - Састав.



# Процеси сагоревања

- Већина хемијских реакција које се одвијају у процесима сагоревања имају сложен механизам, тј. не одвијају се директно по стехиометријским једначинама, већ преко низа међуреакција уз образовање различитих једињења која нису присутна на почетку и крају реакције



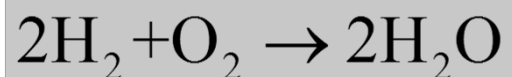


# Хемијска кинетика

- Део физичке хемије који се односи на законе о хемијским реакцијама у зависности од времена назива се хемијска кинетика.
- Хемијска кинетика проучава брзину и механизме хемијских процеса.



# Брзина хемијске реакције



- Да би се добило једињење  $\text{H}_2\text{O}$ , потребно је да се атоми  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$  доведу у **физички контакт**.
- Јављају се судари, али **само један део судара доводи до хемијске реакције**.



# Брзина хемијске реакције

- Брзином хемијске реакције **мери се промена концентрације материја које реагују у јединици времена.**
- Под концентрацијом неке материје подразумева се количина материје у јединици запремине.
- На брзину хемијске реакције **утичу:**
  - **концентрације материја које реагују,**
  - **температура.**





# Брзина хемијске реакције

- За већ познату хемијску реакцију



брзина хемијске реакције се дефинише (**преко концентрација**):

$$w = k \cdot c_A^\alpha \cdot c_B^\beta$$

где су:

- $w$  – брзина хемијске реакције
- $k$  – константа брзине хемијске реакције
- $c_i$  – концентрација  $i$ -те компоненте



# Брзина хемијске реакције

- Брзина хемијске реакције може да се дефинише и **преко промене концентрације у јединици времена:**

$$w = \pm \frac{dc}{dt}$$

где је концентрација број молова по јединици запремине

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



# Брзина хемијске реакције

- Брзина хемијске реакције може да се дефинише и на следећи начин (**преко реда реакције**):

$$w = k \cdot c^n$$

где је  $n$  – ред хемијске реакције (одређује се експериментално)

- Јединице мере:
  - $w$  (mol/dm<sup>3</sup>s)
  - $k$  – (dm<sup>3</sup>/mol)<sup>( $\alpha+\beta-1$ )/s); (dm<sup>3</sup>/mol)<sup>( $n-1$ )/s)</sup></sup>
  - $c$  - (mol/dm<sup>3</sup>)



# Брзина хемијске реакције

## ■ Константа брзине хемијске реакције зависи од:

- природе реактаната,
- температуре,

а не зависи од:

- притиска,
- концентрације реагујућих материја .



# Брзина хемијске реакције

## ■ Константа брзине хемијске реакције

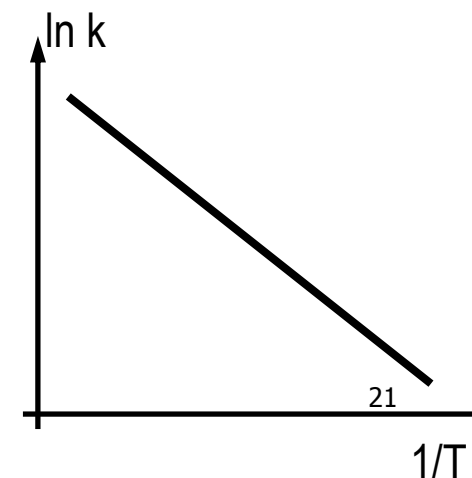
$$k = k_0 e^{-\frac{E}{R_0 T}}$$

Arrhenius-ов закон

важи за одређени опсег  
температура (1000-2000 K)

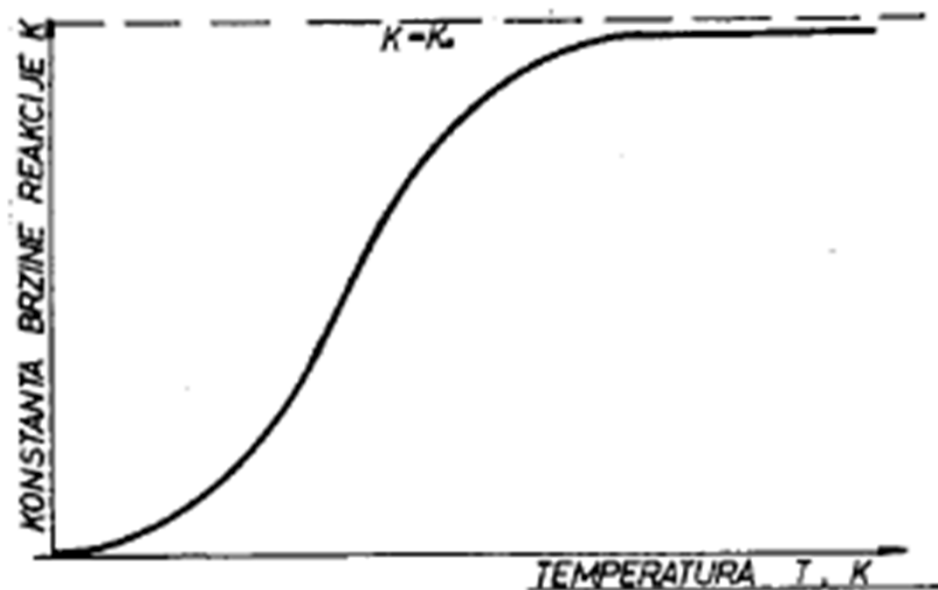
## ■ где су

- $k_0$  - предекспоненцијални фактор (фактор учестаности или фреквенције судара)
- $E$  – енергија активације
- $R_0$  – универзална гасна константа





# Утицај температуре



Зависност константе брзине хемијске реакције од температуре



# Утицај притиска

- За успостављање зависности између брзине хемијске реакције и притиска, потребно је сагледати зависност концентрације од притиска.

$$c_i = \frac{p_i}{R_o T} = \frac{r_i p}{R_o T}$$



# Утицај притиска

Реакција првог реда

$$\frac{dc_A}{dt} = -kc_A = -kr_A \frac{p}{R_o T}$$

$$\frac{dc}{dt} \approx p$$

Реакција другог реда

$$\frac{dc}{dt} = -kc_A c_B = -k \left( \frac{r_A p}{R_o T} \right) \left( \frac{r_B p}{R_o T} \right) = -kr_A r_B \left( \frac{p}{R_o T} \right)^2$$

$$\frac{dc}{dt} \approx p^2$$

Реакција n-тог реда

$$\frac{dc}{dt} = -k \left( \frac{p}{R_o T} \right)^n$$

$$\frac{dc}{dt} \approx p^n$$

Степен зависности од притиска, одређује ред реакције.



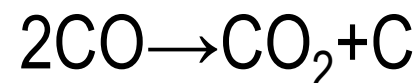


# Хемијске реакције

- **Просте** хемијске реакције
- **Сложене** хемијске реакције - у систему истовремено одвија неколико реакција, свака од њих се одвија независно једна од друге
  - Наизменичне хемијске реакције
  - Паралелне хемијске реакције
  - Повратне хемијске реакције
  - Ланчане хемијске реакције



# Хемијске реакције првог реда



$$w = \frac{dc}{dt} = -k \cdot c$$

$$\frac{dc}{c} = -k \cdot dt$$

$$\ln c = -k \cdot t + \text{const}$$

$$t = 0$$

$$c = c_0$$

$$\ln c = \text{const}$$

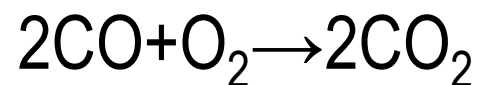
$$\ln c = -k \cdot t + \ln c_0$$

$$\ln \frac{c_0}{c} = k \cdot t$$

$$c = c_0 e^{-k \cdot t}$$



# Хемијске реакције другог реда



$$\frac{dc}{dt} = -k \cdot c^2$$

$$\frac{dc}{c^2} = -k \cdot dt$$

$$\frac{1}{c} = k \cdot t + \text{const}$$

$$t = 0$$

$$c = c_0$$

$$\frac{1}{c_0} = \text{const}$$

$$\frac{1}{c} = k \cdot t + \frac{1}{c_0}$$

$$k = \frac{1}{t} \frac{1}{c_0} \left( \frac{c_0}{c} - 1 \right)$$



# Повратне хемијске реакције

- Општи облик повратне реакције



- Ефективна брзина повратне реакције дефинише се преко брзина директне и повратне хемијске реакције

$$\frac{dc}{dt} = \overset{\rightarrow}{w} - \overset{\leftarrow}{w} = \overset{\rightarrow}{k} \cdot c_A \cdot c_B - \overset{\leftarrow}{k} \cdot c_E \cdot c_F$$



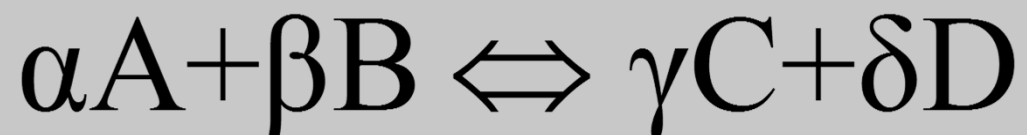
# Повратне хемијске реакције

- Све гасне реакције су повратне.
- При нижим температурама многе гасне реакције се одвијају само у једном смеру до краја, па практично постају неповратне. При доста високим температурама реакције се практично одвијају у супротном смеру.
- О повратности хемијских реакција може се говорити условно, у зависности од услова под којима се реакције одвијају.



# Хемијска равнотежа

- За повратну хемијску реакцију



када се брзина директне ( $w_1$ ) и повратне ( $w_2$ ) реакције изједначе, наступа стање равнотеже и престаје даља промена концентрација свих материја које учествују у реакцији.

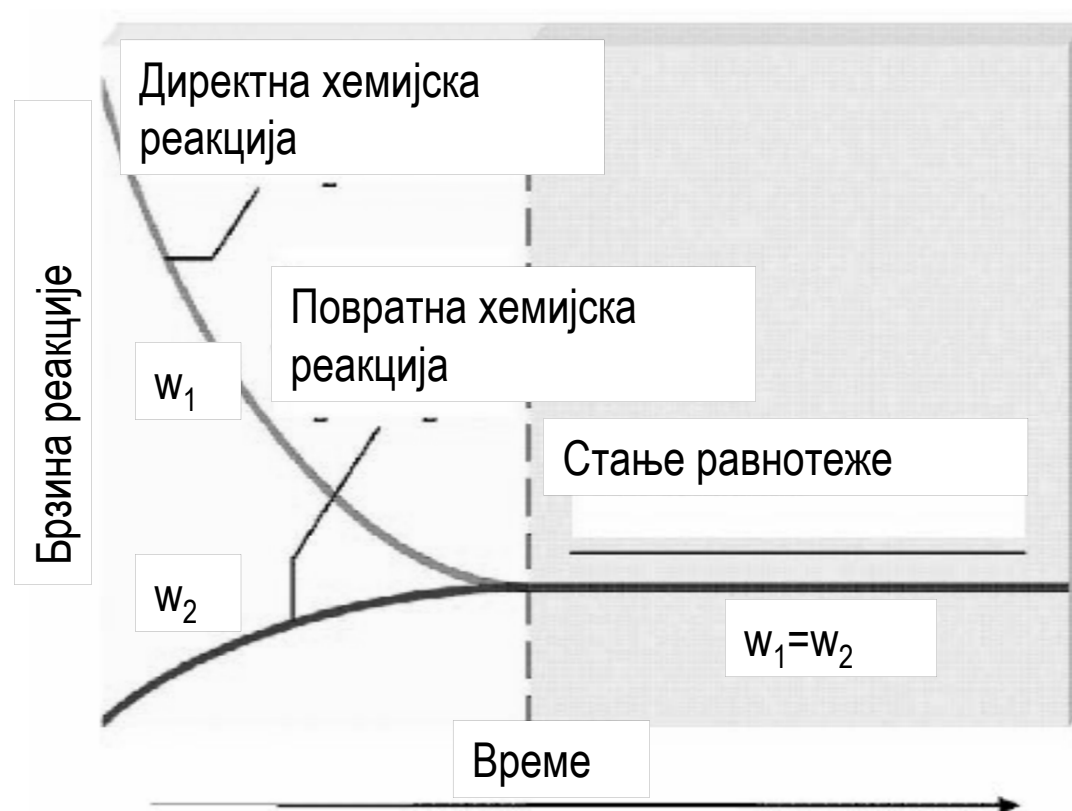


# Хемијска равнотежа

- Када се успостави хемијска равнотежа, **нема промене концентрација у систему**, али постоје локалне промене у концентрацији и зато је то стање динамичке равнотеже.



# Хемијска равнотежа







# Хемијска равнотежа

- Константу равнотеже дефинише однос концентрација у равнотежном стању добијен из једнакости брзина хемијских реакција

$$K = \frac{c_C^\gamma c_D^\delta}{c_A^\alpha c_B^\beta} = \frac{k_1}{k_2}$$

где су:

- $K$  ( $\text{mol/dm}^3$ ) $^{(\gamma+\delta)-(\alpha+\beta)}$  – константа хемијске равнотеже
- $k_1, k_2$  – константе брзине хемијске реакције



# Хемијска равнотежа

- Константа хемијске равнотеже зависи од:
  - природе хемијске реакције,
  - температуре,
- а не зависи од:
  - притиска.



# Хемијска равнотежа

- $K \gg 1$  – концентрација продукта је већа од концентрације реактаната, што значи да преовлађује **директна хемијска реакција**.
- $K \ll 1$  – концентрација реактанта је већа од концентрације продукта, што значи да преовлађује **повратна хемијска реакција**.



# Константе хемијске равнотеже

- Константа хемијске равнотеже може бити дефинисана на три начина:

- преко концентрације

$$K_c = \frac{c_C^\gamma c_D^\delta}{c_A^\alpha c_B^\beta}$$

- преко парцијалних притисака

$$K_p = \frac{p_C^\gamma p_D^\delta}{p_A^\alpha p_B^\beta}$$

- преко моларних удела

$$K_r = \frac{r_C^\gamma r_D^\delta}{r_A^\alpha r_B^\beta}$$



# Константе хемијске равнотеже

- Могуће је успоставити везе између константи хемијске равнотеже

$$K_c = \left( \frac{1}{R_0 T} \right)^{\Delta n} K_p$$

$$K_c = \left( \frac{p}{R_0 T} \right)^{\Delta n} K_r$$

где су:

- $p$  – укупни притисак
- $T$  - температура
- $R_0$  – универзална гасна константа
- $\Delta n$  – промена броја молова при хемијској реакцији ( $\Delta n = (\gamma + \delta) - (\alpha + \beta)$ )

$$K_p = (p)^{\Delta n} K_r$$