

УНИВЕРЗИТЕТ У КРАГУЈЕВЦУ
ФАКУЛТЕТ МЕДИЦИНСКИХ НАУКА



THE UNIVERSITY OF KRAGUJEVAC
FACULTY OF MEDICAL SCIENCES

Типови хемијских реакција

Типови хемијских реакција

Хемијске реакције се деле у три групе и то:

❑ Оксидо-редукционе реакције

❑ Комплексне реакције (мења се координациони број), које се деле на три подгрупе:

- комплексне реакције у ужем смислу
- протолитичке реакције
- реакције преципитације и растварања

❑ Хемијске реакције при којима долази до дисоцијације и асоцијације молекула, атома и јона.

Најпознатији типови реакција

1. **Реакције синтезе** - су хемијске реакције при којима из атома и молекула различитих супстанци настају молекули нових супстанци, опште једначине:



2. **Реакције анализе** - су хемијске реакције при којима се молекули једне супстанце разлажу на атоме или молекуле других супстанци, опште једначине:



3. **Реакције просте измене** - су просте хемијске реакције у којима атоми просте супстанце замењују атоме елемената у молекулима сложене супстанце, опште једначине:



Најпознатији типови реакција

- 4. **Реакције двоструких измена** - су хемијске реакције у којима молекули различитих супстанци реагују, а као производ реакције добијају се нове сложене супстанце.
- 5. **Реакције супституције** - су хемијске реакције у којима се један атом у молекулу замењује другим атомом.
- 6. **Реакције адиције** - су хемијске реакције код којих се врши везивање молекула једне супстанце на молекул друге супстанце.
- 7. **Реакције полимеризације** - су хемијске реакције карактеристичне за незасићена једињења, при којима долази до изградње великих молекула који се састоје из неколико полазних молекула.

ОКСИДО-РЕДУКЦИЈЕ

РЕДОКС РЕАКЦИЈЕ

Оксидација и редукција

- Реакције преноса електрона су оксидационо-редукционе или редокс реакције.
- Резултат редокс реакција је стварање електричне струје (електрицитета).
- Зато, ово поље се у хемији често назива **ЕЛЕКТРОХЕМИЈА**.

ОКСИДАЦИЈА И РЕДУКЦИЈА

Реакције у којима се догађа транспорт електрона са једне супстанце на другу:

- **ОКСИДАЦИЈА** – процес отпуштања (губљења, давања) електрона
- **РЕДУКЦИЈА** – процес примања електрона

Атом, јон или молекул који отпушта електроне – оксидује се – то је **РЕДУКЦИОНО** средство или **РЕДУКТАНТ**.

Атом, јон или молекул који прима електроне – редукује се – то је **ОКСИДАЦИОНО** средство или **ОКСИДАНТ**.

Оксидациони број

Оксидациони број атома (у молекулу или јону) представља наелектрисање које би тај атом добио када би оба електрона сваке везе коју остварује припала електронегативнијем елементу

Вредности: позитивне, негативне, нула

Редокс реакције су реакције у којима долази до промене оксидационог броја атома у реактантима:

- оксидација је процес у коме се оксидациони број повећава
- редукција је процес у коме се оксидациони број смањује

Правила за одређивање оксидационих бројева

1. Оксидациони број свих елемената у елементарном стању је.
2. Оксидациони број H је **+1** у свим једињењима осим у металним хидридима у којима је **-1** (LiH, MgH₂,...).
3. Оксидациони број O је **-2** у свим једињењима осим у пероксидима у којима је **-1** (H₂O₂, BaO₂, Na₂O₂,), супероксидима у којима је **-1/2** (NaO₂, LiO₂), озонидима у којима је **-1/3** (KO₃, RbO₃), једињењима с флуором у којима је **+1** (F₂O₂).
4. Збир оксидационих бројева елемената који се налазе у једињењу мора бити једанк **0**.
5. Сума свих оксидационих бројева елемената у комплексним јонима или радикалима мора бити једнака наелектрисању јона или радикала.
6. У ковалентним једињењима с познатом структурном формулом оксидациони број појединог елемента јесте наелектрисање које остаје на елементу када све електронске парове доделимо атомима електронегативнијих елемената.
7. Алкални метали су увек **+1** (Li, Na, K, Rb, Cs).
8. Земноалкални метали су увек **+2** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba).

Неки метали и немеатали могу имати различите оксидационе бројеве (Fe³⁺, Fe²⁺, S⁴⁺, S⁶⁺, S²⁺, Mn²⁺, Mn³⁺, Mn⁴⁺, Mn⁷⁺).

Одређивање коефицијената у редокс једначинама

Заснива се на једнаком броју примљених и отпуштених електрона тј., једнаком укупном повећању и укупном смањењу оксидационих бројева.

Број електрона које отпушта супстанца која се оксидује мора бити једнак броју електрона које прима супстанца која се редукује

Утицај концентрације. Nerst-ова једначина

Nerst-ова једначина: $E = E^{\circ} - \frac{RT}{nF} \ln Q$

$$R = \frac{8.314 \text{ J}}{\text{K} \bullet \text{mol}}$$



$$F = \frac{9.65 \times 10^4 \text{ J}}{\text{V} \bullet \text{mol}}$$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

n = број измењених e^-

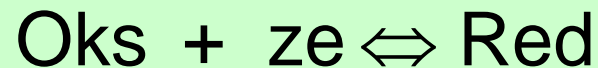
За log са основом 10

$$E = E^{\circ} - \frac{2.303RT}{nF} \log Q$$

На 298 K

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0592}{n} \log Q$$

Утицај концентрације. Nerst-ова једначина



$$E = E^0 + \frac{0.0592}{z} \log \frac{a_{\text{Oks}}}{a_{\text{Red}}} = E^0 + \frac{0.0592}{z} \log \frac{[\text{Oks}]}{[\text{Red}]}$$



$$E = E^0 + \frac{0.0592}{z} \log \frac{a_{\text{Oks}}}{a_{\text{Red}}} = E^0 + \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

Утицај концентрације. Nerst-ова једначина

Пример: $+ \text{Zn(s)}|\text{Zn}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu(s)} -$

$$E_d = E^0 + \frac{0.0592}{z} \log \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Cu}}} = E^0 + 0.0592 \log[\text{Cu}^{2+}]$$

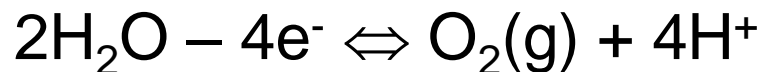
$$E_l = E^0 + \frac{0.0592}{z} \log \frac{a_{\text{Zn}^{2+}}}{a_{\text{Zn}}} = E^0 + 0.0592 \log[\text{Zn}^{2+}]$$

$$\text{EMS} = E_d - E_l \text{ odn. } \text{EMS}^0 = E_d^0 - E_l^0$$

$$\text{EMS} = E_k - E_a$$

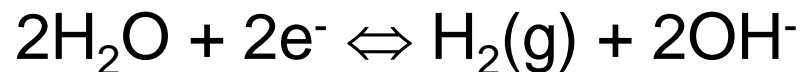
Редокс-системи воде

Вода може бити оксидована:



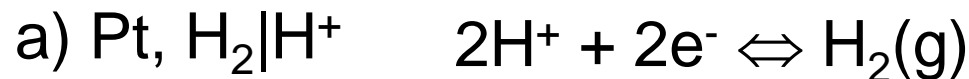
$$E = 1.23 - 0.0592 \text{ pH}$$

Вода може бити редукована:



$$E = - 0.0592 \text{ pH}$$

Elektrodni potencijal konjugovanog redokspara u rastvoru



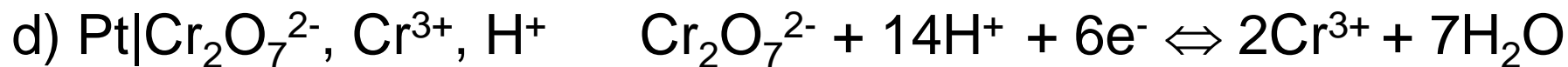
$$E = 0 + \frac{0.0592}{2} \log \frac{[H^+]^2}{pH_2} = 0.0592 \log \frac{[H^+]^2}{pH_2}$$



$$E = E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + \frac{0.0592}{1} \log [\text{Ag}^+]$$



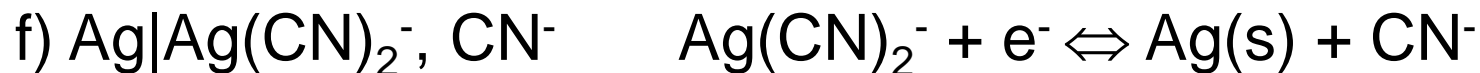
$$E = E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}} + \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Cr}^{3+}]}{[\text{Cr}^{2+}]}$$



$$E = E^0_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} + \frac{0.0592}{6} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]}$$



$$E = E^0_{\text{AgCl/Cl}^-} + \frac{0.0592}{1} \log \frac{1}{[\text{Cl}^-]}$$



$$E = E^0_{\text{Ag(CN)}_2^-/\text{Ag}} + \frac{0.0592}{1} \log \frac{[\text{Ag(CN)}_2^-]}{[\text{CN}^-]}$$

ХЕМИЈСКА ТЕРМОДИНАМИКА

ЕНЕРГЕТИКА ХЕМИЈСКИХ РЕАКЦИЈА

- ❖ Приликом одвијања хемијских реакција дешавају се енергетске промене приликом којих се може ослобађати или апсорбовати енергија.
- ❖ Врсте енергије које се размењују при хемијским реакцијама:
 - топлотна енергија
 - електрична енергија
 - рад
 - светлосна енергија

Термохемијска терминологија

- ❖ **СИСТЕМ** – издвојени део свемира који проучавамо
- ❖ **ОКОЛИНА** – остали део свемира
- ❖ **Граница система**

Систем може бити:

- Отворен – има протока масе
- Затворн – нема протока масе

Термохемијска терминологија

- **ЕНЕРГИЈА** – мерило способности система да врши рад или одаје топлоту
- **РАД** – енергија утрошена на кретање
- **ТОПЛОТА** - врста енергије која се преноси као резултат температурне разлике система и околине
- **ТЕМПЕРАТУРА** - степен загрејаности неког тела

Термохемијска терминологија

СТАЊЕ СИСТЕМА – дефиниција појединх система

Стање система се најчешће описује:

- Агрегатним стањем (s), (l), (g), (aq)
- Притиском, запремином и температуром
- Хемијским саставом система
- Алотропске модификације, врста кристала

Термохемијска терминологија

ФУНКЦИЈЕ СТАЊА СИСТЕМА

- P , V и T су функције стања система
- Основне функције стања зависе од почетног и крајњег стања система а не од начина на који се користи енергија

Унутрашња енергија система

- **Унутрашња енергија** зависи од температуре, врсте честица и њихове колчине, а представља збир укупне енергије његових саставних честица (енергија кретања честица система, енергија међуделовања **нуклеуса** и **електрона** у атомима и молекулима, енергија међуделовања електрона, нуклеарна енергија, енергија осциловања честица у систему, итд. .)
- Унутрашњу енергију система не чини **кинетичка енергија** кретања система као целине, нити **потенцијална енергија** система услед положаја.

Унутрашња енергија система

- Унутрашња енергија се не мери директно, већ се мери ΔU - промена унутрашње енергије.
- Ако се процес дешава у затвореном суду (при константној **запремини**), тада систем не врши никакав рад и промена унутрашње енергије је једнака топлоти (q):

$$\Delta U = q$$

I закон термодинамике

- Енергија се не може нити створити нити уништити
- Укупна енергија у свемиру је константна
- Енергија се може превести из једног облика у други

Примена првог закона термодинамике

Када систем пролази кроз физичку и хемијску промену, промена унутрашње енергије је једнака тоplotној енергији коју систем отпушта или прима плус рад који систем врши или се врши над системом

$$\Delta U = q + w$$

Енталпија

Енталпија, H : Топлотна енергија која се размењује између система и околине при константном притиску.

$$H = U + PV$$

Енталпија је функција стања система.

Немогуће је мерити апсолутну вредност енталпије него само њену промену.

$$\Delta H = \Delta(U + PV)$$

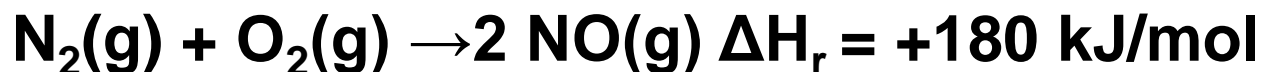
Ако је притисак константан следи:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

Енергетске промене у хемијским реакцијама

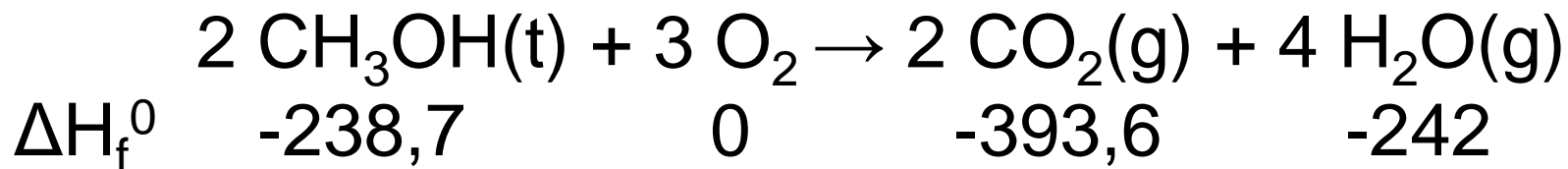
- Ендотермни процеси апсорбују енергију из околине
- Егзотермни процеси ослобађају енергију у околину
- Када је вредност за ΔH позитивна систем користи енергију из околине.
- Када је вредност за ΔH негативна околина користи енергију из система.

Термохемијске реакције



ИЗРАЧУНАВАЊЕ ПРОМЕНЕ ЕНТАЛПИЈЕ ХЕМИЈСКЕ РЕАКЦИЈЕ

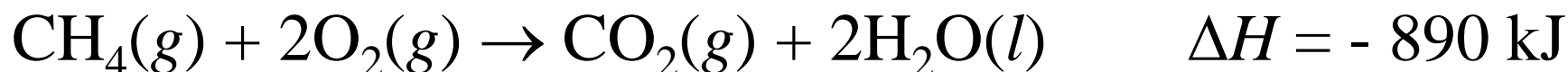
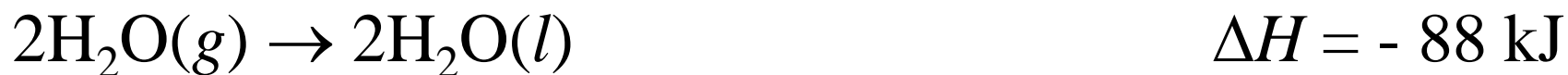
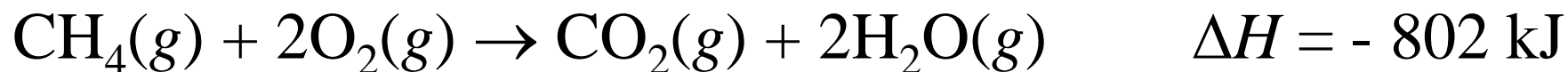
Промена енталпије хемијске реакције једнака је разлици збира енталпија стварања производа реакције и збира енталпија стварања реактаната.



Hess-ов закон

- **Hess-ов закон:** Укупни топлотни ефекат хемијске реакције не зависи од пута којим се процес одвија, већ од почетног и крајњег стања.

- На пример:



Gibbs-ова слободна енергија

- Део енергије хемијске реакције који се претвара у рад при нормалним условима назива се ***слободна енергија реакције***

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G^{\circ} = - RT \ln K$$