

VIII. Хемиски реакции (2 часа)

Хемиски реакции

При **ХЕМИСКАТА РЕАКЦИЈА** доаѓа до промена на хемискиот состав (хемискиот идентитет) на материјата.

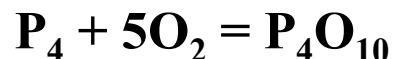
Закон за одржување на масиите: (Антоан Лавоазие (1743-1794))

- ▶ Не може да се забележи никаква промена во вкупната маса на реакциониот систем пред и после хемиската реакција.
- ▶ При хемиските реакции не доаѓа ниту до создавање ниту до уништување на атомите.
- ▶ Бројот на определен вид атоми пред и после хемиската реакција мора да е еднаков.
- ▶ При хемиските реакции доаѓа само до прегрупирање на атомите или јоните.

Внимание! Доколку при хемиската реакција доаѓа до енергетски промени (ослободување или апсорбирање на топлина или светлина) тогаш мора да доаѓа и до промена на масата на реакциониот систем! Тоа е последица на законот на Ајнштајн за врска помеѓу маса и енергија.

$$E = mc^2$$

Пример: При согорување на 10 g P се ослободуваат $2,4 \times 10^5$ J топлина. (J = kg m² s⁻²)



$$m = \frac{E}{c^2}$$

$$m = \frac{2,4 \cdot 10^5 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1})^2} = 2,7 \cdot 10^{-12} \text{ kg} = 2,7 \cdot 10^{-9} \text{ g}$$

Губињокој на маса при обичније хемиски реакции е занемарлив!

Хемиски равенки

Хемиската реакција симболички се запишува со **ХЕМИСКА РАВЕНКА**.

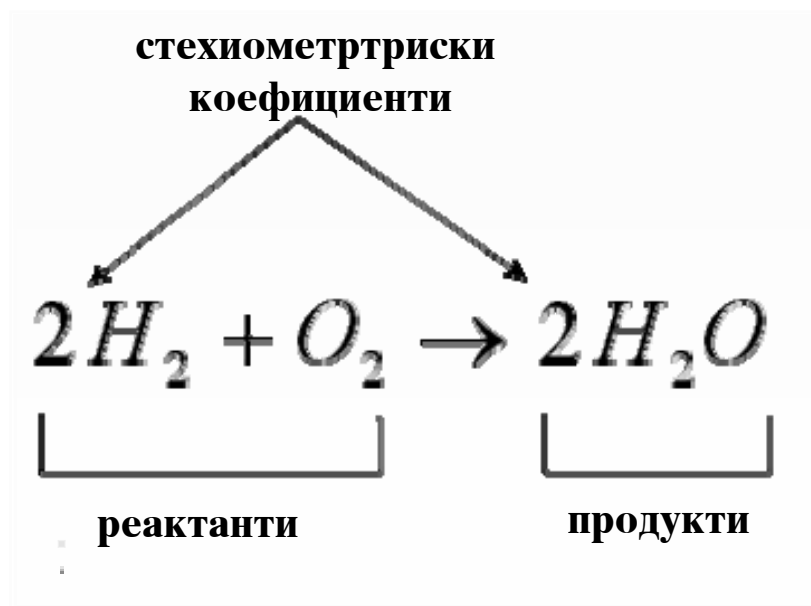
Внимание! Хемиска реакција и хемиска равенка не е исто.

Пример:



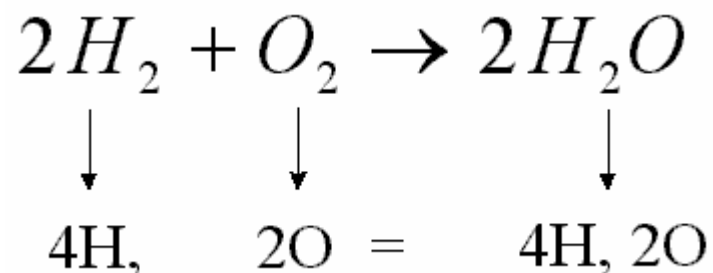
Знакој “+” се чита “реагира”, а “ \longrightarrow ” се чита “се добива”.
Водородот реагира со кислородот при што се добива вода.

- Од законот за одржување на масите следува дека бројот на определен вид атоми на левата страна од хемиската равенка мора да е еднаков со бројот на истот вид атоми на десната страна од равенката. Според ова, стрелката во хемиските равенки има идентично значење со знакот за еднаквост “=” во математичките равенки. Затоа, многу често, во хемиските равенки наместо стрелка се пишува математичкиот знак за еднаквост.

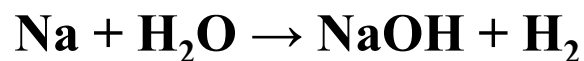


- Реактантите и продуктите со заедничко име се нарекуваат **учесници** во хемиската реакција. Изедначувањето на хемиската равенка се врши со пишување на прости цели броеви пред учесниците во хемиската равенка. Овие броеви се нарекуваат **СТЕХИОМЕТРИСКИ КОЕФИЦИЕНТИ**. Доколку стехиометрискиот коефициент е 1, тогаш тој не се запишува пред учесникот во реакцијата.

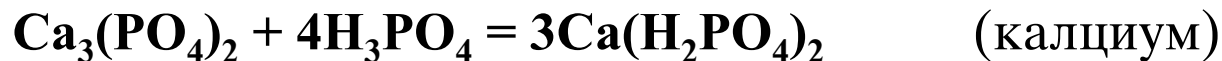
Примери:



Да се изедначат хемиските равенки.



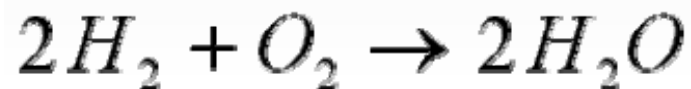
Најпрво се изедначува бројот на атоми на оној учесник кој се јавува само еднаш на левата и десната страна од хемиската равенка.



Квалитативно и квантитативно значење на хемиската равенка

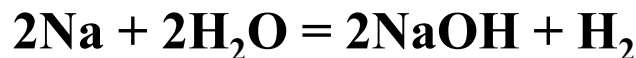
- **Квалитативни информации:** Хемиската равенка го покажува видот на супстанциите што меѓусебно реагираат (**реактанти**) и супстанциите што при тоа се добиваат (**продукти**).

Пример:



Водородот реагира со кислородот при што се добива вода.

- **Квантитативни информации:** Односот на стехиометриските коефициенти е еднаков на односот на количествата на соодветните учесници во хемиската реакција.



$$n(Na) : n(H_2O) = 2 : 2$$

$$\frac{n(Na)}{n(H_2O)} = \frac{2}{2}$$

$$n(Na) : n(H_2O) : n(NaOH) : n(H_2) = 2 : 2 : 2 : 1$$

Претходните математички формули мора внимателно да се протолкуваат. Тие само го покажуваат **односот** на количествата на учесниците во хемиската реакција. Тие не се во врска со **абсолютниите вредности** на количествата на учесниците во хемиската реакција.

Пример:

$$n(\text{Na}) : n(\text{H}_2\text{O}) = 2 : 2$$

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2}{2} = 1$$

- ▶ Равенките покажуваат дека односот на количествата на натриумот и водата во горната хемиска равенка е два према два, односно тој е еднаков на единица.
- ▶ Тоа значи дека количеството на натриум којшто стапил во хемиска реакција е еднакво со количеството на вода којашто реагира со натриумот.
- ▶ За да се случи хемиската реакција **не е неопходно е да стапат во реакција два мола натриум со два мола вода**. Натриумот којшто стапува во хемиската реакција може да е застапен во реакциониот систем во било колкаво количество.

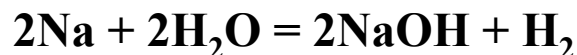
- ▶ **Математичките равенки само покажуваат дека количеството на вода што ќе сèйе во реакцијата мора да е еднакво со количеството на натриум.**

Пример: Во реакциониот систем може да реагираат еден мол натриум со еден мол вода, или пак 0,15 мола натриум со 0,15 мола вода, или пак 300,28 мола натриум со 300,28 мола вода итн.

Примерите покажуваат дека апсолутните вредности за количествата на учесниците не се важни. Она што е важно, и што произлегува од математичките равенки, е еднаквоста на количествата на натриумот и водата што стапиле во реакцијата.

Лимитирачки реактанти

Пример: Да ја разгледаме хемиската реакција прикажана со следната хемиска равенка:



Реакциониот систем, пред да започне хемиската реакција, се состои од 2 мола натриум и 3 мола вода. Да замислиме дека реакцијата започнува да тече. Од претходните математички формули, изведени врз основа на хемиската равенка, заклучивме дека при хемиската реакција два мола од натриум реагираат со два мола вода. Според ова, во избраниот реакционен систем, реакцијата ќе се одвива се додека целосно не се потроши присутниот натриум.

При тоа, ќе се потрошат двата мола натриум реагирајќи со двата мола вода. Очигледно, дел од водата ќе остане неизреагиран. Поточно, еден мол вода ќе остане неизреагиран. Затоа се вели дека водата е реактант присутен во **вишок**.

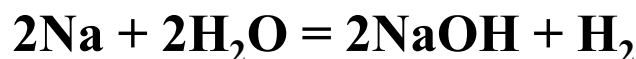
Крајот на хемиската реакција е определен од реактантот којшто целосно изреагирал. Тој реактант се нарекува **лимитирачки реактант**.

При ова, мора да се води сметка дека количествата на продуктите коишто се добиваат после завршувањето на хемиската реакција зависат од количеството на лимитирачкиот реактант. Погрешно е да се пресметуваат количествата на продуктите врз основа на почетното количество на реактантот што е во вишок.

Во претходниот реакционен систем, после завршувањето на хемиската реакција ќе се добијат два мола натриум хидроксид и еден мол водород. Погрешно е да се пресметаат количествата на продуктите врз основа на почетното количество вода, бидејќи само еден дел од водата стапил во хемиска реакција, а еден дел останал неизреагиран.

Принос на хемиската реакција

Пример: Повторно да го разгледаме истиот реакционен систем прикажан со равенката:



Овој пат, реакциониот систем, пред да започне хемиската реакција, се состои од 2 молови натриум и 2 молови вода. Според ова, ниту еден од реактантите не е во вишок. Тоа значи дека количеството на продуктите на реакцијата може да се пресмета врз основа на било кој реактант.

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{NaOH})} = \frac{2}{2} = 1$$

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{Na})$$

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{H}_2)} = \frac{2}{1}$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} n(\text{Na})$$

Врз основа на формулите, може лесно да се пресмета дека после завршувањето на хемиската реакција треба да се добијат 2 молови натриум хидроксид и еден мол водород. Овие вредности за количествата на продуктите се **теоретски пресметани вредности**. Тие би се добиле само во идеален (нереален) случај, кога хемиската реакција би се одвивала без билокакви пречки и без билокакви загуби. Во реалноста тоа не е можно. Реалните вредности за количествата на продуктите на хемиската реакција секогаш се помали отколку теоретски пресметаните (очекуваните) вредности.

Кај некои хемиски реакции, реалните вредности за продуктите отстапуваат повеќе, а кај други помалку, во однос на теоретски предвидените вредности. За да се прикаже степенот на отстапување на реалните од теоретските вредности, за секоја хемиска реакција може да се дефинира **принос на хемиската реакција**.

- ▶ Приносот на хемиската реакција може да се дефинира врз основа на било кој продукт на реакцијата.
- ▶ Приносот на хемиската реакција може да се пресмета врз основа на количеството, или врз основа на масата на некој од продуктите.

Приносот на хемиската реакција се пресметува како однос на експериментално измереното количество (или маса) и теоретски пресметаното количество (или маса) на определен продукт на реакцијата.

$$y = \frac{n(\text{експ.})}{n(\text{теорет.})}$$

$$y = \frac{m(\text{експ.})}{m(\text{теорет.})}$$

y — принос

➤ Приносот е бездимензионална физичка величина.

➤ Тој може условно да биде изразен во проценти, доколку бројната вредност биде поможен со 100 %.