VIII. Хемиски реакции

Хемиски реакции

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

Закон за одржување на масите: (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 енергетските 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 врската помеѓу масата и енергијата.

$$E = mc^2$$

Пример: При согорување на 10 g P се ослободуваат 2,4 × 10^5 J топлина. (J = kg m^2 s^{-2})

$$\mathbf{P_4 + 5O_2 = P_4O_{10}}$$

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

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

Губитокот на маса при обичните хемиски реации е занемарлив!

Хемиски равенки

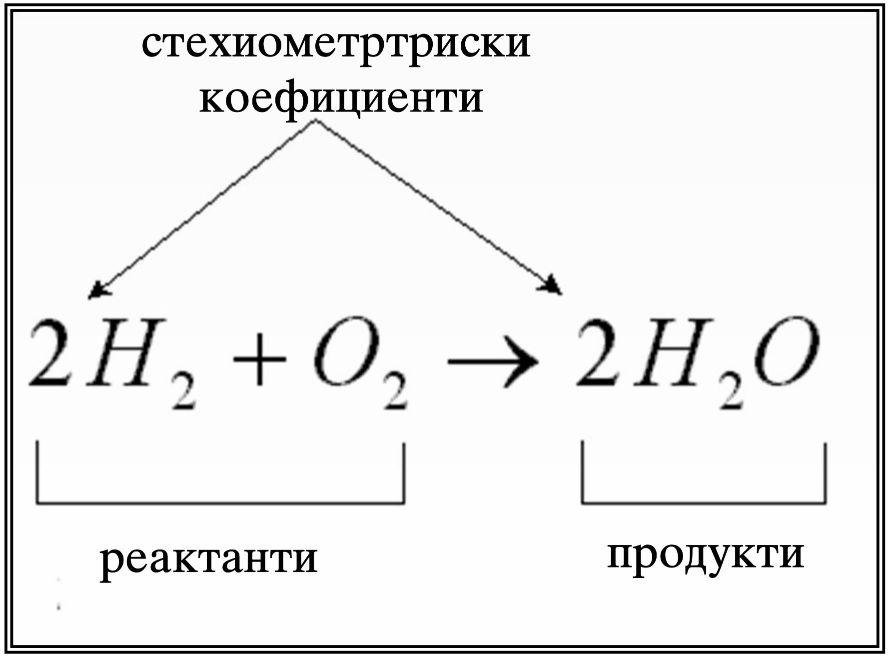
Хемиската реакција симболички се запишува со ХЕМИСКА РАВЕНКА.

Внимание! Хемиска реакција и хемиска равенка не е исто.

Пример: $$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Знакот “+” 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:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$\downarrow \qquad \downarrow \qquad \qquad \downarrow$$

$$4H, \quad 2O \quad = \quad 4H, 2O$$

Да се изедначат хемиските равенки:

$$H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$$

$$Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$$

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

$4H_3PO_3 = 3H_3PO_4 + PH_3$ (кислород)

$Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$ (калциум)

$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$ (натриум или кислород)

Квалитативно и квантитативно значење на хемиската равенка

- ***Квалитативни информации:*** Хемиската равенка го покажува видот на супстанците што меѓусебно реагираат (*реактантите*) и супстанците што при тоа се добиваат (*продуктите*).

Пример:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

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.

$$\mathbf{2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2}$$

$$n(\mathrm{Na}) : n(\mathrm{H_2O}) = 2 : 2$$

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

$$n(\mathrm{Na}) : n(\mathrm{H_2O}) : n(\mathrm{NaOH}) : n(\mathrm{H_2}) = 2 : 2 : 2 : 1$$

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 *апсолутните 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 раеакција *не е неопходно е да стапат во реакција два молови натриум со два молови 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 стапи 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 молови натриум со 0,15 молови вода, или пак 300,28 молови натриум со 300,28 молови 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.

Принос на хемиската реакција

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

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$$

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 билокој реактант.

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

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

$$\frac{n(\mathrm{Na})}{n(\mathrm{H_2})} = \frac{2}{1}$$

$$n(H_2) = \frac{1}{2} n(Na)$$

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 билокој 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 помножен со 100 %.