

MT 7 : CHEMICKÉ REAKCIE, CHEMICKÉ ROVNICE

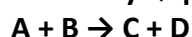
Chemická reakcia – je dej, pri ktorom pri vhodných vonkajších podmienkach dochádza k premene reaktantov na produkty.

Reaktanty sú východiskové látky, ktoré vstupujú do chemickej reakcie.

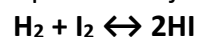
Produkty sú chemické látky, ktoré vystupujú z chemickej reakcie.

Chemická reakcia je teda proces, pri ktorom dochádza k pôsobeniu dvoch alebo viacerých chemických látok a nastávajú pri ňom látkové zmeny. Prebieha zmena reaktantov na jeden alebo viac produktov.

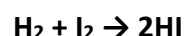
reaktanty → produkty



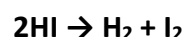
Vratná chemická reakcia je reakcia, pri ktorej súčasne s priamou reakciou prebieha aj spätná reakcia. Napríklad:



Priama reakcia smeruje k vzniku HI:



Spätná reakcia je keď z produktov vznikajú východiskové látky:



Chemická reakcia je charakteristická tým, že:

- zanikajú pôvodné chemické väzby a vznikajú nové chemické väzby.
- atómy pri chemickej reakcii nevznikajú ani nezanikajú. Ide len o ich oddeľovanie, zlučovanie a preskupovanie.

Chemické rovnice

Chemická rovnica je presný zápis priebehu chemickej reakcie pomocou chemických značiek, vzorcov a koeficientov. Koeficienty musia byť v súlade so zákonom zachovania hmotnosti.

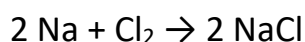
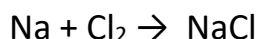


Schéma chemickej reakcie je neúplný zápis chemickej reakcie (bez koeficientov)



Stechiometrický koeficient – racionálne číslo vystupujúce v rovnici chemickej reakcie pri chemických symboloch (sú to stále čísla, nemôžeme ich zamieňať za látkové množstvo) a vyjadruje počet molekúl vystupujúcich v reakcii.

Pri zapisovaní chemických rovníc platí:

- prvky zapisujeme ich značkami, molekuly zapisujeme ich vzorcami
- na ľavej strane rovnice sú reaktanty danej chemickej reakcie a na pravej strane rovnice sú produkty chemickej reakcie.

- Medzi stranou reaktantov a stranou, na ktorej sú zapísané produkty je šípka poukazujúca na smer chemického deja
- vratná reakcia je označená dvoma šípkami opačného smeru
- počet atómov rovnakého druhu je na oboch stranách chemickej rovnice rovnaký, rovnice je potrebné vyrovnávať, aby počet rovnakých atómov sedel na strane reaktantov i na strane produktov. Preto pred značky a vzorce zapisujeme príslušné čísllice – stechiometrické koeficienty.
- Pomery koeficientov vyjadrujú látkové množstvá reaktantov a produktov a pomery počtov molekúl reaktantov a produktov.
- V chemických rovniciach sa ozačuje aj skupenstvo reagujúcich látok a produktov. Zapisujeme ho pomocou symbolov v zátvorke:

(g) gas – plynné skupenstvo
 (l) liquidus – kvapalné skupenstvo
 (s) solidus – pevné skupenstvo
 (aq) aquaeus – vodný roztok

Základné chemické zákony

Zákon zachovania hmotnosti – hmotnosť reaktantov danej chemickej reakcie je rovná hmotnosti produktov

„V uzavretej sústave sa súčet hmotnosti látok, ktoré vstupujú do reakcie, rovná súčtu hmotností látok, ktoré reakciou vznikli.“

(Michail Vasilievič Lomonosov – 1758)

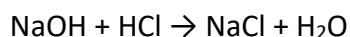
Zákon zachovania energie – energia izolovanej sústavy je počas priebehu chemickej reakcie rovnaká

„Energia nevzniká a nezaniká, ale sa len premieňa z jednej formy energie na druhú formu energie či na iné formy energií“

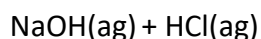
Zákon stálych zlučovacích pomerov – pomer prvkov danej zlúčeniny je vždy rovnaký a nezávisí od spôsobu prípravy chemickej zlúčeniny.

Zápis rovníc chemickej reakcie

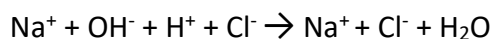
Stechiometrický zápis – zápis, kde sa používajú vzorce reaktantov a produktov, vyjadruje pomer alebo počet.



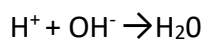
Stavový zápis – zápis, ktorý vyjadruje skupenstvo a zmeny stavu skupenstva.



Úplný iónový zápis – v zápise sa používajú všetky ióny, ktoré sa nachádzajú v reakčnej sústave spolu so vzorcami ostatných látok.



Skrátený iónový zápis – v zápise sa uvádzajú len tie vzorce iónov, ktoré so sebou navzájom reagujú



DELENIE REAKCIÍ:

A, podľa energetickej bilancie:

1. exotermické reakcie (exergonické)
2. endotermické reakcie (endergonické)

B, podľa javového opisu (anorganické látky)

1. skladné (syntetické)
2. rozkladné (analytické)
3. vytesňovacie (substitučné)
4. podvojnú zámenu (konverzie)

C, podľa javového opisu (organické látky)

1. adičné
 - a) elektrofilná adícia A_E
 - b) nukleofilná adícia A_N
2. eliminačné
3. substitučné
 - a) radikálová substitúcia – S_R
 - b) elektrofilná substitúcia – S_E
4. prešmyky

D, podľa prebiehajúceho chemického deja:

1. oxidačno – redukčné (redoxné)
2. acidobázické (protolytické, neutralizácia)
3. koordinačné (komplexotvorné)
4. Zrážacie reakcie

E, podľa fázy v reakčnej sústave:

1. homogénne reakcie
2. heterogénne reakcie

F, podľa spôsobu štiepenia väzieb:

1. homolytické reakcie
2. heterolytické reakcie

Energetické zmeny pri chemických reakciách

Termochémia je odbor chémie, ktorý sa zaoberá tepelnými javmi, ktoré prebiehajú pri chemických reakciách (zaoberá sa energetickými zmenami). Pri chemických reakciách nastáva určitá energetická zmena, teda uvoľňuje sa alebo spotrebúva teplo. Spotreba alebo uvoľnenie tepla závisí od druhu reaktantov, ktoré vstupujú do chemickej reakcie a od druhu produktov, ktoré vznikajú pri chemickej reakcii.

Podľa toho či sa pri chemickej reakcii teplo uvoľňuje alebo spotrebúva (teda podľa tepelnej bilancie) delíme chemické reakcie na:

Exotermické reakcie $\Delta H < 0$

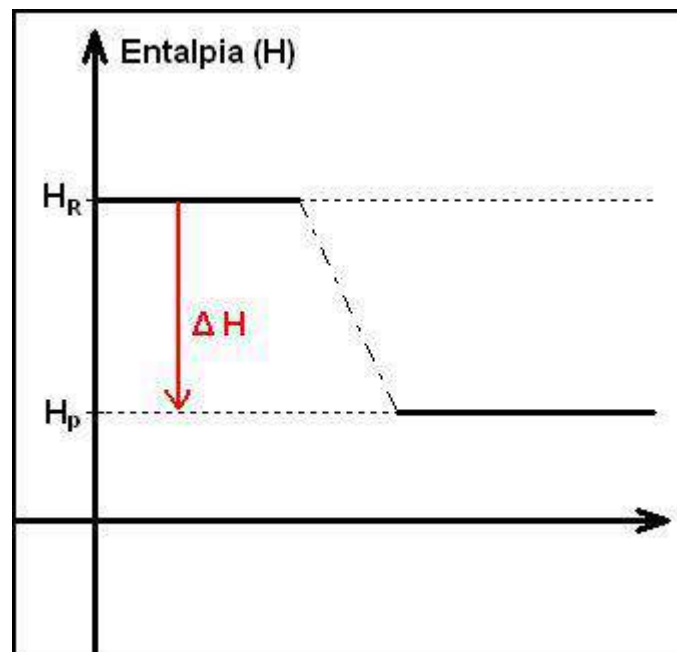
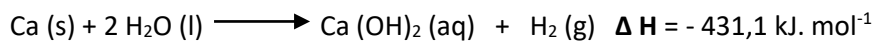
Energia produktov je nižšia ako energia reaktantov (o hodnotu uvoľnenej energie)

Produkty sú stabilnejšie ako reaktanty, z ktorých vznikli.

Niektoré prebiehajú pri bežnej teplote a tlaku samovoľne (neutralizačné, zrážacie, atď.)

Niektoré prebiehajú pri počiatočnom dodaní energie, ale potom prebiehajú ďalej a uvoľňuje sa energia (horenie papiera, uhlia, atď.)

$$\Delta H = \text{entalpia produktov} - (\text{mínus}) \text{ entalpia reaktantov} \rightarrow \Delta H < 0$$



H_R – entalpia produktov

H_P – entalpia reaktantov

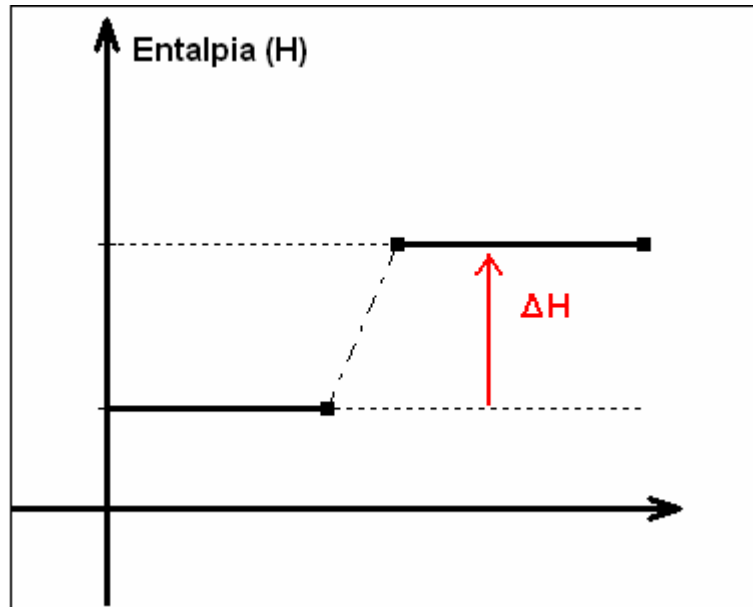
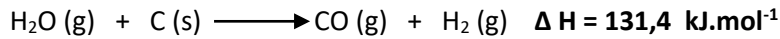
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H < 0$$

Endotermické reakcie $\Delta H > 0$

Energia produktov je vyššia ako energia vstupujúcich reaktantov. Produkty sú menej stabilné ako reaktanty. Väčšina prebieha len pri stálom zahrievaní

$$\Delta H = \text{entalpia produktov} - (\text{mínus}) \text{ entalpia reaktantov} \rightarrow \Delta H > 0$$



H_R – entalpia produktov

H_P – entalpia reaktantov

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H > 0$$

Reakčné teplo Q

Reakčné teplo je veličina, ktorá nám udáva teplo, ktoré sa pri priebehu chemickej reakcie uvoľní alebo spotrebuje. Určuje sa ako rozdiel entalpie produktov a entalpie reaktantov chemickej reakcie.

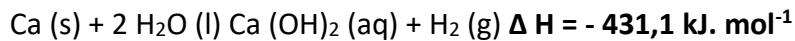
Entalpia (H) je veličina, ktorou sa vyjadruje obsah energie látok zúčastnených na reakcii prebiehajúcej za nezmeneného tlaku, označujeme ju veľkým písmenom H, jej jednotkou je $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Reakčné teplo chemickej reakcie, ktorá prebieha pri štandardných podmienkach označujeme ΔH^0 . (štandardné podmienky: teplota 298,15 K, tlak 101,3 kPa)

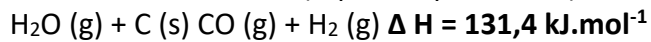
Termochemické rovnice sú rovnice, ktoré obsahujú informáciu o spotrebovanom alebo uvoľnenom teple. Tieto rovnice musia obsahovať aj vyznačenie skupenstiev všetkých reakčných zložiek.

Napríklad:

Exotermické rovnice (teplo sa uvoľňuje do okolia) $\Delta H < 0$



Endotermické rovnice (teplo sa spotrebúva) $\Delta H > 0$



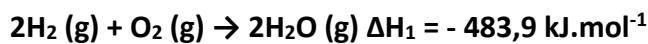
Termochemické zákony

Prvý termochemický zákon

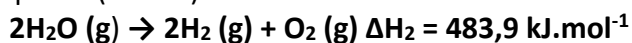
Prvý termochemický zákon objavili v roku 1780 Lavoisier a Laplace:

„Hodnota reakčného tepla priamej a spätnej reakcie je rovnaká a líši sa len znamienkom.“

Príklad 1:

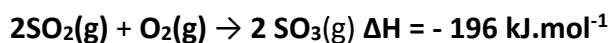


spätná (vratná) reakcia

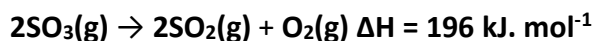


Príklad 2:

Pri syntéze dvoch mólov oxidu sírového z dvoch mólov oxidu síričitého a jedného mólu kyslíka sa uvoľní teplo 196 kJ



Pri rozklade dvoch mólov oxidu sírového, sa rovnaké množstvo tepla spotrebuje:



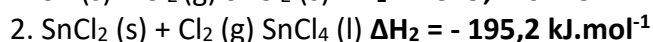
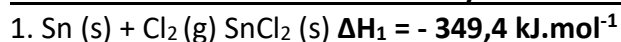
Druhý termochemický zákon

Druhý termochemický zákon objavil a formuloval v roku 1840 Hess:

„Reakčné teplo určitej reakcie sa rovná súčtu reakčných tepiel čiastkových reakcií.“

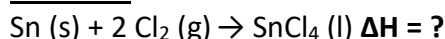
$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Príklad: Na základe termochemických rovníc čiastkových reakcií



určte reakčné teplo reakcie:

Riešenie:



$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = - 349,4 \text{ kJ.mol}^{-1} + (-195,2 \text{ kJ.mol}^{-1})$$

$$\Delta H = - 544,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Tepelné javy pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, NaOH

Pri rozpúšťaní tuhých látok sa teplo môže uvoľňovať (teplota stúpla). Na častice rozpúšťanej látky sa viažu molekuly vody – teplo sa uvoľňuje. Zmena entalpie je záporná.

Pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode, sa teplo môže pohlcovať (teplota klesla). Pri rozpúšťaní sa musí najskôr rozrušiť kryštalová štruktúra – teplo sa spotrebuje. Zmena entalpie je kladná.

(Pri rozpúšťaní tuhých látok vo vode sa na rozrušenie kryštalovej štruktúry spotrebuje určité množstvo tepla (zmena entalpie je kladná). Pri hydratácii častíc rozpustenej látky sa teplo uvoľňuje (zmena entalpie je záporná). Výsledný tepelný efekt, ktorý nastáva po rozpúšťaní sa rovná súčtu tepelných efektov (hodnôt zmien entalpií čiastkových dejov).

To či sa teplo uvoľní alebo spotrebuje, závisí od množstva tepla, ktoré sa spotrebuje na rozrušenie kryštalovej štruktúry a od množstva tepla, ktoré sa uvoľní pri hydratácii iónov. Ak sa pri rozrušení kryštalovej štruktúry spotrebuje viac tepla ako sa uvoľní pri hydratácii iónov, tak rozpúšťanie je endotermický dej. Ak sa spotrebuje menej tepla ide o exotermický dej.)

Rýchlosť chemických reakcií

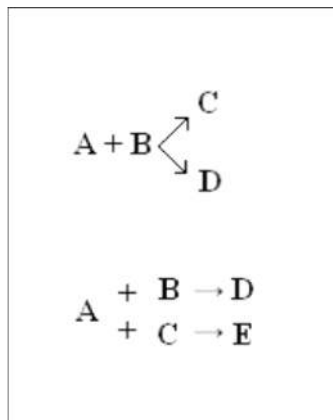
Chemická kinetika – je vedná disciplína skúmajúca **rýchlosť chemických reakcií** a ich **závislosť od reakčných podmienok a od faktorov**, ktoré ich ovplyvňujú. Chemická kinetika sa zaoberá aj vysvetľovaním reakčného mechanizmu priebehu chemických reakcií.

Podmienky ovplyvňujúce priebeh chemickej reakcie sú **teplota, tlak, koncentrácia reaktantov, prítomnosť katalyzátorov, prítomnosť elektromagnetického žiarenia a iných faktorov**.

Chemické reakcie z hľadiska reakčnej kinetiky delíme na:

1. **Izolované reakcie** – reakcie, ktoré v sústave **prebiehajú samotné**, nenadväzujú na iné chemické reakcie, ktoré v danej sústave prebiehajú a nemajú s nimi žiadne spoločné produkty ani reaktanty.
2. **Simultánne reakcie** – reakcie, ktoré v určitej **sústave prebiehajú súčasne**:
vratné – z reaktantov vznikajú produkty a z produktov vznikajú reaktanty súčasne
 $A \leftrightarrow B$

paralelné – spoločné alebo čiastočne spoločné reaktanty reagujúce za vzniku rozličných produktov.



následné – vzniknutý produkt reakcie sa stáva reaktantom nasledujúcej reakcie.
 $A \rightarrow B \rightarrow C$

Priebeh chemických reakcií

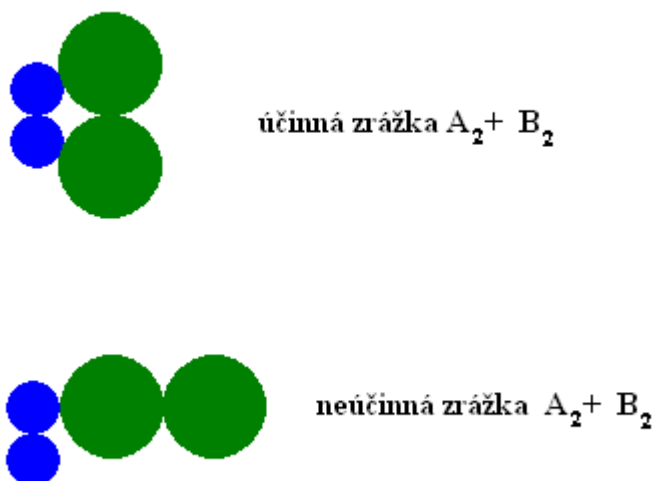
Priebeh chemických reakcií vysvetľujú dve teórie, a to Zrážková teória a Teória aktivovaného komplexu.

Zrážková teória

Základom zrážkovej teórie je predpoklad, že ak má dôjsť k vzájomnej reakcii častíc, tak sa tieto častice musia najprv zraziť. Zrážka častíc musí byť účinná, a aby zrážka viedla k reakcii musia mať častice v okamihu zrážky vhodnú priestorovú orientáciu a dostatočnú energiu, ktorú nazývame aktivačná energia E_A .

Aktivačná energia (E_a , E_A) – minimálna energia, ktorú častice musia mať, aby po ich zrážke došlo k chemickej reakcii.

Schéma účinnej a neúčinnnej zrážky:

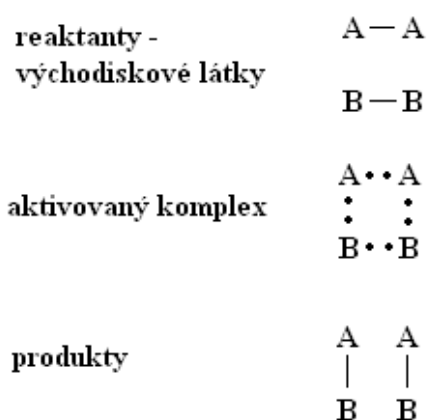
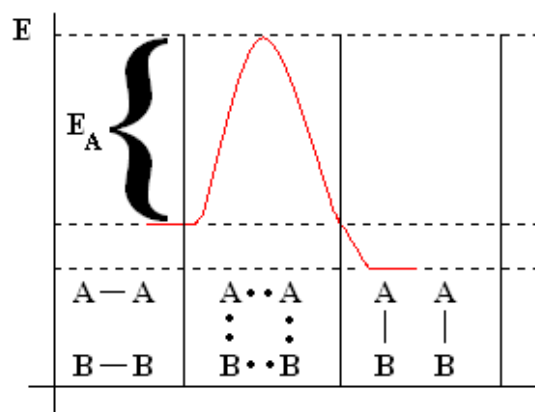


Zrážková teória je prekonaná novšou - **Teóriou aktivovaného komplexu**, ktorá má presnejšie vysvetlenie o energetickej bilancii priebehu chemickej reakcie.

Teória aktivovaného komplexu

Základom je predpoklad, že **pri účinnej zrážke častíc dochádza k vzniku aktivovaného komplexu**, pre ktorý je charakteristická hodnota aktivačnej energie E_A . **Aktivačná energia aktivovaného komplexu predstavuje rozdiel vnútornej energie aktivovaného komplexu a vnútornej energie reaktantov**

Aktivovaný komplex sa vyznačuje **nestálosťou** – staré väzby nezanikli úplne, nové väzby ešte úplne nevznikli. Kvôli malej stabilite sa aktivačný komplex rozpadá buď na pôvodné reaktanty alebo na nové produkty.



Rýchlosť chemickej reakcie

Rýchlosť chemickej reakcie definujeme ako:

$$v = \frac{\Delta c (AB)}{\Delta t}$$

$\Delta c (AB)$ - zmena koncentrácie produktu

Δt – časový interval

Rýchlosť chemickej reakcie môžeme definovať aj ako časovú zmenu koncentrácie reaktantov:

$$v = - \frac{\Delta c (A)}{\Delta t} \quad v = - \frac{\Delta c (B)}{\Delta t}$$

(Záporné znamienko je tam preto, lebo koncentrácia reaktantov sa počas priebehu chemickej reakcie znižuje.)

Rýchlosť určujúci stupeň reakcie - reakčný stupeň s najvyššou E_a je najpomalší, preto určuje rýchlosť celej reakcie

Faktory vplývajúce na rýchlosť reakcií v priemysle a v bežnom živote

Vplyv koncentrácie na rýchlosť chemickej reakcie

Vyššia koncentrácia znamená v určitom objeme viac častíc, tým sa zvyšuje aj počet účinných zrážok a tým sa zvyšuje aj rýchlosť chemickej reakcie.

Vplyv teploty na rýchlosť chemickej reakcie

Zvýšením teploty sa zväčšuje počet častíc s aktivačnou energiou, čím sa zvýši počet účinných zrážok a tým sa zvyšuje aj rýchlosť chemickej reakcie.

(Experimentálne sa zistilo, že pri zvýšení teploty o 10°C sa rýchlosť chemickej reakcie zväčší 2- až 4- násobne).

Vplyv katalyzátorov na rýchlosť chemickej reakcie

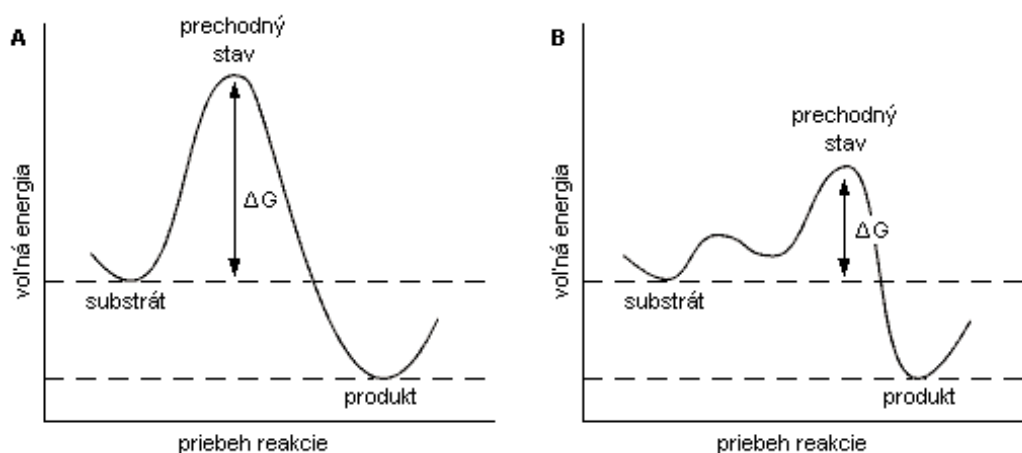
Katalyzátor znižuje hodnotu aktivačnej energie chemickej reakcie, vytvára s jedným z reaktantov nestály medziprodukt, ktorý sa pri reakcii s druhým reaktantom rozkladá, za vzniku produktov a súčasného uvoľnenia katalyzátora

Vplyv veľkosti povrchu tuhých látok na rýchlosť chemickej reakcie

Čím drobnejšie kusy tuhých látok sa zúčastňujú chemickej reakcie, tým je povrch reaktantov väčší a tým sa zvýši aj počet účinných zrážok a tým sa zvýši aj rýchlosť chemickej reakcie.

Katalyzátor – látka, ktorá **zvyšuje rýchlosť chemickej reakcie**, ale sama sa nemení, nie je reaktantom ani produktom a jej prítomnosť sa v chemickej reakcii zapisuje nad alebo pod šípkou

Príklad:



**Obr. Priebeh chemickej reakcie bez katalýzy (A)
a tá istá reakcia katalyzovaná enzýmom (B)**

Katalýza – chemická reakcia ovplyvnená katalyzátorom, poznáme :

Homogénnu katalýzu – katalyzátor je v rovnakej fáze ako reaktanty príslušnej reakcie, teda v plynnej alebo v kvapalnej.

Heterogénnu katalýzu – katalyzátor je v inej fáze ako reaktanty, najčastejšie je katalyzátor pevný a reaktanty sú kvapalné alebo plynné. Napríklad syntéza vodíka a dusíka, pri ktorej vzniká amoniak – katalyzátorom je železo.

Inhibítory – látky znižujúce rýchlosť chemickej reakcie – zvyšujú aktivačnú energiu. Inhibítory spomaľujú priebeh nežiaducich reakcií.

Katalytické jedy – sú látky, ktoré zabraňujú pôsobeniu katalyzátorov.

Stabilizátory – látky, ktoré reagujú s medziproduktom reťazových reakcií (radikálmi) a tým ich zastavia.

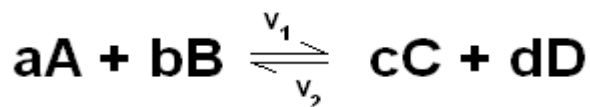
Chemická rovnováha

Chemická rovnováha je charakterizovaná ako stav, v ktorom **chemická sústava** v prípade nemenných vonkajších podmienok **ďalej nemení svoje zloženie**. V takýchto sústavách **prebiehajú vratné chemické reakcie**, prebieha **reakcia priama aj spätná rovnakou rýchlosťou**. Teda chemická reakcia prebieha aj v smere vzniku produktov z reaktantov a aj v smere rozpadu produktov na východiskové látky.

Obojsmerná chemická reakcia - reakcia, v ktorej prebieha priama aj spätná reakcia súčasne – oboma smermi naraz.

Rovnovážne koncentrácie sú koncentrácie reaktantov a produktov, ktoré sa nemenia. Rovnovážny stav znázorňujeme v chemických rovniciach protismernými šípkami.

Dynamická rovnováha - neustále prebiehajúce chemické deje sa navzájom



rušia.

$v_1 > v_2$ - platí, ak sú v sústave **na začiatku len reaktanty** (východiskové látky). **Rýchlosť priamej reakcie v_1 je v tomto prípade väčšia ako rýchlosť spätnej chemickej reakcie v_2** . **Počas chemickej reakcie sa rýchlosť priamej reakcie znižuje a rýchlosť spätnej reakcie narastá**. Tento **dej prebieha, až kým sa rýchlosti priamej a spätnej reakcie nevyrovnajú**, teda, kým neplatí $v_1 = v_2$. Keď platí $v_1 = v_2$, **výsledná rýchlosť je nulová a sústava sa dostala do stavu dynamickej rovnováhy**.

V rovnovážnom stave reagujúca sústava obsahuje všetky zložky – produkty aj reaktanty v určitých rovnovážnych koncentráciách, ktoré sa už časom nemenia

Homogénna rovnováha – hovoríme o nej, ak chemická reakcia a ustálenie rovnováhy prebieha v rovnakej fáze. Najčastejšie je tou fázou plynná alebo kvapalná fáza.

Heterogénna rovnováha – prebieha na styčných plochách fáz heterogénnej sústavy.

Rovnovážna konštanta

Guldberg – Waageho zákon chemickej rovnováhy - podiel súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií produktov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientami a súčinu číselných hodnôt rovnovážnych koncentrácií reaktantov umocnených príslušnými stechiometrickými koeficientmi je konštantný a vyjadruje rovnovážnu koncentráciu chemickej reakcie.

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

K_c - rovnovážna konštanta

$[C]$ - rovnovážna koncentrácia produktu C

$[D]$ - rovnovážna koncentrácia produktu D

$[A]$ - rovnovážna koncentrácia reaktantu A

$[B]$ - rovnovážna koncentrácia reaktantu B

c,d,a,b - stechiometrické koeficienty

Odvodenie:

Platí: $v_1 = k_1[A]^a \cdot [B]^b$ a $v_2 = k_2[C]^c \cdot [D]^d$

Pri rovnovážnom stave platí: $v_1 = v_2 \rightarrow k_1[A]^a \cdot [B]^b = k_2[C]^c \cdot [D]^d$

Ďalej platí:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2}$$

k_1, k_2 – rýchlostné konštanty. Nie sú závislé od koncentrácie reaktantov ani od koncentrácie produktov. Pri konštantnej teplote je ich pomer konštantný

$k_1/k_2 = \text{konštanta} = K_c$

Hodnota rovnovážnej konštanty K – udáva, v akom rozsahu sa pri určitej teplote v uzavretej sústave uskutočnila premena reaktantov na produkty, t.j.:

- $K \gg 10^3$ (prakticky) jednosmerná reakcia
- $K \gg 1$ rovnováha posunutá na stranu produktov (\rightarrow)
- $K \approx 1$ „ukážková“ vratná reakcia
- $K \ll 1$ rovnováha posunutá na stranu reaktantov (\leftarrow)
- $K \ll 10^{-3}$ reakcia (prakticky) neprebíha

Posun rovnováhy – pri zasiahnutí vonkajšími vplyvmi (tlak, teplota, koncentrácia reaktantov alebo produktov) sa naruší pôvodná rovnováha a dochádza k vytvoreniu novej rovnováhy.

Podľa Le Chatelier – Braunovho princípu akcie a reakcie platí, že *porušenie chemickej rovnováhy vonkajším vplyvom (akcia) vyvoláva dej (reakciu), ktorý vedie k zrušeniu účinku vonkajšieho vplyvu* (koniec 19. storočia – 1884 - 1886).

Ide o princíp pohyblivej rovnováhy.

„Každá zmena vonkajších podmienok (každá akcia) vyvolá v rovnovážnej zmesi zásah proti tejto akcii, ktorá vyvolala porušenie chemickej rovnováhy.“

Faktory vplývajúce na chemickú rovnováhu

Vonkajšie vplyvy (faktory) pôsobia na chemickú rovnováhu. Tento jav sa uplatňuje najmä pri výrobe a príprave určitých chemických látok. Napríklad, ak chceme získať čo najväčšie množstvo produktu, posúvame rovnováhu chemickej reakcie v smere k produktu. A naopak, v prípade, že chemickou reakciou vzniká veľké množstvo produktu, ktoré je neželané, môžeme posunúť rovnováhu v smere reagujúcich látok – reaktantov.

Chemická rovnováha môže byť ovplyvnená nasledujúcimi faktormi:

1. Zmena koncentrácie
2. Zmena teploty
3. Zmena tlaku

Zmena koncentrácie

Pridanie reaktantov – rovnováha sa posúva v smere tvorby produktov

Odobranie reaktantov – rovnováha chemickej reakcie sa posúva v smere reaktantov

Pridanie produktov – rovnováha danej chemickej reakcie sa posunie v smere reaktantov

Odobranie produktov – rovnováha sa posunie v smere produktov

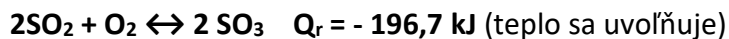
Zmena teploty

Ak zvýšime teplotu, rovnováha sa **posunie v smere reakcie, pri ktorej sa teplo spotrebúva**, teda v smere **endotermickej chemickej reakcie**.

Ak znížime teplotu, rovnováha chemickej reakcie sa **posunie v smere reakcie, pri ktorej sa teplo uvoľňuje**, teda podporíme **exotermickú chemickú reakciu**.

Príklad:

Reakcia oxidu siričitého s kyslíkom za vzniku oxidu sírového:



Teda – uvedená reakcia prebieha za uvoľňovania tepla, a keď zvýšime teplotu, rovnováha chemickej reakcie sa posúva v smere rozkladu oxidu sírového. Keď teplotu znížime, rovnováha chemickej reakcie sa posunie v smere vzniku oxidu sírového.

(SO_2 – oxid siričitý, SO_3 - oxid sírový)

Zmena tlaku

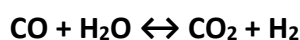
Tlak ovplyvňuje priebeh chemickej reakcie **len v prípade, že táto chemická reakcia prebieha v plynnej fáze a len v tom prípade, keď sa v priebehu chemickej reakcie mení látkové množstvo plynných látok.**

Zvýšenie tlaku – vedie k reakcii, ktorá smeruje k **zmenšeniu látkového množstva zložiek sústavy** (rovnováha sa posunie v smere tvorby menšieho počtu mólov).

Zníženie tlaku – vedie k reakcii, ktorá smeruje k **zvýšeniu látkového množstva zložiek sústavy** (rovnováha chemickej reakcie sa posunie v smere tvorby väčšieho počtu mólov).

Príklad:

Určte ako vplýva zvýšenie tlaku na chemickú rovnováhu nasledovnej chemickej reakcie:

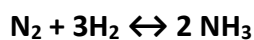


Riešenie:

Keďže v priebehu chemickej reakcie sa látkové množstvo plynných zložiek nemení, tlak nevplýva na chemickú rovnováhu.

Príklad:

Určte ako vplýva zmena tlaku na chemickú rovnováhu nasledovnej chemickej reakcie:



Riešenie:

Pri zvýšení tlaku sa rovnováha uvedenej chemickej reakcie posúva v smere vzniku amoniaku, znižovanie tlaku vplýva na rozklad amoniaku.

Katalyzátor a chemická rovnováha

Pridanie katalyzátora do reakčnej sústavy **nespôsobí posun chemickej rovnováhy**. Prítomnosť katalyzátora urýchľuje priebeh chemickej reakcie, teda **skracuje čas ustálenia chemickej rovnováhy**.

Využite: Princíp pohyblivej rovnováhy umožňuje s ďalšími poznatkami o chemickom deji predpovedať vhodnosť určitých podmienok pre výrobu chemických látok. Tento jav sa uplatňuje najmä pri výrobe a príprave určitých chemických látok. Napríklad ak chceme získať čo najväčšie množstvo produktu, posúvame rovnováhu chemickej reakcie v smere k produktu. A naopak, v prípade, že chemickou reakciou vzniká veľké množstvo produktu, ktoré je neželané, môžeme posunúť rovnováhu v smere reagujúcich látok – reaktantov.

V nasledujúcej tabuľke môžeme vidieť vplyv činiteľov na ustálenie chemickej rovnováhy:

AKCIA	REAKCIA
Pridanie reaktantov	Zväčší sa koncentrácia produktov
Pridanie produktov	Zväčší sa koncentrácia reaktantov
Odobratie množstva produktov	Zväčší sa koncentrácia produktov
Odobratie reagujúcich látok	Zväčší sa koncentrácia reaktantov
Zvýšenie tlaku	Posun v smere tvorby menšieho počtu mólov
Zmenšenie tlaku	Posun v smere tvorby väčšieho počtu mólov
Zvýšenie teploty	Rovnováha sa posunie v smere endotermického priebehu
Zníženie teploty	Rovnováha sa posunie v smere exotermického priebehu