

Rýchlosť chemickej reakcie

- rýchlosť chemickej reakcie skúma **chemická kinetika**

- je to vedná disciplína, ktorá skúma rýchlosť chemických reakcií ale aj podmienky, faktory, ktoré ich ovplyvňujú + vysvetlením reakčného mechanizmu priebehu chemických reakcií
Podmienky ovplyvňujúce priebeh chemickej reakcie:

- teplota, tlak, koncentrácia reaktantov,
- prítomnosť katalyzátorov,
- prítomnosť elektromagnetického žiarenia a iných faktorov.

Rýchle chemické reakcie- neutralizácia, reakcie sodíka, draslíka s vodou, horenie horčíkovej pásky, reakcia sodíka s chlóróm, slonia pasta, chameleón

Pomalé chemické reakcie – hrdzavenie, hnieť dreva, starnutie, tvorba jaskynných kvapľov, vodného kameňa, voľná kryštalizácia modrej skalice

Rýchlosť chemickej reakcie – označuje sa **v** – jednotkou je **[mol.dm⁻³.s⁻¹]**
-je daná zmenou koncentrácie reaktantov alebo produktov za určitý čas.

Pre reakciu $A + B \rightarrow AB$ platí:

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

Δc - zmena koncentrácie reaktantov alebo produktov

Δt – za určitý čas

- v priebehu reakcie je rýchlosť rôzna – na začiatku je najväčšia a postupne časom klesá (ubúdajú reaktanty ☺), preto berieme do úvahy priemernú rýchlosť

1. ZRÁŽKOVÁ TEÓRIA

- ak majú 2 častice reagovať:

a) musia sa k sebe priblížiť a zraziť sa

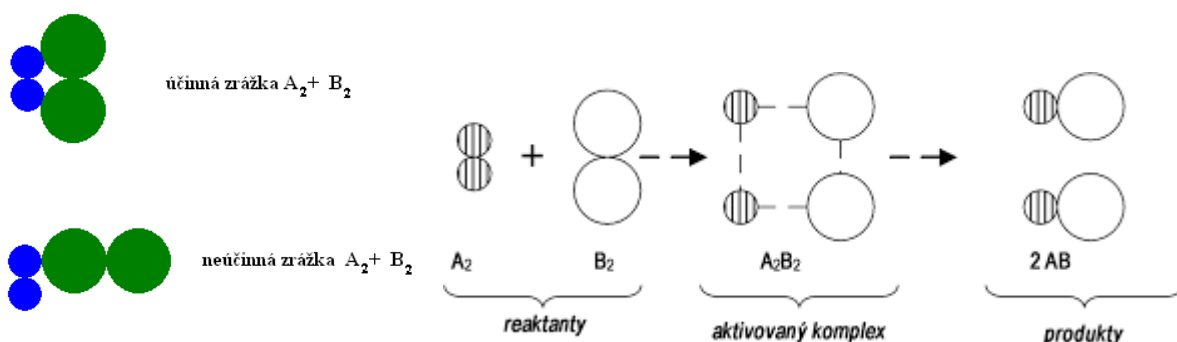
b) zrážka musí byť účinná

c) častice musia mať minimálnu kinetickú energiu = tzv. aktivačnú energiu E_A

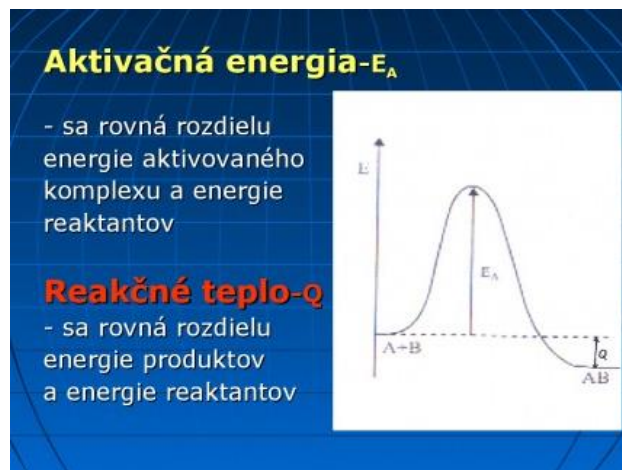
d) častice musia mať vhodnú orientáciu

2. TEÓRIA AKTIVOVANÉHO=PRECHODOVÉHO KOMPLEXU

- pri účinnej zrážke vzniká aktivovaný komplex, ktorý je energeticky bohatý medziprodukt, je však nestabilný a rýchlo sa rozpadá na produkty



Platí: aktivovaný komplex predstavuje energetickú bariéru medzi reaktantami a produktami
 - rýchlo sa rozpadá buď na pôvodné častice alebo na produkty
 Pôvodné chemické väzby v reaktantoch A₂, B₂ zanikajú a nové v produktoch vznikajú



Rýchlostná rovnica – Guldberg a Waage (1867):

Rýchlosť chemickej reakcie pri určitej teplote je priamo úmerná súčinu koncentrácií nezreagovaných reaktantov.

$$v = k \cdot c^\alpha(A) \cdot c^\beta(B)$$

k =rýchlostná konštanta (závisí od E_A , t)

c =koncentrácia reagujúcich látok

α, β =experimentálne koeficienty (iné ako stechiometrické)

ARRHENIOV ZÁKON

- ak zvýšime teplotu reakčného systému o 10°C, rýchlosť chem. reakcie sa zvýši 2-4-krát

- rýchlosť chemickej reakcie závisí:
- od počtu efektívnych zrážok (čím viac zrážok – dodaním kinet.energie –zahriatím, miešaním, tým je aj reakcia rýchlejšia)
- od E_A – čím je vyššia – málo častíc ju dosiahne, preto prebehne reakcia pomalšie!!!!

Faktory, ktoré vplyvajú na rýchlosť chemickej reakcie v priemysle a v bežnom živote:

a) *koncentrácia*

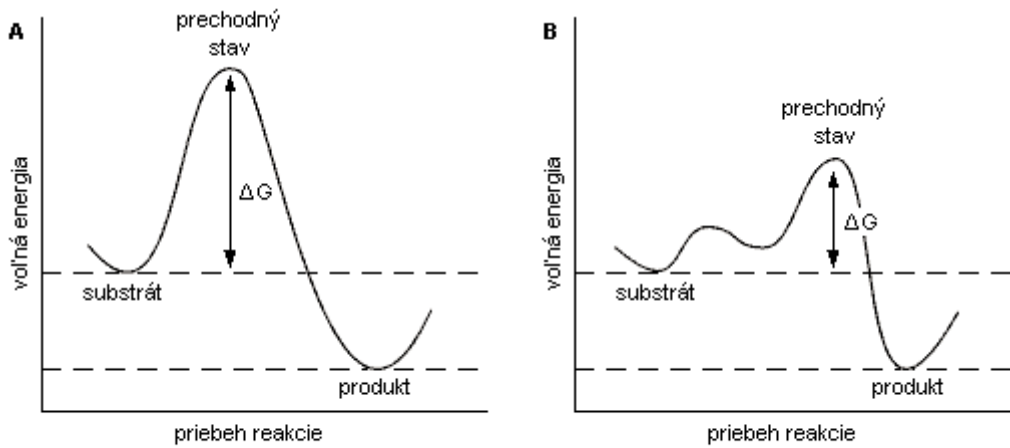
Vyššia koncentrácia v určitom objeme viac častíc – viac účinných zrážok a tým sa zvyšuje aj rýchlosť chemickej reakcie (pr. horenie dreva v piecke s vyšším prísunom O₂, reakcie s koncentrovanými kyselinami prebehnú rýchlejšie ako so zriedenými, pred jedlom sa nemáme napiť, aby sme nezriedili žalúdočné kyseliny a znížili účinnosť trávenia)

b) *teplota* - zvýšením teploty sa dodáme časticiam energiu, zvýši sa počet účinných zrážok a tým aj rýchlosť chemickej reakcie (zvýšení teploty o 10°C sa rýchlosť chemickej reakcie zväčší 2- až 4- násobne) pr. chladnička, zníženie aktivity enzýmov – dlhšie vydržia čerstvé, nekazia sa tak rýchlo, mrazák – úplné zastavenie činnosti enzýmov)

c) *veľkosť povrchu tuhých látok*
 Čím je povrch reaktantov väčší (podrvením, mletím...) tým sa zvýši aj počet účinných zrážok, častice sú ihneď vystavené chemickej reakcii a tým sa zvýši aj rýchlosť chemickej reakcie (sústo máme prežiť 25-35x pre lepšie trávenie, práškový zinok zreaguje s HCl rýchlejšie ako granulovaný)

d) *katalyzátor*-po reakcii sa nemení!!!! jeho úlohou je iba ovplyvniť rýchlosť chemickej reakcie, jej prítomnosť sa v chemickej reakcii zapisuje nad šípku, sú nimi často kovy Pt, Fe, Ni, ale aj krv...

– znižuje hodnotu aktivačnej energie EA chemickej reakcie-



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

delenie katalyzátorov:

- pozitívny katalyzátor – urýchľuje chemickú reakciu (burel MnO_2)
- **negatívny katalyzátor=inhibítor** – látka, ktorá spomaľuje rýchlosť chemickej reakcie (močovina)

Homogénna katalýza - katalyzovaná reakcia, v ktorej sú reaktanty a katalyzátor v rovnakej fáze, v rovnakom skupenstve

Heterogénna katalýza - katalyzovaná reakcia, pri ktorej katalyzátor a reaktanty majú rozdielne skupenstvá

Príklad 1:

Vypočítajte rýchlosť chemickej reakcie ak viete, že koncentrácia produktu sa zmenila z $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ na $4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ za 30 s.

Riešenie:

$$\Delta c = \frac{(4 \text{ mol/dm}^3 - 1 \text{ mol/dm}^3)}{30 \text{ s}} = 3 \text{ mol/dm}_3 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{s}^{-1}$$

ÚLOHA: Ako by ste v laboratóriu urýchlili reakciu Zn s HCl?