

# Chemická termodynamika, kinetika a katalýza

# Osnova prednášky

1. Predmet chemickej termodynamiky (ChTD)
2. Základné pojmy TD
3. Stav sústavy, TD deje a rovnováha
4. Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie
5. Podmienky TD rovnováhy a smer samovoľných dejov
6. Predmet kinetiky
7. Kinetické delenie reakcií
8. Rýchlosť chemických reakcií
9. Molekulovosť a poriadok reakcií
10. Mechanizmus a kinetika reakcií
11. Teórie chemickej kinetiky
12. Katalýza
13. Kontrolné otázky

# 1a Predmet ChTD

- **TERMODYNAMIKA** - náuka o vlastnostiach a prejavoch energií jej jednotlivých druhov, o ich výmene medzi sústavami, o smeroch fyzikálnych a chemických dejov a o ich rovnováhe
- **TECHNICKÁ TERMODYNAMIKA** – zaoberá sa dejmi prebiehajúcimi v tepelných strojoch
- **CHEMICKÁ TERMODYNAMIKA** – študuje javy, ktoré sprevádzajú chemické reakcie

# 1b Predmet ChTD

- **základné zákony** (nultý, prvý, druhý a tretí zákon termodynamiky) boli sformulované zovšeobecnením výsledkov pokusov a pozorovaní
- zaoberá sa len hnacími silami procesov
- termodynamické rovnice neobsahujú čas

## 2 Základné pojmy ChTD

- **Termodynamická sústava (systém)**
  - interakcia s okolím (izolovaná, uzavretá, otvorená, jednoduchá, rovnovážna)
  - počet zložiek
  - počet fáz (homogénna, heterogénna – min 2 fázy)
  - povaha dejov
- **Teplo**  $Q$  (J) – výmena energie sústava-okolie na základe teplotného rozdielu
- **Práca**  $W$  (J) – výmena energie sústava-okolie pri silovom pôsobení

## 3a Stav sústavy, TD deje a rovnováha

- Stav sústavy
  - v časovom okamihu
  - stupeň všeobecnosti pozorovania
  - stavové veličiny ( $p$ ,  $T$ ,  $c_i, \dots$ ) a funkcie ( $H$ ,  $S \dots$ ),
  - **extenzitné vlastnosti** – aditívne, úmerné množstvu látky (objem),
  - **intenzitné vlastnosti** – nezávislé na množstve látky (teplota, hustota).

## 3b Stav sústavy, TD deje a rovnováha

**Termodynamický dej** - zmena stavu (fyzikálny alebo chemický proces),

- prebieha do ustálenia hodnôt TD veličín,
- pri konštantných veličinách:

- **izotermický** [ $T$ ],
- **izobarický** [ $p$ ],
- **izochorický** [ $V$ ],
- **adiabatický** [**adiab.**], ..., ich kombinácie,
  - kruhový (cyklický) – východiskový stav a konečný je totožný, bez zmeny TD funkcií
  - vratný a nevratný.

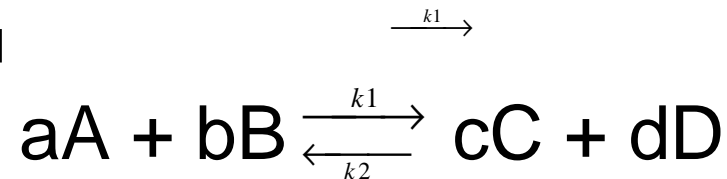
## 3c Stav sústavy, TD deje a rovnováha

- **Termodynamická rovnováha**
  - stav bez zmeny TD veličín,
  - dokonalá len v izolovanej sústave,
  - vyvolanie deja nekonečne malou zmenou stavu;
  - mechanická (tlaková) – rovnaký tlak,
  - tepelná (teplotná) – rovnaká teplota,
  - koncentračná – rovnaká  $c_i$  vo fázach,
  - chemická – bez chemických zmien,
  - fázová – v heterogénnom systéme.

# 3d Stav sústavy, TD deje a rovnováha

- Chemické reakcie prebiehajú samovoľne do rovnovážneho stavu

- pre reakciu



- platí rovnovážna konštanta

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

- $K > 1$  uprednostňuje v rovnovážnom stave produkty
- $K < 1$  uprednostňuje v rovnovážnom stave východiskové látky
- $K \gg 1$  reakcia prebieha doprava prakticky úplne

# 4a Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- 6 postulátov
  - I. prechod systému do rovnovážneho stavu
  - II. vnútorná energia  $U$  (J) je extenzitnou veličinou
    - súhrn kinetickej a potenciálnej energie častíc sústavy
- $$U = f(p, V, T)$$
- $$\Delta U = U_2 - U_1$$
- III.-VI. termodynamické vety

## 4b Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- 0. veta TD
  - dve sústavy v tepelnej rovnováhe si nevymieňajú energiu vo forme tepla
  - ak má sústava A teplotu ako B a súčasne B ako C, tak A ako C (B je teplomer)

# 4c Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- 1. veta TD

- vnútorná energia izolovanej sústavy sa nemení:

$$\Delta U = 0$$

- zmena  $U$  je daná teplom a prácou (+ pre príjem):

$$\Delta U = Q + W$$

- ak sústava koná objemovú prácu:

$$\Delta U = \Delta Q - p \Delta V$$

- nemožno zostrojiť perpetuum mobile I. druhu – hypotetický cyklický stroj konajúci prácu bez prijatia energie z okolia.

## 4d Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- Z 1.TD vety vyplýva: Zmeny energie systému závisí len od východiskového a konečného stavu, nie od priebehu procesu.

- V praxi sú časté procesy pri stálom tlaku. Pre zjednodušenie sa zaviedla nová funkcia **entalpia**  $H$ :

$$H = U + pV$$

- *Fyzikálne má entalpia zmysel rozšírenej vnútornej energie.*
- *V chémii a chemickej technológii sa 1. TD veta spravidla aplikuje pomocou entalpie (entalpická bilancia).*
- *Pomocou entalpie sa definuje aj Gibbsova energia.*

## 4e Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- z 1. TD vety sa nedá usúdiť, či reakcia bude prebiehať samovoľne, lebo v praxi niektoré reakcie prebiehajú aj keď  $\Delta U > 0$
- skutočnou mierou chemickej afinity je tzv. **voľná entalpia (Gibbsova energia) G**

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

$\Delta G$  – zmena voľnej entalpie systému pri stálom tlaku a teplote

$\Delta H$  – zmena entalpie systému

$\Delta S$  – zmena entropie systému

## 4f Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- **Entalpia** – *tepelný obsah reakcie* [kJ.mol<sup>-1</sup>],  
pre exotermické reakcie  $\Delta H < 0$ ,  
pre endotermické reakcie  $\Delta H > 0$
- **Entropia** – stupeň neusporiadanosti sústavy

$$S = k \cdot \ln W$$

W – termodynamická pravdepodobnosť, ktorá predstavuje počet spôsobov usporiadania sústavy

k – Boltzmanova konštanta ( $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$ )

$$k = R/N_A$$

R – plynová konštanta ( $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

$N_A$  – Avogadrova konštanta ( $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ )

## 4g Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- pravdepodobnosť usporiadania sústavy

$$p = W/N!$$

$W$  – počet reálnych usporiadaní

$N!$  – počet všetkých možných usporiadaní

napr. balíček 52 kariet:

1 náhodne premiestnená:  $W=51^2$  (t.j. 2601)

po zamiešaní:  $52! = 8,0658 \cdot 10^{67}$

- pri relatívne nízkych teplotách je vplyv entropickej zložky na priebeh reakcie malý, takže úbytok voľnej entalpie určuje v prvom rade reakčné teplo ( $\Delta H$ )
- pri vysokých teplotách prevláda vplyv člena  $T \cdot \Delta S$  a *len reakcie s  $\Delta S > 0$  prebiehajú samovoľne*

# 4h Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- 2. veta TD

- entropia  $S$  (J/K) je mierou neusporiadanosti pohybu molekúl TD systému, zvyšuje sa s neusporiadanosťou: ( $S_g > S_l > S_s$ )
- pre vratný dej:  $\Delta S = \Delta Q/T$
- pre nevratný dej:  $\Delta S > \Delta Q/T$
- nemožno zostrojiť perpetuum mobile II. druhu – hypotetický cyklicky pracujúci stroj, ktorý z okolia odoberá teplo a bez strát ho premieňa na prácu.

## 4i Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- 3. veta TD

*Pre ľubovoľný izotermický dej prebiehajúci pri teplote  $T \rightarrow 0$  je zmena entropie nulová (Nernst)*

Entropia čistej látky v najstabilnejšej kryštalickej forme pri teplote 0 K je nulová (Planck):

$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$$

- žiadnym procesom nemožno konečným počtom krokov dosiahnuť teplotu 0 K

## 4k Zákony ChTD, TD veličiny a funkcie

- **Spojené formulácie 1. a 2. vety TD**
- uzavretý homogénny systém, s okolím vymieňa len objemovú prácu a všetky deje sú vratné

$$\Delta U = T \Delta S - p \Delta V \text{ (vnútorná energia)}$$

$$\Delta H = T \Delta S + V \Delta p \text{ (entalpia)}$$

$$\Delta F = -S \Delta T - p \Delta V \text{ (Helmholtzova energia)}$$

$$\Delta G = -S \Delta T + V \Delta p \text{ (Gibbsova energia)}$$

# 5a Podmienky TD rovnováhy a smer samovoľných dejov

- Podmienky TD rovnováhy
  - pri nevratných dejoch entropia izolovanej sústavy rastie:  $\Delta S > 0$
  - v TD rovnováhe má maximum:  $\Delta S = 0$
  - v TD rovnováhe:
    - $\Delta S = 0 [U, V]$  - maximum
    - $\Delta S = 0 [H, p]$  - maximum
    - $\Delta U = 0 [S, V]$  - minimum
    - $\Delta F = 0 [T, V]$  - minimum
    - $\Delta G = 0 [T, p]$  - minimum (najpoužívanejšie)

# 5b Podmienky TD rovnováhy a smer samovoľných dejov

- Smer samovoľných dejov

- využitie Gibbsovej energie:  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$
- $\Delta G = 0$  rovnovážny stav
- $\Delta G < 0$  samovoľný v danom smere
- $\Delta G > 0$  samovoľný v opačnom smere

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	
+	+	$T \uparrow$ sam., $T \downarrow$ protis.	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$
+	-	$\Delta G > 0$	$3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_3(\text{g})$
-	+	$\Delta G < 0$	$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
-	-	$T \uparrow$ protis., $T \downarrow$ sam.	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$

# 6 Predmet chemickej kinetiky

## Chemická kinetika

- štúdium rýchlosti chemických reakcií, ich mechanizmov a príčin chemickej reaktivity,
- sledovanie rýchlostí – dôležité z teoretického aj technologického hľadiska,
- extrémne rozdiely v rýchlosti – iónové reakcie takmer okamžité,
- osobitná časť chemickej kinetiky – fotochémia a katalýza.

# 7 Kinetické delenie reakcií

Podľa počtu fáz reagujúcich látok:

- homogénne – jedna fáza,



- heterogénne – rôzne fázy reagujúcich látok.



Podľa mechanizmu:

- izolované – reakcia jedného typu,
- zložité (simultánne) – súčasne rôzne reakcie.

# 8a Rýchlosť chemických reakcií

Rýchlosť chemickej reakcie (reakčná rýchlosť) - zmena počtu mólov niektorej reagujúcej látky v jednotkovom objeme za jednotku času

- priemerná rýchlosť  $v_i = \frac{|\Delta n_i|}{V\Delta t}$

- okamžitá rýchlosť reakcie  $v_i = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \left| \frac{\Delta n_i}{V\Delta t} \right| = \left| \frac{dn_i}{Vdt} \right|$

# 8b Rýchlosť chemických reakcií

- pri **konštantnom objeme** platí

$$\frac{dn_i}{V} = dc_i$$

potom

$$v_i = \left| \frac{dc_i}{dt} \right|$$

- **reakčná rýchlosť** – úbytok koncentrácie niektorej východiskovej látky alebo prírastok koncentrácie niektorého z reakčných produktov

$$v = -\frac{dc_{\text{vých}}}{dt} = +\frac{dc_{\text{prod}}}{dt} \quad (\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1})$$

# 8c Rýchlosť chemických reakcií

*Zákon účinku hmotností* (Guldberg, Waage, 1867):  
pri konštantnej teplote je rýchlosť reakcie úmerná súčinu koncentrácií reagujúcich látok.



rýchlosť priamej reakcie  $\vec{v} = \vec{k} \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$

rýchlosť protismernej reakcie  $\vec{v} = \vec{k} \cdot c^2(\text{HI})$

- konštanta  $k$ , *rýchlostná konštanta reakcie* – sa rovná reakčnej rýchlosti pri jednotkových koncentráciách reagujúcich látok  
- závisí od teploty (s teplotou veľmi rýchlo rastie) a od prítomnosti katalyzátorov

# 8d Rýchlosť chemických reakcií

- $aA + bB + \dots \rightarrow pP + rR + \dots$        $\vec{v} = \vec{k} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B) \dots$
- $aA + bB + \dots \leftarrow pP + rR + \dots$        $\vec{v} = \vec{k} \cdot c^p(P) \cdot c^r(R) \dots$
- každá reakcia je v kinetickom zmysle *vratná*, t.j. prebieha rozličnými rýchlosťami v oboch smeroch,  
- výsledná pozorovaná rýchlosť  
 $v = \vec{v} - \vec{v} = \vec{k} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B) \dots - \vec{k} \cdot c^p(P) \cdot c^r(R) \dots$
- reakcia je prakticky *nevratná*, keď rýchlosť protismernej reakcie je taká malá, že ju možno popri rýchlosti priamej reakcii zanedbať       $v = \vec{v}$

# 8e Rýchlosť chemických reakcií

- po vyrovnaní rýchlostí priamej a protismernej reakcie je sústava v **chemickej rovnováhe**

$$v_{\text{rovn}} = \vec{v} - \bar{v} = 0$$

$$\vec{k} \cdot [\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b \dots - \bar{k} \cdot [\text{P}]^p \cdot [\text{R}]^r \dots = 0$$

$$\frac{[\text{P}]^p \cdot [\text{R}]^r \dots}{[\text{A}]^a \cdot [\text{B}]^b \dots} = \frac{\vec{k}}{\bar{k}} = K_c$$

- **rovnovážna konštanta  $K_c$**
- pri chemickej rovnováhe sa reakcia nepreruší, ale prebieha rovnakými rýchlosťami obidvoma smermi, hovoríme o tzv. **dynamickej rovnováhe**.

## 9a Molekulovosť a poriadok reakcií

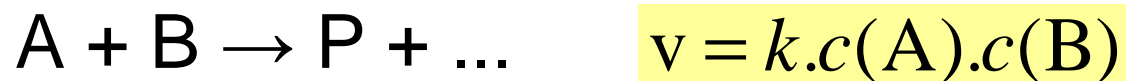
- **Molekulovosť reakcie** – minimálny počet častíc, ktoré sa súčasne zúčastňujú elementárneho reakčného kroku, (molekuly, atómy, ióny, radikály), môže nadobúdať iba celočíselné hodnoty.
- **Poriadok reakcie** – súčet exponentov koncentračných členov reaktantov v rýchlostnej rovnici, môže nadobúdať ľubovoľné hodnoty vrátane nuly, môže byť aj necelistvý.
- poriadok elementárnych reakcií sa rovná molekulovosti

## 10b Molekulovosť a poriadok reakcií

- **unimolekulová** reakcia (izomerizácia, rádioaktívny rozpad)



- **bimolekulová** reakcia (vznik HI, vznik diméru  $N_2O_4$  z monoméru  $NO_2$ )



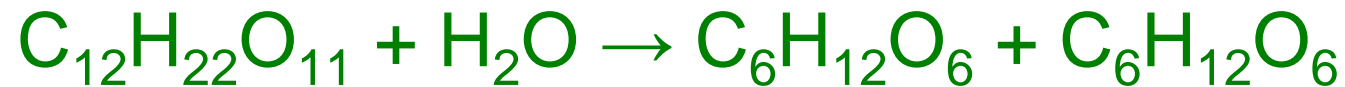
# 10c Molekulovosť a poriadok reakcií

- overenie odvodenej kinetickej rovnice – **stanovenie poriadku reakcie**
- reakcia **nultého poriadku** – rýchlosť nezávisí od látkového množstva reagujúcej zložky,
  - väčšina reakcií nultého poriadku je heterogénnych (na povrchoch tuhých látok), napr. rozklad  $\text{NH}_3$  na Pt

$$v = k$$

# 10d Molekulovosť a poriadok reakcií

- reakcie **prvého poriadku** – kinetická rovnica unimolekulových reakcií, bez ohľadu na mechanizmus
- inverzia sacharózy vo vodnom roztoku (hydrolýza na glukózu a fruktózu)



$$v = k \cdot c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$$

# 10d Molekulovosť a poriadok reakcií

- **reakcia druhého poriadku**

$$v = k \cdot c^2 (A)$$

- ale aj syntéza jodovodíka

- reakcie **vyšších poriadkov** – zložitejšie reakčné mechanizmy,
- reakcie **necelistvých poriadkov** – zložitý reakčný mechanizmus, napr. reťazové reakcie,

# 5a Mechanizmus a kinetika reakcií

**Mechanizmus reakcií** – postupnosť elementárnych krokov,

- **zložité reakcie** - zložené z rozličných elementárnych reakcií, ktoré môžu prebiehať:
  - proti sebe (***vratné*** reakcie),
  - popri sebe (***paralelné*** reakcie),
  - po stupňoch, (***postupné*** reakcie) - osobitný prípad - ***ret'azové*** (radikálové) reakcie,
- kinetické rovnice zložitých reakcií - kombinácia kinetických rovníc príslušných elementárnych reakcií,

## 5b Mechanizmus a kinetika reakcií

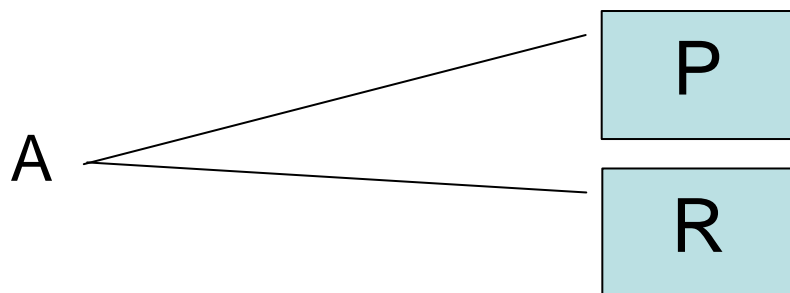
- ***vratná reakcia*** prvého poriadku (napr. izomerizácia *cis-trans*)



$$v = \vec{k}c(A) - \tilde{k}(P)$$

# 10c Mechanizmus a kinetika reakcií

**Paralelné reakcie** – ak východiskové látky reagujú súčasne rozličným spôsobom



- napr. nitrácia fenolu, pri ktorej súčasne vzniká *o*-nitrofenol a *p*-nitrofenol
- súčet rýchlostí oboch paralelných reakcií sa rovná rýchlosti ubúdania východiskových látok,

# 10d Mechanizmus a kinetika reakcií

**Postupné** (následné) **reakcie:**



- celkovú rýchlosť a kinetickú rovnicu reakcie určuje najpomalší reakčný stupeň



- keď je niekoľko stupňov pomalých s rádovo rovnakými rýchlosťami, výsledná rovnica je potom zložitá a máva necelistvý poriadok,

# 11a Teórie chemickej kinetiky

- ***Teória chemickej kinetiky*** – vysvetľuje empiricky zistený časový priebeh reakcie, súvislosti medzi vlastnosťami molekúl a reakčnou rýchlosťou.
- Chemickú reakciu charakterizuje: pri stálej teplote **rýchlostná konštanta**, pri premennej teplote **frekvenčný faktor** a **aktivačná energia**, ich hodnotu predpovedajú teórie chemickej kinetiky.

# 11b Teórie chemickej kinetiky

- Pre prebehnutie reakcie je vo všeobecnosti nevyhnutná **zrážka molekúl**.

**Vplyv teploty na rýchlosť reakcie** – rýchlosť reakcie, okrem zriedkavých výnimiek, s teplotou prudko rastie,  
- zvyšuje sa rýchlosť pohybu molekúl,

# 11c Teórie chemickej kinetiky

**Arrhenius** (1889) – pre závislosť rýchlostnej konštanty  $k$  od absolútnej teploty platí rovnica:

$$k = A \cdot e^{-E^*/RT}$$

$e$  – základ prirodzených logaritmov,

$A$  - **frekvenčný faktor**: frekvencia zrážok molekúl vhodnej orientácie pre reakciu za jednotku času,

$E^*$  - **aktivačná energia**: dostatočná energia molekúl na vzájomné zreagovanie.

# 11d Teórie chemickej kinetiky

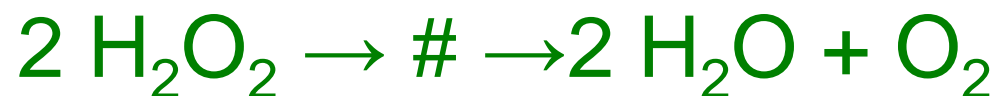
## Teória aktívnych zrážok

- nie každá zrážka dvoch molekúl vedie k reakcii,
- reagujú len tie molekuly, ktorých energia má pri zrážke určitú minimálnu hodnotu  $E^*$ , je prakticky totožná s aktivačnou energiou v Arrheniovej rovnici,
- pri reakcii sa musia najprv oslabiť alebo zrušiť vnútorné väzby reagujúcich molekúl, pri nízkych teplotách je stredná energia molekúl značne nižšia než aktivačná, so zvyšovaním teploty rastie počet molekúl s potrebnou minimálnou energiou a preto aj rýchlosť reakcie s teplotou prudko stúpa.

## 11e Teórie chemickej kinetiky

**Teória aktivovaného komplexu** – molekuly reagujúcich látok vytvárajú najprv tzv. **aktivovaný komplex** (#),

- tvorba aktivovaného komplexu je veľmi rýchla, takže aktivovaný komplex je s reagujúcimi látkami v trvalej rovnováhe,
- rovnovážna konštanta aktivačného deja je spojená so zmenou Gibbsovej energie aktivácie.



# 12a Katalýza

- Katalýza** – zmena reakčnej rýchlosti látkami, ktoré sa chemickou reakciou chemicky nemenia – katalyzátormi,
- katalyzátor ovplyvňuje rýchlostnú konštantu reakcie.

## Typy katalýzy:

### a) Podľa vplyvu na rýchlosť

- kladná – urýchlenie procesu,
- záporná – inhibícia – spomalenie procesu,

### b) Podľa počtu fáz v sústave

- homogénna – katalyzátor a reaktanty v rovnakej fáze,
- heterogénna – katalyzátor vytvára osobitnú fázu,

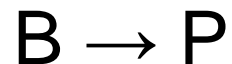
### c) Podľa urýchľovaných reakcií

- selektívna - každá reakcia so špecifickým katalyzátorom,
- nešpecifická – napr. Pt pre všetky hydrogenačné reakcie.

# 12b Katalýza

**Homogénna katalýza** – napr. hydrolytické reakcie katalyzované iónmi  $H^+$  a  $OH^-$  v roztokoch,

- reakcia bez katalyzátora

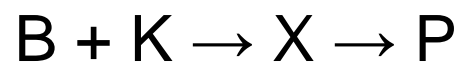


prebieha rýchlosťou  $v_0$ ,

- ak pridáme katalyzátor, súčasne prebieha reakcia s vyššou rýchlosťou  $v_K$ ,
- celková rýchlosť  $v = v_0 + v_K$ ,
- často  $v_0 = 0$ , potom  $v = v_K$ ,

# 12c Katalýza

- mechanizmus katalyzovanej reakcie



- medziprodukt X vzniká veľkou rýchlosťou,
- katalyzátor znižuje aktivačnú energiu,

# 12d Katalýza

**Autokatalýza** – ak reakciu katalyzuje niektorý z jej produktov,

- po určitej indukčnej perióde (tvorba katalyzátora) rapídne vzrastá rýchlosť až do maxima, po ňom sa reakcia spomaľuje v dôsledku zmenšenia koncentrácie východiskových látok,
- napr. oxidácia manganistanom, ktorú katalyzujú ióny  $\text{Mn}^{2+}$ .

# 12e Katalýza

**Heterogénne procesy** – prebiehajú na styku dvoch fáz, najčastejšie s-g alebo s-l,

- niekoľko štádií:
  - difúzia reagujúcich látok k povrchu,
  - adsorpcia reagujúcich látok na povrchu,
  - reakcia na povrchu,
  - desorpcia produktov,
  - difúzia produktov od povrchu,
- najpomalšie a rýchlosť určujúce štádium je **difúzia**,
- difúzia – samovoľné vyrovnávanie koncentrácií v plyne alebo v roztoku.

# 12f Katalýza

**Heterogénna katalýza** (napr. syntéza  $\text{NH}_3$  na železe)

- chemické reakcie prebiehajú v adsorpčnej vrstve rýchlejšie než v objeme plynu,
- **chemisorpcia** – medzi katalyzátorom a látkou sa vytvára chemická väzba, zoslabia sa väzby v reagujúcej látke, zníži sa aktivačná energia,
- **aktivovaná adsorpcia** – na aktívnych centrách katalyzátora (čo najrozrušenejší povrch),
- **katalytické jedy** – adsorpciu blokujú najaktívnejšie centrá katalyzátora.

# 13. Kontrolné otázky

1. Základné pojmy TD – TD sústava, druhy TD dejov, TD rovnováha.
2. TD zákony, veličiny a funkcie – TD vety, entalpia, entropia, voľná entalpia, voľná entropia.
3. Chemická kinetika – rýchlosť chem. reakcií, molekulovosť a poriadok reakcií.
4. Mechanizmus a kinetika reakcií.
5. Teórie chemickej kinetiky, Arrheniova rovnica, teória aktívnych zrážok, teória aktivovaného komplexu.
6. Katalýza – typy, mechanizmus katalýzy, homogénna a heterogénna katalýza, autokatalýza.