

Reakciókinetika

Fizikai kémia előadások 9.



Turányi Tamás
ELTE Kémiai Intézet

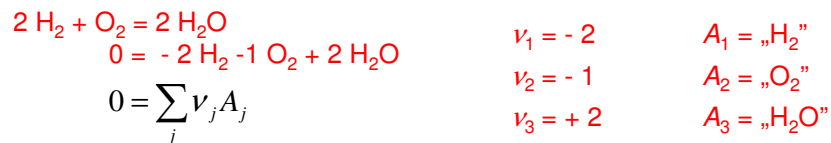
A reakciókinetika tárgya

Hogyan változnak a koncentrációk egy reaktív elegyben és miért?

Milyen részlépésekből áll egy reakció? (Mi a kémiai reakciók mechanizmusa?)

Kémiai változások leírása sztöchiometriai (bruttó) egyenlettel:

- megmutatja a reaktánsok és termékek arányát
- általában így nem játszódik le fizikailag



ν_j sztöchiometriai együttható:
(reaktánsra negatív, termékekre pozitív elemek)

Az anyagfajták sorrendje tetszőleges;

A sztöchiometriai együtthatók szorzótényező erejéig határozatlanok

Reakciósebesség

koncentrációváltozási sebesség: $\frac{d[A_j]}{dt}$

reakciósebesség: $r = \frac{1}{\nu_j} \frac{d[A_j]}{dt}$

r független a j indextől,
azaz bármelyik anyagfajta koncentrációváltozásával mérjük is,
mindig ugyanazt az értéket kapjuk.

$[A_j]$ az A_j moláris koncentrációja [mól dm^{-3}]

kis koncentrációtartományban mindig igaz: $r = k \prod_j [A_j]^{\alpha_j}$,

k reakciósebességi együttható
 α_j reakciórend a j -edik anyagfajta
 $\alpha = \sum_j \alpha_j$ bruttó reakciórend

Sebességi együttható

sebességi egyenlet:

a reakciósebesség koncentrációfüggését leíró egyenlet
gyakran felírható az alábbi alakban:

$$r = k \prod_j [A_j]^{\alpha_j},$$

k sebességi együttható

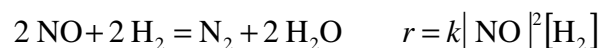
a hőmérséklet és a nyomás függvénye (is lehet),
de nem függ a koncentrációktól.

Az α_j kitevő a reakció A_j anyagfajta vonatkozó részrendje,

a kitevők összege pedig a reakció bruttó rendje.

α_j rend általában nem egyenlő a sztöchiometriai együtthatóval !!!

Például a



a reakció NO-ra és H_2 -re vonatkozó részrendje rendre **2** és **1**,

a reakció bruttó rendje pedig **3**

Összetett reakciómechanizmusok

Szinte mindig sok reakciólépés játszódik le egyszerre:

$$\sum_j \nu_{ij}^B A_j = \sum_j \nu_{ij}^J A_j$$

A reakciólépések

lehetnek elemi reakciók, amik fizikailag így játszódnak le, de
lehetnek több elemi reakció összevonásából kapott reakciólépések

ν_{ij}^B bal oldali sztöchiometriai együtthatók (pozitív)

ν_{ij}^J jobb oldali sztöchiometriai együtthatók (pozitív)

$\nu_{ij} = \nu_{ij}^J - \nu_{ij}^B$ sztöchiometriai együtthatók (az eddig is használt;
negatív reaktánsokra, pozitív termékekre)

Kinetikai differenciálegyenlet-rendszer

tömeghatás törvénye (Guldberg és Waage, 1865):

$$r_i = k_i \prod_j [A_j]^{\nu_{ij}^B},$$

k_i i -edik reakciólépés reakciósebességi együtthatója
 r_i i -edik reakciólépés sebessége

Kinetikai differenciálegyenlet-rendszer:

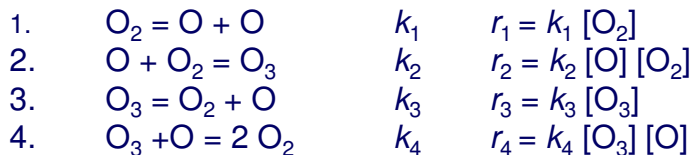
$$\frac{dY_j}{dt} = \sum_i \nu_{ij} r_i; \quad j = 1, 2, \dots, n$$

Egyes esetekben megadják az egyes r_i reakciólépés-sebességek koncentrációfüggését.

Általában csak a kémiai egyenleteket adják meg és kijelentik, hogy „teljesül a tömeghatás törvénye” vagy „tömeghatás-kinetikát követ”. Ebben az esetben a fenti képlettel számítjuk r_i -t.

Kinetikai differenciálegyenlet-rendszer: egy példa

Chapman mechanizmus: ózonbomlás a sztratoszférában



A kinetikai differenciálegyenlet-rendszer:

$\frac{d[O_2]}{dt} = -r_1 - r_2 + r_3 + 2r_4$	$\frac{d[O_2]}{dt} = -1k_1[O_2] - 1k_2[O][O_2] + 1k_3[O_3] + 2k_4[O_3][O]$
$\frac{d[O]}{dt} = +2r_1 - r_2 + r_3 - r_4$	$\frac{d[O]}{dt} = +2k_1[O_2] - 1k_2[O][O_2] + 1k_3[O_3] - 1k_4[O_3][O]$
$\frac{d[O_3]}{dt} = +r_2 - r_3 - r_4$	$\frac{d[O_3]}{dt} = +1k_2[O][O_2] - 1k_3[O_3] - 1k_4[O_3][O]$

Kinetikai differenciálegyenletrendszer

Tételezzük fel, hogy ismerjük

- a reakciólépések kémiai egyenlet
- a reakciólépés sebességének képletét

A komponensek koncentrációinak időbeli változását
a kinetikai differenciálegyenlet-rendszer
felírásával és megoldásával adhatjuk meg.

1) Analitikus megoldás:

Csak néhány, nagyon egyszerű esetben.
Majdnem az összes alapesetet fogjuk tanulni.

2) Numerikus megoldás:

Több tucat program letölthető a Webről, ami képes arra, hogy
a kémiai egyenletek alapján felírja a differenciálegyenletrendszert
numerikus megoldást készít, kiírja és kirajzolja az eredményeket.

Elsőrendű bomlás



$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]$$

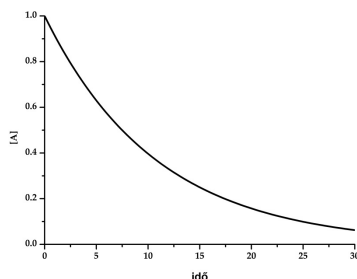
$$[A](0) = [A]_0$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{1}{[A]} d[A] = -k \int_0^t dt$$

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt \quad (*)$$

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

Koncentráció változása
elsőrendű bomlás során:



Hasonló a csökkenése a
radioaktívan bomló anyag tömegének.

Koncentráció – idő görbe: „exponenciális lecsengés”

Linearizált ábrázolás: $\ln ([A]/[A]_0)$ az idő (t) függvényében
- k meredekségű, 0 tengelymetszetű egyenes

Elsőrendű bomlásban résztvevő anyag felezési ideje

Semmilyen más reakció nem zajlik le, mint egyetlen elsőrendű reakció: $A \rightarrow P$

Milyen ütemben csökken A koncentrációja?

Mennyi idő múlva lesz fele a koncentráció?

Elsőrendű reakció reaktánsának $t_{1/2}$ felezési idejét megkapjuk,
ha a linearizált egyenletbe a koncentráció helyére $[A]_0/2$ -t,
az idő helyére $t_{1/2}$ -et helyettesítünk:

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$$

$$\ln \frac{[A]_0/2}{[A]_0} = -k t_{1/2}$$

$$-\ln 2 = -k t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

Elsőrendű reakció reaktánsának felezési ideje

- független a kezdeti koncentrációtól
- nem változik időben

Másodrendű bomlás



$$\frac{d[A]}{dt} = -2k[A]^2 = -k[A]^2$$

$$[A](0) = [A]_0;$$

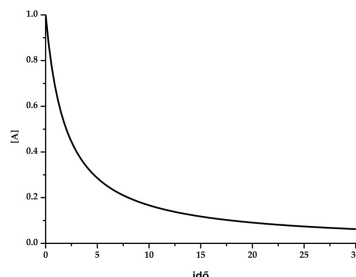
$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{1}{[A]^2} d[A] = -k \int_0^t dt$$

$$-\left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0}\right) = -kt$$

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0} \quad (*) \quad \Leftarrow \text{linearizált alak}$$

$$[A] + [P] = [A]_0 + [P]_0.$$

Koncentráció változása másodrendű bomlás során.



Koncentráció – idő görbe:
lecsengés, hasonlít az exponenciálshoz

Linearizált ábrázolás: $1/[A]$ az idő (t) függvényében
 k meredekségű, $1/[A]_0$ tengelymetszetű egyenes

Másodrendű bomlásban résztvevő anyag felezési ideje

Semmilyen más reakció nem zajlik le, mint egyetlen másodrendű reakció:

Milyen ütemben csökken A koncentrációja?

Mennyi idő múlva lesz fele a koncentráció?

Másodrendű reakció reaktánsának $t_{1/2}$ felezési idejét megkapjuk, ha a linearizált egyenletbe a koncentráció helyére $[A]_0/2$ -t,

az idő helyére $t_{1/2}$ -et helyettesítünk:

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

$$\frac{1}{\frac{[A]_0}{2}} = k t_{1/2} + \frac{1}{[A]_0}$$

$$\frac{2}{[A]_0} = k t_{1/2} + \frac{1}{[A]_0}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

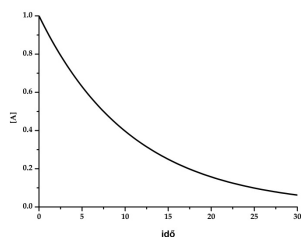
Másodrendű reakció reaktánsának felezési ideje

- függ a kezdeti koncentrációtól
- változik időben

Nemlineáris és lineáris megoldásfüggvények

elsőrendű bomlás

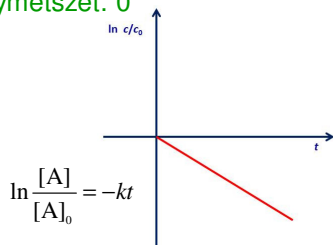
nemlineáris alak: $c - t$ görbe



lineáris alak: $\ln c/c_0$ vs. t görbe

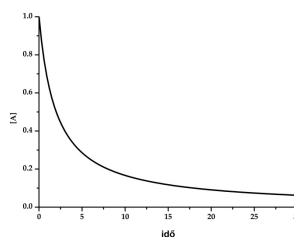
meredekség: $-k$

tengelymetszet: 0



másodrendű bomlás

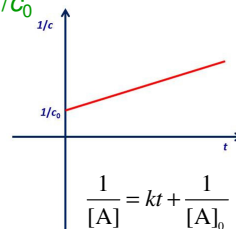
nemlineáris alak: $c - t$ görbe



lineáris alak: $1/c$ vs. t görbe

meredekség: $+k$

tengelymetszet: $1/c_0$



Sebességi együttható mértékegysége

legyen a koncentráció egysége
az idő egysége

M (mol dm⁻³),
s (másodperc)

$$d c / d t = k c^n \quad (n = 1, 2, 3)$$

$$M s^{-1} = ? \times M \text{ vagy } M^2 \text{ vagy } M^3$$

elsőrendű reakció

k mértékegysége:

s⁻¹

másodrendű reakció

k mértékegysége:

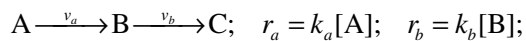
M⁻¹ s⁻¹

harmadrendű reakció

k mértékegysége:

M⁻² s⁻¹

Sorozatos reakciók



$$\frac{d[A]}{dt} = -k_a[A]; \quad \frac{d[B]}{dt} = k_a[A] - k_b[B]; \quad \frac{d[C]}{dt} = k_b[B];$$

$$[A](0) = [A]_0; [B](0) = [B]_0; [C](0) = [C]_0.$$

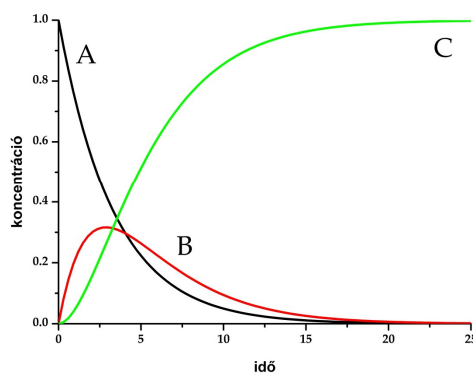
$$\frac{d[B]}{dt} + k_b[B] = k_a[A]_0 e^{-k_a t}; \quad e^{-k_b t} \frac{d}{dt} ([B] e^{k_b t}) = k_a[A]_0 e^{-k_a t}; \quad \Leftarrow \text{ezt nem kell tudni!}$$

$$\int_0^t \frac{d}{d\tau} ([B] e^{k_b \tau}) d\tau = k_a[A]_0 \int_0^t e^{(k_b - k_a)\tau} d\tau$$

$$[B] = \frac{k_a[A]_0}{k_b - k_a} [e^{-k_a t} - e^{-k_b t}] + [B]_0 e^{-k_b t} \quad \Leftarrow \text{ezt nem kell tudni!}$$

A anyagfajta: reaktáns
 B anyagfajta: köztitermék (intermedier)
 C anyagfajta: végtermék

Sorozatos reakciók: koncentráció lefutások

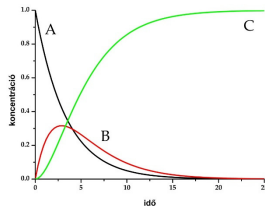


← ezt kell tudni!

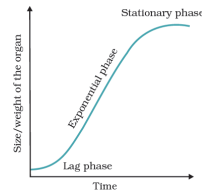
Jellemzői:

- $[A]_0 = [A] + [B] + [C]$
- $[A]$ exponenciálisan lecseng: $[A]_0 \rightarrow 0$
- $[B]$ maximumgörbe: $0 \rightarrow \max \rightarrow 0$
- $[C]$ telítési görbe: $0 \rightarrow [A]_0$
- a leggyorsabb $[C]$ növekedése, ahol $[B]$ a legnagyobb „babszár növekedési görbéje”
- $[C]$ görbének inflexió pontja van ott, ahol $[B]$ -nek maximuma van

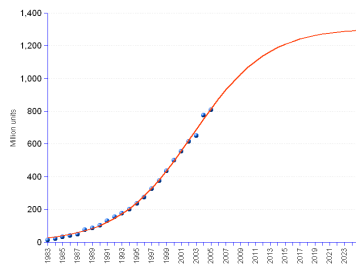
A végtermék mennyiségének változása



C végtermék koncentrációváltozása

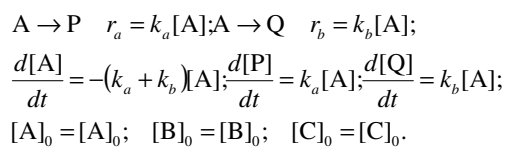


babszár növekedési görbéje



PC-k száma a világon (http://stats.areppim.com/stats/stats_pcxfst.htm)

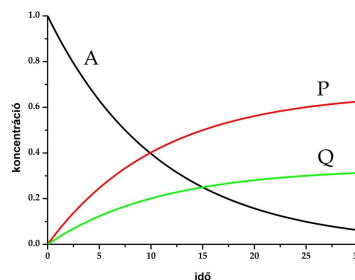
Párhuzamos reakciók



koncentráció–idő függvények:

$$[A] = [A]_0 e^{-(k_a + k_b)t}; [P] = [P]_0 + \frac{k_a[A]_0}{k_a + k_b} (1 - e^{-(k_a + k_b)t});$$

$$[Q] = [Q]_0 + \frac{k_b[A]_0}{k_a + k_b} (1 - e^{-(k_a + k_b)t}).$$



↑ ezt kell tudni!

Ha P és Q kezdetben nincs jelen a rendszerben,
akkor P és Q koncentrációjának hányadosa mindig
meggyezik a megfelelő sebességi állandók hányadosával!

⇒ a sebességi állandók hányadosa megmérhető
koncentrációk hányadosának mérésével!

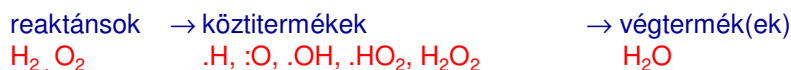
Részletes reakciómechanizmusok

Egy kisebb részletes mechanizmus: a hidrogén égése

A bruttó reakció:

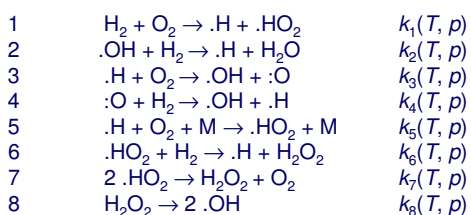


Ilyen reakció valójában nem játszódik le.



Részletes reakciómechanizmus

(ezek a valóban lejátszódó, elemi reakciók)



+ 21 további reakciólépés

Elemi reakciók

Elemi reakció: az $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ reakció nem csupán a sztöchiometriai viszonyokat jelenti, hanem a tényleges molekuláris történést is: 1 darab A részecske és 1 darab B részecske találkozott és ennek eredményeként a C részecskévé alakultak át.

Az elemi reakciólépés sebessége mindig számítható a tömeghatás törvényével

molekularitás: egy elemi reakcióban az ütköző részecskék száma (nem tévesztendő össze a reakció rendűségével)

egy elemi reakció lehet:

unimolekulás reakció („1 részecske ütközik”) $\Leftarrow$ Ilyen nincs is !

bimolekulás reakció (2 részecske ütközik)

trimolekulás reakció (3 részecske ütközik egyszerre) $\Leftarrow$ Ilyen sincs !

Trimolekulás reakció valójában nincsen.

Igazából minden reakció bimolekulás!

Unimolekulás reakció:

kémiai átalakulás fényelnyelés ($\text{A} + h\nu \rightarrow \text{P}$) vagy

„nem-reaktív” ütközés (pl. $\text{A} + \text{N}_2 \rightarrow \text{P} + \text{N}_2$) következtében.

Arrhenius-egyenlet

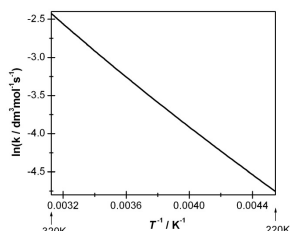
A **sebességi együttható** hőmérsékletfüggését az empirikus Arrhenius-egyenlet írja le:

$$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) \qquad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

A preexponenciális tényező
E_a aktiválási energia

Ha több T hőmérsékleten megmérjük az adott reakció k sebességi állandóját, majd az **$\ln k$ értékeket $1/T$ függvényében ábrázoljuk**, akkor az Arrhenius-egyenlet értelmében egyenest kell kapnunk, amelynek $m = -E_a/R$ irányítványozójából E_a meghatározható.

Arrhenius-ábrázolás:



Svante August Arrhenius
 (1859 – 1927)
 svéd vegyész

Összetett reakciók

Az összetett reakciók elemi reakciókból tevődnek össze.

Az összetett reakciót előállító elemi reakciók összességét + a sebességi együtthatók hőmérséklet, nyomás és közegfüggésére vonatkozó képleteket **reakciómechanizmus**-nak nevezzük.

Nagy, bonyolult mechanizmus

⇒ nagy, bonyolult kinetikai differenciál-egyenletrendszer

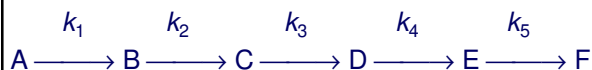
Reakciókinetikai egyszerűsítő elvek segítségével a mechanizmus vagy a kinetikai differenciál-egyenletrendszer leegyszerűsíthető úgy, hogy a kapott mechanizmus/egyenletrendszer megoldása csaknem pontosan (pl. 1%-on belül) azonos a teljes mechanizmussal.

- sebességmeghatározó lépés
- kvázistacionárius közelítés
- gyors előegyensúly közelítés
- nagy feleslegben alkalmazott reaktáns

Sebességmeghatározó lépés

Sorozatos elsőrendű reakciólépések esetén

a legkisebb sebességi együtthatójú reakciólépés a sebességmeghatározó és a végtermék keletkezési sebessége egyenlő
a sebességmeghatározó lépés
sebességi együtthatója és reaktánsa koncentrációjának szorzatával.



$$\text{Ha } k_2 \ll k_1, k_3, k_4, k_5 \quad \Rightarrow \quad d[F]/dt = k_2 [B]$$

Tetszőleges mechanizmus esetén az reakciólépés a sebességmeghatározó, amelyik sebességi együtthatójának kis megnövelésére a végtermék termelődési sebessége jelentősen megnő.

Ez általában nem a legkisebb sebességi együtthatójú reakció!!!

Kvázistacionárius közelítés

(quasi steady-state approximation (QSSA), Bodenstein-elv)

A reakciómechanizmus anyagfajtái közül kiválasztunk egyes anyagokat, melyeket kvázistacionárius (QSSA) anyagoknak fogunk nevezni.

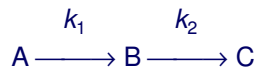
Ezen anyagok koncentrációváltozását leíró differenciálegyenletek bal oldalát lenullázzuk, a maradék jobb oldalak egy implicit algebrai egyenletrendszer alkotnak, amely leírja hogyan függenek a QSSA anyagok koncentrációi a többi (nem-QSSA) anyagok koncentrációjától.

A nem QSSA anyagokra vonatkozó differenciálegyenlet-rendszert és a QSSA anyagokra vonatkozó algebrai egyenlet-rendszert egyszerre megoldva az eredeti kinetikai differenciálegyenlet-rendszerrel csaknem azonos megoldást kapunk.

Szerencsés esetben az algebrai egyenletrendszer külön is megoldható és a megoldást vissza lehet írni a nem-QSSA anyagok differenciálegyenlet-rendszerébe.

A QSSA anyagok általában nagy reaktivitású és kis koncentrációjú anyagok, mint pl. a gyökök.

Kvázistacionárius közelítés alkalmazása



Ha $k_1 \ll k_2$ B "QSSA anyag" A és C "nem-QSSA anyag"

$$d[B]/dt = k_1 [A] - k_2 [B]$$

$$0 = k_1 [A] - k_2 [B]$$

$$[B] = k_1/k_2 [A] \quad \text{tehát } [B] \text{ kiszámítható } [A] \text{ ismeretében}$$

Gyors előegyensúly közelítés

Ha egy gyors egyensúlyi reakció reaktánsait sokkal lassabb reakciók fogyasztják, akkor az egyensúlyi reakció reaktánsainak koncentrációját csak az egyensúly alapján meg lehet határozni, a többi reakció hatását itt nem kell figyelembe venni.



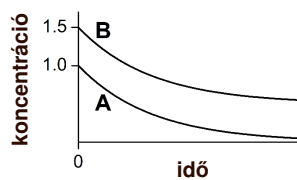
ha $k_3 \ll k_2$ és $d[B]/dt \approx 0$ (beállt egyensúly)

$$\Rightarrow k_1 [A] = k_2 [B]$$

$$\Rightarrow [B] = k_1/k_2 [A] = K [A]$$

$$\Rightarrow d[C]/dt = k_3 [B] = k_3 K [A]$$

Nagy feleslegben alkalmazott reaktáns



Koncentrációváltozások az
 $A + B \rightarrow C$ reakcióban

$$\frac{d[C]}{dt} = k[A][B]$$

Ha az egyik reaktáns nagy feleslegben van, akkor a reakció során koncentrációja elhanyagolható mértékben változik és állandónak tekinthető.

Ennek alapján másodrendű reakciólépés elsőrendűvé alakítható át a nagy feleslegben alkalmazott reaktáns koncentrációjának a sebességi együtthatóba való beolvasztásával:

$$\frac{d[C]}{dt} = k[A][B] = k'[A]$$

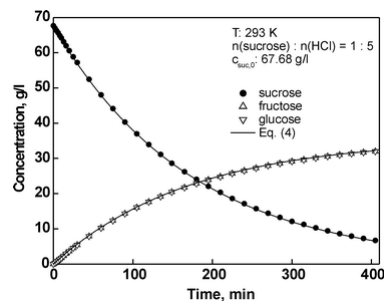
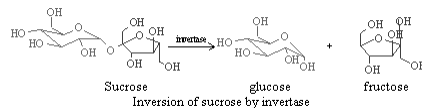
ahol $k' = k[B]$ közel állandó.



Nagy feleslegben alkalmazott reaktáns 2

Például: „nádcukor inverziója”

Nádcukor optikai forgatóképességének megváltozása vizes oldatban, melegítés hatására elsőrendű folyamat, mert a reaktáns H_2O koncentrációja közel állandó.



Láncreakciók

A láncreakciók lényege:

lánccindító reakciólépésben

láncvivők (más néven **aktív centrumok**) keletkeznek,

amelyek a **láncfolytató reakciólépésekben**

a kiindulási anyaggal reagálva terméket és újabb láncvivőket hoznak létre, amelyekből azután újabb termékmolekulák és újabb láncvivők keletkeznek ...

Inhibíciós reakciólépés: a reakció a végterméket alakítja vissza, de a lánc nem szakad meg.

Láncelágazási reakciólépés: a reakciólépésben egy láncvivőből több keletkezik.

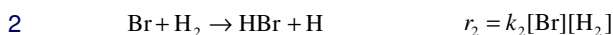
A láncvivők a **lánczáró reakciólépésekben** úgy reagálnak el, hogy nem termelnek a lánc továbbvitelére alkalmas anyagokat, ilyenkor egy-egy lánc megszakad.

H₂–Br₂ reakció mechanizmusa

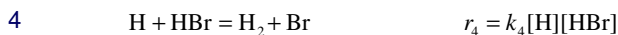
(a) lánccindítás:



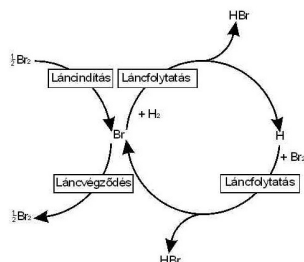
(b) láncfolytatás:



(c) inhibíció:



(d) láncvégződés:



$$\frac{d[H_2]}{dt} = -r_2 + r_4 = -k_2[Br][H_2] + k_4[H][HBr]$$

$$\frac{d[Br_2]}{dt} = -r_1 - r_3 + r_5 = -k_1[Br_2][M] - k_3[H][Br_2] + k_5[Br]^2[M]$$

$$\frac{d[H]}{dt} = r_2 - r_3 - r_4 = k_2[Br][H_2] - k_3[H][Br_2] - k_4[H][HBr]$$

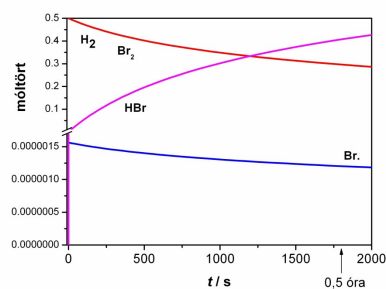
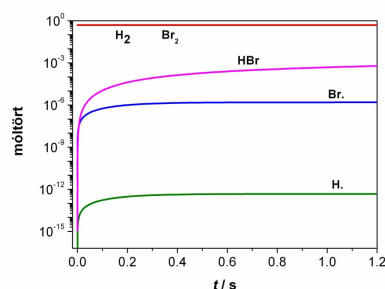
$$\frac{d[Br]}{dt} = 2r_1 - r_2 + r_3 + r_4 - 2r_5 = 2k_1[Br_2][M] - k_2[Br][H_2] + k_3[H][Br_2] - 2k_5[Br]^2[M]$$

$$\frac{d[HBr]}{dt} = r_2 + r_3 - r_4 = k_2[Br][H_2] + k_3[H][Br_2] - k_4[H][HBr]$$

- 1 $Br_2 + M \rightarrow 2 Br + M$
- 2 $Br + H_2 \rightarrow HBr + H$
- 3 $H + Br_2 \rightarrow HBr + Br$
- 4 $H + HBr \rightarrow H_2 + Br$
- 5 $2 Br + M \rightarrow Br_2 + M$

H_2-Br_2 reakció koncentráció-idő görbéi

($[H_2] : [Br_2] = 1 : 1$ elegy, $T = 600$ K, $p = 1$ atm)



Viszonylagos sebességek $t = 1$ másodpercben

(minden sebességet r_1 -re normáltunk)

reakciólépések sebessége	
R1 $Br_2 + M \rightarrow 2 Br + M$	1,0
R2 $Br + H_2 \rightarrow HBr + H$	100,2
R3 $H + Br_2 \rightarrow HBr + Br$	100,1
R4 $H + HBr \rightarrow H_2 + Br$	0,1
R5 $2 Br + M \rightarrow Br_2 + M$	1,0

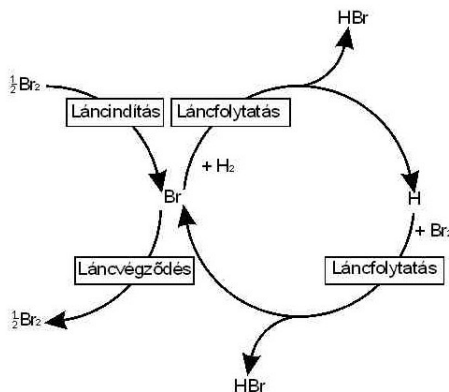
R1 és R5 sebessége $\ll$ R2 és R3 sebessége

R1 sebessége = R5 sebessége

Kis HBr koncentrációnál:

R2 sebessége = R3 sebessége

termelőési sebességek	
$d[H_2]/dt$	-100,1
$d[Br_2]/dt$	-100,1
$d[HBr]/dt$	+200,2
$d[H]/dt$	+0,0014
$d[Br]/dt$	+0,0026



A reakciólépések sebességének és a koncentrációváltozási sebességek viszonya

$$\frac{d[\text{HBr}]}{dt} = r_2 + r_3 - r_4$$

$$200,2 = +100,2 + 100,1 - 0,1$$

$$\frac{d[\text{H}]}{dt} = r_2 - r_3 - r_4$$

$$0,0014 = +100,2 - 100,1 - 0,1$$

$$\frac{d[\text{Br}]}{dt} = 2r_1 - r_2 + r_3 + r_4 - 2r_5$$

$$0,0026 = 2,0 - 100,2 + 100,1 + 0,1 - 2,0$$

- 1 $\text{Br}_2 + \text{M} \rightarrow 2\text{Br} + \text{M}$
- 2 $\text{Br} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{H}$
- 3 $\text{H} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{Br}$
- 4 $\text{H} + \text{HBr} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Br}$
- 5 $2\text{Br} + \text{M} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{M}$

A láncreakciók két típusa

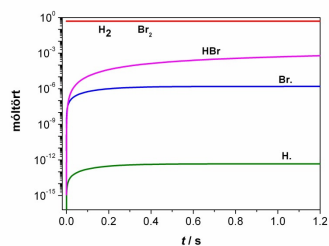
nyílt láncú reakciók

nincs benne láncelágazási lépés

Példa: $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ reakció,

pirolízis reakciók,

léggörkémi láncreakciók

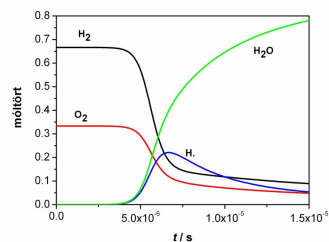


elágazó láncú reakciók

van láncelágazó lépés

Példa: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ reakció,

szénhidrogén-levegő elegyek robbanása



név	felfedezés	életkor
Fahrenheit (1686-1736)	Fahrenheit-skála, 1709	23
Celsius (1701-1744)	Celsius-skála, 1742	41
Lord Kelvin (1824-1907)	Kelvin-skála, 1848	24
Regnault (1810-1878)	R gázállandó, 1843	33
Dalton (1766-1844)	Dalton-törvénye, 1803	37
Boyle (1627-1691)	Boyle-hőmérséklet, ?	
van der Waals (1837-1923)	van der Waals egyenlet, 1873	36
Joule (1818-1889)	Joule-kísérlet, 1840	22
Hess (1802-1850)	Hess-törvény, 1840	38
Kirchhoff (1824-1887)	Kirchhoff-törvénye, 1858	34
Clausius (1822-1888)	Clausius-egyenlenség, 1855	33
Sadi Carnot (1796-1832)	Carnot-ciklus, 1823	27
Boltzmann (1844-1906)	Boltzmann-egyenlet, 1877	33
Clapeyron (1799-1864)	Clapeyron-egyenlet, 1834	35
Gibbs (1839-1903)	Gibbs-fázistörvény, 1874	35
Van't Hoff (1852-1911)	oszmózis-törvény, 1887	35
Raoult (1830-1901)	Raoult-törvénye, 1887	57
Henry (1774-1836)	Henry-törvény, 1803	29
Eötvös Loránd (1848-1919)	Eötvös-törvény, 1886	38
Langmuir (1881-1957)	Langmuir-izoterma, 1916	35
Teller (1908-2003)	BET-izoterma, 1938	30
Emmett (1900-1985)	BET-izoterma, 1938	38
Brunauer (1903-1986)	BET-izoterma, 1938	35
Stokes (1819-1903)	Stokes-törvény, 1851	32
Fick (1829-1901)	Fick-törvénye, 1855	26
Fourier (1768-1830)	Fourier hővezetési törvénye, 1807	39
Onsager (1903-1976)	Onsager-relációk, 1929	26
Arrhenius (1859-1927)	Arrhenius-egyenlet, 1889	30

**Fényképpel
szereplő
tudósok
a fóliákon**

átlag 33 év!

Reakciókinetika téma

VÉGE

