

Reakciósebesség és egyensúlyok

(13. fejezet)

A reakciókinetika a kémia, pontosabban a fizikai kémia egyik nagy és fontos részterülete, mely többek között a kémiai reakciók időbeli lefutásával és mechanizmusaik vizsgálatával foglalkozik. Mi ebben a fejezetben a kémiai reakciók időbeliségével fogunk bővebben megismerkedni.

Reakciósebesség

A reakciók több lépésben (akár egymás utáni vagy egymással párhuzamos) és több köztes reakcióterméken keresztül is végbemehetnek, azonban az egyszerűség kedvéért **a kémiai egyenletek csak a reakció „lényegét” mutatják**, ugyanis minden elemi lépés feltüntetése komoly bonyodalmat okozhatna, és sokszor egy adott reakcióról elegendő az az információ, hogy adott anyagokból milyen termékek keletkeznek. **Az elemi lépések összességét a reakció mechanizmusának nevezzük.**

Egy kémiai reakció időbeli lefutásának vizsgálata, meghatározása kulcskérdés például az iparban, ahol az a cél, hogy minél olcsóbban, minél rövidebb idő alatt, minél több és tisztább anyagot tudjanak előállítani. A kémiai reakciók sebességét a **reakciósebesség (v)** jellemzi. **A reakciósebesség megadja, hogy egységnyi idő alatt, egységnyi térfogatban mekkora anyagmennyiségű anyag alakult át.** Lényegében a kiindulási anyagok koncentráció-változását (Δc) adja meg az idő (t) függvényében.

A kémiai reakciók sebességük alapján lehetnek:

- **pillanatszerűek** (pl csapadékképződéssel járó reakciók vagy sav-bázis reakciók)
- **Gyors, de nem pillanatszerű** (a reakció lejátszódása azonnal érzékelhető/mérhető, de a folyamathoz hosszabb idő szükséges), például az ammóniaszintézis
- **lassú** (a reakció lejátszódása csak hosszabb idő eltelte után érzékelhető/mérhető) például korrózió, korhadás.

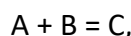
A reakciósebességet matematikailag a következő egyenlettel (un. differenciálegyenlet) lehet definiálni:

$$v = \frac{dc}{dt}$$

ahol dc a nagyon kis mértékű koncentrációváltozás, dt pedig a nagyon kis időváltozás.

Mivel $c = \frac{n}{V}$, ezért, a reakciósebesség mértékegysége $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

A reakciósebesség arányos az adott reakcióban résztvevő anyagok pillanatnyi koncentrációinak szorzatával (a megfelelő hatványon véve).



reakció esetén ez így írható fel, ahol $[A]$ és $[B]$ az A- és B anyagok koncentrációi:

$$v \sim [A]^n \cdot [B]^m.$$

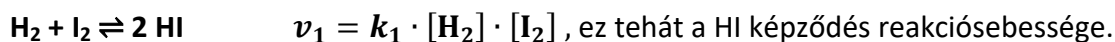
Ez az arányosság egyenlőséggé alakítható, ha bevezetünk egy un. **reakciósebességi tényezőt** (k). Ez a tényező **függ a reakcióban résztvevő anyagok minőségén** felül, például a **hőmérséklettől, nyomástól** is.

$$v = k \cdot [A]^n \cdot [B]^m$$

A kapott egyenletet **reakciósebességi egyenletnek** nevezzük. Ez az egyenlet magában foglalja a kémiai reakciók sebességének minden finomságát, kérdését. Ezzel tökéletesen jellemezni tudjuk a kémiai folyamatok időbeli lefutását. **Egy ilyen egyenlet bármely elemi reakciólépésre megalkotható, azonban nem létezik olyan elmélet vagy szabály, amiben akár a k reakciósebességi tényező értékét, akár a reakcióban résztvevő anyagok koncentrációinak hatványkitevőjét megjósolhatnánk. Ezen paramétereket, mindig minden esetben kísérleti úton szükséges meghatározni!!**

Néhány esetben a v reakciósebesség koncentrációfüggése igen egyszerűen megadható. Ugyanis bizonyos esetekben igaz, hogy egy adott anyag koncentrációját azon a hatványon kell a reakciósebességi egyenletben figyelembe venni, amilyen sztöchiometriai együtthatója van az illető anyagnak a reakcióegyenletben. Azonban ez nem törvényszerű, sokkal inkább véletlen!

A továbbiakban egy konkrét reakcióval fogunk részletesebben foglalkozni, **melyekről kísérleti adatok alapján bizonyított**, hogy az alábbi reakciósebességi egyenletekkel jellemezhetőek.



A HI bomlásának reakciósebessége: $v_{-1} = k_{-1} \cdot [\text{HI}]^2$.

A reakciósebességet befolyásoló tényezők

Egy kémiai reakció sebességét többféleképpen lehet befolyásolni. Vannak olyan reakciók, melyeknél arra törekszünk, hogy minél gyorsabban lejátsszódjon (például ammóniaszintézis), viszont vannak olyanok, amelyeknél arra, hogy a folyamatot lelassítsuk, amennyire csak tudjuk (például a H_2O_2 bomlásának a megakadályozása). A reakciók sebességét a következőképpen tudjuk befolyásolni:

- **kiindulási anyagok koncentrációjának növelése vagy csökkentése,**
- **hőmérséklet megváltoztatása,**
- **katalizátor, promotor vagy inhibitor használata.**

A kiindulási anyagok koncentrációjának hatása a reakciósebességre

Mint az már ismert, a kémiai reakciók egyik fontos és elengedhetetlen feltétele az, hogy a reagálni képes részecskék egymástól ne legyenek elszigetelve, vagyis tudjanak találkozni, ütközni. Miután ez, illetőleg a kémiai reakció végbemeneteléhez szükséges minden feltétel adott, a reakció bizonyos sebességgel végbemegy. Ha példaként két ugyanolyan reakciót, ugyanolyan körülmények ($T, p...$) között lefuttatunk, annyi különbséggel, hogy az egyik esetben, a másik tartályhoz képest a kiindulási anyagok koncentrációját megduplázzuk, akkor azt vesszük észre, hogy az a reakció gyorsabban megy végbe, ahol több kiindulási anyaggal dolgoztunk; pontosabban **a több kiindulási anyagot tartalmazó tartályban a reakciótermék(ek) képződésének sebessége nagyobb lesz.**

A következő következtetés vonható le ebből: **a kiindulási anyagok koncentrációjának a növelése a reakciósebességet gyorsítja.** Ennek az az oka, hogy a nagyobb koncentráció adott térfogatban több részecskét jelent. **Minél több részecske van egy meghatározott térfogatú**

tartályban, annál nagyobb valószínűséggel találkoznak, ütköznek, nő a lehetséges ütközések száma. Ez a pusztán logikus gondolkodás útján is belátható összefüggés tükröződik vissza a reakciósebességi egyenletekből is, hiszen látjuk a koncentrációk – valahányadik hatványának – szorzatával egyenesen arányos a reakciósebesség.

A hőmérséklet hatása a reakciósebességre

A tapasztalatok azt mutatják, hogy **sok reakció magasabb hőmérsékleten hevesebben megy végbe**, vagy olyan reakciók is végbemennek, amelyek alacsonyabb hőmérsékleten nem. Például, ha klórgázba hideg nátriumdarabot teszünk, akkor nem tapasztalunk semmit, pedig köztudott, hogy a nátrium és a klór előszeretettel alakít ki egymással ionos kötést. Ha ugyanezt megismételjük úgy, hogy előzőleg a nátriumot megolvasztjuk, majd vörös izzásig hevítjük, akkor látványos fénytűneményt és fehér füst képződését tapasztaljuk. A fehér füst nem más, mint a képződő finom eloszlású NaCl kristályok.

A **hőmérséklet emelésével a reakciósebesség nő.** Ennek az az oka, hogy **magasabb hőmérsékleten megnő a hatásos ütközések száma, vagyis azon ütközések száma, amelyekből kémiai reakció lesz.** Ez miért is történik így? Amikor a részecskék ütköznek, akkor csak azokból az ütközésekből lesz reakció, amelyek rendelkeznek a reakció végbemeneteléhez szükséges energiával (ezért fontos a megfelelő körülmény biztosítása a reakciókhoz). Ezt az energiát, már definiáltuk, **aktiválási energiának** nevezzük. *(A reakciósebességi egyenletben a k reakciósebességi együttható értéke függ a hőmérséklettől, ezen keresztül tehát a reakciósebesség hőmérsékletfüggése igazából a reakciósebességi együttható hőmérsékletfüggését jelenti.)*

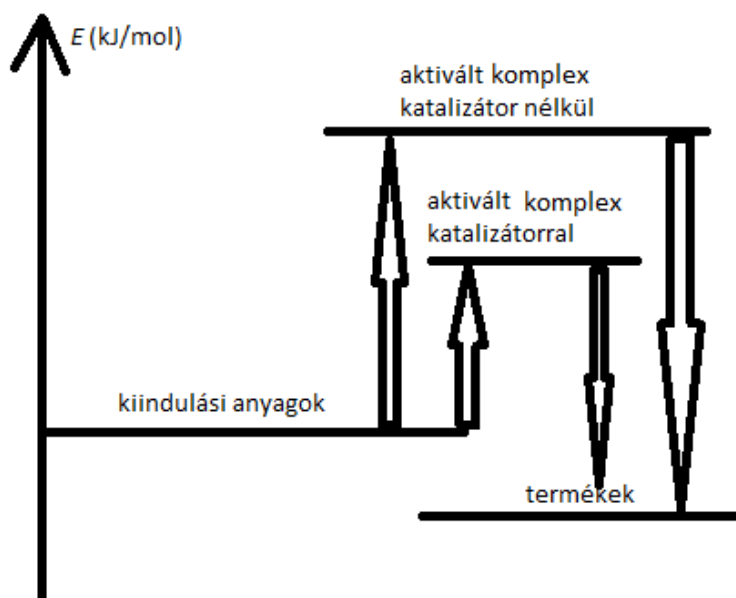
A katalizátor, promotor és inhibitor hatása a reakciósebességre

Számos olyan reakcióról hallottunk, ahol a reakcióegyenlet felírása mellett egy bizonyos katalizátor nevű anyagot is emlegettek, de vajon mi az a katalizátor és mire jó? A **katalizátorok olyan szerves vagy szervetlen anyagok, amelyek úgy gyorsítják a kémiai reakciókat, hogy megváltoztatják a reakció útját, amivel csökkentik a folyamat aktiválási energiáját**, vagyis a reagálandó részecskék már alacsonyabb energiaszinten is képesek egymással reakcióba lépni. Fontos megjegyezni, hogy **a katalizátorok maradandóan nem**

változnak meg a reakciókban, ezért őket a reakcióegyenletben általában az egyenlőségjel fölött szokás feltüntetni. A katalizátorok tehát egy új reakcióút megnyitásán keresztül részt vesznek a kémiai reakcióban, de fontos, hogy a reakció termék ugyanaz, mint katalizátor nélkül volna. Következésképpen a katalizátort eredeti minőségében és mennyiségében visszkapjuk a reakció végén.

A katalizátorok hatását – minőségüktől függően – lehet fokozni. Ezeket az anyagokat hívjuk promotoroknak. A promotorok önmagukban nem fejtenek ki hatást a reakció sebességére, hatásukat csak katalizátor jelenlétében tudják kifejteni.

Néhány esetben a **katalizátorokkal ellentétesen ható anyagokra** van szükség, vagyis olyanokra, amelyek csökkentik a reakció sebességét. Ezeket az anyagokat hívjuk **inhibitoroknak**.



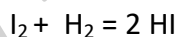
Egyensúlyi reakciók

Kémia tanulmányaink során számos esetben fogunk olyan reakciókkal találkozni, amelyek nem csak a termékképződés irányába képesek lejátszódni, hanem – ugyanolyan körülmények között – visszafele is. Ezeket a reakciókat **megfordítható reakcióknak** hívjuk (reverzibilis reakciók). Megfordítható reakciók esetében a rendszerben jelen vannak a kiindulási anyagok és a termékek egyaránt. **Ezeknél a reakcióknál az egyenlőségjel helyett a \rightleftharpoons jelet kell használni, mellyel utalunk a reakció megfordíthatóságára és arra, hogy a folyamat valóban mind a két irányba végbemegy.**

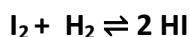
Elméletileg minden kémiai reakció megfordítható, de bizonyos reakciókat, gyakorlati megfontolások alapján mégsem tekintünk annak. Nem megfordítható reakciók például a gázfejlődéssel járó kémiai reakciók (különösen, ha nyílt rendszerben hajtjuk azt végre).

Dinamikus egyensúly és a tömeghatás törvénye

Tekintsünk a hidrogén-jodid szintézist!



Ez a folyamat a valóságban reverzibilis.



Az odaalakulásnak és visszaalakulásnak egyaránt van bizonyos sebessége, melyeket a már korábban ismerttetett reakciósebességi egyenletekkel jellemezhetünk:

$$v_{\text{odaalakulás}} = k_{\text{oda}} \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

$$v_{\text{visszaalakulás}} = k_{\text{vissza}} \cdot [\text{HI}]^2$$

A $t = 0$ s időpillanatban, vagyis a reakció indításának pillanatában még csak a reagensek vannak jelen a rendszerben (vagyis csak jód és hidrogén). Ekkor a sebességek a következők:

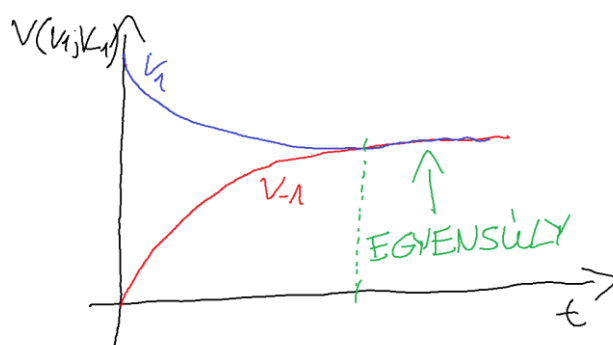
$$v_{\text{odaalakulás}} = k_{\text{oda}} \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] \text{ ez maximális}$$

$$v_{\text{visszaalakulás}} = k_{\text{vissza}} \cdot [\text{HI}]^2 = 0 \text{ mert még nincs HI}$$

Ahogy halad időben előre a reakció, azt vesszük észre, hogy a termékképződés (odaalakulás) sebessége csökken, a visszaalakulásé pedig nő. Ez érthető is, hiszen a reakció előrehaladtával a jód- és hidrogén koncentrációja folyamatosan csökken, az hidrogén-jodid koncentrációja pedig nulláról folyamatosan nő.

Lévén az egyik reakcióban éppen a másik reakció kiindulási anyaga(i) keletkeznek, érzékelhető, hogy a reakciók hatással vannak egymásra, egymás reakciósebességére. Ha a nulla időpillanat után már kellő mennyiségű HI van jelen, ami el is kezd visszaalakulni a kiindulási jódra és hidrogénné, akkor belátható, hogy az ezzel párhuzamosan zajló hidrogén-jodid szintézis reakciósebességét (v_{oda}) folyamatosan befolyásolja, megváltoztatja azt az hidrogén-jodid bomlásából keletkező jód és hidrogén. De ugyan ez fordítva igaz a hidrogén-jodidra, ill. a hidrogén-jodid bomlásának reakciósebességére (v_{vissza}).

A $t = 0$ s időpillanattól kezdve a reakció előrehaladásával v_{oda} tehát csökken és v_{vissza} nő, mindaddig, amíg egy adott időben el nem érnek egy *állandó értéket*, ahol a fentebb említett kölcsönhatások miatt a $v_{\text{oda}} = v_{\text{vissza}}$ egyenlőség is fennáll, vagyis az **oda- és visszaalakulás reakciósebessége egyenlővé válik**.



Egy rendszernek azt az állapotát, ahol a rendszerben zajló, megfordítható kémiai reakciók reakciósebessége egyenlő, **DINAMIKUS EGYENSÜLYI ÁLLAPOT**nak nevezzük.

„Dinamikus”, hiszen bár egyensúly van **a reakciók nem állnak meg**, folyamatosan zajlanak, de sebességük megegyezik.

Lévén az oda- és visszaalakulás reakciósebessége megegyezik a **rendszerben jelenlévő anyagok** (esetünkben a I_2 , H_2 és HI) **koncentrációja sem fog változni a dinamikus egyensúlyi**

állapot beálltának pillanatától. Gyakori hiba, hogy az egyensúlyt úgy értelmezik, hogy „az az állapot, melyben a rendszert alkotó komponensek koncentrációja megegyezik”. Ez nem igaz, bár tagadhatatlan, hogy bizonyos speciális esetekben akár igaz is lehet. De nem ez a lényeg! Sokkal fontosabb, hogy a koncentrációk értéke bármekkora is legyen, az állandó, időben nem változik.

A természettudományban szokás a jelenségeket (is) kvantifikálni, vagyis számszerűsíteni, mennyiségekkel jellemezni bizonyos változásokat, akár kémiai reakciókat. A dinamikus egyensúlyi állapot jellemzése is fontos feladat! A jellemzéshez nyilvánvalóan olyan mennyiség definiálására van szükség, mely adott kémiai egyensúlyt egyértelműen meghatároz, jellemzését lehetővé teszi.

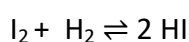
Adott körülmények között, amikor egy rendszerben beállt az egyensúly, a rendszerben jelenlévő anyagok koncentrációja állandó. Kézenfekvő ezen ún. **egyensúlyi koncentrációk** segítségével jellemezni a dinamikus egyensúlyi állapotot!

TÖMEGHATÁS TÖRVÉNYE

Dinamikus egyensúlyi rendszerben a keletkezett anyagok megfelelő hatványon vett, egyensúlyi koncentrációinak szorzata, osztva a kiindulási anyagok megfelelő hatványon vett, egyensúlyi koncentrációinak szorzatával, adott körülmények között (pl. állandó hőmérsékleten) állandó érték. Ezt az értéket egyensúlyi állandónak nevezzük és K -val jelöljük.

Az egyensúlyi állandó igazán szakszerű levezetése komoly termodinamikai feladat, melyről jelen jegyzetben eltekintünk. Egy adott anyag egyensúlyi koncentrációjának „megfelelő” hatványkitevője minden esetben **a reakcióegyenletben szereplő, az adott anyaghoz tartozó sztöchiometriai együttható.**

Tehát a tömeghatás törvényének értelmében a hidrogén-jodid szintézisre felírható egyensúlyi állandó a következő:



$$K = \frac{[\text{HI}]_e^2}{[\text{I}_2]_e \cdot [\text{H}_2]_e}$$

K értéke adott hőmérsékleten adott reakcióra jellemző. Minél nagyobb, annál inkább a képződés irányába van eltolva az egyensúly. Mivel hőmérsékletfüggő, ezért a hőmérséklet megváltoztatásával értéke is megváltozik. Ha értéke nő, akkor a reakció a képződés irányába, ha pedig csökken akkor a visszalakulás irányába tolódik el. Mértékegysége általánosan:

$$\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)^x$$

Ahol **x** értékét meg kell határozni. Ha a reakció nem jár mólszám változással (azaz ugyanannyi anyagból összesen ugyanannyi lesz, mint pl.: a fent tárgyalt HI szintézis), akkor a **K**-nak nincs mértékegysége.

Az egyensúly befolyásolása

Egyensúlyi reakciók esetén mindig fontos szempont, hogy az egyensúlyt milyen paraméterek módosításával lehet eltolni valamelyik irányba. Mielőtt ezt megvizsgálánk, fontos megismerkednünk egy tapasztalati törvénnyel, amelynek segítségével könnyedén megállapíthatjuk az egyensúlyban lévő rendszerek viselkedését.

Le Chatelier–Braun-elv, más néven a legkisebb kényszer elve:

Ha egy egyensúlyban lévő rendszert megzavarunk, akkor az egyensúly abba az irányba tolódik el, ami a zavaró hatást kompenzálni igyekszik.

Az egyensúly – még egyszer – a megfordítható reakciók sebességének egyenlőségét jelenti. Következésképpen az „egyensúly eltolódása” azt jelenti, hogy a sebességek nem lesznek egyelők, hanem valamelyik irányba a reakciósebesség megnő (az egyensúly megbillen ebbe az irányba).

Zavaró hatások a következők lehetnek:

- **valamely anyag koncentrációjának megváltoztatása,**
- **hőmérséklet-változtatás**
- **nyomás-változtatás** (, ami állandó hőmérsékleten **térfogat-változtatást** jelent).

A koncentráció változásának hatása az egyensúlyra

A kiindulási anyagok vagy a termékek koncentrációjának megváltoztatása befolyással van az egyensúlyra. Az egyensúlyt a **termék képződésének irányába** kétféle módon lehet eltolni:

- a kiindulási anyagok koncentrációjának növelésével
- a termékek koncentrációjának csökkentésével

Az egyensúlyt a **visszaalakulás irányába épp ellenkező módon lehet eltolni, vagyis:**

- a kiindulási anyagok koncentrációjának csökkentésével
- a termékek koncentrációjának növelésével.

Értelmezés a legkisebb kényszer elve alapján:

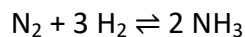
Ha egy egyensúlyi rendszerben, melyben a jelenlévő anyagok koncentrációja állandó, bármely anyag koncentrációját megváltoztatjuk, akkor a rendszer – **lévén újra egyensúlyba szeretne kerülni** – igyekszik ezt a változást kompenzálni. Tehát, ha egy kiindulási anyag koncentrációját **megnöveljük**, akkor az a reakciósebesség fog megnőni, ami ennek az anyagnak a mennyiségét **csökkenteni igyekszik**, vagyis a termékképződés irányába tolódik el az egyensúly.

Ha a termékek koncentrációját csökkentjük, akkor szintén a termékképződés irányába tolódik el az egyensúly, hiszen a reakciók közül annak a sebessége kell, hogy megnőjön, ami az eltávolított termékek koncentrációját újra növelni igyekszik.

A hőmérséklet hatása az egyensúlyra

Előjáróban érdemes feleleveníteni, hogy termokémiai szempontból kétféle reakció létezik: **exoterm**, illetve **endoterm**. Exoterm reakciók esetében hőfelszabadulás (negatív előjelű reakcióhő), endoterm reakciók esetében pedig hőelnyelés (pozitív előjelű reakcióhő) történik. Teljesen logikus, **ha egy kémiai reakció exoterm, akkor, visszafelé endoterm reakció** kell, hogy történjen.

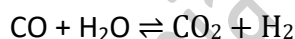
Például az ammóniaszintézis a felírt irányba exoterm, következésképpen az ammónia elemeire történő bomlása biztosan endoterm folyamat.



EXOTERM REAKCIÓK esetében a **hőmérséklet csökkentése, tehát a hűtés a termékképződés irányába, a hőközlés, vagyis melegítés pedig a visszaalakulás irányába** tolja el az egyensúlyt. **ENDOTERM REAKCIÓK** esetében ez fordítva van. Itt a **hőmérséklet megemelése a képződés irányába, a hűtés pedig a visszaalakulás irányába** tolja el az egyensúlyt.

A nyomás hatása az egyensúlyra

A nyomásnak alapvetően a gázreakciónál van számottevő szerepe. **A nyomás növelése abba az irányba tolja el az egyensúlyt, ahol térfogatcsökkenés történik.** A nyomás csökkentése épp ellentétesen hat. **Olyan gázreakciók esetében nincs a nyomásnak hatása az egyensúlyra, ahol nincs térfogatváltozás,** vagyis ugyanannyi anyagmennyiségű gáz keletkezik, mint amennyi volt. Ilyen például:



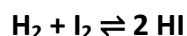
Állandó hőmérsékleten a gázok nyomása és térfogata között fordított arányosság áll fent.

Boyle-Mariotte törvény:

Ha T =állandó, akkor $p \cdot V$ =állandó.

Tehát, ha állandó hőmérsékleten egy rendszer térfogatát pl. felére csökkentjük, akkor benne a nyomás kétszeresére nő. Ha tehát egy zárt, egyensúlyi rendszer térfogatát megváltoztatjuk (ami gyakorlatilag a reakcióedény térfogatának megváltoztatását jelenti), akkor annak nyomása is változni fog, feltéve, hogy a tartályban zajló egyensúlyra vezető reakcióban van sztöchiometriai-szám változás.

Nézzük az alábbi reakcióegyenletet!

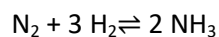


Az egyenlet baloldalán 1 mól hidrogéngáz és 1 mól jódgőz van feltüntetve, ami összesen 2 mól gáz. Ezekből, ahogy az az egyenlet másik oldalán látszik 2 mól hidrogén-jodid gáz

képződik. Tehát belátható, hogy a folyamat során nincs sztöchiometriai-szám, azaz térfogat- illetve anyagmennyiség-változás! Erre a reakcióra tehát a nyomás- ill. a térfogat megváltoztatása nincs semmiféle hatással!

Összefoglalás egy konkrét példán keresztül

Az eddigiek **összefoglalására** kiválóan alkalmas továbbra is az ammóniaszintézis példájának vizsgálata. Vizsgáljuk meg, hogy a fentiek alapján mit kell tenni ahhoz, hogy pl. egy ammóniagyárban minél több ammóniát tudjunk ezzel a reakcióval előállítani!



Koncentráció-változtatás

Ahhoz, hogy jobban megértsük a koncentrációváltoztatás hatását, írjuk fel a reakció egyensúlyi állandóját:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]_e^2}{[\text{N}_2]_e * [\text{H}_2]_e^3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right)^{-2}$$

Mivel K értéke azonos körülmények között (T , p) állandó, ezért jól látható, hogy a nevező értékének növelése, vagy a számláló csökkentése a megoldás az ammóniaképződés felé való eltolás érdekében. Ha növeljük a kiindulási anyagok koncentrációját (vagyis a nevezőt), akkor – mivel K -nak állandónak kell maradnia – a rendszer válaszként az ammónia koncentrációját (számláló) növelni, míg a kiindulási anyagok koncentrációját csökkenteni igyekszik. Ha az ammóniakoncentrációt csökkentjük, akkor ezzel a rendszert arra készítjük, hogy a nevező (a kiindulási anyagok koncentrációjának a szorzata) is csökkenjen, tehát szintén az ammóniaképződés irányába tolódik a folyamat.

Hőmérséklet-változtatás

Az ammóniaszintézis egy exoterm reakció. Exoterm reakciók esetében pedig a hőelvonás tolja el az egyensúlyt a termékképződés (vagyis az ammóniaképződés) irányába.

Nyomás-változtatás (ill. térfogat-változtatás)

A $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$ reakción jól látható, hogy térfogatváltozással jár, ugyanis $1+3=4$ térfogategység gázból 2 térfogategység keletkezik. Ebben az esetben az ammónia képződését a nyomás növelése segíti elő.

Megjegyzés:

Látható, hogy egy ammóniagyárban az a legcélszerűbb a lehető legtöbb ammónia előállítása céljából, ha a reakcióedény hőmérsékletét minél alacsonyabbra állítjuk. Ez azonban korlátlan mértékben nem hajtható végre! Ne feledjük ugyanis, hogy ahhoz, hogy egyáltalán történjen kémiai reakció, egy minimális energiával a reakcióban résztvevő részecskének rendelkeznie kell, hogy az aktiválási energia befektetésével az aktivált komplexumok létrejöhessenek. Ha túlságosan alacsony a hőmérséklet, akkor ez a folyamat nem tud végbemenni, következésképpen nem lesz reakció. Vagyis, ez a minél alacsonyabb hőmérséklet az ammóniaszintézis esetén körülbelül 500 °C-ot jelent, ne gondoljunk nagyon alacsonyra (de még mindig alacsonyabb, mint 800-900 °C)

A vegyipari szakembereknek tehát igazán komoly feladatot jelent egy vegyi üzem termelését és a reakciók körülményeit megfelelően optimalizálni.