

# Reaktiot ja tasapaino

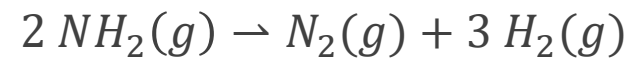
Tasapainotila ja sen säätely

# Tasapainotilat

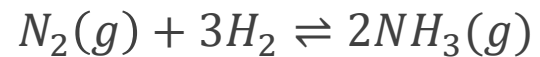
- ▶ Ammoniakin valmistuksessa tapahtuu reaktio



- ▶ Ammoniakki voidaan myös hajottaa typeksi ja vedyksi



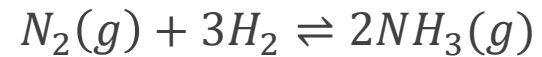
- ▶ Kemiallisessa reaktiossa lähtöaineista muodostuu reaktiotuotteita, ja tuotteita hajoaa lähtöaineiksi



- ▶ Jos reaktion alussa on vain lähtöaineita, reaktio etenee vain yhteen suuntaan. Reaktion edetessä tuotteiden konsentraatio kasvaa, jolloin **palautuvan reaktion** nopeutuu. Kun palautuvan reaktion nopeus on sama kuin **etenevän reaktion** nopeus, on saavutettu reaktion **tasapainotila**.

# Tasapainovakion lauseke

Tarkastellaan ammoniakkisynteesin tasapainoa



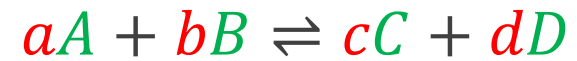
- ▶ Tasapainossa reaktiolle pätee seuraava yhtälö

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

[ ] ← aineiden konsentraatiot tasapainotilassa

- ▶  $K_c$  on reaktion **tasapainovakio**

- Yleisesti tasapainovakio reaktiolle voidaan määritellä seuraavasti:



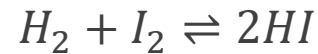
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Muista:  $\frac{\text{Reaktiotuotteiden konsentraatiot}}{\text{Lähtöaineiden konsentraatiot}}$

- ▶ Tasapainovakio on lämpötilasta riippuva vakio. Esim. ammoniakkin tasapainovakio + 100 °C on eri suuruden kuin +0 °C.
- ▶ Tasapainovakion yksikkö riippuu reaktiosta
- ▶ Esim. 1) ammoniakkisynteesin:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]} = \frac{\left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right]^2}{\left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right]^3 \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right]} = \frac{1}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}\right)^2} = 1/M^2$$

- ▶ Esim. 2) vetyjodidisynteesi:

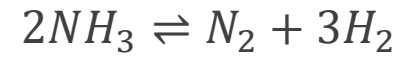


$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{\cancel{M^2}}{\cancel{M} \cdot \cancel{M}}$$

$K_c$ : llä ei ole yksikköä

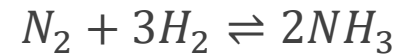
- ▶ Jos  $K \gg 1$ , niin tasapainotila on reaktiotuotteiden puolella.
- ▶ Jos  $K \ll 1$ , niin tasapainotila on lähtöaineiden puolella.
- ▶ Konsentraatioiden sijaan tasapainovakio voidaan laskea myös kaasujen osapaineiden avulla.

- ▶ Palautuva reaktio:



$$K_{\text{palautuva}} = \frac{[N_2] \cdot [H_2]^3}{[NH_3]^2}$$

- ▶ Etenevä reaktio:



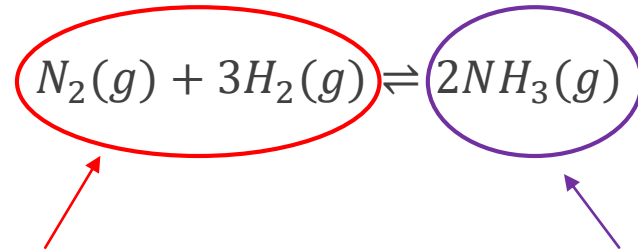
$$K_{\text{etenevä}} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

$$\Rightarrow K_{\text{palautuva}} = \frac{1}{K_{\text{etenevä}}}$$

# Tasapainotilan säätely

- ▶ Tasapainotilassa konsentraatioiden suhde (tasapainovakio) pysyy samana. Tämä ei kuitenkaan tarkoita sitä, että aineiden määrät eivät voisi muuttua.
- ▶ Tasapainotilaan tehtyjen muutosten vaikutus voidaan ymmärtää **Le Châtelier'n periaatteen** avulla.
  - ▶ *Jos tasapainotilassa olevan systeemin olosuhteita muutetaan, systeemi pyrkii siihen suuntaan, joka kumoaa tehdyt muutokset.*

- ▶ Esim. 1 Paineen nousu:

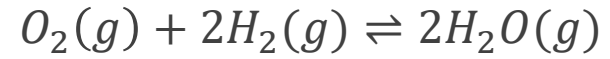


4 molekyyliä

2 molekyyliä

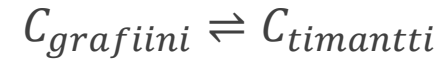
- ▶ Paine on suoraan verrannollinen ainemäärään.
  - ▶ Paineen kasvaessa muodostuu enemmän reaktiotuotteita, koska tämä muutos alentaa painetta.
  - ▶ Tasapainovakion arvo ei muutu!

- ▶ Esim. 2 Lähtöaineen lisääminen:



- ▶ Jos lisäämme vetyä, reaktio pyrkii kuluttamaan ylimääräisen vedyn, jolloin muodostuu enemmän vettä. Hapen määrä myös vähenee.
  - ▶ Tasapainovakion arvo ei muutu!

- ▶ Esim. 3 Lämpötilan nousu:



$\Delta H = +1,88 \text{ kJ}$

- ▶ Kyseessä on **endoterminen reaktio**, eli se vaatii ulkopuolista energiaa. Lämpötilan noustessa muodostuu enemmän timantteja, **koska reaktio sitoo ylimääräistä lämpöenergiaa**.
  - ▶ Lämpötilan muutos muuttaa tasapainovakion arvoa