

Kemisk jämvikt

• Motsatta reaktioner balanserar varandra

Reversibla reaktioner är omvändbara

Reaktionspil: $\rightleftharpoons$

Bildar "reversibelt reaktionssystem"

När reaktionshastigheter:

reaktant $\rightarrow$ produkt = produkt $\rightarrow$ reaktant

Är jämvikt nådd. V skall alltså vara lika

Kallas dynamisk jämvikt $\rightarrow$ bildas lika mycket åt
var håll $\rightleftharpoons$

Jämviktsekvationen

Anrag: $A + B \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} C + D$ är i jämvikt

Koncentrationer vid jämvikt betecknas m. j

$$v_1 = k_1 \cdot [A]_j \cdot [B]_j$$

$$v_2 = k_2 \cdot [C]_j \cdot [D]_j$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 [A]_j [B]_j = k_2 [C]_j [D]_j$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]_j [D]_j}{[A]_j [B]_j}$$

$$\frac{k_1}{k_2} = K \leftarrow \text{konstant "jämviktskonstant"}$$

Om Antal molekyler $> 1 \Rightarrow$ skrivs $[x]^n$

$$\text{ex: } 2C \Rightarrow [C]^2$$

$$\text{Allmänt: } \frac{\text{Produkter}}{\text{reaktanter}} = K$$

K har varierande enhet

Var reversibel reaktion har speciell K .

K beror på:

- Temperatur
- Koncentrationer $\Leftrightarrow$ jämviktsskoncentrationerna beror på detta)
beror dock ej K på
- Katalysator

$K \gg 1 \Rightarrow$ finns mer av produkt

$K \ll 1 \Rightarrow$ finns mer av reaktanter

Jämvikt ej inte?

$$\text{Koncentrationskvot} = \frac{[\text{Produkter}]}{[\text{reaktanter}]} \quad \text{e betecknas } Q$$

$Q = K$ vid jämvikt

Ej i jämvikt $\Rightarrow$ strävar mot jämvikt

$Q < K \Rightarrow$ nettoreaktion åt höger ($v_1 > v_2$) e mer produkt bildas

$Q > K \Rightarrow$ nettoreaktion åt vänster ($v_1 < v_2$) e mer reaktanter bildas

Förskjuta jämvikten

- Gör ändringar i jämviktssystemet
 - Ändrar koncentrationer
 - Ändrar temperatur
 - Ändrar totaltryck

OBS! Katalysator påverkar ej jämvikten

Vid ändrad temp ändras alltid värde på K

Om produkt ökar $\Rightarrow K$ ökar

Om reaktant ökar $\Rightarrow K$ minskar

Om $[\text{reaktanter}]$ ökar $\Rightarrow$ reaktion höger (samma om K minskar)

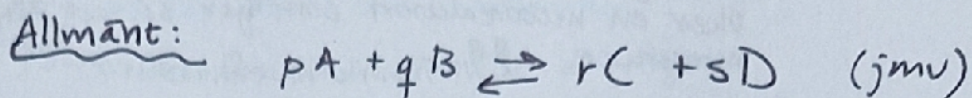
Om $[\text{Produkter}]$ ökar $\Rightarrow$ reaktion åt vänster (samma om K minskar)

(Tryckförändringar)

(gaser)

Vid minskad Volym $\Rightarrow$ ökat tryck $\Rightarrow$ ökad [C]

Allmänt:



Därför ändras P.

1. Om $r+s = p+q$ stors ej jmv
2. om $r+s < p+q$ är ej i jmv $\Rightarrow$ nettoreaktion åt höger.
 $\hookrightarrow$ P minskar då substansmängd minskar

Tryckstärkning ger nettoreaktion åt vänster
 $\hookrightarrow$ tryck ökar

3. $r+s > p+q$ ej i jmv
 $\hookrightarrow$ reaktion vänster för tryckhöjning
 $\hookrightarrow$ reaktion höger för tryckminskning

Nettoreaktion motverkar alltid en påtvingad tryckändring.

Ändrad temperatur

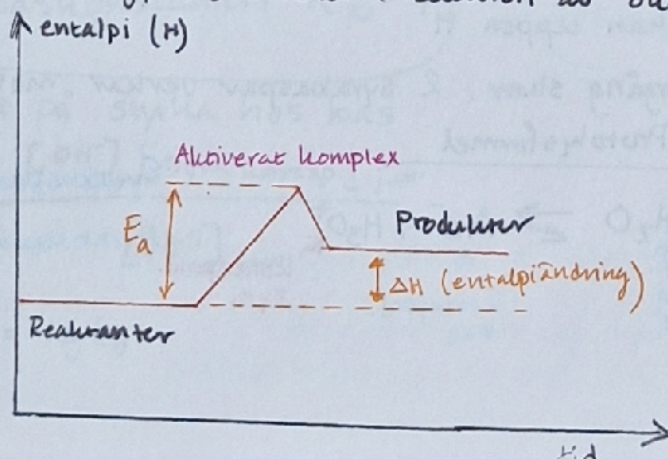
Ändrad temp = ändrat K

K ökar m. stigande temperatur om reaktion åt höger är endoterm.

($\Rightarrow$ motverkar temperaturhöjning genom ta upp energi)

K minskar m. stigande temp om exoterm är höger

Alltså gynnas endoterm reaktion av öka temp. $\ominus$ exoterm av minskad



Reaktion höger: endoterm
Reaktion vänster: exoterm

$\Rightarrow$ Reaktion höger gynnas mest $\ominus$ jämvikt fördjups

Le Chatellers princip

- “Om gör en förändring i ett system i jämvikt sker en nettoreaktion som gör så att ändringen motverkas.” ” Henrik le Chatelier

Katalysatorer påverkar ej jämviktens läge! Bara skyndar på att nå jämvikt via nya vägar.

Syror & baser

Starka syror

- Svavelsyra H_2SO_4 : industriell användning
- Saltsyra HCl
- Salpetersyra HNO_3

Ättiksyra HAc

livsmedel ger bas : Ac^-

svag bas

Kolsyra H_2CO_3

koldioxid i vatten

svag bas

Ammoniak NH_3

Gödsel ger syra : NH_4^+

stark bas

Natriumhydroxid NaOH

Rengöring

Allmän syra: HA

Allmän bas: A

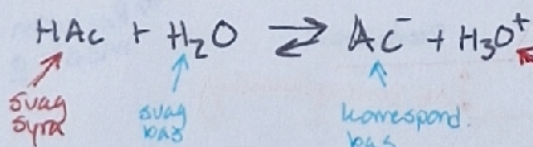
Definitioner

Syra : Partikel som kan avge en eller flera protoner (H^+ -värdjoner)

Bas : Ämne som kan uppta H^+

Protolys : Protonövergång sker. 2 syrabaspar verkar mot varandra.

Ex: Protolysformel



Syrabaspar: HAc/Ac^-

Syrabaspar: $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$