

FACIT: KEMISK JÄMVIKT DEL 2 – HAR REAKTIONEN NÅTT JÄMVIKT? BERÄKNA Q!

1. Besvara nedanstående frågor:

- Förklara vad som menas med koncentrationskvoten, Q , och vad den används till.
- Vad menas med att en reaktion är förskjuten åt vänster eller "går åt vänster"?
- Redogör för sambandet mellan Q , K och åt vilket håll reaktionen går.

Svar:

- Koncentrationskvoten (Q) visar koncentrationsförhållandet (eller kvoten) mellan ämnena på höger resp. vänster sida om reaktionspilarna (oavsett om reaktionen har uppnått jämvikt eller inte). För att testa om ett system (en reaktion) är i jämvikt kan man beräkna kvoten mellan de olika ämnens koncentrationer, alltså koncentrationskvoten, Q . Koncentrationskvoten beräknas på exakt samma sätt som jämviktskonstanten, K , men när vi först beräknar denna koncentrationskvot så kan vi inte kalla kvoten för jämviktskonstanten, K , eftersom vi inte vet om systemet är i jämvikt. Om systemet är i jämvikt är koncentrationskvoten, Q , = jämviktskonstanten, K .
- I början av en kemisk reaktion (innan jämvikt har nåtts) är reaktionen alltid förskjuten åt antingen vänster eller höger. Det betyder att reaktionen går fortast åt antingen vänster eller höger. Anledningen kan vara;
 - att koncentrationen, i början av reaktionen, är högre av de ämnen som är på den ena sidan (eller att det inte finns någonting alls av ämnena på den andra sidan) och därför har de lättare att reagera med varandra.
 - att vissa ämnen (p.g.a. struktur och kemiska egenskaper) har lättare att reagera med varandra.
- Nedanstående tabell visar sambandet mellan Q , K och åt vilket håll reaktionen går:

$$Q = K$$

Systemet befinner sig i jämvikt.

$$Q \neq K$$

Systemet befinner sig inte i jämvikt.

$$Q < K$$

Nettoreaktionen går åt höger i reaktionsformeln.

$$Q > K$$

Nettoreaktionen går åt vänster i reaktionsformeln.

FACIT: KEMISK JÄMVIKT DEL 2 – HAR REAKTIONEN NÅTT JÄMVIKT? BERÄKNA Q!

2. I en behållare med temp. 500 °C finns 0,005 M CO, 0,010 M H₂O, 0,025 M CO₂ samt 0,015 M H₂. Systemets jämviktskonstant, K , är 5,9 och ämnena reagerar med varandra enligt följande;
 $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$.

- a) Beräkna koncentrationskvoten, Q , för att se om systemet är i jämvikt.
 b) Om systemet inte är i jämvikt så bestäm åt vilket håll, höger eller vänster i reaktionsformel, nettoreaktionen kommer fortsätta för att uppnå jämviktsläget.

Svar:

a)

$$Q = (0,025 \cdot 0,015) / (0,005 \cdot 0,010)$$

$$Q = 7,5$$

$$K = 5,9$$

$$7,5 > 5,9$$

$$Q > K$$

$$Q \neq K$$

Q är inte lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen inte är i jämvikt.

b)

$Q > K$ = Nettoreaktionen går åt vänster i reaktionsformeln.

Värdet på Q är högre än värdet på K , vilket betyder att vi har en för hög koncentration av ämnena till höger i reaktionsformeln, för att det ska kunna vara jämvikt. Om koncentrationskvoten ska bli lägre så måste koncentrationerna av ämnena till vänster öka och därför måste reaktionen gå åt vänster.

3. För jämvikten $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI(g)}$ är $K = 54$ vid 425 °C. Man för in de tre gaserna var för sig i en tom behållare så att $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = [\text{HI}] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$.

- a) Vilket är värdet på koncentrationskvoten Q ?
 b) Är systemet i jämvikt vid de angivna koncentrationerna? Om inte, åt vilket håll går nettoreaktionen?

Svar:

a)

$$Q = (1,0 \cdot 10^{-2})^2 / (1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 1,0 \cdot 10^{-2})$$

$$Q = 1$$

$$K = 54$$

$$1 < 54$$

$$Q < K$$

FACIT: KEMISK JÄMVIKT DEL 2 – HAR REAKTIONEN NÅTT JÄMVIKT? BERÄKNA Q!

$$Q \neq K$$

Q är inte lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen inte är i jämvikt.

b)

$Q < K$ = Nettoreaktionen går åt höger i reaktionsformeln.

Värdet på Q är mycket lägre än värdet på K , vilket betyder att vi har en för låg koncentration av ämnena till höger i reaktionsformeln, för att det ska kunna vara jämvikt. Om koncentrationskvoten ska bli högre så måste koncentrationerna av ämnena till höger öka och därför måste reaktionen gå åt höger.

4. Vid 425 °C är $K = 54$ för jämvikten $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$. I ett reaktionskärl finns 0,0050 M H_2 , 0,0050 M I_2 samt 0,040 M HI.

a) Vilket är värdet på koncentrationskvoten Q ?

b) Är systemet i jämvikt vid de angivna koncentrationerna? Om inte, åt vilket håll går nettoreaktionen?

Svar:

a)

$$Q = (0,040)^2 / (0,0050 \cdot 0,0050)$$

$$Q = 64$$

$$K = 54$$

$$64 > 54$$

$$Q > K$$

$$Q \neq K$$

Q är inte lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen inte är i jämvikt.

b)

$Q > K$ = Nettoreaktionen går åt vänster i reaktionsformeln.

Värdet på Q är högre än värdet på K , vilket betyder att vi har en för hög koncentration av ämnena till höger i reaktionsformeln, för att det ska kunna vara jämvikt. Om koncentrationskvoten ska bli lägre så måste koncentrationerna av ämnena till höger minska och därför måste reaktionen gå åt vänster.

FACIT: KEMISK JÄMVIKT DEL 2 – HAR REAKTIONEN NÅTT JÄMVIKT? BERÄKNA Q!

5. Kväve och syre kan vid hög temperatur bilda bl.a. kväveoxid, NO. För jämvikten $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ är $K = 0,10$ vid $2\,000\text{ °C}$. Undersök om det råder jämvikt i följande blandningar som alla har volymen $2,9\text{ dm}^3$. Ange också åt vilket håll nettoreaktionen går om det inte är jämvikt i systemet.

- a) $0,35\text{ mol N}_2$, $0,05\text{ mol O}_2$ och $0,10\text{ mol NO}$
 b) $0,40\text{ mol N}_2$, $0,0025\text{ mol O}_2$ och $0,010\text{ mol NO}$

Svar:

a)

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}(\text{g})$
n =	0,35 mol		0,05 mol		0,10 mol
V =	$2,9\text{ dm}^3$		$2,9\text{ dm}^3$		$2,9\text{ dm}^3$
c =	$n/V = 0,35/2,9\text{ M}$		$n/V = 0,05/2,9\text{ M}$		$n/V = 0,10/2,9\text{ M}$

OBS: Jag har valt att inte räkna ut koncentrationerna i tabellen, utan istället sätta in hela uttrycket (n/V) när jag beräknar Q . Detta för att undvika ev. avrundningsfel.

$$Q = (0,10/2,9)^2 / (0,35/2,9 \cdot 0,05/2,9)$$

$$Q \approx 0,57$$

$$K = 0,10$$

$$0,57 > 0,10$$

$$Q > K$$

$$Q \neq K$$

Q är inte lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen inte är i jämvikt.

$Q > K$ = Nettoreaktionen går åt vänster i reaktionsformeln.

b)

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}(\text{g})$
n =	0,40 mol		0,0025 mol		0,010 mol
V =	$2,9\text{ dm}^3$		$2,9\text{ dm}^3$		$2,9\text{ dm}^3$
c =	$n/V = 0,40/2,9\text{ M}$		$n/V = 0,0025/2,9\text{ M}$		$n/V = 0,010/2,9\text{ M}$

OBS: Jag har valt att inte räkna ut koncentrationerna i tabellen, utan istället sätta in hela uttrycket (n/V) när jag beräknar Q . Detta för att undvika ev. avrundningsfel.

FACIT: KEMISK JÄMVIKT DEL 2 – HAR REAKTIONEN NÅTT JÄMVIKT? BERÄKNA Q!

$$Q = (0,010/2,9)^2 / (0,40/2,9 \cdot 0,0025/2,9)$$

$$Q = 0,1$$

$$K = 0,10$$

$$0,1 = 0,10$$

$$Q = K$$

Q är lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen är i jämvikt.

6. Jämviktskonstanten (K) är 1,6 vid 720 °C för reaktionen; $\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}(\text{g})$. Man förde in följande substansmängder av de olika gaserna i en behållare på 100 dm³; 0,50 mol vätgas, 1,0 mol koldioxid, 1,5 mol vattenånga samt 2,0 mol kolmonoxid.

- Visa att systemet inte är i jämvikt.
- Åt vilket håll går nettoreaktionen?

Svar:

a)

	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{CO}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	+	$\text{CO}(\text{g})$
n =	0,50 mol		1,0 mol		1,5 mol		2,0 mol
V =	100 dm ³		100 dm ³		100 dm ³		100 dm ³
c =	$n/V = 0,50 / 100 \text{ M}$		$n/V = 1,0 / 100 \text{ M}$		$n/V = 1,5 / 100 \text{ M}$		$n/V = 2,0 / 100 \text{ M}$

OBS: Jag har valt att inte räkna ut koncentrationerna i tabellen, utan istället sätta in hela uttrycket (n/V) när jag beräknar Q . Detta för att undvika ev. avrundningsfel.

$$Q = (2,0/100 \cdot 1,5/100) / (0,50/100 \cdot 1,0/100)$$

$$Q = 6$$

$$K = 1,6$$

$$6 > 1,6$$

$$Q > K$$

$$Q \neq K$$

Q är inte lika med K vilket innebär att systemet/reaktionen inte är i jämvikt.

b)

$Q > K =$ Nettoreaktionen går åt vänster i reaktionsformeln.

Värdet på Q är högre än värdet på K , vilket betyder att vi har en för hög koncentration av ämnena till höger i reaktionsformeln, för att det ska kunna vara jämvikt. Om koncentrationskvoten ska bli lägre så måste koncentrationerna av ämnena till höger minska och därför måste reaktionen gå åt vänster.