# MENA1001 Gruppe Kap. 3 b

I 3b tar vi for oss begrep og verktøy i Kap. 3 fra og med Gibbs energi og gjennom spontanitets- og likevektsbetraktninger og matematikken tilhørende det.

## 1. Diskusjonsoppgave

Diskutér – forslagsvis setning for setning og ligning for ligning – «Gibbs energi og kjemisk likevekt - Entropi- og entalpiendringer i et lukket system» i læreboka, side 58. Dette er begrepsmessig vanskelig – en av de største bøygene i termodynamikken. Se om dere kan hjelpe hverandre å forstå mer, og kanskje gi råd til forbedringer av forklaringen i boka.

## 2. Treningsoppgave

Vi skal se på den såkalt shift-reaksjonen, der CO reagerer med H2O til CO2 og H2. Temperaturen er høy slik at alle reaktanter og produkter er i gassfase.

Skriv balansert reaksjonsligning.

Her er en tabell over termodynamiske data.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Gass** | ***fH0*, kJ/mol** | ***S0*, J/molK** | ***fG025°C*, kJ/mol** | ***fG0500°C*, kJ/mol** |
| H2 (g) |  | +131 |  |  |
| H2O(g) | -242 | +189 |  |  |
| CO(g) | -111 | +198 |  |  |
| CO2(g) | -394 | +213 |  |  |

Verdiene er for standardbetingelser. Hva betyr det?

En verdi for *fH0* mangler. Hva er den?

Regn ut *fG0* for alle forbindelsene ved 25°C. Fyll gjerne inn i tabellen.

Regn ut *rH0*, *rS0,* og *rG0* for reaksjonen ved 25°C.

Anta at *fH0*, *fS0,* og derved *rH0* og *rS0* er uavhengige av temperatur, og regn da ut *rG0* ved 500°C*.*

Regn ut *fG0* for alle forbindelsene ved 500°C. Fyll gjerne inn i tabellen.

Regn på dette grunnlag ut *rG0* for reaksjonen ved 500°C. Fikk du samme svar som over?

Hva er *fG* for reaksjonen ved 500°C dersom alle gassene er tilstede i 1 bar partialtrykk? Kva sier dette om reaksjonens spontanitet – vil den gå forover eller bakover?

Hva er *fG* for reaksjonen ved 500°C dersom alle gassene er tilstede i 10 bar partialtrykk?

Hva er *fG* for reaksjonen ved 500°C dersom reaktantene er tilstede ved 10 bar partialtrykk, mens produktene er tilstede ved 1 bar partialtrykk? Hvilken vei går reaksjonen nå?

Hva var *Q* i dette siste eksempelet?

Regn ut *K* for reaksjonen ved 500°C. Hva sier den kvalitativt om forholdet mellom produkter og reaktanter ved likevekt?

Hvis vi ved likevekt har *p*H2 = 1 og *p*CO2 = 1, og *p*CO = *p*H2O, hva blir da *p*CO ved likevekt?

Til slutt: Hvis vi ønsker mer utbytte av reaksjonen: Bør vi kjøre reaksjonen ved høy eller lav temperatur? Høyt eller lavt totaltrykk (men samme forhold mellom gassene)? Stort forhold mellom produkter og reaktanter, eller omvendt?

## 3. Oppgaver i læreboka.

Se på Eksempler og gjør Øvelsene i siste del av kapittelet på egen hånd.

Gjør Oppgave 3.8 (viktig) og prøv på 3.10 (litt vanskelig). Gjør så 3.7 og 3.9 (enkle) og evt. 3.11 hvis tid og lyst.

## 4 Eksamensoppgave: Eksamen i MENA1000 2010 H Oppgave 3 (Nynorsk ☺)

**Oppgåve 3**

**a)** Metanol (CH3OH) kan framstillast frå reformert naturgass, dvs. karbonmonoksid (CO) og hydrogen (H2). Skriv ei balansert reaksjonslikning for

 i) reformering av metan til syntesegass

 og for

 ii) reaksjonen der det frå H2 og CO dannes metanol i gassform.

*CH4(g) + H2O(g) = CO(g)+3H2 (g)*

*CO(g) + 2H2(g) = CH3OH(g)*

**b)** Berekn likevektskonstanten for danninga av metanol frå H2 og CO ved standardtilhøve. Kva seier verdien til denne likevektskonstanten om utbyttet under standardtilhøve?

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Gass** | ***fH0*, kJ/mol** | ***S0*, J/molK** |
| H2 (g) | 0 | +131 |
| CO(g) | -111 | +198 |
| CH3OH (g) | -201 | +240 |

*ΔG0 = ΔH0 - TΔS0 = (-210 000) – (-111 000 + 2\*0) – 298 K \* (240 – (198 + 2\*131)) = ‑33 440 kJ/mol. K = e-ΔG/RT =* ***13,5****. Siden den er støre enn 1, betyr det høyt utbytte ved standardbetingelser (dersom reaksjonshastigheten (kinetikken) er høy nok).*

**c)** Diskuter korleis termodynamikk og kinetikk kan påverkast i ei retning som gjev meir produktutbytte ved å endre temperatur og trykk for prosessen.

*Entalpiendringen er negativ slik at K blir mindre ved økende temperatur. Produktutbyttet* ***økes*** *derved ved å* ***senke*** *temperaturen for prosessen. (En kan også knytte dette til entropiendringen som er negativ (vi mister gassmolekyler i reaksjonen) slik at Gibbs energiforandring blir mer positiv med økende temperatur. dette tilsier også at temperaturen bør senkes for å få mer negativ Gibbs energiendring, men det er altså entalpien som direkte påvirker temperaturavhengigheten til likevektskonstanten og derved utbyttet). Endringen i termodynamikken motarbeides ved at* ***hastigheten (kinetikken) blir******lavere ved lavere temperatur****. Fra reaksjonsligningen kan vi se at å* ***øke trykket vil drive reaksjonen til høyre*** *(færre molekyler) dvs.* ***gi mer utbytte****.*

**d)** Forklar korleis ein katalysator kan påverke reaksjonen og utbyttet.