

Veckan föreläsningar- läsvecka 7

Måndag/Tisdag – Kapitel 8. Reduktion och oxidation

Onsdag 14 december – Kapitel 7. Energi och kemi

50	Oxidation och reduktion; Oxidationstal; Elektrolys	8: 270-312	8:1-10, 8:14-20, 8:23-24, 8:29, 8:35, 8:37 <i>Uppgifter som går igenom:</i> 8:1, 8:13, 8:21, 8:25
Fö	Galvaniska celler		
UJ	Korrosion		
	Energi Spontana reaktioner	7: 240-267	7:1-6, 7:10, 7:14 <i>Uppgifter som går igenom:</i> 7:7, 7:12

Kap 7 Energi och kemi

Energi

Värme och värmemängd

Är kvantitativt (extensiv storhet) och kan adderas

Uttrycks i Joule, $1 \text{ J} = 1 \text{ Nm (arbete)} = 1 \text{ Ws (elenergi)}$

Temperatur

Är en s.k. intensiv storhet d.v.s. oberoende av storleken av systemet. Kan inte adderas

Anges i vetenskaplig text i Kelvin eller i Celsius alt. Fahrenheit

Kap 7 Energi och kemi

Energiomsättning i reaktioner/processer

Ex.



Vatten som förångas – Energi krävs och processen är endoterm



Vattenånga som kondenserar – Energi frigörs och processen är exoterm

Om en reaktion/process är endoterm i en riktning då är den exoterm i motsatt riktning

Endoterm $\rightarrow$



$\leftarrow$ *Exoterm*

Kap 7 Energi och kemi



Mätning av värmeomsättningen (entalpiändringen) hos kemiska reaktioner (kalorimetri)

Uppgift: Bestäm entalpiändringen när man har 1 dm³ vattenlösning där 1 mol HCl och 1 mol NaOH reagerar enligt neutralisationsreaktionen:



Vattnets temperatur ökar i detta fall med $\Delta T = 13,2 \text{ K}$ ($\Delta t = 13,2^\circ\text{C}$)

Tabelldata

Vattnets specifika värmekapacitet är $C_{(\text{H}_2\text{O})} = \underline{4,18 \text{ J / (g} \cdot \text{K)}}$

Detta innebär att för att höja temperaturen hos 1 g vatten med 1 grad krävs 4,18 J

Kap 7 Energi och kemi

Lösning:

Energiomsättningen för neutralisationsreaktionen kan då skrivas som:

$$\Delta H = - C_{(H_2O)} \cdot m \cdot \Delta T = - 4,18 \text{ J / (g} \cdot \text{K)} \cdot 1000 \text{ g} \cdot 13,2 \text{ K} = - 55 \text{ kJ}$$
$$J = J / (g \cdot K) \cdot g \cdot K$$

ΔH : Entalpiändring (energiomsättning) J, kJ eller kJ/mol

$C_{(H_2O)}$: Specifik värmekapacitet för vatten

m : Massan, vatten

ΔT : Temperaturändring

Svar: Entalpiändringen är $\Delta H = -55 \text{ kJ}$

- Minustecken framför anger att energi frigörs, *exoterm* reaktion
- En reaktion som kräver energi kallas *endoterm* (plustecken)

Kap 7 Energi och kemi

Energin i kemiska reaktioner

- Att energi frigörs eller krävs i kemiska reaktioner beror på bindningsenergier
- Med kännedom om bindningsenergier kan man beräkna entalpiändringar
- Om det finns starkare bindningar i produkterna än i reaktanterna frigörs energi (= exoterm)
- Om det finns svagare bindningar i produkterna än i reaktanterna krävs energi (= endoterm)

Kap 7 Energi och kemi

Ex. Beräkna ΔH ur bindningsenergierna när 1 mol vatten bildas av vätgas och syrgas

Lösning:

Sätt upp reaktionen och balansera den: $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Ur tabell (E för 1 mol)

H-H 436 kJ

O=O 498 kJ

O-H 464 kJ

Bindningsenergi reaktanter: $E(\text{H-H}) + 1/2 \cdot E(\text{O=O}) = 436 \text{ kJ} + 1/2 \cdot 498 \text{ kJ} = \mathbf{685 \text{ kJ}}$

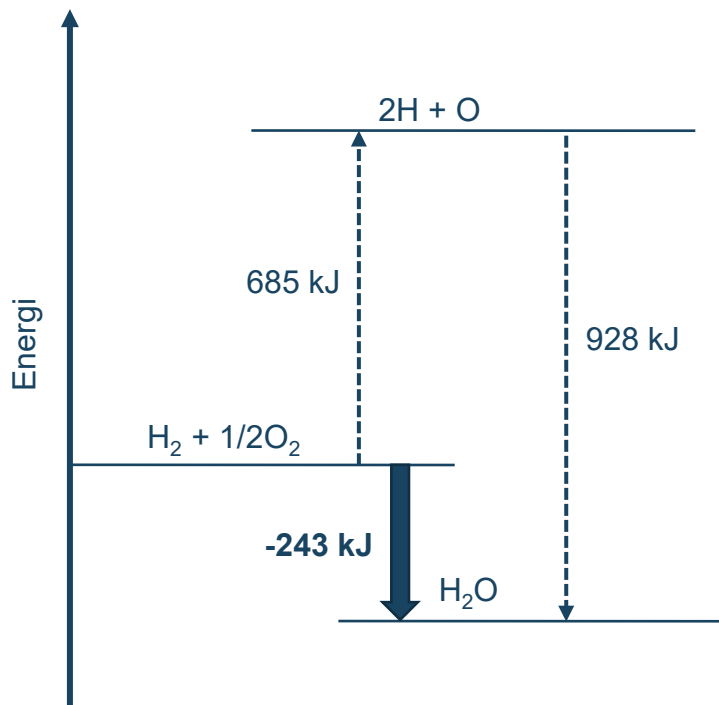
Bindningsenergi produkt: $2 \cdot E(\text{O-H}) = 2 \cdot 464 \text{ kJ} = \mathbf{928 \text{ kJ}}$

Eftersom produkten har starkare bindningar än reaktanterna än produkten kommer energi att avgas (exoterm) och entalpin är negativ:

$$\Delta H = 685 \text{ kJ} - 928 \text{ kJ} = \underline{\underline{-243 \text{ kJ}}}$$

Kap 7 Energi och kemi

Energivådiagram för reaktionen $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$



Bindningsenergi reaktanter: 685 kJ

Bindningsenergi produkt: 928 kJ

Entalpiändring: $\Delta H = -243 \text{ kJ}$

Kap 7 Energi och kemi

Förbränningsvärme (förbränningsentalpin)

Är den energi som frigörs (exoterm) när 1 mol bränsle reagerar med syre och bildar vatten och koldioxid

Ex. Propan som förbränns fullständigt:



$\Delta H = - 2202 \text{ kJ/mol}$ (OBS! Minustecken = exoterm reaktion)

Kap 7 Energi och kemi

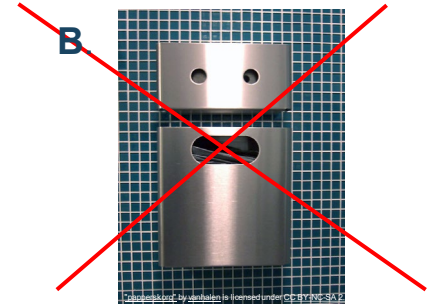
Vad är drivkraften för kemiska reaktioner och alla processer i universum?

”Oordning” (= System där det finns statistiskt flest möjliga tillstånd gynnas)

RÄTT SVAR:

Fråga: Varför behöver du inte oroa dig för att alla luftmolekyler i ett rum plötsligt finns i papperskorgen och stannar där!?

- A. Luftmolekyler avskyr papperskorgar
- B. Papperskorgar är utrustade med anti-luftmolekyl-skydd
- C. Det finns ofantligt massa andra tillstånd i ett rum där gasmolekylerna kan vara i så detta har inte ens hänt under universums historia



C.

Kap 7 Energi och kemi

Allmänt om oordning för kemiska reaktioner/processer i universeum

- Alla spontana processer leder till att den totala oordningen ökar!
- Hur ordnat ett tillstånd är relativt ett annat tillstånd anges som entropiskillnad ΔS
- Ju mer ordnat ett system blir desto större entropiändring (större skillnad i ΔS)
- Oordningen/ordningen (entropin, S) kan också räknas om till energi. Mer oordning ger lägre energi
- Exoterma reaktioner ökar oordningen i omgivningen (endoterma minskar)
- Bildas det gasmolekyler i en kemisk reaktion, när man utgått från fasta ämnen, då ökar oordningen (gas mer ordnad än fasta ämnen)

Kap 7 Energi och kemi

Viktig slutsats som vi kommer utgå ifrån:

Alla spontana kemiska reaktioner leder till att den totala oordningen (entropin, ΔS) ökar!

För en kemisk reaktion gäller då : $\Delta S_{totalt} = \Delta S_{reaktion} + \Delta S_{omgivning}$

Krav för att reaktionen skall vara spontan: $\Delta S_{totalt} > 0$

Kap 7 Energi och kemi

För en kemisk reaktion gäller: $\Delta S_{totalt} = \Delta S_{reaktion} + \Delta S_{omgivning}$

Ex. Förbränning av oktan. Vi vet att reaktionen är spontan ($\Delta S_{totalt} > 0$) men hur resonerar vi utifrån entropibegreppet?



$\Delta S_{reaktion}$: Före reaktion: 27 molekyler totalt. 25 gasmolekyler och 2 vätskefasmolekyl Efter reaktion: 34 molekyler totalt. 34 gasmolekyler	}	Ökning av oordningen, ökad (+) ΔS då det är totalt fler produktmolekyler som är i gasfas än reaktantmolekyler (gas mer oordnad än vätska)
$\Delta S_{omgivning}$: Energi frigörs och då kommer omgivningens molekyler (t.ex. luftmolekyler) röra sig snabbare och bli mer oordnade (kan inta fler tillstånd)	}	Ökning av oordningen, ökad (+) ΔS

$$\Delta S_{reaktion} + \Delta S_{omgivning} = \Delta S_{totalt}$$

Positiva

Positiv, alltså spontan!

Kap 7 Energi och kemi

Vad är det för parametrar som påverkar $\Delta S_{\text{omgivning}}$?

Hur påverkas $\Delta S_{\text{reaktion}}$ av ämnens olika aggregationstillstånd (gas, vätska, fast)?

$\Delta S_{\text{omgivning}}$

- A.** En exoterm reaktion frigör energi som kan öka oordningen hos
t.ex. gaspartiklarna i den omgivande luften eller molekyler i en lösning. **[+]**
- B.** Endoterm reaktion tar upp energi och entropin i omgivning minskar. **[-]**

$\Delta S_{\text{reaktion}}$

- 1.** Om i en kemisk reaktion t.ex. *Fast ämne* $\rightarrow$ *Vätska* alt. *Vätska* $\rightarrow$ *Gas*,
då ökar entropin. **[+]**
- 2.** Om i en kemisk reaktion t.ex. *Gas* $\rightarrow$ *Vätska* alt. *Vätska* $\rightarrow$ *Fast ämne*,
då minskar entropin **[-]**

Villkor:

A och 1 – Spontan reaktion

A och 2 – Spontan om $A > 2$

B och 1 – Spontan om $B < 1$

B och 2 – Ej spontan

Kap 7 Energi och kemi



Några exempel på allmänna kemiska reaktioner och spontanitet:



Exoterm (A) [+]

Produktmolekyl i gasfas (1) [+]

A- och 1-effekten är alltid spontan



Exoterm (A) [+]

Reaktantmolekyl i gasfas (2) [-]

Om A-effekten > 2-effekten, då spontan



Endoterm (B) [-]

Reaktantmolekyl i gasfas (2) [-]

B- och 2-effekten är aldrig spontan

Kap 7 Energi och kemi

OBS! EJ I KURSLITTERATUREN

Kemisk jämvikt och spontana reaktioner

Hur spontan en reaktion är kan man avgöra utifrån en reaktions jämviktsläge

För reaktionen råder jämvikt när reaktionshastigheten är lika åt båda hållen :



Reaktionshastighet åt höger $\rightarrow$ är lika med $\leftarrow$ Reaktionshastighet åt vänster

(Jmf vad vi sagt tidigare om syra-bas jämvikter)

Kap 7 Energi och kemi

OBS! EJ I KURSLITTERATUREN



Jämiktsreaktionen kan skrivas



Jämviktsekvationen skrivs då

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

K är jämviktskonstanten, hakparenteser uttrycker koncentrationer

- Alla kemiska reaktioner är jämvikter (ibland är jämvikten starkt förskjuten åt t.ex. produkter och anges då med en pil)
- Kemisk jämvikt är dynamisk d.v.s. produktmolekyler går hela tiden över till reaktantmolekyler och tvärtom
- OBS! Eftersom reaktionshastigheterna är samma kommer inte koncentrationerna att ändras

Kap 7 Värme – varifrån och varthän

OBS! EJ I KURSLITTERATUREN

Ex. Åt vilket håll är jämviktsreaktionen $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ förskjuten?

Jämviktsekvationen skrivs då

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

Utifrån jämviktskonstantens storlek kan man avgöra
åt vilket håll reaktionen är förskjuten

$$K \sim 10^{30}$$

Nästan bara produkt

$$K \sim 10^{10}$$

Mer produkt än reaktant

$K \sim 1$ ($10^{-3} - 10^3$) **Snarlika mängder av både reaktant och produkt**

$$K \sim 10^{-10}$$

Mer reaktant än produkt

$$K \sim 10^{-30}$$

Nästan bara reaktant

Kap 7 Värme – varifrån och varthän

Nya begrepp

*värmemängd,
exoterm och endoterm reaktion,
entalpi, förbränningsvärme,
entalpiändring för en reaktion,
entropi.*

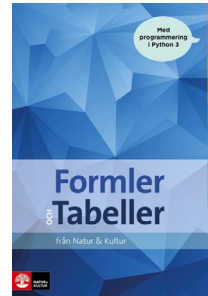
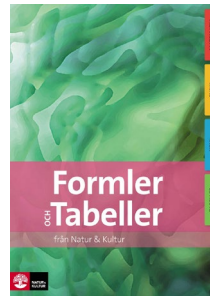
Sammanfattning

- * Kemisk energi, arbete, värme, strålningsenergi och elektrisk energi är olika former av energi.
- * Vid en exoterm reaktion avges värme, vid en endoterm reaktion tas värme upp från omgivningen.
- * Värmeomsättningen vid en reaktion kan beräknas ur bindningsenergies.
- * Om produkterna har starkare bindningar än reaktanterna, är reaktionen exoterm. Om produkten har svagare bindningar än reaktanterna, är reaktionen endoterm.
- * Alla bränslen, även maten vi äter, förbränns med syre i exoterma reaktioner.
- * Värmeinnehåll kallas också entalpi och betecknas H .
- * Vid en exoterm reaktion minskar entalpin i systemet, $\Delta H < 0$. Vid en endoterm reaktion ökar entalpin i systemet, $\Delta H > 0$.
- * Ett system (en avgränsad samling ämnen) strävar efter att reagera så att systemet får lägre entalpi och ökad oordning. Minst ett av dessa villkor måste vara uppfyllt för att någon reaktion ska kunna ske spontant.

Information inför tentamen

Tentamen: Lördag Måndag 7 januari kl. 12.00, Lindholmen

Hjälpmedel: Typgodkänd (Chalmers godkänd) räknare,
”**Formler och Tabeller**” (Natur och Kultur), valfri upplaga



Hur pluggar jag bäst inför tentan i kemi????

Svar: Finns inga rätt eller fel svar på detta... men plugga bör du i alla fall göra...



Men några små tips:

1. Se till att du verkligen behärskar hur man räknar stökiometri!!

Ex: 5,0 g Ca och 3,0 g O₂ blandas och reagerar, hur mycket CaO(s) bildas? $2\text{Ca(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{CaO(s)}$

2. Läs på organisk kemi då det brukar uppfattas som ett svårare ämnesområde

3. Repetera, repetera, repetera.....

- Kolla föreläsningsvideorna, flipped classroom videorna, presentationerna och egna anteckningar
- Kolla igenom laborationerna (OBS! det är en del av kursen och kan komma på tentan, lätt att glömma!)
- Läs i boken och gör räkneuppgifter
- Gå in i på kurshemsidan i Canvas och kolla igenom Quizzarna igen
- Studera gamla tentor (finns på kursens Canvassida). Du får då en uppfattning om nivåer och omfattning