

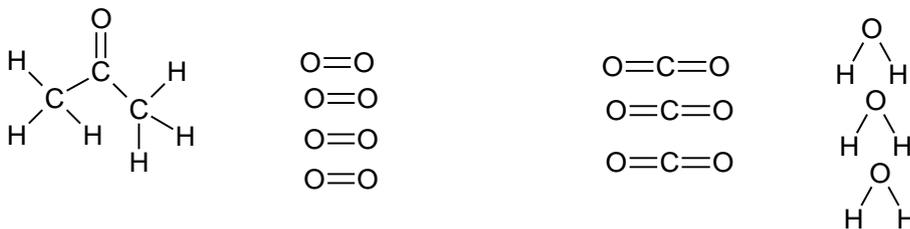
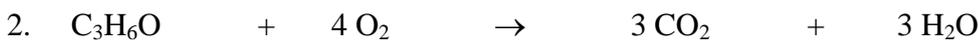
Antworten

Bindungsspaltung und Bindungsbildung

1. Reaktionsgleichung: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
48 g Kohlenstoff sind 4 mol (12 g/mol). Bei einem mol verbrannten Kohlenstoff würde also ein Viertel von $-1580 = -395$ kJ frei. Das Vorzeichen ist bei exothermen Reaktionen per Definition negativ.
2. Es wurde so definiert. Hintergrund ist die Überlegung, dass vom betrachteten Stoffsystem ausgegangen wird. In diesem Fall wird die Energie vom Stoffsystem (Bsp. C und O_2) bei der Reaktion abgezogen.
3. Man muss kühlen oder Wärme abführen. Wärme wegnehmen ist ein exothermer Vorgang.
4. Es sind Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen.

Bindungsenthalpien

1. Der Betrag der Schmelzenthalpie ist 334 J/g. Mit 418 J könnte man 1 g Wasser um 100° erhitzen. Eine Proportionsrechnung ergibt, dass mit 334 J das Wasser um 79.9° erhitzt werden kann.



Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total	Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total
C-H	415	6	2490	C=O (CO ₂)	806	6	4836
C-C	347	2	694	O-H	465	6	2790
C=O	748	1	748				
O=O	500	4	2000				
		Spaltung:	5932			Bildung:	7626
				Reaktionsenthalpie =	-1694		kJ pro mol

3. $CO + 0.5 O_2 \rightarrow CO_2$ (oder alle Teilchen mal zwei, dann verdoppeln sich auch die Energien)

Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total	Bindung	Bind.energie	Anzahl	Total
CO	1075	1	1075	C=O (CO ₂)	806	2	1612
O=O	500	0.5	250				
		Spaltung:	1325			Bildung:	1612

Reaktionsenthalpie = -287 kJ pro 0.5 mol O₂
 folglich: -574 kJ pro 1 mol O₂

4.

Gitterenthalpie KCl	1075	707	Hydratisierungsenth. K+	-314
			Hydratisierungsenth. Cl-	-376
		Spaltung: 707		Bildung: -690

Reaktionsenthalpie = 17 kJ pro mol KCl

endotherm: es wird kalt

Entropie

- Bei der Entropiemessung wird dem Stoff etwas Wärmeenergie zugeführt dann wird sogleich durch die herrschende Temperatur geteilt. Um eine absolute Entropie eines Stoffes bei 25°C zu erhalten, wird dies solange gemacht, bis der Stoff ab 0 Kelvin die Temperatur von 298 Kelvin erreicht hat. Die erhaltenen Teilbeträge von Wärme geteilt durch Energie werden dabei aufsummiert. Bei der Messung der Schmelzentropie reicht es dem Stoff Wasser die Schmelzwärme von 334J/g zuzuführen und durch die herrschende Temperatur von 273 Kelvin (=0°C) zu teilen.
- Wenn die Teilchendichte in der Flasche grösser ist als ausserhalb, dann ist beim Öffnen des Ventils die Wahrscheinlichkeit grösser, dass Teilchen austreten, als dass sie eintreten. Dies entgegen der Teilchenanziehung, die in der Flasche wegen dem geringeren Abstand grösser ist. Beim Austreten nimmt die Unordnung des Gesamtsystems zu (eingesperrte Teilchen sind in einem gewissen Mass ordentlicher). Letztlich ist die Zunahme der Entropie für das Ausströmen verantwortlich.
- Flüssigkeit, da unordentlicher
 - O₃, wegen mehr Bewegungsmöglichkeiten auf Grund der komplizierteren Teilchengometrie muss zur Erwärmung mehr Energie hineingesteckt werden (s. Messung der Entropie).
 - O₂. Nun sind gleichviele Atome vorhanden, welche aber im O₃ besser geordnet sind.
- Härte bedeutet auch stärkere Bindungen zwischen den Atomen und damit eine schwächere Schwingung, was ordentlicher ist → geringere Entropie.

Die freie Enthalpie ΔG

- Es schmilzt gerade nicht heisst, das System ist im Gleichgewicht, die Reaktion läuft weder in die eine noch die andere Richtung. Dabei ist $\Delta G = 0$ und der $\Delta H = \Delta S \cdot T$, weil $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
 $\Delta S \cdot T$ ist die „gebundene Wärme“ und ihr Betrag ist gleich gross wie derjenige der Schmelzenthalpie.

2. Brennen heisst, es wird Wärme frei, also ist die Reaktionsenthalpie ΔH negativ. Weil in der Regel beim Brennen Gase entstehen nimmt die Unordnung der vorher im Feststoff geordneten Teilchen zu, ΔS ist also positiv. (Mit $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ wird ersichtlich, dass ΔG stark negativ wird, d.h. eine Verbrennung wird in der Regel von der Enthalpie und von der Entropie getrieben.

3. Für die Reaktion $\text{NaCl(s)} + \text{H}_2\text{O(s)} \rightarrow \text{NaCl(aq)}$ gilt:

ΔH ist (stark) positiv, da die Energiebeträge der Gitterenthalpien von NaCl(s) und der Schmelzenthalpie von $\text{H}_2\text{O(s)}$ benötigt werden. Diese endotherme Teilschritte sind ungünstig für den freiwilligen Verlauf der Reaktion, weil durch sie das ΔG zu positiven Werten tendiert. Da aber beim Übergang (s) \rightarrow (l) eine sprunghafte Entropiezunahme erfolgt, ist $\Delta S > 0$, was günstig für den freiwilligen Ablauf ist ($T\Delta S$ bleibt positiv und wird in der Gleichung $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ vom positiven ΔH -Wert subtrahiert). Nach $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ kann aber der Vorgang nur dann freiwillig ablaufen (wird ΔG nur dann negativ), wenn $|T\Delta S| > |\Delta H|$ ist, was zeigt, daß der Vorgang bei zu tiefen Temperaturen nicht mehr freiwillig eintreten kann.

Diese Reaktion kann auch für die Erzeugung tieferer Temperaturen verwendet werden, weil hier eine endotherme Reaktion von der Entropie getrieben trotzdem abläuft. Weil aber nicht geheizt wird, holt sich das System die benötigten Enthalpien aus der direkten Umgebung, es wird kalt. (Eis-Kochsalz-Mischung)

4. Die Reaktion kann in zwei Teilschritte zerlegt werden:

a) $\text{C(s)} \rightarrow \text{C(g)}$: Das Graphitgitter wird in einzelne Atome zerlegt:

$$\Delta H_{\text{subl}} = +718 \text{ kJ/mol}$$

b) $\text{C(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$

$$\Delta H = +500 \text{ kJ/mol} - 2 \cdot 806 \text{ kJ/mol} = -1112 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H \text{ der Gesamtreaktion} = -394 \text{ kJ/mol}$$

Davon muss gemäss $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ die gebundene Wärme $T\Delta S$ subtrahiert werden.

$\Delta S = S_{\text{CO}_2\text{(g)}} - (S_{\text{C(s)}} + S_{\text{O}_2\text{(g)}}) = 213.43 \text{ J/molK} - 5.73 \text{ J/molK} - 203.52 \text{ J/molK} = +4.18 \text{ J/molK}$. Die Entropie des Systems nimmt zu.

$$T\Delta S = 298 \cdot 4.18 = 1.245 \text{ kJ/mol.}$$

$$\Delta G = -394 \text{ kJ/mol} - 1.245 \text{ kJ/mol} = -395.245 \text{ kJ/mol Graphit}$$