

Bindungsenthalpien Berechnungen



Buch „Elemente“: Seiten 168-171

Aufgaben:

- Lesen Sie im Buch die Seiten 168 und 169.
Abbildung 18: Verbrennung von Methan
Lesen Sie dieses Beispiel durch und vollziehen Sie die Berechnungen nach
- Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie bei der Verbrennung von einem Mol Propan
- Lösen Sie die Aufgabe A12
- Lesen Sie Kapitel 10.6 (Seiten 170 und 171)
- Lösen Sie die Aufgaben A14, A16 und A17

Bindungsenthalpien von kovalenten Bindungen

ΔH_{X-Y} in kJ/mol											
Einfachbindungen											
	Br	C	Cl	F	H	I	N	O	P	S	Si
Br	193	285	219	249	366	178		234	264	218	325
C	285	348	339	489	413	218	305	358	264	272	285
Cl	219	339	242	253	431	211	192	208	322	271	397
F	249	489	253	159	567	280	278	193	503	327	586
H	366	413	431	567	436	298	391	463	323	367	318
I	178	218	211	280	298	151		234	184		234
N		305	192	278	391		163	201			
O	234	358	208	193	463	234	201	146	335		451
P	264	264	322	503	323	184		335	172		
S	218	272	271	327	367					255	293
Si	325	285	397	586	318	234		451		293	176

Mehrfachbindungen			
C-C-Doppelbindung	614	C-S-Doppelbindung	536
C-C-Dreifachbindung	839	N-N-Doppelbindung	418
C-N-Doppelbindung	615	N-N-Dreifachbindung	945
C-N-Dreifachbindung	891	N-O-Doppelbindung	607
C-O-Doppelbindung	745	O-O-Doppelbindung	498

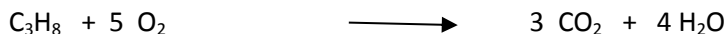
Zur Spaltung der Bindungen muss ΔE_{X-Y} bzw. ΔE_{H-Y} mit positivem Vorzeichen (Energie- bzw. Enthalpie-Aufwand), bei der Ausbildung mit negativem Vorzeichen (Energie- bzw. Enthalpie-Freisetzung) verwendet werden.

© Urs Wuthier

Bildungsenthalpien

Lösungen

Verbrennung von 1 Mol Propan:



Bindungsenthalpien Edukte:	Bindungsenthalpien Produkte:
2 x C-C = 2 x 348 kJ = 696 kJ	3 x 2 x C=O = 6 x 745 kJ = 4470 kJ
8 x C-H = 8 x 413 kJ = 3304 kJ	4 x 2 x O-H = 8 x 463 kJ = 3704 kJ
5 x O=O = 5 x 498 kJ = 2490 kJ	
Total: <u>6490 kJ</u>	Total: <u>8174 kJ</u>

$$\Delta H = + 6490 \text{ kJ} - 8174 \text{ kJ} = - 1684 \text{ kJ}$$

Aufgabe A12 Seite 169

Die allgemeine Reaktionsgleichung für die Bildung der Wasserstoffhalogenide (HX) lautet (X = Halogen-Atom):



Die Reaktionsenthalpien für die Bildung der Wasserstoffhalogenide ergeben sich damit allgemein nach:

$$\Delta H = 2 \text{ mol} \cdot [-\Delta H_{\text{B}}^0(\text{H-X})] + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{\text{B}}^0(\text{H}_2) + 1 \text{ mol} \cdot \Delta H_{\text{B}}^0(\text{X}_2)$$

Mit den Werten aus >Abb. 17 und dem in ↗ Kap. 10.5 erwähnten ΔH_{B}^0 -Wert von H_2 (436 kJ/mol) erhalten wir damit für die einzelnen Reaktionsenthalpien:

$$\text{HF: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-567 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 159 \text{ kJ/mol} = -539 \text{ kJ}$$

$$\text{HCl: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-431 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 242 \text{ kJ/mol} = -184 \text{ kJ}$$

$$\text{HBr: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-366 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 193 \text{ kJ/mol} = -103 \text{ kJ}$$

$$\text{HI: } \Delta H = 2 \text{ mol} \cdot (-298 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} \cdot 436 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 151 \text{ kJ/mol} = -9 \text{ kJ}$$

Die Bildung von HF erfolgt sehr stark exotherm, weil die F-F-Bindung relativ schwach und die H-F-Bindung sehr stark ist. Die Stärke der I-I-Bindung ist zwar vergleichbar mit derjenigen der F-F-Bindung; da die H-I-Bindung aber sehr schwach ist, reagiert Iod nur schwach exotherm mit Wasserstoff. Chlor und Brom reagieren mit Wasserstoff entsprechend den Bindungsenthalpien abgestuft.

Aufgabe A16 Seite 171

A 16

Zugvögel speichern vor Antritt ihrer Reise in ein Winterquartier bis zu 50 % ihrer Körpermasse in Form von Fett. Erläutern Sie den Vorteil von Fett gegenüber anderen Stoffen wie z. B. Kohlenhydraten oder Eiweissen.

Der Vorteil von Fett gegenüber Kohlenhydraten oder Eiweissen ist seine hohe Energiedichte: Der spezifische Brennwert von Fett ist mit 39 kJ/g rund doppelt so gross wie der spezifische Brennwert von Kohlenhydraten und Eiweissen. Durch die Verwendung von Fett als Energiespeicher können die Zugvögel ihr Gewicht klein halten.

Aufgabe A17 Seite 171

Die molare Verbrennungsenthalpie von Wasserstoff ist 284,5 kJ/mol, die von Octan (C_8H_{18} , Bestandteil von Benzin) 5460 kJ/mol. Berechnen Sie die spezifischen Brennwerte der beiden Brennstoffe (in kJ/g). Begründen Sie, weshalb Wasserstoff als Raketenantrieb geeigneter ist als Octan.

Die molaren Massen der beiden Brennstoffe sind:

$$M(H_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

$$M(C_8H_{18}) = 114,26 \text{ g/mol}$$

Damit lassen sich die spezifischen (auf die Masse bezogenen) Brennwerte der beiden Brennstoffe berechnen:

Für Wasserstoff gilt:

$$2,02 \text{ g } H_2 \cong 284,5 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g } H_2 \cong 140,8 \text{ kJ}$$

Der spezifische Brennwert von Wasserstoff ist 140,8 kJ/g.

Für Octan gilt:

$$114,26 \text{ g } C_8H_{18} \cong 5460 \text{ kJ}$$

$$1 \text{ g } C_8H_{18} \cong 47,8 \text{ kJ}$$

Der spezifische Brennwert von Octan ist 47,8 kJ/g.

Der spezifische Brennwert von Wasserstoff ist also rund drei Mal höher als der von Octan. Da die Masse einer Rakete möglichst klein sein soll, ist Wasserstoff als Raketenantrieb geeigneter.