

## 7 Kräfte innerhalb von Molekülen – Bindungsenthalpie, Bildungsenthalpie und Molekülgestalt

### Aufgaben zum Kapitel 7

- 7.1 Benzin besteht aus verschiedenen Kohlenwasserstoffverbindungen, Stoffen, deren Moleküle ausschliesslich aus gebundenen C- und H-Atomen bestehen.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Octan  $C_8H_{18}$ .
  - Zeichnen Sie die Lewis-Formeln der Edukte und Produkte.
  - Begründen Sie, weshalb bei dieser Reaktion Energie frei wird. Argumentieren Sie mit den Bindungsenthalpien unter Verwendung der Lewis-Formeln.

- 7.2 Begründen Sie die unterschiedlichen Bindungsenthalpien:

Bindung	Bindungsenthalpie kJ/(mol Bindung)
Cl–Cl	242
Br–Br	193
I–I	151

- 7.3 Die Verbrennung von Methan (Erdgas,  $CH_4$ ) ist ein stark exothermer Vorgang.
- $$\begin{array}{ccccccc} CH_4 & + & 2 O_2 & \rightarrow & CO_2 & + & 2 H_2O & \Delta H < 0 \\ 1 \text{ mol} & & 2 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} & & 2 \text{ mol} & \end{array}$$
- Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie  $\Delta H$  dieser Reaktion mithilfe der Tabelle 7.1 und begründen Sie das Vorzeichen von  $\Delta H$ .

- 7.4
- Bei einer Reaktion werden 463 kJ frei (exothermer Vorgang). Formulieren Sie die dazugehörige Reaktionsgleichung mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.
  - Weshalb nimmt die Bindungsenthalpie in der Reihe C–C, C=C, C≡C zu?
  - Die Werte der Bindungsenthalpien der Doppel- und Dreifachbindung (7.4b) entsprechen nicht dem doppelten bzw. dreifachen Wert einer Einfachbindung [348 kJ/(mol Bindungen), 594 kJ/(mol Bindungen), 778 kJ/(mol Bindungen)]. Wie lässt sich dies erklären?

- 7.5 Warum sind polare Bindungen energieärmer als unpolare Bindungen?

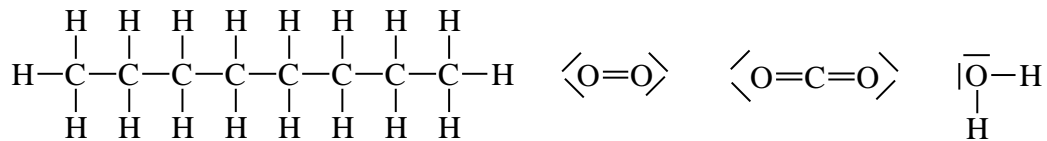
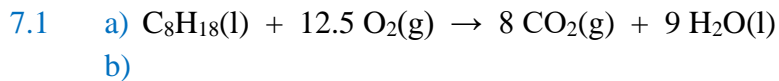
- 7.6
- Formulieren Sie die Reaktion, bei der 567 kJ/mol frei werden mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.
  - Formulieren Sie die Reaktion, bei der 1675.7 kJ/mol frei werden mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.

- 7.7
- Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie  $\Delta H$  der gegebenen Reaktion mithilfe der Bindungsenthalpien:  
$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$$
  - Vergleichen Sie die Standardbildungsenthalpien von  $H_2O(g)$  mit derjenigen von  $H_2O(l)$  und begründen Sie den Unterschied (Tabelle 7.3).

- 7.8 Gesucht sind die Lewis-Formeln folgender Moleküle mit allen nicht bindenden Elektronenpaaren sowie die Namen der Molekülstrukturen:

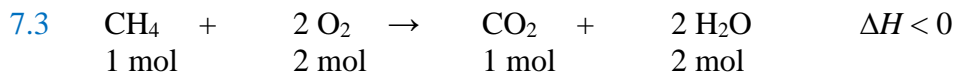
$\text{PH}_3$		
$\text{BCl}_3$		
$\text{H}_2\text{O}$		

## Lösungen zu den Aufgaben



c) Die Moleküle der Edukte enthalten unpolare und schwach polare Bindungen (C–C, O=O, C–H), die Moleküle der Produkte ausschliesslich stark polare Bindungen (C=O, O–H). Polare Bindungen sind energieärmer als schwach polare und unpolare Bindungen. Die Bindungsenthalpien der Edukte sind insgesamt kleiner als die Bindungsenthalpien der Produkte. Kleine Bindungsenthalpien bedeuten energiereiche Stoffe (schwache anziehende Kräfte in den Molekülen), grosse Bindungsenthalpien energiearme Stoffe (starke anziehende Kräfte in den Molekülen). Beim Übergang von energiereichen zu energiearmen Bindungen kommt es zur Freisetzung von Energie (Wärme), die an die Umwelt abgegeben wird.

7.2 Die Bindungsenthalpien nehmen von oben nach unten ab, da die Bindungslängen (Abstände zwischen den Atomkernen) zunehmen. Dadurch werden die anziehenden Kräfte zwischen den Bindungselektronen und den immer grösseren Atomrümpfen schwächer.



Energieaufwand; Trennung folgender Bindungen:

$$4 \text{ mol C-H: } 4 \cdot 413 \text{ kJ} = 1652 \text{ kJ}$$

$$2 \text{ mol O=O: } 2 \cdot 498 \text{ kJ} = 996 \text{ kJ}$$

$$\text{total} \qquad \qquad \qquad 2648 \text{ kJ}$$

Energiegewinn; Bildung neuer Bindungen:

$$2 \text{ mol C=O: } 2 \cdot 820 \text{ kJ} = -1640 \text{ kJ}$$

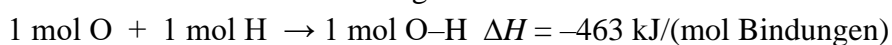
$$4 \text{ mol O-H: } 4 \cdot 463 \text{ kJ} = -1852 \text{ kJ}$$

$$\text{total} \qquad \qquad \qquad -3492 \text{ kJ}$$

Reaktionsenthalpie:  $\Delta H = -3492 \text{ kJ} + 2648 \text{ kJ} = -844 \text{ kJ}$  (ein exothermer Vorgang)

Aus den schwach polaren C–H- und den unpolaren O=O-Bindungen bilden sich ausschliesslich die stark polaren Bindungen C=O und O–H. Da polare Bindungen energieärmer sind als schwache und unpolare Bindungen, wird bei dieser Reaktion Wärme frei, die an die Umgebung abgegeben wird. Die Produkte sind energieärmer als die Edukte.

7.4 a) Es handelt sich um die Bindungsenthalpie, die frei wird, wenn 1 mol Bindungen O–H aus den Atomen O und H gebildet wird:



b) Die Anzahl Elektronen zwischen den beiden C-Atomrümpfen mit den Rumpfladungen  $4+$  wird grösser: 2, 4 und 6 Elektronen (2, 4 und 6 negative Ladungen). Damit nehmen die anziehenden Kräfte zwischen den positiv geladenen Rümpfen und den Bindungselektronen und somit auch die Bindungsenthalpien zu.

c) Die bindenden Elektronenpaare der Doppel- und Dreifachbindung stossen sich gegenseitig ab. Der Abstand der Bindungselektronen zu den C-Atomrümpfen ist deshalb grösser als in der Einfachbindung. Grössere Abstände bedeuten kleinere anziehende Kräfte und kleinere Bindungsenthalpien.

7.5 Eine Elektronenpaarbindung ist dann polar, wenn die Bindungspolarität  $\Delta EN \neq 0$  ist. Das bindende Elektronenpaar entfernt sich vom schwächeren elektronegativen Atom (Energieaufwand) und rückt näher zum Atom mit der höheren Elektronegativität (Energiegewinn). Der Energiegewinn ist grösser als der Energieaufwand, wodurch Energie frei wird. Damit ist ein energieärmerer Zustand erreicht. Ausserdem bilden die Partialladungen  $\delta^+$  und  $\delta^-$  noch zusätzliche anziehende Kräfte aus.

7.6 a) Der Wert von 567 kJ/mol steht in der Tabelle 7.1 mit den Bindungsenthalpien. Es handelt sich also um eine Reaktion zwischen Atomen.

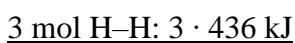


b) Der Wert steht in der Tabelle 7.3. Es handelt sich also um die Bildung einer Verbindung aus den Elementen. Die dabei frei werdende Energie ist die Bildungsenthalpie.

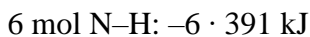


7.7 a)  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

Energieaufwand; Trennung folgender Bindungen:



Energiegewinn; Bildung neuer Bindungen:

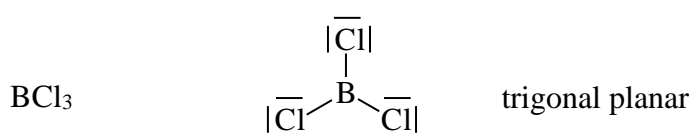
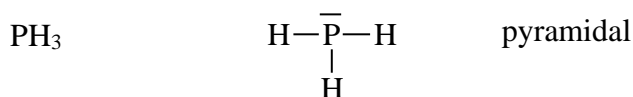


Reaktionsenthalpie:  $\Delta H = -2346 \text{ kJ} + 2253 \text{ kJ} = -93 \text{ kJ}$  (ein exothermer Vorgang)

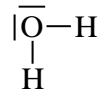
b)  $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285.8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241.8 \text{ kJ/mol}$

$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  ist energieärmer als  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , da in der Flüssigkeit die Wasser-Moleküle näher beieinander sind und sich deshalb stärker anziehen. Je stärker anziehende Kräfte sind, desto energieärmer ist der entsprechende Zustand. Die Energie, die beim Übergang gasförmig-flüssig frei wird, heisst Kondensationsenergie.

7.8



H<sub>2</sub>O



gewinkelt