7 Kräfte innerhalb von Molekülen – Bindungsenthalpie, Bildungsenthalpie und Molekülgestalt

Aufgaben zum Kapitel 7

7.1Benzin besteht aus verschiedenen Kohlenwasserstoffverbindungen, Stoffen, deren Moleküle ausschliesslich aus gebundenen C- und H-Atomen bestehen.

 a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Octan C8H18.

 b) Zeichnen Sie die Lewis-Formeln der Edukte und Produkte.

 c) Begründen Sie, weshalb bei dieser Reaktion Energie frei wird. Argumentieren Sie mit den Bindungsenthalpien unter Verwendung der Lewis-Formeln.

7.2Begründen Sie die unterschiedlichen Bindungsenthalpien:

|  |  |
| --- | --- |
| Bindung | BindungsenthalpiekJ/(mol Bindung) |
| Cl–Cl | 242 |
| Br–Br | 193 |
| I–I | 151 |

7.3 Die Verbrennung von Methan (Erdgas, CH4) ist ein stark exothermer Vorgang.

 CH4 + 2 O2 → CO2 + 2 H2O ∆*H* < 0

 1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

 Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie ∆*H* dieser Reaktion mithilfe der Tabelle 7.1 und begründen Sie das Vorzeichen von ∆*H*.

7.4 a) Bei einer Reaktion werden 463 kJ frei (exothermer Vorgang). Formulieren Sie die dazugehörende Reaktionsgleichung mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.

 b) Weshalb nimmt die Bindungsenthalpie in der Reihe C–C, C=C, C≡C zu?

 c) 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 a) Formulieren Sie die Reaktion, bei der 567 kJ/mol frei werden mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.

 b) Formulieren Sie die Reaktion, bei der 1675.7 kJ/mol frei werden mithilfe der Tabellen 7.1 oder 7.3.

7.7 a) Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie ∆*H* der gegebenen Reaktion mithilfe der Bindungsenthalpien:

 N2(g) + 3 H2(g) → 2 NH3(g)

 b) Vergleichen Sie die Standardbildungsenthalpien von H2O(g) mit derjenigen von H2O(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:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| PH3 |  |  |
| BCl3 |  |  |
| H2O |  |  |

Lösungen zu den Aufgaben

7.1 a) C8H18(l) + 12.5 O2(g) → 8 CO2(g) + 9 H2O(l)

 b)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |

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.

7.2Die 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.

7.3CH4 + 2 O2 → CO2 + 2 H2O ∆*H* < 0

 1 mol 2 mol 1 mol 2 mol

Energieaufwand; Trennung folgender Bindungen:

 4 mol C–H: 4 ∙ 413 kJ = 1652 kJ

 2 mol O=O: 2 ∙ 498 kJ = 996 kJ

 total 2648 kJ

 Energiegewinn; Bildung neuer Bindungen:

 2 mol C=O: 2 ∙ 820 kJ = –1640 kJ

 4 mol O–H: 4 ∙ 463 kJ = –1852 kJ

 total –3492 kJ

 Reaktionsenthalpie: ∆*H* = –3492 kJ + 2648 kJ = –844 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:

 1 mol O + 1 mol H → 1 mol O–H ∆*H* = –463 kJ/(mol Bindungen)

 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 ∆EN ≠ 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 + und – 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.

 1 mol F + 1 mol H → 1 mol H–F ∆*H* = –567 kJ/(mol Bindungen)

 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.

 2 mol Al + 1.5 mol O2 → 1 mol Al2O3 ∆*H* = –1675.7 kJ/(mol Al2O3)

7.7 a) N2(g) + 3 H2(g) → 2 NH3(g)

 Energieaufwand; Trennung folgender Bindungen:

 1 mol N≡N: 945 kJ

 3 mol H–H: 3 ∙ 436 kJ

 total 2253 kJ

 Energiegewinn; Bildung neuer Bindungen:

 6 mol N–H: –6 ∙ 391 kJ

total –2346 kJ

 Reaktionsenthalpie: ∆*H* = –2346 kJ + 2253 kJ = –93 kJ (ein exothermer Vorgang)

 b) ∆*H*H2O(l) = –285.8 kJ/mol; ∆*H*H2O(g) = –241.8 kJ/mol

 H2O(l) ist energieärmer als H2O(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

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| PH3  |  | pyramidal |
| BCl3  |  | trigonal planar |
| H2O  |  | gewinkelt |