

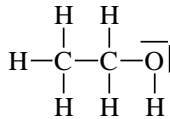
8 Kräfte zwischen Molekülen – Aggregatzustand und Mischbarkeit

Aufgaben zum Kapitel 8

8.1 a) Wasser (H₂O) ist bei Raumtemperatur flüssig, Kohlenstoffdioxid (CO₂) hingegen gasförmig. Begründen Sie diese Tatsache.

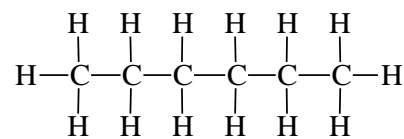
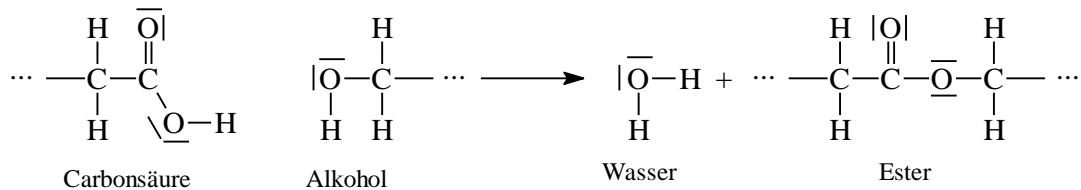
b) Kohlenstoffdioxid ist ein energieärmerer Stoff. Worauf ist dies zurückzuführen?

8.2 Ethanol («Alkohol») mischt sich vollständig mit Wasser. Begründen Sie diese Tatsache mithilfe der zwischenmolekularen Kräfte.



Ethanol

8.3 Eine Carbonsäure reagiert mit einem Alkohol zu einem Ester und Wasser, Hexan hingegen reagiert nicht mit einem Alkohol. Begründen Sie, worauf dieser Unterschied zurückzuführen ist.



Keine Reaktion

Hexan

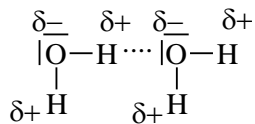
8.4 Zeichnen Sie die Lewis-Formel je eines Moleküls mit folgenden Strukturen: tetraedrisch, pyramidal, gewinkelt, linear, trigonal planar.

8.5 Die Bindungsenthalpie nimmt in der Reihe C–C, C=C, C≡C zu. Begründen Sie dies mithilfe des Coulomb-Gesetzes.

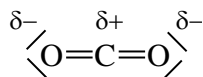
8.6 Zeichnen Sie die Lewis-Formel von Ozon, O₃. Welche Struktur weist dieses Molekül auf?

Lösungen zu den Aufgaben

- 8.1 a) Entscheidend für den Aggregatzustand sind die zwischenmolekularen Kräfte. Die Wasser-Moleküle weisen zwei polare Bindungen auf, sind gewinkelt und damit auch permanente Dipole. Ebenso sind die Voraussetzungen für Wasserstoffbrücken gegeben: stark positiv polarisierte gebundene H-Atome sowie gebundene Sauerstoff-Atome mit nicht bindenden Elektronenpaaren. Zwischen Wasser-Molekülen wirken alle drei zwischenmolekularen Kräfte: V.d.W.-Kräfte, Dipol-Dipol-Kräfte und H-Brücken, wobei letztere dominieren.

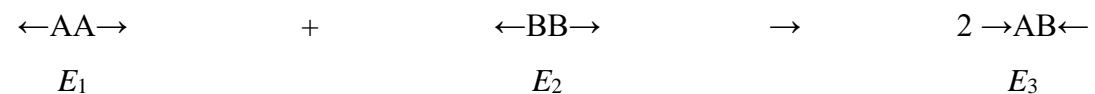


Kohlenstoffdioxid-Moleküle haben ebenfalls, wie die Wasser-Moleküle, zwei polare Bindungen. Da das Molekül aber linear und damit kein permanenter Dipol ist, wirken nur V.d.W.-Kräfte.



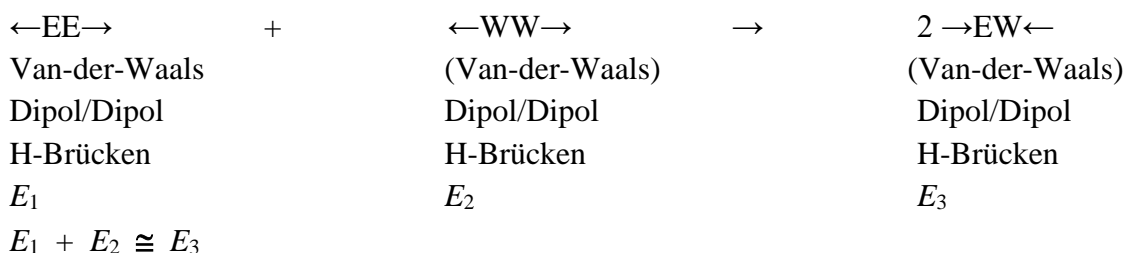
- b) Moleküle sind dann energiearm, wenn sie grosse Bindungsenthalpien aufweisen. Die Bindungsenthalpie ist umso grösser, je polarer und kürzer die Bindung und je grösser die Anzahl bindender Elektronenpaare ist. Ein Kohlenstoffdioxid-Molekül besitzt zwei stark polare Doppelbindungen C=O: $\Delta EN = 1.0$ mit jeweils vier Bindungselektronen. Damit ist die Bindungsenthalpie sehr gross: 820 kJ/mol.

- 8.2 Beim Mischen molekularer Stoffe werden die Kräfte zwischen den Ausgangsmolekülen aufgehoben und neue Kräfte zwischen den verschiedenen Molekülen gebildet: Energieaufwand E_1 und E_2 sowie Energiegewinn E_3 . Je nach der Energiebilanz sind die Stoffe mischbar, teilweise mischbar oder nicht mischbar. Anhand des allgemeinen Schemas im Abschnitt 8.5 lässt sich oft eine Vorhersage machen:



E_1	+	E_2	<	E_3	mischbar
E_1	+	E_2	\cong	E_3	mischbar/teilweise mischbar
E_1	+	E_2	>	E_3	nicht mischbar

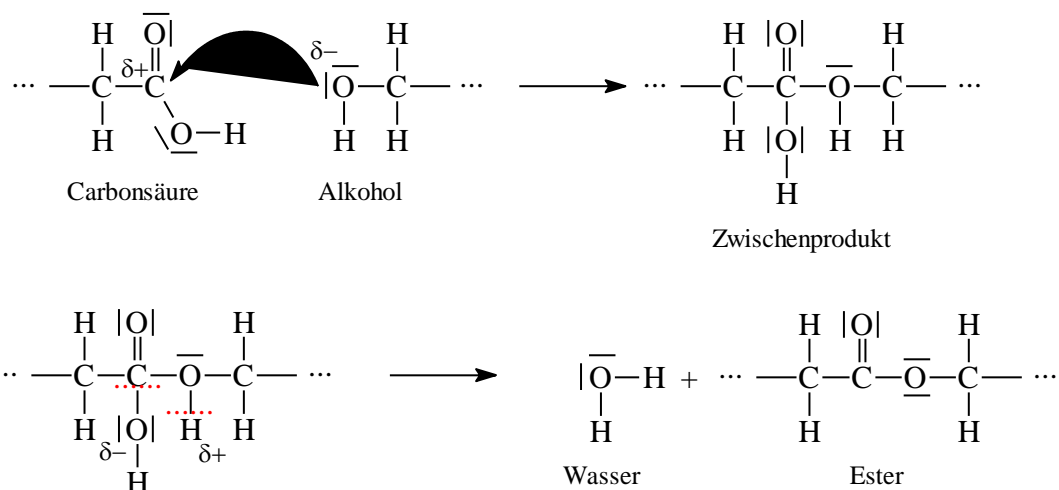
Ethanol E Wasser W



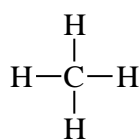
Die beiden Stoffe sind mischbar, da alle zwischenmolekularen Kräfte sowohl in den Reinstoffen wie auch in der Mischung wirken und die Grösse der Elektronensysteme nicht allzu unterschiedlich ist.

8.3 Im Alkanmolekül Hexan sind die Atomrümpfe der C-Atome durch vier bindende Elektronenwolken maximal abgeschirmt. Hexan ist deshalb metastabil, wie alle Alkane (Abschnitt 8.6).

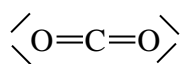
Die Sauerstoff-Atome der Carboxygruppe ($-\text{COOH}$) ziehen aufgrund ihrer hohen Elektronegativität (kleiner Atomrumpf und hohe Rumpfladung) die Bindungselektronen näher zu sich. Die dadurch stark polaren Bindungen zwischen den C- und den O-Atomen ($\Delta\text{EN} = 1.0$) erzeugen an den Sauerstoff-Atomen eine negative und am Kohlenstoff-Atom eine positive Partialladung. Am $\text{C}^{\delta+}$ können deshalb negative Teilchen oder Teilchen mit negativ polarisierten Atomen (nukleophile Teilchen) gut angreifen. Das C-Atom ist nicht mehr, wie bei den Alkanmolekülen, durch vier schwach polare bzw. unpolare Bindungen vor einem nukleophilen Angriff geschützt. Es können sich anziehende Kräfte zwischen dem $\text{C}^{\delta+}$ und einem nukleophilen Teilchen ausbilden, die zu einer Bindung führen:



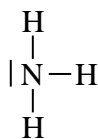
8.4 (Die Struktur eines Moleküls gibt die räumliche Anordnung der Atomrümpfe an. Anhand der Lewis-Formel kann die Molekülstruktur hergeleitet werden.)



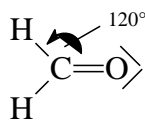
tetraedrisch



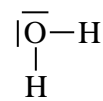
linear



pyramidal



trigonal planar



gewinkelt

8.5 Die beiden C-Atomrümpfe haben eine Ladung von $4+$. Die Ladung der bindenden Elektronenpaare nimmt von $2-$ über $4-$ auf $6-$ zu. Höhere Ladungen erzeugen grössere

elektrostatische Kräfte und damit einen energieärmeren Zustand. Die Bindungsenthalpie nimmt zu.

8.6

