**Zwischenmolekulare Kräfte – weitere Übungsaufgaben**

1. Lies im Buch S. 244/245 zum Thema Löslichkeit und erkläre schriftlich in deinem Heft, weshalb sich Alkane untereinander und in unpolaren Lösungsmitteln wie Speiseöl lösen, nicht aber in Wasser.

2. Ordne die folgenden Siedepunkte den beiden Stoffen Methan und Ammoniak zu. Begründe deine Auswahl (schriftlich)!

a) -33 °C

b) -128 °C

3. Zeichne die geometrische Form des Moleküls CF2Cl2 (abgeleitet von Methan). Fallen in diesem Molekül die Ladungsschwerpunkte zusammen (= ist es ein polares Molekül)? Begründe schriftlich.

4. Welche der folgenden Aussagen sind nicht richtig? Korrigiere, wo nötig.

a) Beim Verdampfen von Stoffen werden die Elektronenpaar-Bindungen zwischen den einzelnen Atome eines Moleküls aufgebrochen.

b) Permanente Dipole sind geladene Moleküle.

c) Je größer die Zwischenmolekularen Kräfte zwischen seinen kleinsten Teilchen ist, desto hoher liegt der Siedepunkt eines Stoffes.

d) Es gibt drei Arten von Zwischenmolekularen Kräften: Dipol/Dipol-Wechselwirkungen, van-der-Waals-Kräfte und Wasserstoffbrücken.

e) Stoffe, deren Moleküle Dipole sind, haben immer einen höheren Siedepunkt als Stoffe mit unpolaren Molekülen

5. Welche der folgenden Moleküle sind permanente Dipole:

a) HCN b) CH2O c) CCl4 d) HI e) NOCl

6 a) Wie verändern sich die Siede- und Schmelzpunkte der Alkane mit zunehmender Anzahl Kohlenstoffatome?

b) Wie verändern sich demnach die van-der-Waals-Kräfte mit zunehmender Molekülgröße?

7. Auf einem Tisch im Schulzimmer finden Sie je eine Stoffprobe von Heptan und Hexadecan (Alkan mit 16 Kohlenstoffatomen) in neutralen Glasflaschen. Finde ohne die Flaschen zu öffnen heraus, welcher Stoff sich in welcher Flasche befindet. Begründe schriftlich deine Entscheidung.

8. Erkläre, weshalb Eisberge schwimmen (d.h. eine geringere Dichte als Wasser haben). 🡪 Wdh. Klasse 8 ☺

**Lösungen:**

1. S. Buch

2. Ammoniak: -33 °C; Methan: -161,5 °C

Begründung: Zwischen den polaren Ammoniakmolekülen wirken Wasserstoffbrückenbindungen, zwischen den unpolaren Methanmolekülen wirken nur v-d-Waals-Kräfte.

3. Die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen, da Fluor eine größere Elektronegativität hat als Chlor. Das Molekül ist ein permanenter Dipol.

4 a) „Beim Verdampfen von Stoffen werden die kovalenten Bindungen von Molekülen **nicht** aufgebrochen.“ Oder: „Beim Verdampfen von Stoffen werden die **Zwischenmolekularen Kräfte zwischen den einzelnen Molekülen** aufgebrochen.“

b) „Permanente Dipole sind **elektrisch neutrale Moleküle** mit **ungleichmäßiger Verteilung** der Elektronen.“

c) korrekt

d) korrekt

e) „Stoffe, deren Moleküle permanente Dipole sind, haben **nicht immer** einen höheren Siedepunkt als Stoffe mit unpolaren Molekülen“ (Beispiel Aceton 56°C, Heptan 98°C).

Grund: v-d-Waals-Kräfte können bei großen Molekülen stärker sein als Dipol-Kräfte bei kleineren Molekülen. In kleinen Molekülen oder in Atomen sind die van-der-Waals-Kräfte sehr gering. Kleine Teilchen, die nur van-der-Waals-Kräfte untereinander ausüben, sind daher oft bei Raumtemperatur in der Gasphase, wahrend ähnlich große Teilchen mit Dipol/Dipol-Wechselwirkung bereits flüssig sind. Je größer die Teilchen aber werden, desto wichtiger. Werden die van-der-Waals-Kräfte. Bei sehr großen Molekülen können die van-der-Waals-Kräfte sogar starker als die kovalenten Bindungen werden. Solche Stoffe haben keinen Schmelzpunkt sondern zersetzen sich ab einer gewissen Temperatur.

5 a) Dipol b) Dipol c) kein Dipol d) Dipol e) Dipol

6 a) Die Siede- und Schmelztemperaturen nehmen mit größerer Anzahl C-Atome zu.

b) Die van-der-Waals-Kräften nehmen mit zunehmender Molekülgrösse zu.

7 Heptan ist weniger viskos als Hexadecan. Beim Schwenken der Flaschen tritt dies deutlich zu Tage.

8. Die Dichte eines Stoffes wird größer, je enger sich seine kleinsten Teilchen anordnen. In der flüssigen Phase verschieben sich die kleinsten Teilchen eines Stoffes gegeneinander. Im Mittel brauchen Sie so mehr Raum als wenn Sie wie im Feststoff an ihrem Ort verharren. Daher ist die Dichte in der festen Phase zumeist größer als in der flüssigen Phase.

Wasser bildet von dieser Regel eine prominente Ausnahme. In der Festphase sind die einzelnen Wassermoleküle so angeordnet, dass, jedes zwei stark gerichtete Wasserstoffbrücken zu Nachbarmolekülen bildet. So entsteht ein starres, weitmaschiges Netzwerk. Auf Grund der großen Löcher im Eisgitter braucht jedes Wassermolekül in dieser Anordnung mehr Platz als in der Flüssigphase.