VERSCHIEDEN GROßE SIEDETEMPERATUREN LASSEN SICH ERKLÄREN

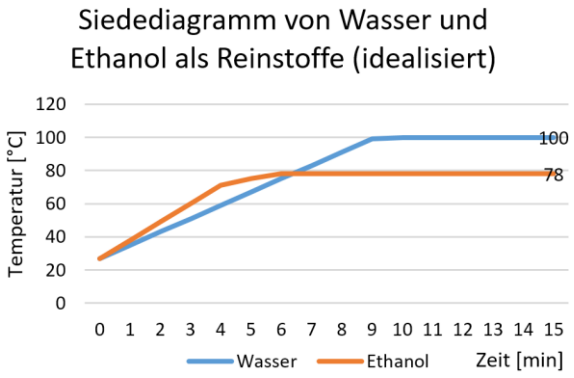
Wiederholung der verschiedenen Anziehungskräfte zwischen Molekülen - Teil 1

Aufgaben

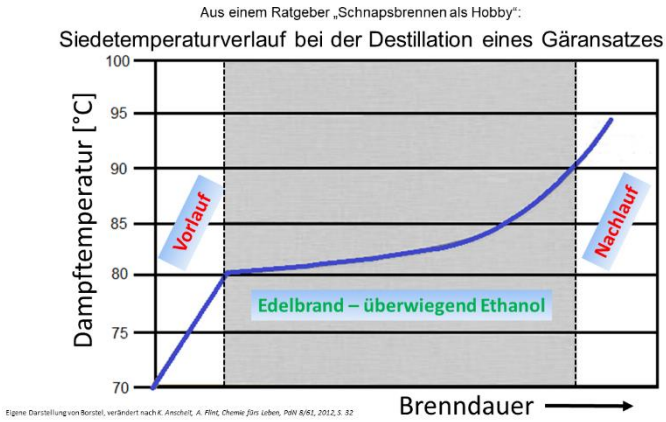
1. **Beschreiben** Sie einen Siedevorgang auf Teilchenebene und **erklären** Sie, warum die Temperatur der Flüssigkeit eines siedenden Reinstoffes trotz Energiezufuhr nicht weiter ansteigt [M1].
2. **Erklären** Sie die unterschiedlichen Siedetemperaturen der Reinstoffe Wasser und Ethanol [M1] ausgehend vom Wasser und basierend auf den zwischenmolekularen Kräften [M2].
3. **Erstellen** Sie einen plausible Denkansatz, warum die Temperatur des Ethanol/Wasser-Gemisches über 78°C ansteigt und basierend darauf, warum man den Nachlauf verwirft bzw. beim *Doppelbrand* von Spirituosen in der Regel mehrere komplette Brenndurchgänge durchläuft [M3].

Materialien

M1



M3



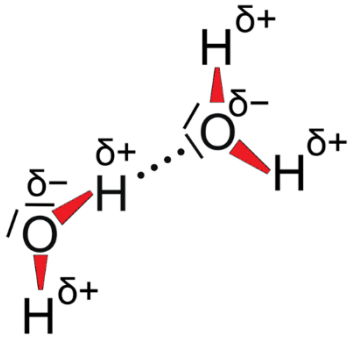
M3 Zwischenmolekulare Kräfte und ihre Auswirkungen Teil 1 - permanente Dipole ziehen sich an.

Dipol-Dipol-Kräfte und Wasserstoffbrückenbindungen

In einem Gas sind die Geschwindigkeit von Molekülen und der Abstand zwischen ihnen in der Regel groß, auch wenn immer wieder welche aufeinander treffen. Kühlt man ein Gas ab, werden die Moleküle langsamer und die verschiedenen Anziehungskräfte zwischen ihnen wirksamer. Will man umgekehrt die Moleküle einer Flüssigkeit voneinander trennen, muss man Energie hinzufügen, diese Anziehungskräfte zu überwinden.

Anziehungskräfte zwischen Wassermolekülen basieren darauf, dass diese aufgrund ihrer **polaren Elektronenpaarbindungen** und **ihrer Gestalt** sogenannte **permanente Dipole** bilden.

Bei den polaren Bindungen werden die Bindungselektronen zu dem elektronegativeren Atom hin angezogen. Dadurch enthält das Molekül dauerhaft eine negative und eine positive Partialladung. Ein **Dipol** entsteht dann, wenn die negativen und positiven Partialladungen nicht gleichmäßig verteilt sind. So ist das Wasser-Molekül ein Dipol, das Methan (CH_4)-Molekül nicht.



Moleküle mit Dipolen ziehen sich dauerhaft an, zwischen den Molekülen herrschen ***Dipol-Dipol-Kräfte***. Ist in den Molekülen ein Wasserstoffatom an ein besonders stark elektronegatives Atom gebunden, wie z. B. Sauerstoff, kann es zwischen dem partiell positiv geladenen Wasserstoffatom eines Moleküls und den freien Elektronenpaar des Sauerstoffatoms eines benachbarten Moleküls eine regelrechte „Brücke“ geben. Diese ***Wasserstoffbrücken-Bindungen*** haben in etwa 1/10 der Stärke einer echten Elektronenpaarbindung. Andere **Dipol-Dipol-Kräfte** sind zwar geringer, aber bei vergleichbar großen Molekülen dennoch deutlich stärker als die Kräfte der sogenannten **Van-der-Waals-Bindungen**, die auf der Bildung zufälliger Dipole in Atomen oder Molekülen beruhen.

LNCU Team: G. von Borstel, Stand 2018. Alle Materialien, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC-BY-NC-SA