



Institut für Theoretische Chemie
Prof. Dr. Gerhard Taubmann, Florian Gossenberger

Chemie für Chemieingenieure und Physiker

Mi. 12:00-14:00 Uhr, O25/648 (Physiker)

Do. 16:00-18:00 Uhr, O29/1003 (Chemieingenieure)

Übungsblatt 8

Aufgabe 1: Vorlesung

Fassen Sie die Vorlesung der letzten Woche kurz (höchstens 5 min!) zusammen!

Aufgabe 2: Vorlesung

Bearbeiten Sie die Frage aus der Vorlesung.

Aufgabe 3: Wasserstoffgewinnung

Geben Sie mindestens drei unterschiedliche Verfahren (ausführlich mit Reaktionsgleichung) an wie Wasserstoff gewonnen werden kann (großtechnisch und im Labor).

Aufgabe 4: Daniellscher Hahn

Erklären Sie die unterschiedliche Funktionsweise eines Bunsenbrenners und eines Knallgasgebläses (Daniellscher Hahn).

Aufgabe 5: Luftschiffe

- Beschreiben Sie warum man Luftschiffe (Zeppelin) früher mit Wasserstoff befüllt hat, heute jedoch Helium verwendet wird.
- Was spricht für die Verwendung von ^3He als Füllgas? Welche Probleme gibt es damit?
- Warum kamen die meisten Passagiere beim Absturz der Hindenburg (06.05.1935) durch brennenden Treibstoff, nicht jedoch durch brennenden Wasserstoff ums Leben?
- Warum bleibt ein mit Luft aufgeblasener Luftballon tagelang prall, ein mit Wasserstoff gefüllter Ballon ist dagegen in einigen Stunden schlaff?

Aufgabe 6: Langmuir-Fackel

- Beschreiben Sie die Funktionsweise einer Langmuir-Fackel.
- Warum lassen sich mit einer Langmuir-Fackel deutlich höhere Temperaturen (ca. 4000 K) als mit einem Knallgasgebläse (ca. 3000 K) erzeugen?
- Eine Weiterentwicklung der Langmuir-Fackel ist der Plasmabrenner. Bei ihm wird der Wasserstoff durch ein 20 MHz Hochfrequenzfeld in Atomionen und Elektronen gespalten, die am Brennerausgang rekombinieren. Dadurch lassen sich Temperaturen von ca. 15000 K erzeugen. Erklären Sie die Energiedifferenz zur Langmuir-Fackel.



Aufgabe 7: Gase

Wir betrachten Stickstoff N_2 mit den van der Waals-Koeffizienten

$$a = 1,390 \text{ L}^2 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{und} \quad b = 0,03913 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

bei $T_1 = 100 \text{ K}$ und $T_2 = 300 \text{ K}$. Das Molvolumen sei jeweils $V_{\text{mol}} = 1 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Berechnen Sie für beide Temperaturen den Druck mit

- (a) dem idealen Gasgesetz.
- (b) der van der Waals-Gleichung.

Diskutieren Sie die Ergebnis! Was würde sich ändern wenn das Molvolumen $20 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ wäre?