

Physikalisches Praktikum für Anfänger - Teil 1
Gruppe 2 - Wärmelehre

2.8 Kritischer Punkt realer Gase

Stichwörter: Reale Gase, Van der Waals-Gleichung, Zustandsgleichung, Kohäsionsdruck, Kritischer Punkt, Isotherme.

Hinweis: zu diesem Versuch wird kein Laborbericht verlangt. Daher wird eine sehr gute Vorbereitung erwartet. Lesen Sie mindestens die am Ende angegebene Literatur gut durch, und recherchieren Sie in anderen Quellen (z.B. andere Aufbauten, Erwartungswerte, usw.) vor den Versuchstag.

1 Ideale Gase

Bei dem Modell eines idealen Gasen werden die Gasteilchen als Massepunkte angenommen, die nur über Stöße miteinander wechselwirken können. Für so ein ein ideales Gas gilt die Zustandsgleichung:

$$pV = NRT \quad (1)$$

dabei sind:

- p – Druck des Gases
- V – Volumen des Gases
- N – Teilchenanzahl
- R – Allgemeine Gaskonstante
- T – Temperatur des Gases

In diesem einfachen Model haben die Isothermen dann die Form $p(V) = \frac{NRT}{V}$

2 Reale Gase

Das Verhalten von realen Gases kann jedoch stark von dem des vereinfachten Modellsystems abweichen. Die Hauptursachen für die Abweichung sind zum einen das endliche Volumen der Gasmoleküle und zum anderen die Wechselwirkungen der Gasmoleküle die über elastische Stöße hinaus gehen.

Die Van-der-Waals Gleichung ist eine veränderte Zustandsgleichung, die das Verhalten von realen Gasen annähert:

$$N \cdot R \cdot T = \left(p + \frac{a \cdot N^2}{V^2} \right) (V - N \cdot b) \quad (2)$$

Dabei ist $p_{Ko} = \frac{a \cdot N^2}{V^2}$ der Kohäsionsdruck, der die Wechselwirkung zwischen Gasteilchen berücksichtigt und b ist das Kovolumen, das die endliche Ausdehnung der Moleküle widerspiegelt. Der Radius r der (kugelförmig angenommene) Moleküle ist dann von b abhängig. Es gilt der Zusammenhang:

$$b = 4N \cdot \frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3} \quad (3)$$

Die daraus resultierenden Van-der-Waals Isothermen haben unterhalb einer bestimmten Temperatur zwei lokale Extrema. Die Extrema stellen jedoch einen metastabilen Zustand dar. Der physikalisch realisierte Verlauf

der Isothermen hat im Bereich der Nassdampf-Phase die Form einer Isobaren. Es existiert genau eine Isobare, die die Van-der-Waals Isothermen so schneidet, dass die beiden eingeschlossenen Flächen die gleiche Größe haben. Die resultierenden Isothermen werden Maxwell-Konstruktion genannt und sind in Abbildung 1a abgebildet. In diesen Isobaren ist die Substanz gasförmig und flüssig. Beim Erhöhen von Druck und Temperatur sind ab einem bestimmten Druck und einer bestimmten Temperatur die Dichten von flüssiger und Gasphase identisch. Es ist kein Unterschied zwischen beiden Phasen festzustellen (Abbildung 1b). Diesen Punkt (p_{cr}, T_{cr}) nennt man kritischen Punkt und die $p(V)$ -Isotherme hat in diesem Punkt eine waagerechte Wendetangente.

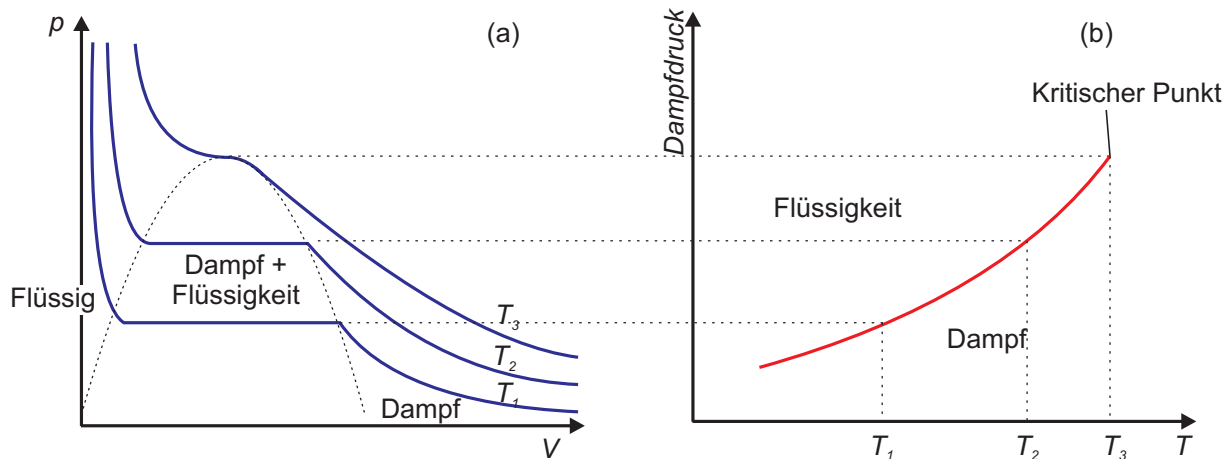


Abbildung 1: a) Schematische Darstellung der Van-der-Waals-Isothermen, b) Phasendiagramm mit Dampfdruckkurve als Trennlinie zwischen flüssiger und gasförmiger Phase bis zum kritischen Punkt

3 Aufbau und Durchführung

In einem beheizbaren Wasserbad befindet sich ein Glasrohr mit Schwefelhexafluorid. In dem Glasrohr kann das Volumen über ein Handrad mit Hilfe einer Quecksilbersäule verändert werden. Der zugehörige Druck kann dabei am Manometer abgelesen werden (Abbildung 2).

Bei diesem Versuch sollen für verschiedene Temperaturen die Abhängigkeit von Druck und Volumen untersucht und graphisch dargestellt werden. Aus dem Graphen soll anschließend die kritische Temperatur und der kritische Druck bestimmt werden. Bei der Messung muss darauf geachtet werden, dass sich das System im thermodynamischen Gleichgewicht befindet, bevor der Druck abgelesen wird. Dazu muss nach dem Einstellen eines neuen Volumens eine kurze Zeit gewartet werden. Besonders Beginn und Ende der Verflüssigung sind, falls vorhanden, von besonderem Interesse für die graphische Auswertung. Messen Sie daher diese Punkte besonders genau aus; Ansonsten eignen sich Volumenschritte von 0,2 ml. **Achten Sie unbedingt darauf keinen Druck über 5MPa und keine Temperaturen über 55 °C einzustellen!**

Aufgaben: (Alle gemessenen und berechneten Größen müssen mit Fehler angegeben werden)

1. Leiten Sie Gleichungen für die Van-der-Waals Konstanten a und b aus Gleichung (1) im kritischen Punkt her.
2. Nehmen Sie für verschiedene Temperaturen im Bereich 30 °C-50 °C Isothermen auf. Es reicht aus, wenn Sie die Volumenmessung bei 3,0ml beginnen. Messen Sie den Temperaturbereich zwischen 43°C und 47°C besonders genau aus.

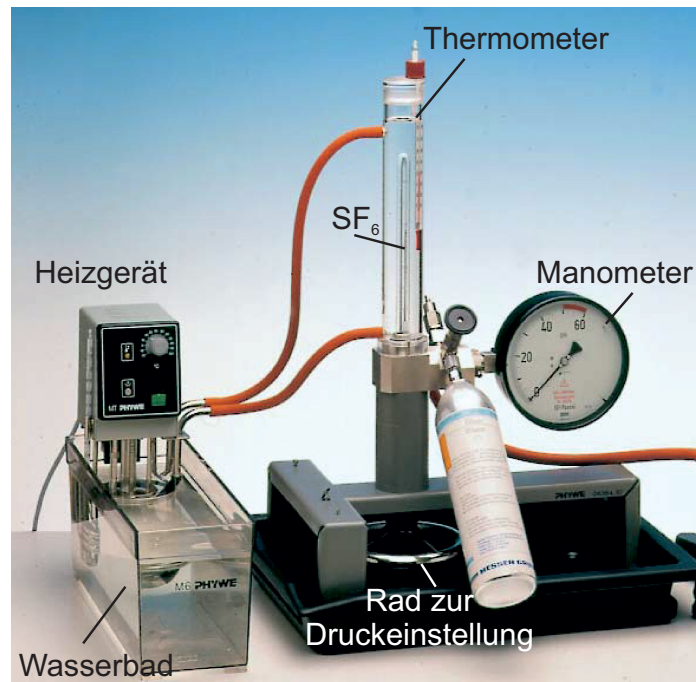


Abbildung 2: Versuchsaufbau

3. Vor allem im Bereich der Nassdampf-Phase dauert es eine Zeit lang bis sich das thermodynamische Gleichgewicht einstellt. Nennen Sie Gründe dafür.
4. Tragen Sie ihre Messergebnisse aus (2) zusammen in ein $p(V)$ - Diagramm ein. Kennzeichnen Sie den Bereich der Nassdampf-Phase. Versuchen Sie eine besonders große Auflösung für den Druck zu erreichen.
5. Bestimmen Sie aus dem obigen Diagramm den kritischen Druck und die kritische Temperatur.
6. Berechnen Sie die Van-der-Waals Konstanten.

Literatur: Demtröder, Experimentalphysik I: Kap. 10.4., 7. Auflage (2015)