

## Aggregatzustände und Phasen

Gewöhnlich werden die Phasen eines Stoffes in einem Druck/Temperatur-Diagramm (bei  $V = \text{konst.}$ ) dargestellt. Man nennt diese Auftragung **Zustands-** oder **Phasendiagramm**.

Aggregatzustände koexistieren (Koexistenzkurven), heißen:

Sublimationskurve: fest – gasförmig  
(sublimieren  $\Rightarrow$ ; bzw. kondensieren  $\Leftarrow$ )

Dampfdruckkurve: flüssig – gasförmig  
(verdampfen  $\Rightarrow$ ; bzw. kondensieren  $\Leftarrow$ )

Schmelzkurve: fest – flüssig  
(schmelzen  $\Rightarrow$ ; gefrieren  $\Leftarrow$ )

Der Tripelpunkt ist der Punkt bei dem alle drei Phasen koexistieren. Temperatur und Druck liegen fest.

Überschreitet man bei einem Prozess eine solche Koexistenzkurve findet ein **Phasenübergang** statt. Bei der Änderung des Aggregatzustands muss Energie aufgewendet werden oder es wird Energie frei: Man nennt diese Energie **latente Wärme**.

Verdampfungswärme:

spezifische Verdampfungswärme  $\lambda$ .

molare Verdampfungswärme  $\Lambda$

Clausius-Clapeyron Gleichung

Schmelz- bzw. Erstarrungswärme:

spezifische Schmelzwärme  $\sigma$ .

Tritt bei der Phasenumwandlung eine latente Wärme auf, spricht man vom Phasenübergang 1. Ordnung.

## **Reale Gase**

Beim idealen Gas wurde das Eigenvolumen der Atome oder Molekül und deren Wechselwirkung untereinander vernachlässigt. Van-der-Waals stellte eine phänomenologische Gleichung auf, die die vernachlässigten Effekte einschließt und sich sehr bewährte zur Beschreibung von Gasen und deren Kondensation.

1) Berücksichtigung des „Eigenvolumens“:

Es zeigt sich, dass

als das dynamisch aktive Volumen, zu setzen ist.

2) Die Wechselwirkung der Teilchen untereinander macht sich im Randbereich wie ein zusätzlicher Druck von außen bemerkbar:

**→ van-der-Waals-Gleichung** für das reale Gas:

mit  $a, b$  als Materialparameter.

Dabei hängt  $b$  von der Atom- bzw. Molekülgröße ab und  $a$  von den Anziehungskräften zwischen den Atomen bzw. Molekülen.

„van-der-Waals“ Isothermen

Beachte:

- Auf der linken Seite steigen die Isothermen sehr steil an, d.h. geringe Kompressibilität → Flüssigkeit
- Es gibt Bereiche der van-der-Waals-Isothermen die physikalisch nicht sinnvoll sind.
- In diesem Bereich findet man wiederum Koexistenz. Der Phasenübergang läuft isobar ab, mit einer stetigen Umformung von Gas in Flüssigkeit (Maxwell-Konstruktion).
- Die daraus resultierende Grenzlinie umfasst den Bereich der Koexistenz.
- Für den kritischen Punkt gilt:

