

---

# Allgemeine Chemie

SS 2014

Thomas Loerting

# Inhalt

---

- 1 Der Aufbau der Materie (Teil 1)
- 2 Die chemische Bindung (Teil 2)
- 3 Die chemische Reaktion (Teil 3)

# 3. Die chemische Reaktion

---

Definitionen von den an einer chemischen Reaktion beteiligten Stoffportionen

- Stoffportion kennzeichnen durch
  - Bezeichnung des Stoffs
  - Masse  $m$
  - Volumen  $V$
  - Teilchenzahl  $N$
  - Stoffmenge  $n$

Fotos von Anorganischen Salzen und von Elementen (u.v.m):

<http://www.seilnacht.com/index.htm>

### 3. Die chemische Reaktion

---

#### Stoffmenge

- SI-Einheit der Stoffmenge  $N(X)$  ist das Mol (Einheitszeichen: mol)
- Die Teilchenzahl, die ein Mol enthält, beträgt
  - $N_A = 6,02217 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ..... Avogadro-Konstante
  - In der Chemie von Vorteil mit der Stoffmenge anstatt mit der Masse zu rechnen!

### 3. Die chemische Reaktion

---

Molare Masse

→ Die molare Masse  $M$  eines Stoffes  $X$  ist

$$M(X) = m(X) / n(X)$$

→ Einheit g/mol

→ Relative Atommasse und relative Molekülmasse eines Stoffes in g sind gerade 1 mol.

# 3. Die chemische Reaktion

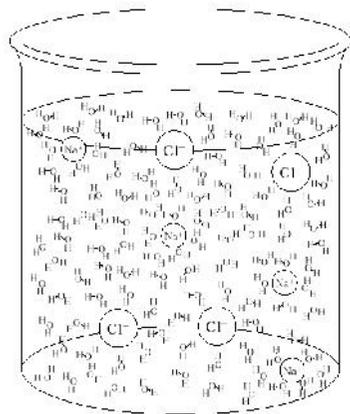
---

## Stoffmengenkonzentration

→ Die Stoffmengenkonzentration  $c(X)$  ist die Stoffmenge  $n(X)$ , die in einem Volumen  $V$  vorhanden ist.

$$c(X) = n(X)/V$$

→ Einheit mol/l (SI-Einheit mol/m<sup>3</sup>)



### 3. Die chemische Reaktion

---

#### Massenkonzentration

→ Die Massenkonzentration  $\rho(X)$  ist die Masse  $m(X)$ , die in einem Volumen  $V$  vorhanden ist.

$$\rho(X) = m(X)/V$$

→ Einheit g/l (SI-Einheit kg/m<sup>3</sup>)

### 3. Die chemische Reaktion

---

#### Massenanteil

- Der Massenanteil  $w(X)$  eines Stoffes  $X$  in einer Substanzportion ist die Masse  $m(X)$  des Stoffes  $X$  bezogen auf die Gesamtmasse der Substanzportion.

$$w(X) = m(X) / \Sigma m$$

### 3. Die chemische Reaktion

---

#### Stoffmengenanteil

- Der Stoffmengenanteil  $x(X)$  eines Stoffes  $X$  in einer Substanzportion ist die Stoffmenge  $n(X)$  des Stoffes  $X$  bezogen auf die Gesamtstoffmenge.

$$x(X) = n(X) / \sum n$$

# 3. Die chemische Reaktion

---

## Ideale Gase

- Grenzfall eines realen Gases wenn
  - zwischen den Gasteilchen keine Anziehungskräfte wirken
  - das Volumen der Gasteilchen vernachlässigbar klein ist im Vergleich zum Volumen des Gasraums.

## Ideales Gasgesetz

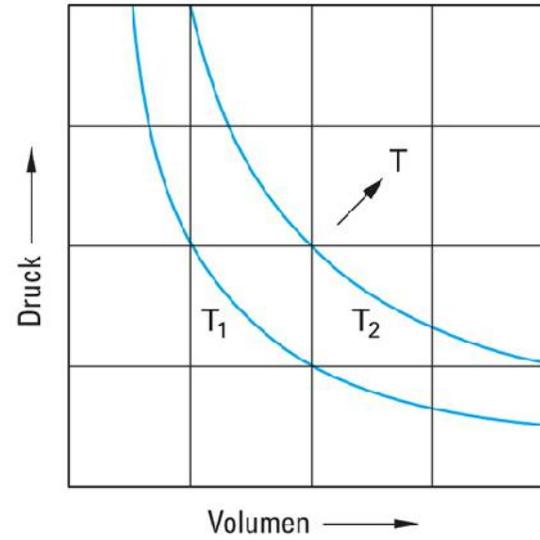
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- p... Druck, Standarddruck: 1,013 bar (SI-Einheit)  
Druck= Kraft pro Fläche, 1 Pa = 1 Nm<sup>-2</sup>, 1 bar = 10<sup>5</sup> Pa
- V... Volumen [l]
- n... Stoffmenge [mol]
- T... Temperatur [K] (T[K]= T[°C] + 273,15)
- R... Gaskonstante, R= 0,083143 bar l K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

# 3. Die chemische Reaktion

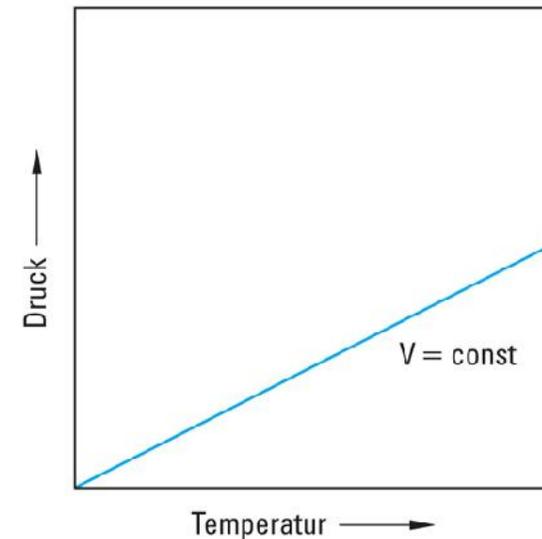
## Boyle Mariott ´sches Gesetz

- Ideales Gas bei konstanter Temperatur  
 $p \cdot V = \text{const}$



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

- Ideales Gas bei konstantem Druck (Gay-Lussac)  
 $V = \text{const } T$
- Ideales Gas bei konstantem Volumen  
 $p = \text{const } T$



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

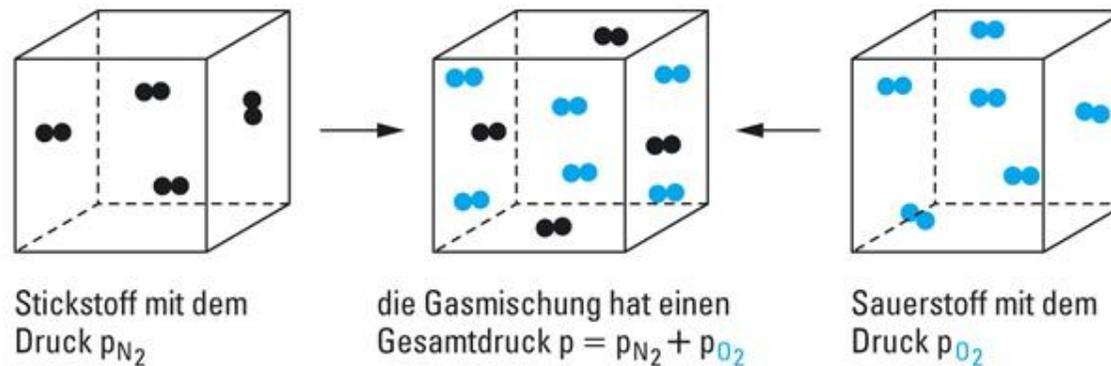
### 3. Die chemische Reaktion

---

- Für 1 mol ideales Gas ( $n = 1$ ) gilt:  
 $V = RT/p$

1 mol eines idealen Gases nimmt bei 1,013 bar und bei 273 K (0°C) das Volumen von 22,414 l ein.

- Mischung aus idealen Gasen:  
Die Summe der Partialdrücke ist gleich dem Gesamtdruck.

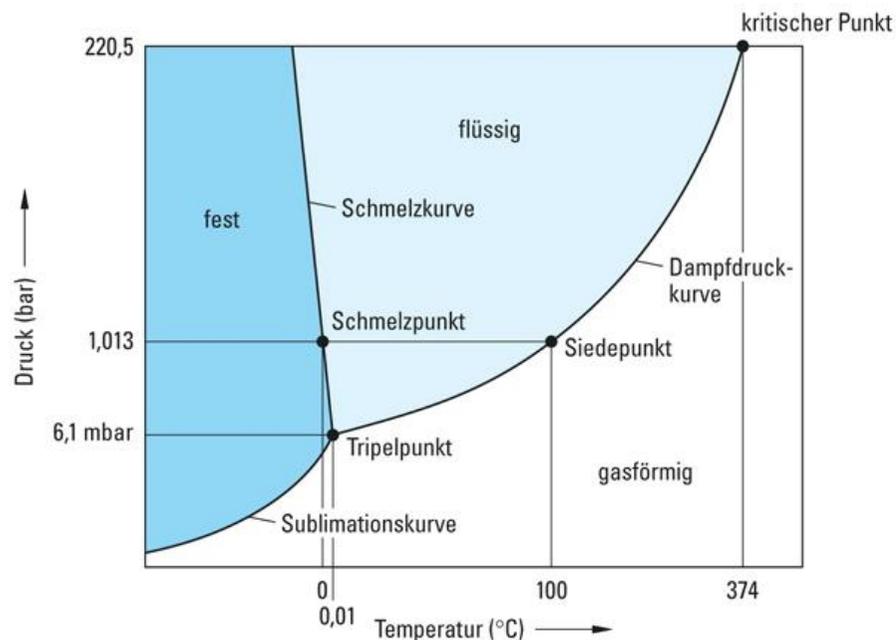


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

# 3. Die chemische Reaktion

## Zustandsdiagramme

- Zusammenhang des Aggregatzustandes, Druck und Temperatur in einem Diagramm.
- 3 Aggregatzustände: Festkörper, Flüssigkeit, Gas
- Z.B. Zustandsdiagramm von Wasser:

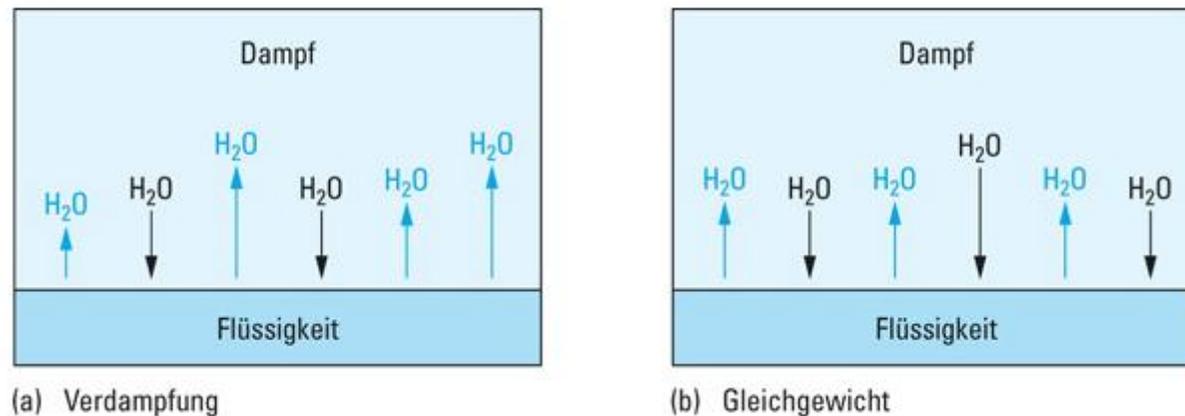


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

# 3. Die chemische Reaktion

## Verdampfung

- Im Gleichgewicht ist die Anzahl verdampfender und kondensierender Moleküle gleich. (dynamisches Gleichgewicht).
- Gedankenexperiment: Flüssigkeit in abgeschlossenem Gefäß, Teilchen im Gasraum über der Flüssigkeit üben einen Druck aus: Dampfdruck.

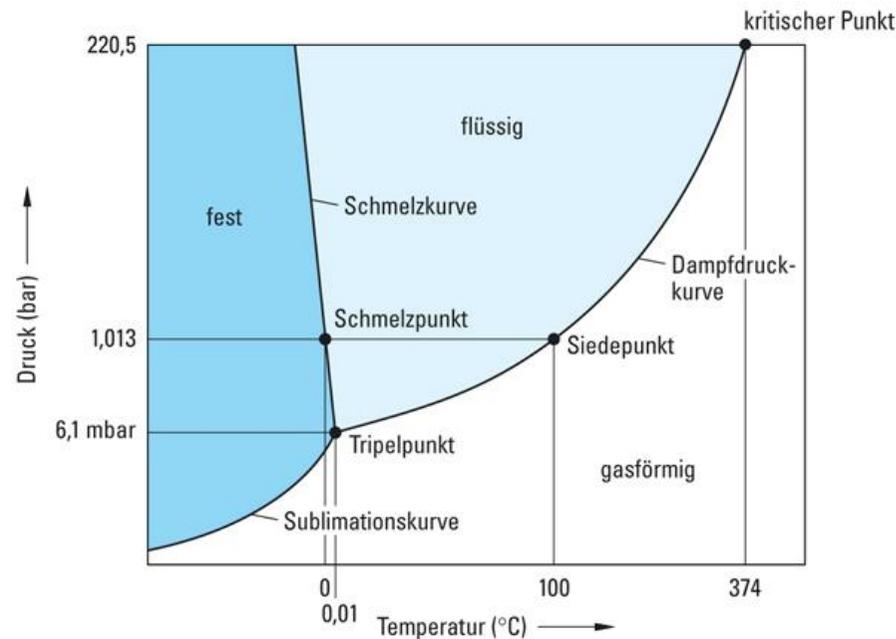


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

- Dampfdruck im Gleichgewichtszustand = Sättigungsdampfdruck, hängt von T ab (siehe Phasendiagramm).

### 3. Die chemische Reaktion

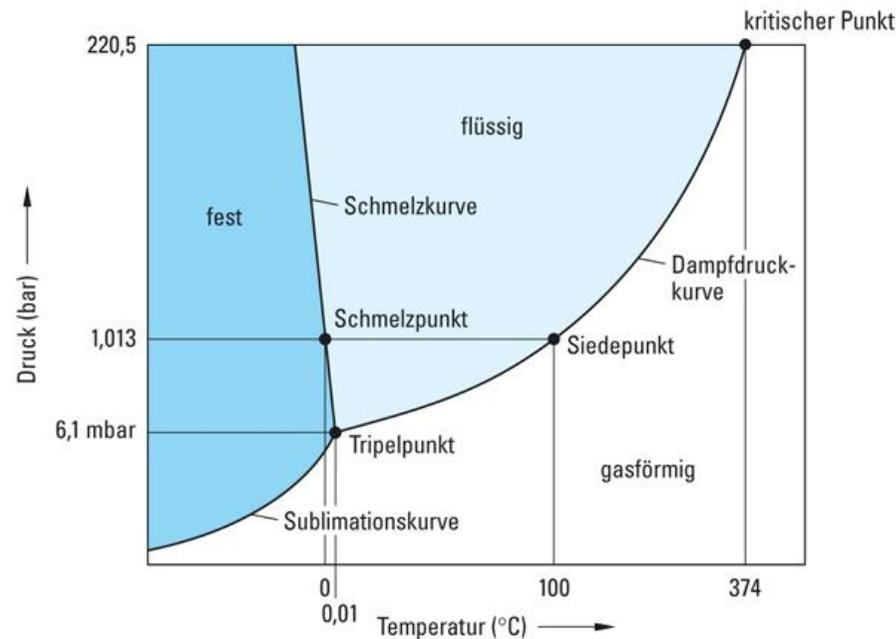
- Bei einer bestimmten T gibt es nur 1 p-Wert, bei dem die flüssige Phase und die Gasphase nebeneinander bestehen.
- Dampfdruck < Sättigungsdampfdruck → Flüssigkeit verdampft (in einem offenen Gefäß verdampft die Flüssigkeit vollständig)
- Wasser (Flüssigkeit) erhitzen → Dampfdruck erreicht den Druck der Luft → Sieden
- Wird der Luftdruck verringert, sinkt die Siedetemperatur.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

### 3. Die chemische Reaktion

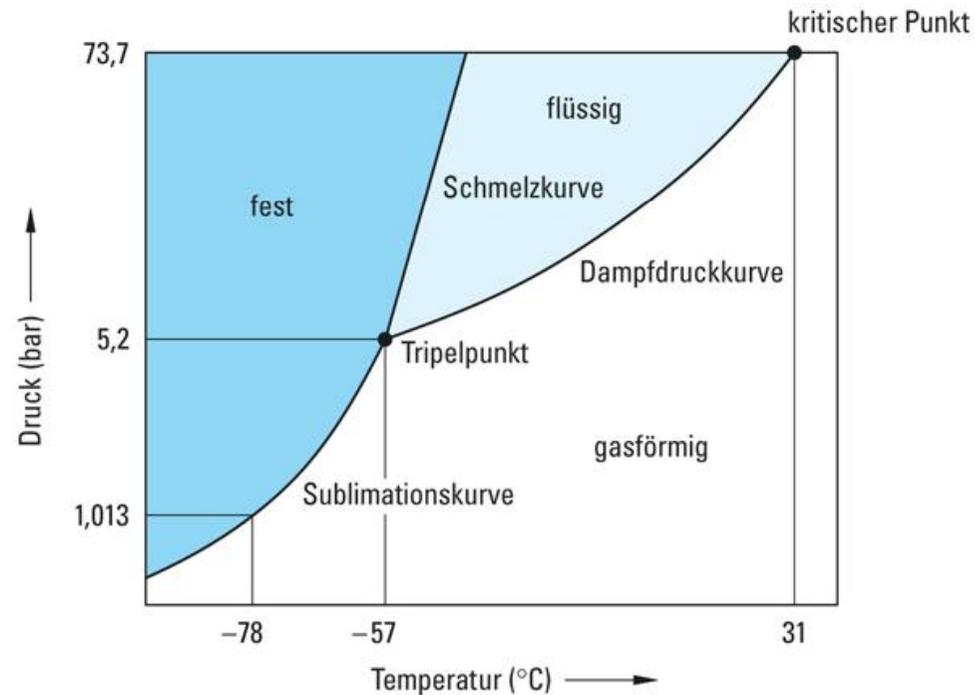
- Bei sehr hohen Dampfdrücken erreicht Dampf die gleiche Dichte wie Flüssigkeit → Unterschied zwischen Gasphase und flüssiger Phase verschwinden.
- Es entsteht eine einheitliche Phase, Dampfdruckkurve endet = kritischer Punkt (kritische T und kritischer p)
- Oberhalb der kritische Temperatur können Gase auch bei beliebig hohen Drücken nicht mehr verflüssigt werden.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

### 3. Die chemische Reaktion

- Auch Festkörper haben (geringe) Dampfdrucke.
- Gleichgewichtsdampfdruck bei verschiedenen Temperaturen = Sublimationskurve.
- Z.B. CO<sub>2</sub>: bei 1 bar kann CO<sub>2</sub> nicht als Flüssigkeit auftreten. Übergang in die Gasphase erfolgt ohne Schmelzen (Trockeneis) durch Sublimation.

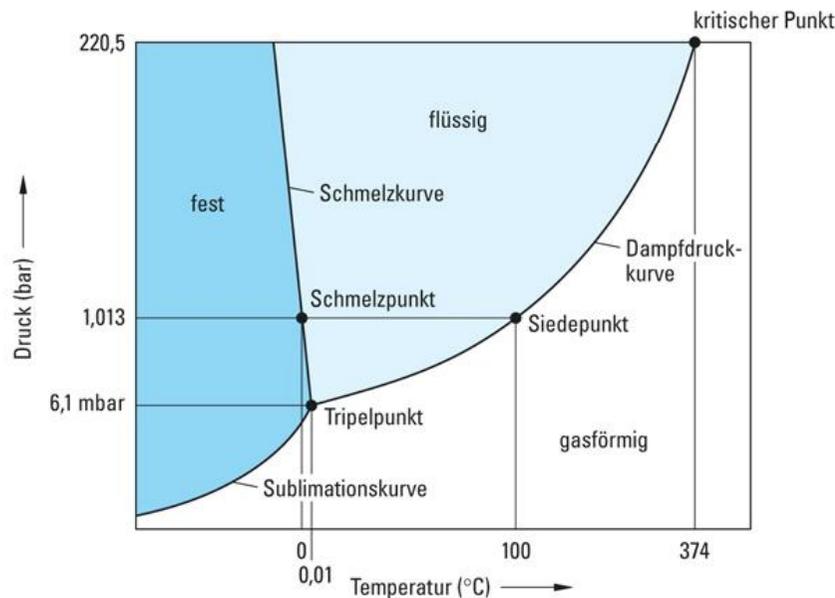


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Zustandsdiagramm von Kohlenstoffdioxid (nicht maßstabsgerecht).

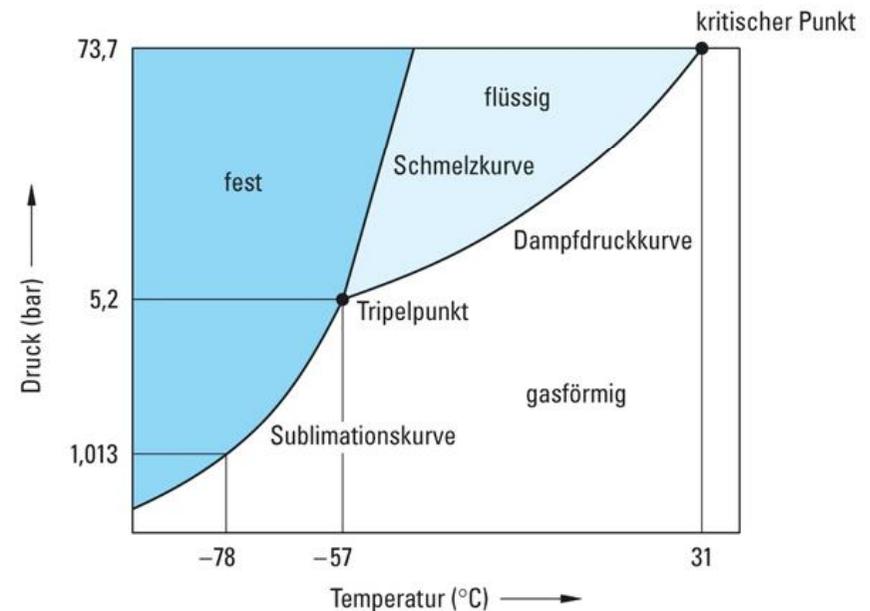
# 3. Die chemische Reaktion

- Schmelzkurve: Gleichgewichtskurve zwischen Flüssigkeit und Gasphase.
- Schmelzpunkt ist jene Temperatur, bei der ein Festkörper unter Atmosphärendruck (1,012 bar) schmilzt.
- Schmelzpunkt von Eis (0°C) sinkt mit steigendem Druck. (seltene Eigenschaft: flüssige Phase dehnt sich beim Gefrieren aus)



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Zustandsdiagramm von Wasser (nicht maßstabsgerecht).

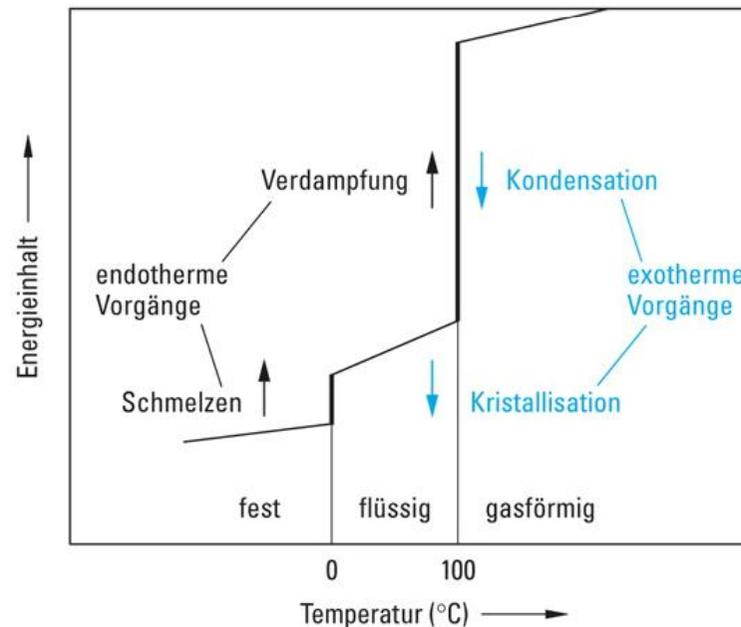


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Zustandsdiagramm von Kohlenstoffdioxid (nicht maßstabsgerecht).

# 3. Die chemische Reaktion

- Verdampfen, Schmelzen und Sublimieren benötigen Energie.
- Verdampfungswärme, Schmelzwärme, Sublimationswärme.
- Energieumsätze von Vorgängen bei konstantem Druck heißen Enthalpien.
- Zufuhrte Energien positives Vorzeichen +  
(z.B. Schmelzenthalpie von 1 mol H<sub>2</sub>O = 6,0 kJ, Verdampfungsenthalpie= 40,7 kJ/mol)
- Freigewordene Energien negatives Vorzeichen –  
(z.B. Kondensationsenthalpie von H<sub>2</sub>O=-40,7 kJ/mol, Kristallisationsenthalpie=-6,0 kJ/mol)



Änderung des Energieinhalts von Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur.

### 3. Die chemische Reaktion

---

Phasengesetz

→ Anzahl der Phasen  $P$  + Anzahl der Freiheitsgrade  $F$  = Anzahl der Komponenten  $K$  + 2

$$P + F = K + 2$$

Beispiel Wasser: 1 stoffliche Komponente,  $K=1$ , daher  $P + F = 3$

Freiheitsgrade sind veränderliche Größen wie Druck, Temperatur, Konzentration

3 Fälle:

$P = 3, F = 0$ : Drei Phasen Wasserdampf, flüssiges Wasser und Eis können nur bei einer einzigen Temperatur und einem einzigen Druck nebeneinander existieren. Es existieren keine Freiheitsgrade.

$P = 2, F = 1$ : Nur eine Größe,  $p$  oder  $T$  ist frei wählbar, wenn 2 Phasen im Gleichgewicht sind. (Dampfdruckkurve, Schmelzkurve und Sublimationskurve)

$P = 1, F = 2$ : Innerhalb eines Existenzbereiches einer Phase können sowohl  $p$  und  $T$  variiert werden.

# 3. Die chemische Reaktion

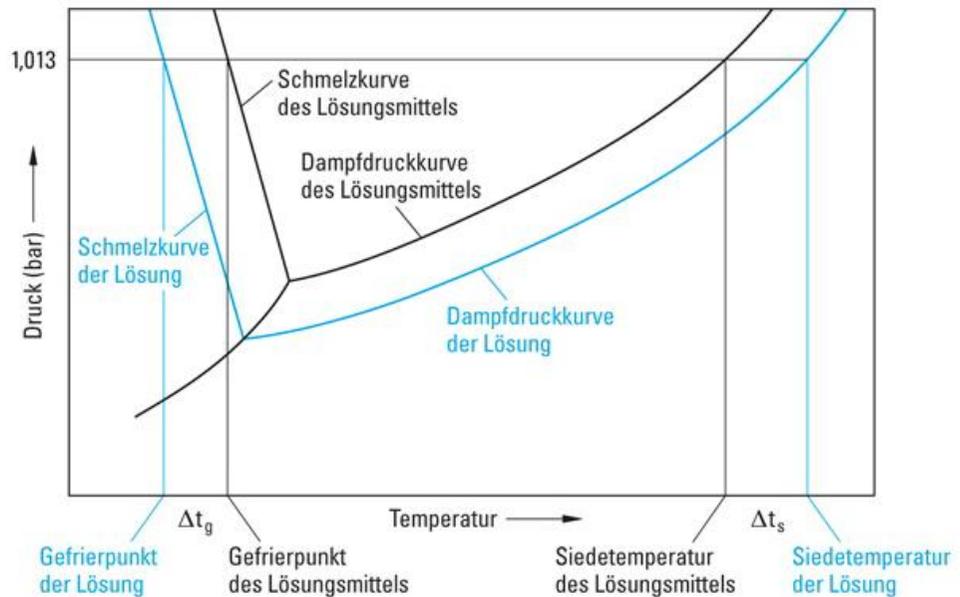
## Lösungen

→ Lösung herstellen durch Auflösung eines nichtflüchtigen Stoffes in einem Lösungsmittel.  
Z.B Salz (NaCl) in Wasser lösen.

## Auswirkungen:

- Dampfdruckerniedrigung
- Umso höher die Konzentration der Lösung, desto stärker die Dampfdruckerniedrigung.
- Als Folge Gefrierpunktserniedrigung und Siedepunktserhöhung, proportional der Anzahl gelöster Teilchen.

- Eis und Salz Kältemischung
- Verhinderung der Eisbildung auf Straßen durch Streusalz

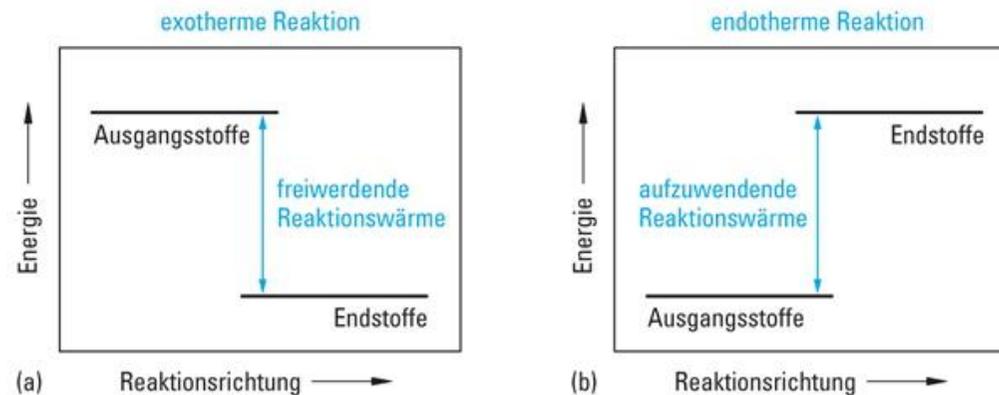


© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

# 3. Die chemische Reaktion

## Chemische Thermodynamik

- Bei einer chemischen Reaktion Umverteilung von Atomen. Stoffliche Veränderung und damit verbundener Energieumsatz. Chemische Thermodynamik beschäftigt sich mit den energetischen Effekten einer chemischen Reaktion.
- Bei chemischen Reaktionen wird Wärme freigesetzt oder Wärme verbraucht = Reaktionswärme
- Reaktionswärme einer Reaktion bei konstantem Druck = Reaktionsenthalpie  $\Delta H$
- $\Delta H$  negativ exotherme Reaktion
- $\Delta H$  positiv endotherme Reaktion



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

### 3. Die chemische Reaktion

---

→ Größe der Reaktionsenthalpie bezieht sich auf eine chemische Reaktionsgleichung.



→  $\Delta H$  hängt von Druck und Temperatur ab.

→ Angabe der Reaktionsenthalpie für einen definierten Anfangs- und Endzustand der Reaktionsteilnehmer: Standardzustand (Standardreaktionsenthalpie  $\Delta H^0$ )

Standardzustand: bei 1,013 bar und 298 K (25°C)

Gase - idealer Zustand

Flüssigkeiten und Festkörper – Zustand der reinen Phase

### 3. Die chemische Reaktion

---

Satz von Heß

→ Bei gleichem Anfangs- und Endzustand der Reaktion ist die Reaktionsenthalpie für jeden Reaktionsweg gleich groß. Die Reaktionsenthalpie hängt nicht vom Weg ab!!

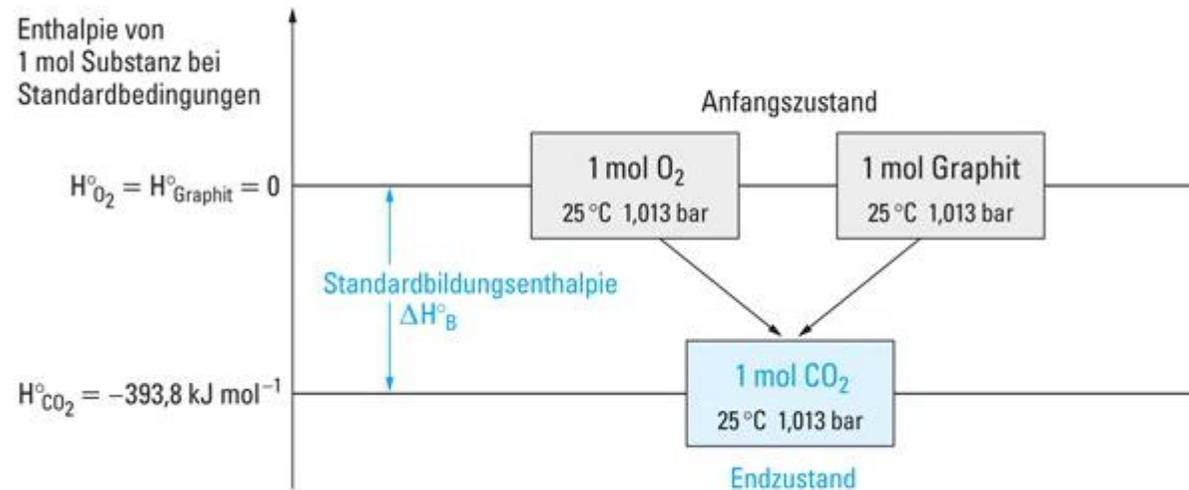


→ Nützlich um schwer bestimmbare Reaktionswärmen zu berechnen.

### 3. Die chemische Reaktion

#### Standardbildungsenthalpie

- Die stabilste Form eines Elements bei Standardbedingungen besitzt die Enthalpie = 0.
- Die Standardbildungsenthalpie  $\Delta H^0_B$  einer Verbindung ist die Reaktionsenthalpie, die bei der Bildung von 1 mol der Verbindung im Standardzustand aus den Elementen im Standardzustand bei der Reaktionstemperatur von 25 °C auftritt.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

### 3. Die chemische Reaktion

---

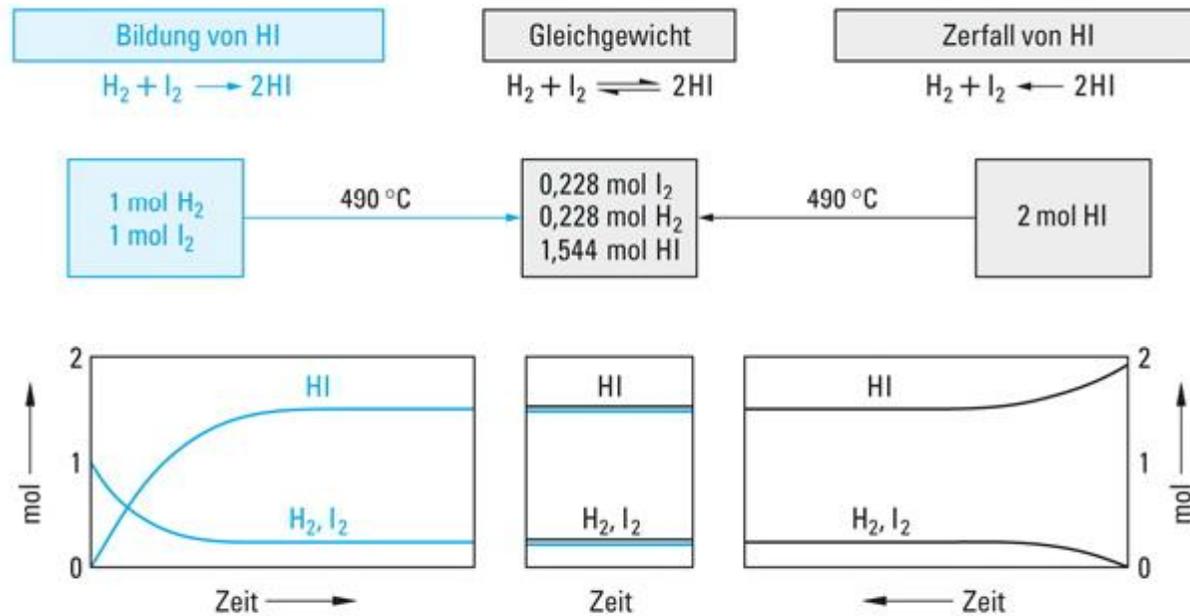
- Mit den Standardbildungsenthalpien kann man die Reaktionsenthalpien vieler Reaktionen berechnen.
- Aus den Standardbildungsenthalpien kann man Bindungsenergien ermitteln.

Beispiele

# 3.1 Das chemische Gleichgewicht

Das chemische Gleichgewicht

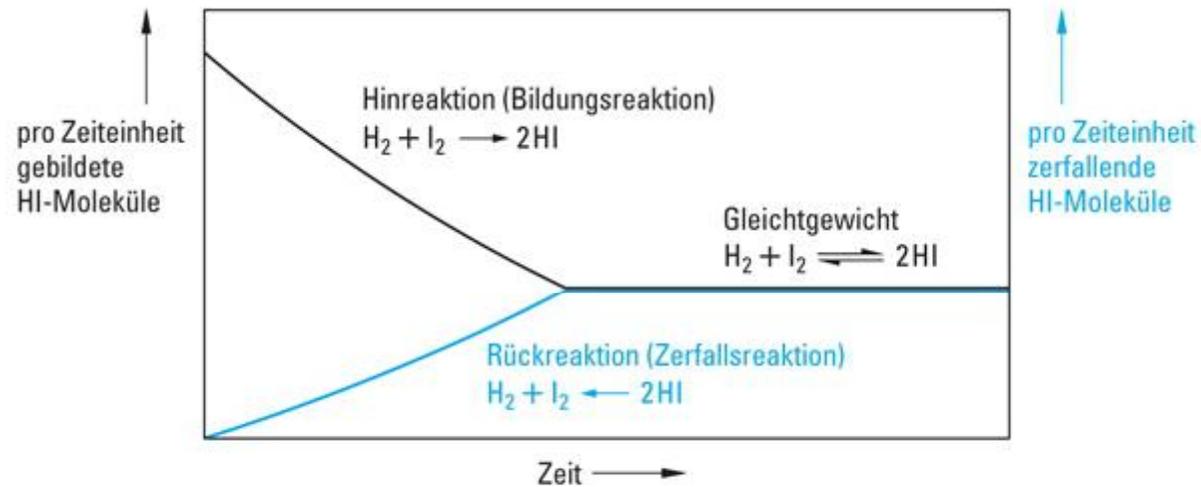
Beispiel Bildung und Zerfall von HI



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

# 3.1 Das chemische Gleichgewicht

→ Der Gleichgewichtszustand ist kein Ruhezustand, nur makroskopisch keine Veränderung.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Bei der Reaktion von H<sub>2</sub> mit I<sub>2</sub> zu HI werden nicht nur HI-Moleküle gebildet, sondern gleichzeitig zerfallen auch gebildete HI-Moleküle wieder.

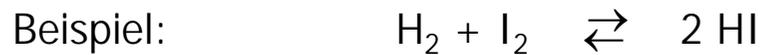
Im Gleichgewicht ist Bildung und Zerfall gleich groß.

# 3.1 Das chemische Gleichgewicht

---

Das Massenwirkungsgesetz

→ Beschreibt die Lage des chemischen Gleichgewichts.



$$c_{\text{HI}}^2 / (c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{I}_2}) = K_c$$

$c$  ... Stoffmengenkonzentration im Gleichgewicht

$K_c$ ... Gleichgewichtskonstante (hängt nur von der Reaktionstemperatur ab)

Bei 490 °C, in einem Reaktionsgefäß von 1 Liter:

$$K_c = 1,544^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2 / (0,228 \text{ mol/l} \cdot 0,228 \text{ mol/l}) = 45,9$$

- $K \gg 1$  Die Reaktion läuft nahezu vollständig in Richtung Endprodukte ab.
- $K \approx 1$  Reaktionsteilnehmer in vergleichbaren Konzentrationen;
- $K \ll 1$  Die Reaktion läuft praktisch nicht ab.

Beispiele

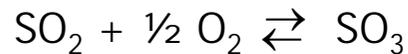
# 3.1 Das chemische Gleichgewicht

---

Das Prinzip von Le Chatelier

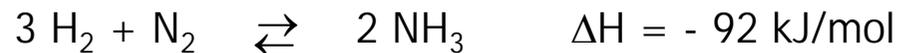
- Die Lage des chemischen Gleichgewichts kann beeinflusst werden durch:
  - Änderung der Konzentrationen bzw. Partialdrücken der Reaktionsteilnehmer
  - Temperaturänderung
  - Bei Reaktionen mit Änderung der Gesamtstoffmenge der gasförmigen Reaktionspartner: Gesamtdruckänderung
  
- Durch Zwang verschiebt sich das Gleichgewicht, bis sich ein neues Gleichgewicht einstellt.

Beispiel: Konzentrationserhöhung O<sub>2</sub>

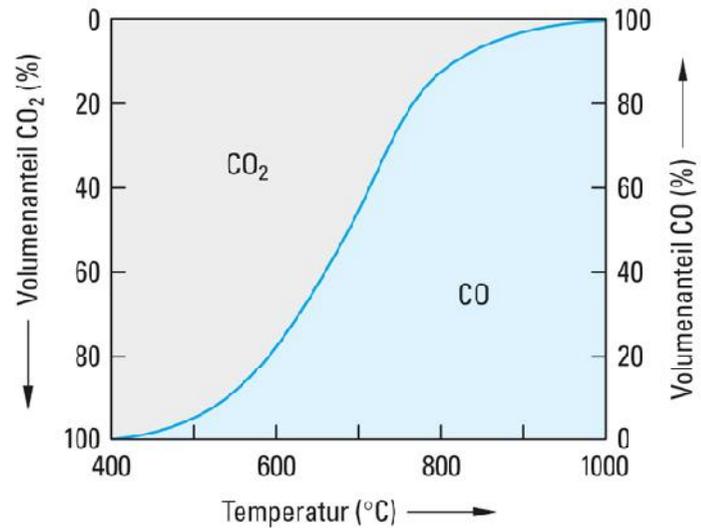


Verschiebung des GGW in Richtung Produkt, durch Erhöhung des O<sub>2</sub> Gehaltes.

Beispiel: Temperaturerhöhung bei endothermer und exothermer Reaktion

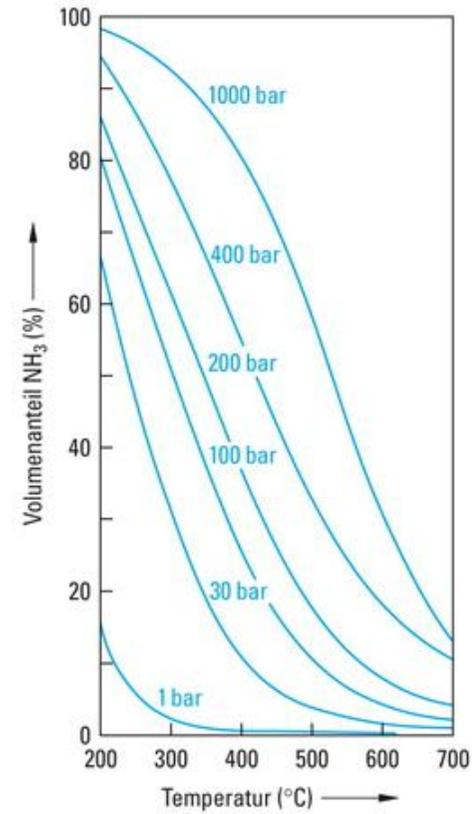


# 3.1 Das chemische Gleichgewicht



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtslage der Reaktion  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$  beim Druck von 1 bar.



© 2011 DE GRUYTER, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

Druck- und Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtslage der Reaktion  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ .