

Gase und Zustandsgleichungen

Mol

Teilchenzahl pro 1 Mol Stoffmenge:
 $6.02214 \cdot 10^{23}$ Teilchen
 (Avogadro Konstante / Logschmidtsche Zahl)

u : Relative Atommasse $[\frac{g}{mol}]$
 (s.: Ism Periodensystem)
 $1u = 1.6605 \cdot 10^{-27} kg$

Ideale Gasgleichung

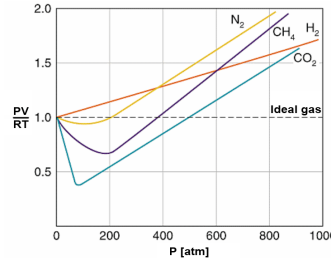
(Keine Wechselwirkung, abgesehen von elastischen Stößen zw. den Teilchen)

p, c sind über das ideale Gasgesetz verlinkt:
 $p = c \cdot R \cdot T$, da: $c = \frac{n}{V}$

$$\frac{p \cdot V}{T} = konst$$

(Ein Wert kann festgehalten werden, wobei sich die anderen verändern.)

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



p : Druck (oder Partialdruck) [Pa]
 V : Volumen [m^3]
 n : Stoffmenge [mol]
 R : Gaskonstante: $8.314472 \frac{J}{molK}$
 T : Temperatur [K] ($^{\circ}C + 273 = K$)

Reale Gasgleichung

(Berücksichtigt neben elastischen Stößen intermolekulare Wechselwirkungen und Volumen der Teilchen.)

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - \frac{n^2 \cdot a}{V^2}$$

a, b : Gasabhängige Konstanten

Standardbedingungen

$25^{\circ}C = 298K$
 $1atm = 101325Pa$ ("1 Atmosphäre")

$1bar = 10^5 Pa$

Umsatz

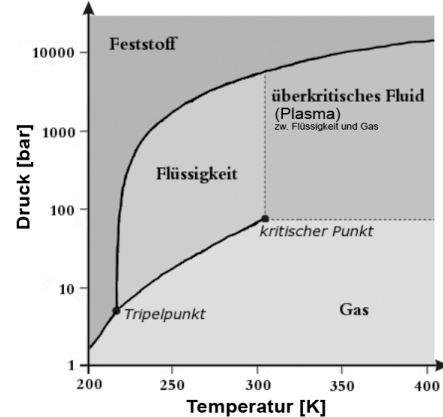
$$X_i = \frac{n_{i,0} \cdot n_i}{n_{i,0}} \cdot 100 \quad [%]$$

Differenz ist die abreagierte Stoffmenge.
 Fall $n_i = 0$ $\rightarrow X = 100\%$, alles hat reagiert.
 Fall $n_i = n_{i,0}$ $\rightarrow X = 0\%$, nichts hat reagiert.

$n_{i,0}$: Stoffmenge von i zu Beginn
 n_i : Stoffmenge von i am Gleichgewicht, die nicht reagiert hat!

Phasendiagramm

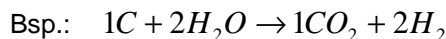
Phasendiagramm von Kohlenstoffdioxid:



- In einem Bereich (z.B. Flüssigkeit) (2 Freiheitsgrade)
- Auf den Linien: Zwei Phasen im Gleichgewicht. (1 Freiheitsgrad)
- Am Tripelpunkt: Flüssigkeit, Feststoff und Gas im Gleichgewicht (kein Freiheitsgrad)

Reaktionsausgleich

Auf der linken Seite die gleiche Anzahl Teilchen wie auf der rechten Seite!



\rightarrow Massenerhaltung: Nichts verschwindet!

1) Atome und Periodensystem

Atom

Besteht aus Protonen und Neutronen im Kern und aus Elektronen in der Hülle (Orbitale).
Ein Orbital kann maximal 2 Elektronen (mit unterschiedlichem Spin $+\frac{1}{2}/-\frac{1}{2}$) enthalten.

p^+ : Protonen
 n^0 : Neutronen
 e^- : Elektronen

Quantenzahlen

Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3, \dots$
(Bildet Schale, beschreibt Periode)
Nebenquantenzahl $l = n - 1, \dots, 0$
(Beschreibt Form des Orbitales)
Magnetquantenzahl $m = -l, -l + 1, -l + 2, \dots, 0, \dots, l - 2, l - 1, l$
(Gibt Ausrichtung des Orbitales an)
Spin $s = n - 1, \dots, 0$
(Upspin oder Downspin)

Nr. der Schale (Energie-niveau)	Alternative Bezeichnung	Maximale Schalenbesetzung
1	K	$2 \cdot 1^2 = 2$ Elektronen
2	L	$2 \cdot 2^2 = 8$ Elektronen
3	M	$2 \cdot 3^2 = 18$ Elektronen
4	N	$2 \cdot 4^2 = 32$ Elektronen
5	O	$2 \cdot 5^2 = 50$ Elektronen
6	P	$2 \cdot 6^2 = 72$ Elektronen
7	Q	$2 \cdot 7^2 = 98$ Elektronen

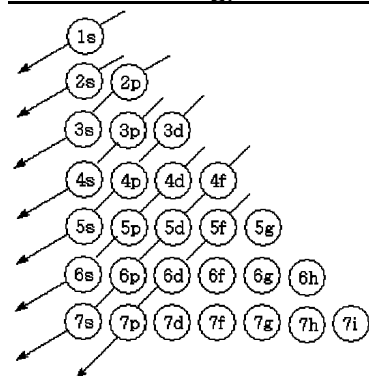
Schalen

Hauptschalen: K, L, M, N, O, P, \dots $l = 0 \rightarrow s$
Unterschalen: s, p, d, f, \dots $l = 1 \rightarrow p$
 $l = 2 \rightarrow d$
Bsp.: "4f": $n = 4, l = 3, m = \dots$ $l = 3 \rightarrow f, \dots$

Füllregeln

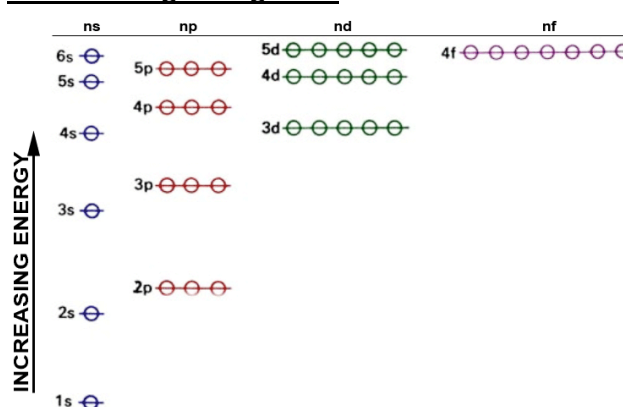
Pauli Prinzip: Orbitale werden von unten aufgefüllt. Eine Gruppe nach der anderen.
Hund'sche Regel: Orbitale gleicher Energie werden zuerst einzeln besetzt.

Orbitalbesetzung, Elektronenkonfiguration

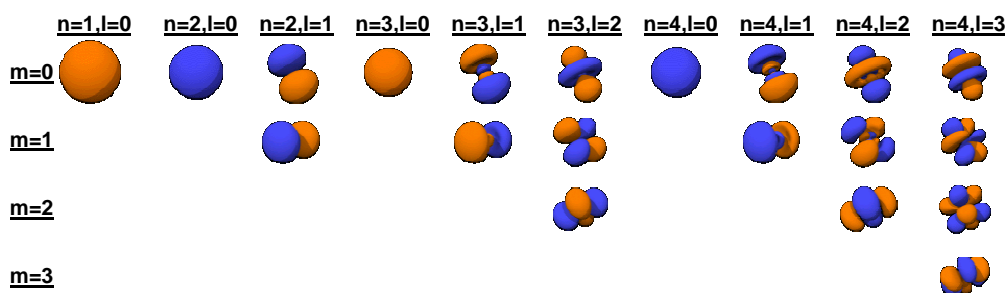


Bsp.: Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 = [Ne]3s^2 3p^2$

Orbital-Energie-Diagramm



Orbitale (3D)



Gesamtspin

$$S = \sum s_i$$

Wobei $+1/2$ energetisch tiefer als $-1/2$ beim Auffüllen berücksichtigt

Atomradius, Elektronegativität

Atomradius nimmt von links nach rechts ab (wegen steigender Kernladungszahl) und von oben nach unten zu (wegen steigender Schalenanzahl).

$$\text{Atomradius} \propto \frac{1}{\text{Elektronegativität}}$$

Metallcharakter

Metallcharakter nimmt von links nach rechts ab und von oben nach unten zu.

2) Bindungen

Kovalente Bindung

(Nichtmetalle mit Nichtmetallen)

- Molekülorbitalmodell

Wechselwirkungen zwischen den Orbitalen der Atome führen zu Molekülorbitalen (MO) Linearkombinationen.

Bindenden Molekülorbital: Unten, wird zuerst aufgefüllt:

$$\Psi_1 = \varphi_1 + \varphi_2$$

Antibindendes Molekülorbital: Oben, wird danach aufgefüllt:

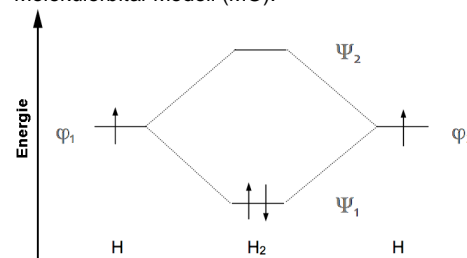
$$\Psi_2 = \varphi_1 - \varphi_2$$

Molekülorbitale werden nach dem Pauli Prinzip und der Hund'schen Regel aufgefüllt.

Die **Energie** in einem Molekül besteht in der Energie aus den bindenden Orbitalen, die besetzt sind.

Ein Molekül kann existieren, wenn es im Molekülorbital-Modell mehr bindende als antibindende Orbitale hat.

Molekülorbital-Modell (MO):



VSEPR Modell

- Modell zur Abschätzung der Struktur des Moleküls anhand der Orbitalgrösse (freie Elektronenpaare, Bindungsorbitale)
- Mehrfachbindungen \geq freie Elektronenpaare $>$ Einfachbindung

Intermolekulare Kräfte

Van der Waals (VdW) Kraft

- Zwischen unpolaren Teilchen beruhend auf kurze, lokale Polarisierungen.
- Treten in allen Stoffen auf.
- Mit der Grösse der Verbindung nehmen die Van-der-Waals-Kräfte zu. Deshalb benötigen grössere Verbindungen höhere Temperaturen zum Sieden!

Dipol Kraft

- Zwischen permanenten Dipolen, d. h. permanente Ladungsverschiebung
- Netto Dipol verschwindet nicht

Zum Beispiel in HCl : $H^{\delta+}Cl^{\delta-}$, H_2O : $H^{\delta+}_2O^{2\delta-}$

- Elektrisches Dipol = $q \cdot s$

Q = Ladung [Coulomb] und s = Länge [Meter] zur anderen Ladungen

- Falls Molekül symmetrisch \rightarrow Kein netto Dipol vorhanden

H-Brücke

- Zwischen positiv polarisiertem H und negativ polarisierten Fluor-, Sauerstoff-, oder Stickstoffatomen

Allg.

- Stärke dieser Kräfte nimmt in der Reihenfolge zu:

VdW < Dipol < H – Brücke

Der Siedepunkt ist desto höher, desto stärker die Bindungskräfte sind.

- Um eine Flüssigkeit zu verdampfen, müssen die intermolekularen Kräfte aufgehoben werden. Je stabiler eine Flüssigkeit ist, desto mehr Energie muss verwendet werden!

3) Ionenbindung und Enthalpie

Ionische Bindung

- Bindung zwischen positiv geladenen Metall-Kationen und negativen Nichtmetall-Anionen
- Zusammenhalt: Klassische Ionenbindung (vollständige Ladungstrennung) → Coulomb WW (Wechselwirkungen)

Coulomb Kraft

$$F_C = \frac{1}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

 $q_{1,2}$: Ladungen eines Kations und Anions r : Abstand zwischen den Ladungen (F oder E nur für 2 Teilchen!)

Coulomb Energie

$$E_C = \frac{1}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0} \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r}$$

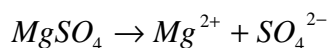
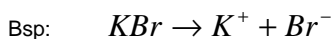
Energie in 1 Mol Salz berechnen:

$$E = E_C \cdot N_A \cdot \alpha$$

 α : Madelungskonstante
berücksichtigt alle pos. und neg. WW
Strukturabhängig, wird angegeben. N_A : Avogadro Konstante: $6.02214 \cdot 10^{23}$

Dissoziation

Eine Dissoziation in Wasser löst das Salz in Kationen und Anionen auf.



Wichtige Säuren, welche deprotoniert als Anionen vorkommen:

<u>Säurenname</u>	<u>Formel</u>	<u>Anionenname</u>	<u>Formel</u>
Schwefelsäure	H_2SO_4	Sulfat	SO_4^{2-}
Schweflige Säure	H_2SO_3	Sulfit	SO_3^{2-}
Phosphorsäure	H_3PO_4	Phosphat	PO_4^{3-}
Phosphonsäure	H_3PO_3	Phosphit	PO_3^{3-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat	NO_3^-
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit	NO_2^-
Kohlensäure	H_2CO_3	Carbonat	CO_3^{2-}

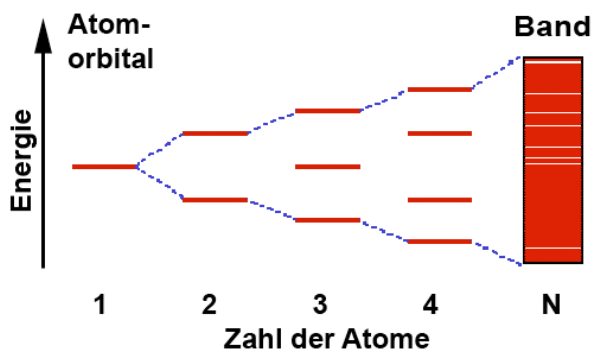
Born Haber Kreisprozess

...

→ ???

4) Metalle und Oxidationszahlen

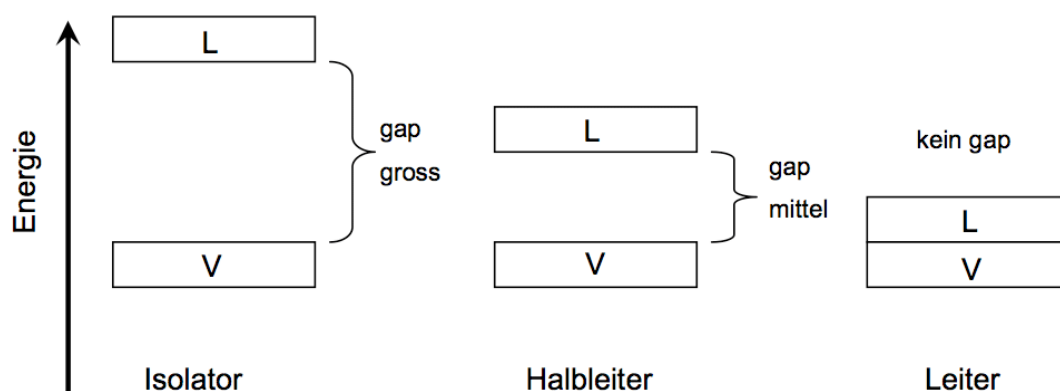
Bändermodell



Valenzband (V): bindende Orbitale
Leitungsband (L): antibindende Orbitale

Elektronen im Leitungsband sind frei beweglich → Leiter

- Gap / nicht Gap hängt von der Struktur ab.
- Gap entsteht, wenn bindende Orbitale stabilisiert und antibindende Orbitale destabilisiert werden.



Ein Halbleiter kann je nach Temperatur zwischen einem Isolator und einem Leiter wechseln

Oxidationszahlen

(Regeln zur Bestimmung der Oxidationszahlen)

Absteigende Wichtigkeit!

Achtung:

Oxidationszahl:

Vorzeichen vor der Zahl

Ladung:

Vorzeichen nach der Zahl

- 1) Fluor (F) hat immer die Oxidationszahl -1.
- 2) Sauerstoff (O) hat die Oxidationszahl -2, ausser bei Verbindungen mit Fluor (F) und O-O Verbindungen (H_2O_2 , hier O als O^{-1}).
- 3) Wasserstoff (H) hat die Oxidationszahl +1, ausser bei Verbindungen mit Alkalimetallen, z.B. LiH oder NaH, dann ist sie -1.
- 4) Halogene haben die Oxidationszahl -1, z.B. Chlor (Cl^{-1}), Brom (Br^{-1}), etc, ausser wenn sie mit Sauerstoff (O) vorkommen, gilt nicht für Fluor.
- 5) Alkalimetalle haben die Oxidationszahl +1, Erdalkalimetalle +2.
- 6) Die Summe aller Oxidationszahlen der Atome im Molekül ist gleich der Ladung. Im Falle ungeladener Moleküle gleich 0.
- 7) Elemente haben die Oxidationszahl 0.

→ Oxidationsmittel / Reduktionsmittel?

5) Thermodynamik

1. Hauptsatz (Energiebilanz)

$$dU = dQ + dW \quad \left[\frac{J}{mol}\right]$$

U : Innere Energie

Q : Wärmeenergie

W : Sonstige Energieform

Isobar, Enthalpie H
(konstanter Druck im System)

$$dU = dH + dW = dH + p \cdot dV$$

H : Wärmeenergie $\left[\frac{J}{mol}\right]$

unter Berücksichtigung von
Volumenarbeit

Isochor
(konstantes Volumen im System)

$$dU = dQ$$

(da keine Volumenarbeit geleistet wird.)

Wärmekapazitäten

$$c_v = \left(\frac{dU}{dT}\right)_{V=const.} \quad c_p = \left(\frac{dH}{dT}\right)_{p=const.}$$

$c_v < c_p$, da für c_p noch zusätzlich
Volumenarbeit geleistet wird, kann mehr Energie
vom System aufgenommen werden.

Entropie S

(Mass für die Unordnung)
Allgemein: Maximierung der
Entropie anstreben!

$$\Delta S = \frac{\Delta H}{T} \quad \left[\frac{J}{K}\right]$$

$\Delta S > 0$ Irreversibel (läuft ab)

$\Delta S = 0$ Reversibel

$$\Delta S = n \cdot R \cdot \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) \quad \text{bei } T = const.$$

C : Wärmekapazität c_v oder c_p

$$\Delta S = n \cdot c \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) \quad \text{bei } V \text{ oder } p = const.$$

Gibbs Energie G

(freie Reaktionsenthalpie)

$$\Delta G_{Rkt} = \Delta H_{Rkt} - T \cdot \Delta S_{Rkt}$$

(nur thermodynamische
Betrachtung; wenn Aktivierungs-
energie E_A zu hoch: Prozess
kinetisch gehemmt)

$\Delta G < 0$ spontaner Prozess (exergone Reaktion) \rightarrow findet meistens statt (wenn E_A nicht zu hoch: Kinetik)

$\Delta G = 0$ Prozess im Gleichgewicht

$\Delta G > 0$ Prozess läuft nicht spontan ab (endergone Reaktion) \rightarrow findet nicht statt

Reaktionsenthalpie

$$\Delta H_{Rkt} = \sum v_i \Delta_f H_{i,Produkte} - \sum v_j \Delta_f H_{j,Edukte}$$

v_i, v_j : Vorfaktoren der Reaktionsgleichung

$\Delta H_{Rkt} < 0$ exotherme Reaktion

$\Delta H_{Rkt} > 0$ endotherme Reaktion

Bei Standardbedingungen (ΔH°)
(Raumtemp.) tabellierte Werte!

Wichtig: Elementare Verbindungen (Fe, H₂, O₂, I₂, etc.) haben
bei Standardbed. ein $\Delta H=0!$

Bei höherer Temperatur (ΔH)
Bildungsenthalpie Korrekturformel

$$\Delta H = c_p \cdot \Delta T \quad \text{und} \quad \Delta H_{Rkt} = \Delta H^0_{Rkt} + \Delta H$$

ΔH_{Rkt} : Reaktionsenthalpie

ΔH^0_{Rkt} : Reaktionsenthalpie
bei Standardbedingungen

Reaktionsentropie

$$\Delta S_{Rkt} = \sum v_i \Delta S_{i,Produkte} - \sum v_j \Delta S_{j,Edukte}$$

Bei Standardbedingungen (ΔS°)
(Raumtemp.) tabellierte Werte!

$$\Delta S = c_p \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) \quad \text{und} \quad \Delta S_{Rkt} = \Delta S^0_{Rkt} + \Delta S$$

Bei höherer Temperatur (ΔS)
Korrekturformel

Clausius-Clapeyron Gleichung

Gilt an Phasenübergängen
(nur fest, flüssig \rightarrow gasförmig)
im Phasendiagramm (Linien)

Folgt daraus, dass V_2 mithilfe der
idealen Gasgleichung beschrie-
ben werden kann und $V_2 \gg V_1$.

$$\left(\frac{dp}{dT}\right)_{Gleichg.} = \frac{\Delta H}{T \cdot \Delta V}$$

\rightarrow Integrieren:

$$\ln\left(\frac{p}{p^0}\right) = \frac{\Delta H}{R \cdot n} \cdot \left(\frac{1}{T^0} - \frac{1}{T}\right)$$

p : Druck (Enddruck)

p^0 : Anfangsdruck (meist. Standarddruck)

V : Volumen

T : Temperatur

T_0 : Anfangstemperatur

R : Gaskonstante: $8.314472 \frac{J}{molK}$

n : Anzahl Mole

Faustregel von Trouton

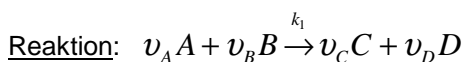
Verdampfungsentropie:

$$\Delta S^0_{vap.} \approx 88 \frac{J}{molK}$$

(für organische Lösungsmittel)
Für viele unpolare Flüssigkeiten

6) Kinetik ("Wie schnell läuft eine Reaktion ab")

Gesetz für Elementarreaktionen



Bei mehreren Reaktionen bestimmt die langsamste die Geschwindigkeit!

$$r = -r_A = -r_B = r_C = r_D$$

$$= -\frac{1}{v_A} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{v_B} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{v_C} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{v_D} \cdot \frac{d[D]}{dt}$$

$$= k_1 \cdot [A]^{v_A} \cdot [B]^{v_B}$$

k : Reaktionsgeschwindigkeitskonstante [$\frac{1}{\text{mol} \cdot \text{s}}$]

r : Reaktionsrate / Reaktionsgeschwindigkeit

Reaktionsgeschwindigkeitsgesetz

Wichtig: $r = k \cdot [A]^{v_A} \cdot [B]^{v_B}$

Ordnung einer Reaktion

$$n_{\text{gesamt}} = \sum_i v_{i, \text{Edukte}}$$

Ordnung eines Teilnehmers:

Bsp.: Ordnung bez. A: $n_A = v_A$

t : Zeit [s]

$t_{1/2}$: Halbwertszeit

Reaktionen 0. Ordnung

Hängen nicht von der Konzentration ab!

$$c(t) = k \cdot t$$

(0. Ordnung)

Unimolekulare Reaktion

(Bsp.: radioaktiver Zerfall)

Nur 1 Partner ist daran beteiligt!

Bsp. 80% Zersetzt: $t_{80\%} = -\frac{\ln(\frac{c}{c_0})}{k} = -\frac{\ln(\frac{20\%}{100\%})}{k}$

$$-\frac{d[C]}{dt} = k \cdot [C] \Rightarrow$$

$$c(t) = c_0 \cdot e^{-(k \cdot t)}$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$$

(1. Ordnung)

Bimolekulare Reaktion

(Bsp.: Ozonabbau)

Konzentration von 2 Teilchen oder 1 Teilchen im Quadrat!

$$-\frac{d[C_1]}{dt} = k \cdot [C_1] \cdot [C_2] \Rightarrow$$

$$c(t) = \frac{1}{\frac{1}{c_0} + 2 \cdot k \cdot t}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot c_0}$$

(2. Ordnung)

oder: $k \cdot [C]^2$

Pseudo erster Ordnung

Falls z.B.: $c_2 \gg c_1$, kann c_2 als konstant angesehen werden. Es resultiert ein Reaktionsverlauf erster Ordnung wie bei unimolekularen Reaktionen.

Arrhenius

Beschreibt den Verlauf der Reaktionskonstante

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{RT}}$$

A : Konstanter Faktor (präexponentieller Faktor)

E_A : Aktivierungsenergie [$\frac{J}{\text{mol}}$]

R : Gaskonstante: $8.314472 \frac{J}{\text{molK}}$

T : Temperatur [K] ($^{\circ}\text{C} + 273 = \text{K}$)

Exothermer Fall (links)
Endothermer Fall (rechts)



Maxwell-Boltzmann-Verteilung:

"Wieviele Teilchen befinden sich wo vom Energiewert her?"

Van't Hoff Regel

Faustregel, die die Abhängigkeit der Reaktionskonstante von der Temperatur beschreibt.

$$\Delta T = 10\text{K (Temperatur um 10K erhöhen)} \Rightarrow k \text{ wird 2- bis 3-mal grösser!}$$

Katalysator

(Eigenschaften)

- Setzt die Aktivierungsenergie (E_A) runter!
- Wird nicht verbraucht!
- Thermodynamik wird nicht verändert: ΔG , ΔH , ΔS immer noch gleich.
- Platin/Paladium ist auf Auto-Katalysatoren angebracht.

Homogene Katalyse: Katalysator ist in gleicher Phase wie Reaktion

Heterogene Katalyse: Unterschiedliche Phasen

Bsp.: Reaktion ist flüssig, Katalysator ist ein Feststoff

Reaktion ist kinetisch gehemmt: Aktivierungsenergie E_A müsste überwunden werden

7) Chemisches Gleichgewicht

Reversible Reaktionen (Hinreaktion und Rückreaktion) verlaufen in beide Richtungen.

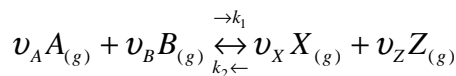
Massenwirkungsgesetz

Für Reaktion im Gleichgewicht.

Gleichgewichtskonstante K_C

Bei mehrstufigen Reaktionen ist die GGW-Konstante das Produkt der einzelnen GGW-Konstanten.

Reaktion:



$$K = K_C = \frac{[X]^{\nu_X} \cdot [Z]^{\nu_Z}}{[A]^{\nu_A} \cdot [B]^{\nu_B}} \quad K = \frac{k_1}{k_2}$$

$$K = K_1 \cdot K_2 \cdot \dots \cdot K_n = \prod K_i$$

K_C : Gleichgewichtskonstante für Konzentration (Temp.-abhängig!)

$k_{1,2}$: Geschwindigkeitskonstanten

a, e, x, z : Koeffizienten

A, E, X, Z : Edukte & Produkte

c : Stoffmengenkonz. [$\frac{mol}{L}$]

K : Gleichgewichtskonstante [...]

Achtung: Für Feststoffe gilt: $[C] = 1$, sie werden also in obiger Rechnung vernachlässigt!

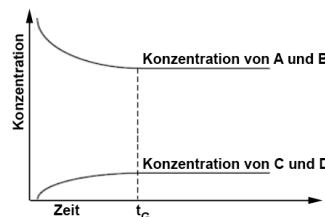
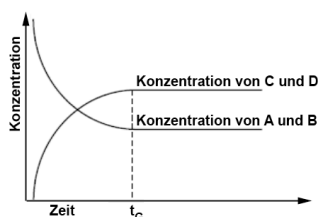
K_C gross (> 1): **Gleichgewicht rechts** (Produktseite begünstigt)

K_C klein (< 1): **Gleichgewicht links** (Eduktseite begünstigt)

Graphische Darstellung

links: $k_1 \approx k_2$ ($k_1 > k_2$)

rechts: $k_1 \ll k_2$



Reaktionsquotient Q

Reaktion nicht im Gleichgewicht: Verwendung von Konzentrationen, bei welchen die Reaktion nicht im Gleichgewicht ist.

$$Q = \frac{[X]^{\nu_X} \cdot [Z]^{\nu_Z}}{[A]^{\nu_A} \cdot [B]^{\nu_B}}$$

Voraussage über die Richtung →

$Q < K_C$: Reaktionsablauf von **links nach rechts**

$Q = K_C$: System im Gleichgewicht

$Q > K_C$: Reaktionsablauf von **rechts nach links**

Gleichgewichtskonstante K_P

p , c sind über das ideale Gasgesetz verlinkt:

$$p = c \cdot R \cdot T, \text{ da: } c = \frac{n}{V}$$

$$K_P = \frac{p(X)^{\nu_X} \cdot p(Z)^{\nu_Z}}{p(A)^{\nu_A} \cdot p(B)^{\nu_B}}$$

$$K_P = K_C \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = \sum \nu_{\text{Produkte}} - \sum \nu_{\text{Edukte}}$$

für $\Delta n = 0$: $K_P = K_C$

K_P : Gleichgewichtskonstante für Partialdrücke

p : Partialdruck [Pa]

Δn : Differenz der Molzahlen (Koeffizienten) der Gase auf der rechten und der linken Seite der Reaktionsgleichung

R : Gaskonstante: $8.314472 \frac{J}{molK}$

Gibbs'sche Energie verknüpft mit Gleichgewichtskonstante K : $\Delta_{Rkt} G = -R \cdot T \cdot \ln(K)$

Freie Standard-Reaktionsenthalpie

$$\Delta_{Rkt} G = -R \cdot T \cdot \ln(K_C)$$

(Zusammenhang zur Thermodynamik)

Le Châtelier

- Prinzip vom kleinsten Zwang, welches das neue Gleichgewicht beschreibt, nach einer Druck-, Konzentrations- oder Temperaturänderung

Druckvergrößerung:

- Das Gleichgewicht verschiebt sich auf die Seite, wo weniger gasförmige Teilchen vorkommen

Konzentrationsänderung

- Durch Entzug eines Reaktionsstoffes (z. B. durch Verdampfen oder Ausscheiden) verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite, wo diese Substanz entfernt wurde.

- Wird stattdessen eine Reaktionssubstanz im Überschuss gegeben, verschiebt sich das Gleichgewicht auf die andere Seite.

Van't Hoff Gleichung

"Temperaturänderung"

Temperaturabhängigkeit einer Gleichgewichtsreaktion

$$\ln\left(\frac{K_2}{K_1}\right) = -\frac{\Delta H^0}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

$$\Rightarrow K_2 = K_1 \cdot e^{\left(\frac{\Delta H^0}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)\right)}$$

K ist temperaturabhängig! Für höhere Temperaturen ergibt sich ein anderes K !!

K_2 : Neue Gleichgewichtskonstante bei neuer Temperatur T_2

Wichtig: Wenn Temperatur erhöht wird, werden $k_{1,2}$ mit Arrhenius erhöht:

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{E_A}{rT}\right)}$$

Folgerung aus thermodynamischen Betrachtungen (Gibbs Energie):

Aber: - Wird die Temperatur erhöht, verschiebt sich das Gleichgewicht zugunsten der endothermen Rkt.
- Wird T stattdessen erniedrigt verschiebt es sich in Richtung der exothermen Reaktion

8) Löslichkeit und Mischungen

Löslichkeitsprodukt

Quantitative Aussage über die Löslichkeit einer Verbindung.

Reaktion:



$$L = K_{Sp} = \frac{[X]^{\nu_X} \cdot [Z]^{\nu_Z}}{[A]^{\nu_A} \cdot [B]^{\nu_B}} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

Vereinfachung: $K_{Sp} = [X]^{\nu_X} \cdot [Z]^{\nu_Z} \rightarrow$

L : Löslichkeitsprodukt (auch K_{Sp})

Vereinfachung Möglich, weil:
Feststoffe-Konzentration: $[C] = 1$,
nur aquatisierte Stoffe "(aq)" werden
in dieser Gleichung aufgenommen!

K_{Sp} gibt an, wie viele Teilchen (hier X und Z) am Gleichgewicht gelöst werden können.

Achtung: Wenn bereits ein Teilchen (X) vorliegt, kann genau so viel des anderen Teilchens (Z) dazugegeben werden, bis K_{Sp} erreicht wird.

Beispiel für K_{Sp}



Fällungsreaktionen

Beim Vermischen von Lösungen wird das Gesamtvolumen vergrößert;

Konzentrationen in $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ nehmen ab!

Ionenprodukt: Produkt der Ionenkonzentrationen (so wie im Ausdruck von L berechnet).

- Ionenprodukt $< L$: Lösung ist nicht gesättigt. Weitere Lösung möglich, bis L erreicht ist.
- Ionenprodukt $= L$: Lösung ist gesättigt. Sie steht mit ungelöster Substanz im Gleichgewicht.
- Ionenprodukt $> L$: Löslichkeitsprodukt überschritten Lösung übersättigt, kein Gleichgewicht, Fällung bis der Wert von L erreicht ist.

Stoffmenge

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)} \quad [\text{mol}]$$

$m(x)$: Masse von x [g]

$M(x)$: Molare Masse von x $\left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$

Molare Masse für 1 mol eines Stoffs ist dessen Atommasse (z.B.: $M(\text{Al}) = 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)

Lösungskonzentration

(Stoffmengen)Konzentration

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

Massenanteil

$$w(x) = \frac{m(x)}{m(\text{Lösung})} \quad []$$

Massenprozent: $w(x) \cdot 100$ [%]

Stoffmengenanteil

$$x(A) = \frac{n(A)}{n(A) + \dots + n(N)}$$

$n(A) + \dots + n(N)$: Stoffmengen aller Komponenten der Lösung.

Massenkonzentration

$$\beta(x) = \frac{m(x)}{V(\text{Lösung})} \quad \left[\frac{\text{g}}{\text{l}} \right]$$

Volumenkonzentration: $\delta(x) = \frac{V(x)}{V(\text{Lösung})} \quad []$

Gibbs'sche Phasenregel

$$p + F = K + 2$$

Wenn mehrere Phasen und stoffliche Komponenten vorliegen, so beschreibt die Gibbs'sche Phasenregel die Anzahl Freiheitsgrade.

p : Zahl der Phasen

F : Freiheitsgrade (frei wählbare Parameter)

K : Zahl der Komponenten (bei reinen Substanzen, $K = 1$)

Titration

Alte Analysenmethode, um Metallkonzentrationen unbekannter Lösungen zu bestimmen, mithilfe einer Titrierlösung (z.B. EDTA) und einem Farbstoff (z.B. Brenzcateehinviolett)

Am Umschlagspunkt gilt: $n_{EDTA} = n_{ME} \quad n = c \cdot V$

Die Titrierlösung wird beim dazu tropfen komplexiert. Am Umschlagspunkt wird der restliche komplexierte Farbstoff vom Titriermolekül ausgewechselt, da dieser eine höhere Affinität zum Ion besitzt. Der nun nicht länger komplexierte Farbstoff bleibt in Lösung und ändert die Farbe der Lösung (Indikator für Umschlag).

9) Elektrochemie

Standardpotentiale bei 25°C, 101300 Pa, pH=0, Ionenkonzentration=1M

Element im Redox-Paar, dessen Oxidationsstufe sich ändert	oxidierte Form	+x ⁻ e ⁻	⇌ reduzierte Form	Standardpotential E°
Fluor (F)	F ₂	+2e ⁻	⇌ 2F ⁻	+2.87V
Gold (Au)	Au ⁺	+e ⁻	⇌ Au	+1.69V
Gold (Au)	Au ²⁺	+2e ⁻	⇌ Au	+1.40V
Chlor (Cl)	Cl ₂ (g)	+2e ⁻	⇌ 2Cl ⁻	+1.36V
Chrom (Cr)	Cr ⁶⁺	+3e ⁻	⇌ Cr ³⁺	+1.33V
Sauerstoff (O)	O ₂ + 4H ⁺	+e ⁻	⇌ 2H ₂ O	+1.23V
Platin (Pt)	Pt ²⁺	+2e ⁻	⇌ Pt	+1.20V
Brom (Br)	Br ₂	+2e ⁻	⇌ 2Br ⁻	+1.07V
Silber (Ag)	Ag ⁺	+e ⁻	⇌ Ag	+0.80V
Eisen (Fe)	Fe ³⁺	+e ⁻	⇌ Fe ²⁺	+0.77V
Iod (I)	I ₂	+2e ⁻	⇌ 2I ⁻	+0.54V
Kupfer (Cu)	Cu ⁺	+e ⁻	⇌ Cu	+0.52V
Kupfer (Cu)	Cu ²⁺	+2e ⁻	⇌ Cu	+0.35V
Kupfer (Cu)	Cu ²⁺	+e ⁻	⇌ Cu ⁺	+0.16V
Zinn (Sn)	Sn ⁴⁺	+2e ⁻	⇌ Sn ²⁺	+0.15V
Wasserstoff (H ₂)	2H ⁺	+2e ⁻	⇌ H ₂	0
Eisen (Fe)	Fe ³⁺	+3e ⁻	⇌ Fe	-0.04V
Blei (Pb)	Pb ²⁺	+2e ⁻	⇌ Pb	-0.13V
Zinn (Sn)	Sn ²⁺	+2e ⁻	⇌ Sn	-0.14V
Nickel (Ni)	Ni ²⁺	+2e ⁻	⇌ Ni	-0.23V
Kobalt (Co)	Co ²⁺	+2e ⁻	⇌ Co	-0.28V
Cadmium (Cd)	Cd ²⁺	+2e ⁻	⇌ Cd	-0.40V
Eisen (Fe)	Fe ²⁺	+2e ⁻	⇌ Fe	-0.41V
Chrom (Cr)	Cr ³⁺	+3e ⁻	⇌ Cr	-0.74V
Zink (Zn)	Zn ²⁺	+2e ⁻	⇌ Zn	-0.76V
Wasser	2H ₂ O	+2e ⁻	⇌ H ₂ + 2OH ⁻	-0.83V
Chrom (Cr)	Cr ²⁺	+2e ⁻	⇌ Cr	-0.91V
Mangan (Mn)	Mn ²⁺	+2e ⁻	⇌ Mn	-1.18V
Aluminium (Al)	Al ³⁺	+3e ⁻	⇌ Al	-1.66V
Titan (Ti)	Ti ²⁺	+2e ⁻	⇌ Ti	-1.77V
Magnesium (Mg)	Mg ²⁺	+2e ⁻	⇌ Mg	-2.38V
Natrium (Na)	Na ⁺	+e ⁻	⇌ Na	-2.71V
Calcium (Ca)	Ca ²⁺	+2e ⁻	⇌ Ca	-2.76V
Barium (Ba)	Ba ²⁺	+2e ⁻	⇌ Ba	-2.91V
Kalium (K)	K ⁺	+e ⁻	⇌ K	-2.92V
Lithium (Li)	Li ⁺	+e ⁻	⇌ Li	-3.05V

10) Index

A			
Anion	4	Hinreaktion	8
Arrhenius	7	Hund'sche Regel	2, 3
Atmosphäre "atm"	1	I	
Atom	2	Innere Energie	6
Atomradius	2	Intermolekulare Kräfte	3
Avogadro Konstante	1	Ionenbindung	4
		Ionenprodukt	9
		Irreversibel	6
		Isobar	6
		Isochor	6
		Isolator	5
B		K	
Bändermodell	5	Katalysator	7
Bimolekulare Reaktion	7	Katalyse (heterogen)	7
Bindungen	3	Katalyse (homogen)	7
Born Haber Kreisprozess	4	Kation	4
		Kinetik	7
		Kinetische Hemmung	7
		Komponenten	9
		Konzentration	9
		Konzentrationsänderung	8
		Kovalente Bindung	3
C		L	
Coulomb	3	Le Châtelier	8
Coulomb Energie	4	Leiter	5
Coulomb Kraft	4	Leitungsband	5
		Logschmidtsche Zahl	1
		Löslichkeit	9
		Löslichkeitsprodukt	9
		Lösungskonzentration	9
D		M	
Dipol Kraft	3	Madelungskonstante	4
Dissoziation	4	Magnetquantenzahl	2
Druckvergrößerung	8	Massenanteil	9
		Massenerhaltung	1
		Massenkonzentration	9
		Massenprozent	9
		Massenwirkungsgesetz	8
		Maxwell-Boltzmann-Verteilung	7
		Metallcharakter	2
		Metalle	5
		Mol	1
		Molare Masse	9
		Molekülorbitalmodell	3
		N	
		Nebenquantenzahl	2
		O	
		Orbital	2
		Orbitalbesetzung	2
		Orbital-Energie-Diagramm	2
		Ordnung (Reaktion)	7
		Reaktionsordnung	7
		Oxidationszahl	5
		Ozonabbau	7
		P	
		Pauli Prinzip	2
		Periodensystem	2
		Phasen	9
		Phasendiagramm	1
		Phasenregel	9
		Prinzip vom kleinsten Zwang	8
		Q	
		Quantenzahlen	2
		R	
		Radioaktiver Zerfall	7
		Reaktionsablauf	8
		Reaktionsausgleich	1
		Reaktionsenthalpie	6
		Reaktionsenthalpie (freie)	6
		Reaktionsentropie	6
		Reaktionsgeschwindigkeit	7
		Reaktionsgeschwindigkeits-Gesetz	7
		Reaktions-Laufrichtung	8
		Reaktionsquotient	8
		Reaktionsrate	7
		Reversibel	6
		Reversible Reaktion	8
		Rückreaktion	8
		S	
		Schalen	2
		Spin	2
		Standardbedingungen	1
		Standard-Reaktionsenthalpie, freie	8
		Stoffmenge	9
		Stoffmengenanteil	9
		Stoffmengenkonzentration	9
		T	
		Temperaturänderung	8
		Thermodynamik	6
		Titration	9
		Trouton (Faustregel)	6
		U	
		Umsatz	1
		Unimolekulare Reaktion	7
		V	
		Valenzband	5
		Van der Waals (VdW) Kraft	3
		Van't Hoff Gleichung	8
		Van't Hoff Regel	7
		Verdampfungsentropie	6
		Volumenkonzentration	9
		VSEPR Modell	3
		W	
		Wärmekapazität	6
		Wasserstoffbrücke	3