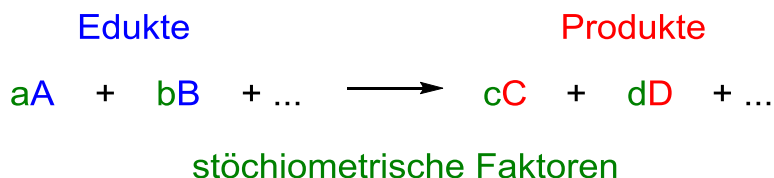


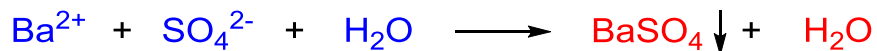
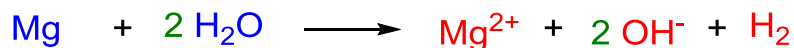


Allgemeine Reaktionsgleichung



Wichtig: Summe der Atome und Ladungen muss auf beiden Seiten gleich sein!

Beispiele:



Frage: Wie viel festes Bariumsulfat (in g) kann maximal gewonnen werden, wenn zu 10 ml einer Schwefelsäure (0.1 mol/l) eine gesättigte Lösung aus BaCl₂ gegeben wird, bis kein Feststoff mehr ausfällt? Wie viel HCl Gas entsteht dabei maximal (Volumen unter Normalbedingungen unter der Annahme, dass kein HCl-Gas in Lösung verbleibt)?

Wichtige Begriffe

Stoffmenge n (mol)

1 mol = 6,022 * 10²³ Teilchen

=> Das chemische Dutzend

Molare Masse M (g/mol)

Ungefähr: 1 mol Proton/Neutron ≈ 1 g

=> je Proton/Neutron ≈ 1 g/mol = 1 u

bis 2019: 1 mol ¹²C = 12 g (genau)

Umrechnung von Stoffmengen:

Stoffmenge im Feststoff: $n = m/M$

M: Addieren der Atommassen aus PSE

Stoffmenge im Gas:

molares Normalvolumen = 22,4 l/mol

(bei 0 °C und 1013 hPa)

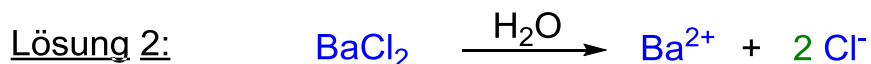
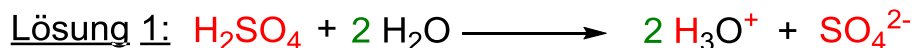
Ideale Gasgleichung **$pV = nRT$**

Stoffmenge in Lösung:

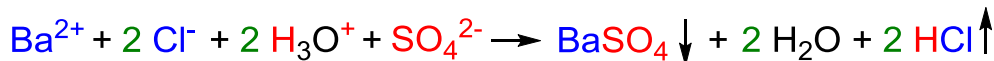
Konzentration c (mol/l): **$c = n/V$**

(manchmal auch Molarität M)

Frage: Wie viel festes Bariumsulfat (in g) kann maximal gewonnen werden, wenn zu 10 ml einer Schwefelsäure (0.1 mol/l) eine gesättigte Lösung aus BaCl₂ gegeben wird, bis kein Feststoff mehr ausfällt? Wie viel HCl Gas entsteht dabei maximal (Volumen unter Normalbedingungen unter der Annahme, dass kein HCl-Gas in Lösung verbleibt)?



Reaktion:



1. Stöchiometrie prüfen



2. Stoffmenge berechnen



$$\Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ ml} * 0.1 \text{ mmol/ml} = 1.0 \text{ mmol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{BaSO}_4} = 1.0 \text{ mmol} * 1 = 1.0 \text{ mmol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{HCl}} = 1.0 \text{ mmol} * 2 = 2.0 \text{ mmol}$$

3. Stoffmenge in gewünschte Einheit umrechnen

$$3.1 \quad M^{\text{Ba}}: 137 \text{ g/mol}, M^{\text{S}}: 32 \text{ g/mol}, M^{\text{O}}: 16 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow M_{\text{BaSO}_4} = 233 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{BaSO}_4} = 233 \text{ mg/mmol} * 1 \text{ mmol} = 233 \text{ mg} = 0.233 \text{ g}$$

$$3.2 \quad V_{\text{HCl}} = 2.0 \text{ mmol} * 22.4 \text{ ml/mmol} = 44.8 \text{ ml}$$

Wichtige Begriffe

Stoffmenge n (mol)

$$1 \text{ mol} = 6,022 * 10^{23} \text{ Teilchen}$$

=> *Das chemische Dutzend*

Molare Masse M (g/mol)

Ungefähr: 1 mol Proton/Neutron $\approx$ 1 g

$$\Rightarrow \text{je Proton/Neutron} \approx 1 \text{ g/mol} = 1 \text{ u}$$

bis 2019: 1 mol ¹²C = 12 g (genau)

Umrechnung von Stoffmengen:

Stoffmenge im Feststoff: $n = m/M$

M: Addieren der Atommassen aus PSE

Stoffmenge im Gas:

molares Normalvolumen = 22,4 l/mol

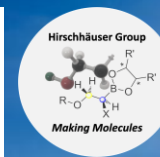
(bei 0 °C und 1013 hPa)

Ideale Gasgleichung **$pV = nRT$**

Stoffmenge in Lösung:

Konzentration c (mol/l): **$c = n/V$**

(*manchmal auch Molarität M*)



Massenwirkungsgesetz (MWG)

$$K = \frac{[C]^c \times [D]^d \dots}{[A]^a \times [B]^b \dots}$$

$K > 1$ mehr Produkte
 $K < 1$ mehr Edukte

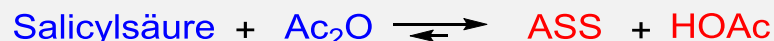
Prinzip von Le Chatelier

Prinzip des kleinsten Zwangs

Lage des Gleichgewichtes kann beeinflusst werden durch:

Zugabe/Entfernen von Edukten/Produkten

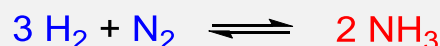
Beispiel: Aspirin (ASS) Synthese



Änderung des Drucks

Erhöhung des Drucks führt zur **Verschiebung des GGWs** zugunsten des Zustand mit **geringerem Volumen**.

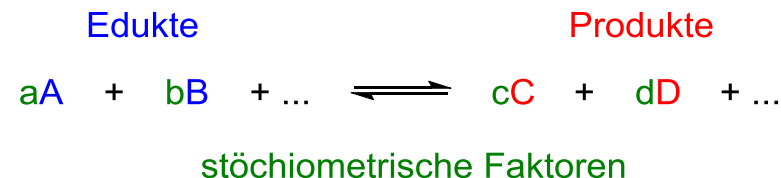
Beispiel: **Haber-Bosch**



Änderung der Temperatur

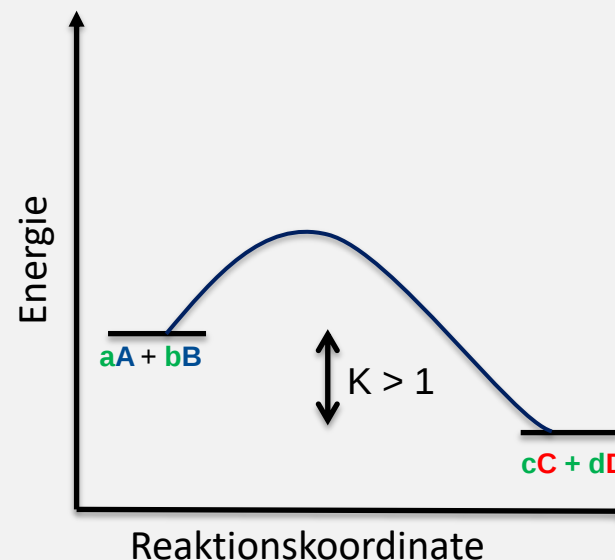
Erhöhung der Temperatur verschiebt das Gleichgewicht zugunsten der **endothermen** Reaktion. **Verringerung der Temperatur** zugunsten der **exothermen** Reaktion.

Gleichgewicht (Reversible Reaktion)



Reaktionsenergiediagramm

Reversibel bei ausreichend hoher Temperatur



Gibbs-Helmholtz Gleichung

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

G = Freie Enthalpie / Gibbs-Energie

(Maß in wie weit eine Reaktion freiwillig abläuft)

$\Delta G < 0 \Rightarrow$ Exergonische Reaktion

$\Delta G > 0 \Rightarrow$ Endergonische Reaktion

H = Enthalpie (Wärmetönung isobarer Reaktionen)

Chemische Energie $\Leftrightarrow$ Wärme

1. Hauptsatz der Thermodynamik:

Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden

$\Delta H < 0 \Rightarrow$ Exotherme Reaktion

$\Delta H > 0 \Rightarrow$ Endotherme Reaktion

S = Entropie (Maß für die Unordnung)

2. Hauptsatz der Thermodynamik

Entropieänderung in geschlossenen Systemen $\Delta S \geq 0$

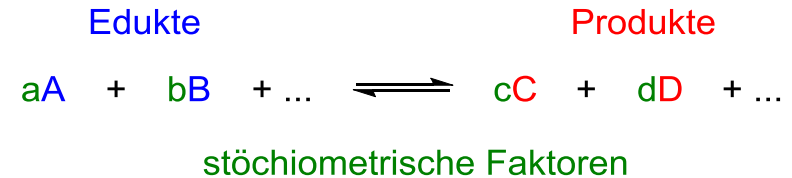
T = Temperatur

Durchschnittliche kinetische Energie der Teilchen

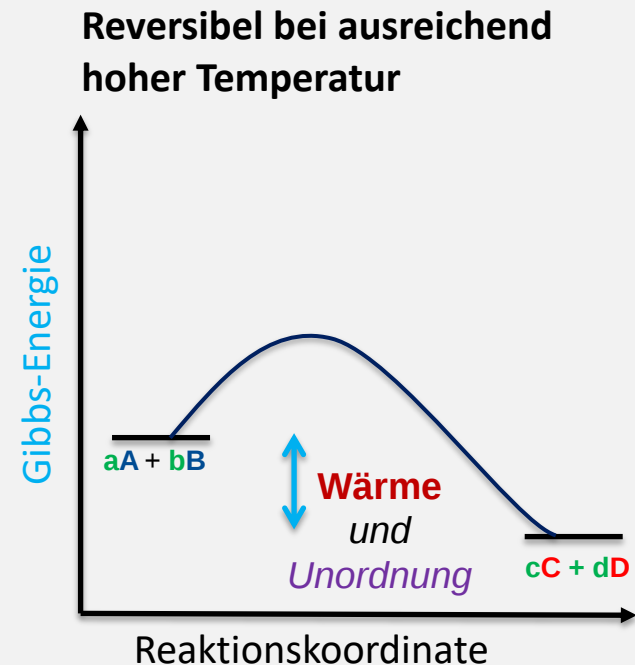
Verbindung zu MWG durch **Van't-Hoff-Gleichung:**

$$\Delta G = -RT \ln(K) \quad (R: \text{Gaskonstante})$$

Gleichgewicht (Reversible Reaktion)



Reaktionsenergiendiagramm





Massenwirkungsgesetz

$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}]^1 \times [\text{SO}_4^{2-}]^1}{[\text{CaSO}_4]^{\text{fest}}} \quad [\text{CaSO}_4]^{\text{fest}} = \text{konst.}$$

Löslichkeitsprodukt (K_L)

$$K_L^{\text{CaSO}_4} = [\text{Ca}^{2+}]^1 \times [\text{SO}_4^{2-}]^1$$

$$K_L^{\text{CaSO}_4} = 2,45 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \text{ (25 °C)}$$

$$\Rightarrow c^{\text{max.}} = \underline{\hspace{2cm}} = 4,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow \text{max. } 0,67 \text{ g CaSO}_4 \text{ (M = 136 g/mol)}$$

lösen sich in 1 l H₂O

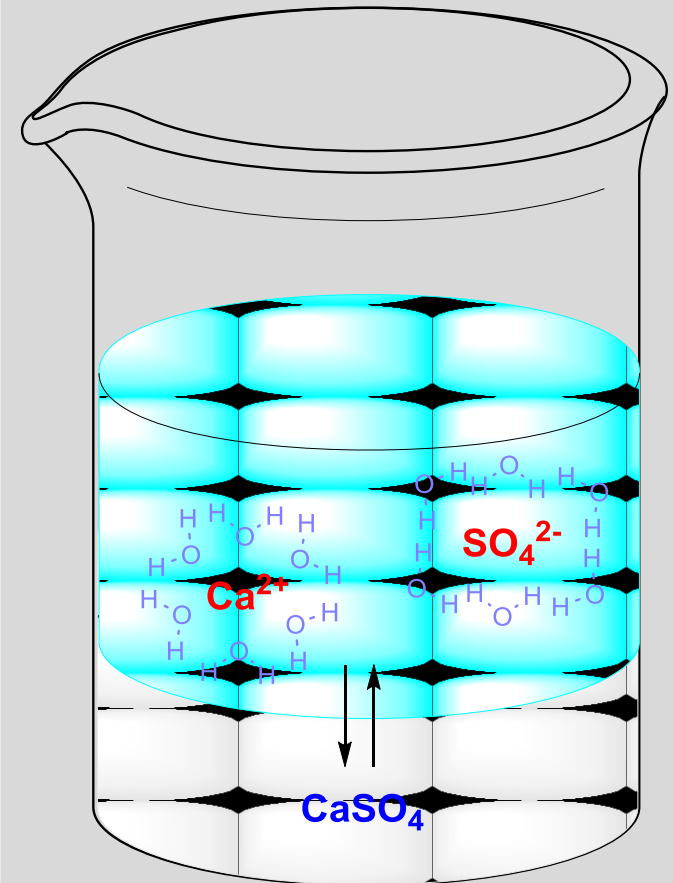
Löslichkeitsprodukt (allgemein) $K_L = [\text{A}]^a \times [\text{B}]^b \dots$

Löslichkeit von Reinstoffen wird berechnet: $K_L^{-(a+b+\dots)}$

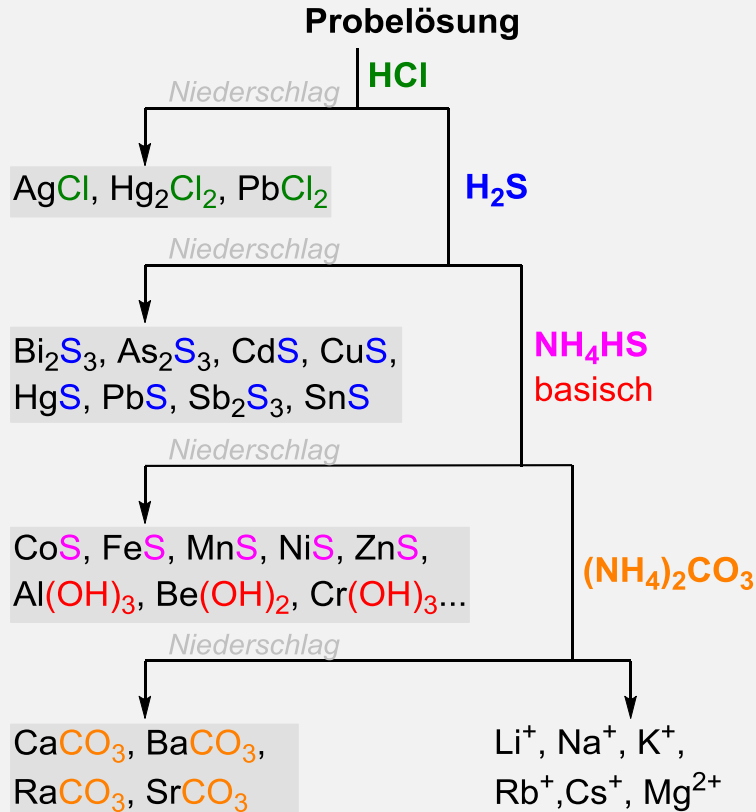
Grobe Einteilung von Löslichkeiten:

- >1 mol/l leicht löslich
- 0,1- 1 mol/l mäßig löslich
- < 0.1 mol/l schwer löslich

Gesättigte Lösung CaSO₄ (Gips) in H₂O



Kationen-Trennungsgang



Löslichkeit wird durch die thermodynamische Stabilität des Salzes bestimmt:

Löslichkeit
des Salzes

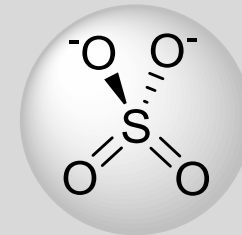


Na⁺

Ca²⁺

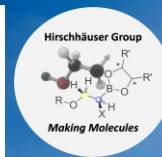
Ba²⁺

Stabilität
des Salzes



Stabilität von Salzen wird bestimmt durch:

1. Stöchiometrie (z.B. binäre Salze i.A. leichter zu packen)
2. Ladung (viel hilft viel: z.B. mp^{NaCl} 801 °C, mp^{CaSO_4} 1460 °C)
3. Ionengröße (ähnliche Größen i.A. leichter zu packen)
4. pH Wert (basische Lösungen => mehr Anionen, Carbonate zerfallen im Sauren)



Definitionen

Säure → **Protonendonator**

Meist: H-Atom an elektronegativem Element

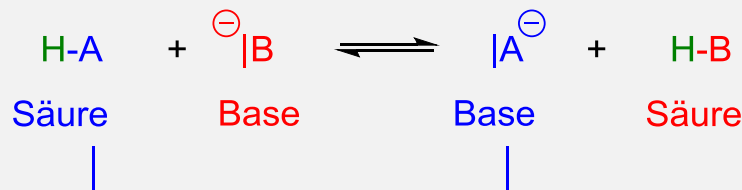
Bildet in Wasser H_3O^+

Base → **Protonenakzeptor**

Meist: Freies Elektronenpaar

Bildet in Wasser OH^-

Säure-Base Reaktion



Säure-Base-Paar

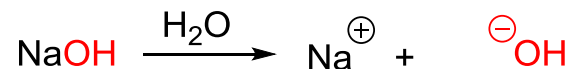
Starke Säuren/Basen

Dissoziieren vollständig in Wasser

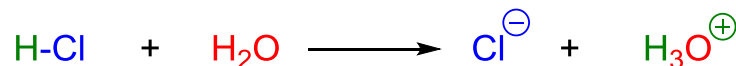
Säuren: HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , (HClO_4)

Basen: $\text{M}(\text{OH})_n$ M=(Erd)Alkalimetalle

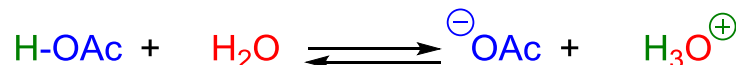
Beispiele:



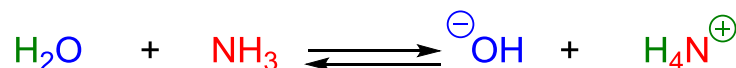
NaOH :
starke
Base



HCl :
starke
Säure



HOAc , NH_4^+
schwache
Säure



NH_3
schwache
Base

Schwache Säuren/Basen

Protonierte und deprotonierte Form stehen im Gleichgewicht.

Säuren: R-COOH , Ar-OH , R_3NH^+ , NaH_2PO_4

Basen: R-COO^- , Ar-O^- , R_3N , PO_4^{3-}

=> Die konjugierten Basen von schwachen Säuren sind ebenfalls schwach, da in beiden Fällen das Gleichgewicht in der Mitte liegt.

Wie ermittle ich die Stärke einer Säure?



$$K = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \times [\text{H}_2\text{O}]}$$

$[\text{H}_2\text{O}] = \text{konst.} = 55,5 \text{ mol/l}$

$$K_S = K \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

$$-\lg_{10} K_S = \text{p}K_S = -\lg_{10} \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Analog für Basen:



$$-\lg_{10} K_B = \text{p}K_B = -\lg_{10} \frac{[\text{OH}^-] \times [\text{HB}]}{[\text{B}^-]}$$

Für konjugierte Säure/Base-Paare gilt:

$$\text{p}K_S + \text{p}K_B = 14$$

Wie schätze ich die Stärke einer Säure?

Vergleich der vereinfachten Gleichungen:



Die **thermodynamische Stabilität** geladener Teilchen hat den größten Einfluss auf die Lage des Gleichgewichtes.

Alle Ionen werden stabilisiert durch:

- Verteilung der Ladung (HI saurer als HCl)

Anionen werden stabilisiert durch:

- Elektronegative Atome (HF saurer als H₂O)
- Elektronenziehende Substituenten
(Säurestärke HO-SO₂R > HO-COR > HO-H)

Kationen

- *vice versa* Anionen

Wichtige Regeln zur Säurestärke:

- Kleinerer pK_S-Wert → stärkere Säure
 - Je stärker die Säure, desto schwächer die konjugierte Base (und umgekehrt).
- ⇒ stabilere Anionenbase (A⁻) → stärkere _____
- ⇒ stabilere Kationensäure (HA⁺) → stärkere _____

Wer ist eigentlich dieser Logarithmus?



Logarithmus

Die Umkehroperation
des Potenzierens

$$x = b^y$$

$$\lg_b(x) = y$$

Beispiele:

$$\lg_{10}(100) = y =$$
$$100 = 10^y$$

$$\lg_{10}(1) = y =$$
$$1 = 10^y$$

$$\lg_{10}(0,1) = y =$$
$$0,1 = 10^y$$

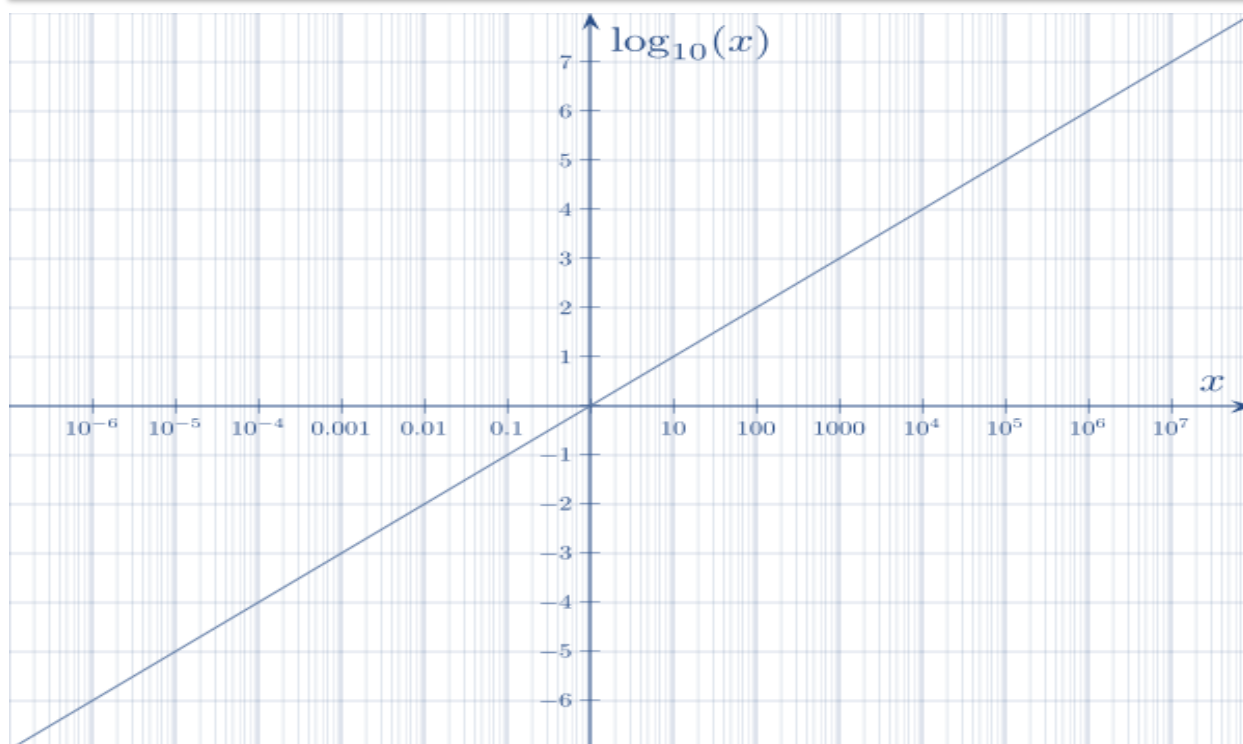
Definition

Logarithmus

Als Logarithmus einer Zahl **x** bezeichnet man den Exponenten **y**, mit dem eine vorher festgelegte Basis **b** potenziert werden muss um die gegebene Zahl **x** zu erhalten.

Mögliche Schreibweisen: $\lg_b(x)$ oder $\log_b(x)$

Auch häufig verwendet: $\lg$ oder $\log$ für $\lg_{10}$; $\ln$ für $\lg_e$ (e = Eulersche Zahl)



Autoprotolyse des Wassers



H₂O reagiert sowohl als Säure, als auch als Base.

Solche Teilchen heißen: _____

$$K = \frac{[\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{konst.} = 55,5 \text{ mol/l}$$

Ionenprodukt des Wassers und pH-Wert

$$K \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_W = [\text{HO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{HO}^-]$$

$$\text{p}K_W = -\log 10^{-14} =$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

pH-Wert: Wie viele H₃O⁺- und OH⁻-Ionen sind in einer wässrigen Lösung? Wie sauer oder basisch ist die Lösung?

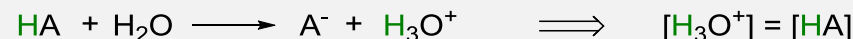
Sauer: [H₃O⁺] > [OH⁻] pH-Wert _____

Basisch: [H₃O⁺] < [OH⁻] pH-Wert _____

Neutral [H₃O⁺] = [OH⁻] pH-Wert _____

pH-Werte Berechnen

Starke Säuren/Basen ($\text{p}K_{S/B} < -1$)



Basen analog

Achtung: Stöchiometrie beachten

Beispiele:

$$1 \text{ mol/l HCl} \quad \Rightarrow 1 \text{ mol/l H}_3\text{O}^+ \quad \Rightarrow \text{pH} = -\log 1 = \underline{\hspace{1cm}}$$

$$0,05 \text{ mol/l H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 0,1 \text{ mol/l H}_3\text{O}^+ \Rightarrow \text{pH} = -\log 0,1 = \underline{\hspace{1cm}}$$

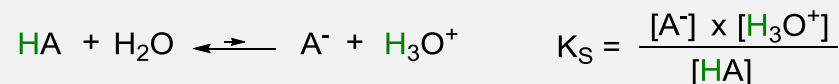
$$10^{-3} \text{ mol/l NaOH} \Rightarrow 10^{-3} \text{ mol/l OH}^- \Rightarrow \text{pOH} = -\log 10^{-3} = \underline{\hspace{1cm}}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \underline{\hspace{1cm}}$$

Konzentrationen < 10⁻⁷ können hier vernachlässigt werden.

$$10^{-9} \text{ mol/l HBr} \Rightarrow 10^{-9} \text{ mol/l} + \underline{\hspace{1cm}} \text{ mol/l H}_3\text{O}^+ \Rightarrow \text{pH} = \underline{\hspace{1cm}}$$

Schwache Säuren/Basen ($\text{p}K_{S/B} > 3$)



Nimmt man [HA] als konstant an und setzt [H₃O⁺] = [A⁻] ergibt sich $K_S = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HA}]$. Nach Umformung erhält man:

Schwache Säuren:

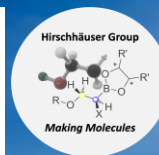
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_S - \log[\text{Säure}])$$

Schwache Basen (analog):

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_B - \log[\text{Base}])$$

Merkhilfe: _____

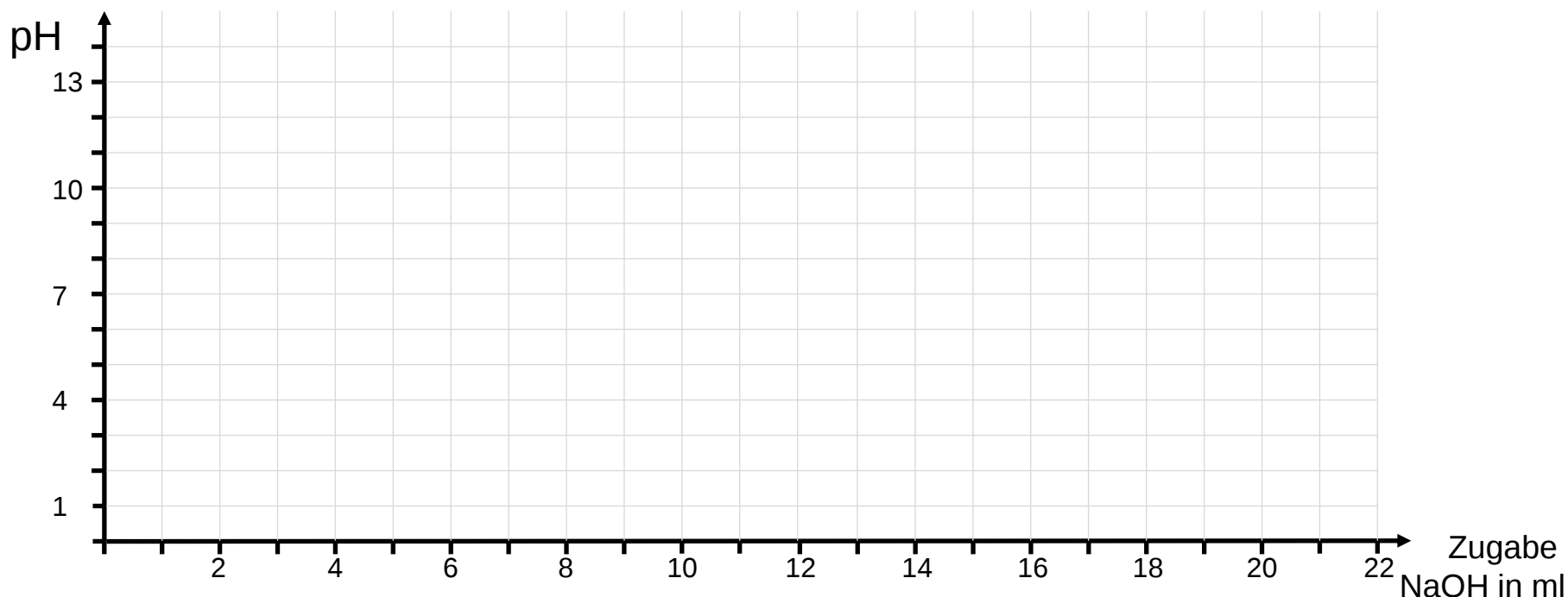
Titration starker Säure mit starker Base



UNIVERSITÄT
DUISBURG
ESSEN

2

Offen im Denken



Beispiel: Titration von 10 ml HCl (0,1 mol/l) mit NaOH (0,1 mol/l)

pH-Wert am Anfang (starke Säure):

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{HCl}]$$

Äquivalenzpunkt = Neutralpunkt = pH 7

Grenzwert des pH-Wertes (starke Base):

$$\text{pOH} = -\log[\text{HO}^-] = -\log[\text{NaOH}]$$

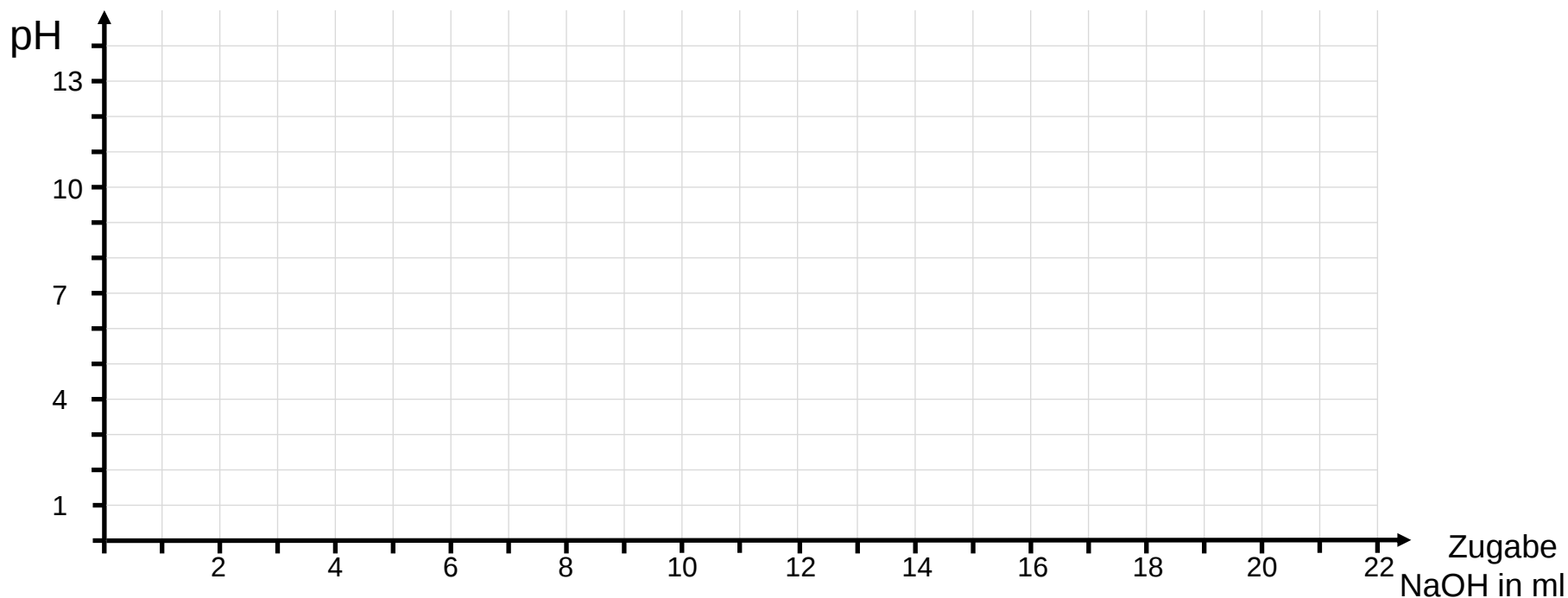
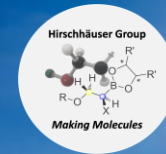
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Indikator (ändert Farbe in Abhängigkeit vom pH-Wert)

Beispiele: **Methylorange** (bei pH 3.1 – 4.4, rot → orange), **Phenolphthalein** (bei pH 8.0 – 10.0, farblos → rot).

NaOH / ml	Neutralisierte HCl (%)	Rechnung	pH-Wert
0.0	0.0	$-\log(0,1)$	
9.00	90.0	$-\log(0,01)$	2
9.90	99.0	$-\log(0,001)$	3
9.99	99.9	$-\log(0,0001)$	4
10.0	100.0	$\text{pH} = \text{pOH}$	7
∞		$14 - (-\log(0,1))$	

Titration schwacher Säure mit starker Base und Puffer



Beispiel: Titration von 10 ml HOAc (0,1 mol/l) mit NaOH (0,1 mol/l)

pH-Wert am Anfang (**schwache Säure**):

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_S - \log[\text{HOAc}]) = \frac{1}{2} (4,8 + 1) = 3,4$$

Neutralpunkt = pH 7

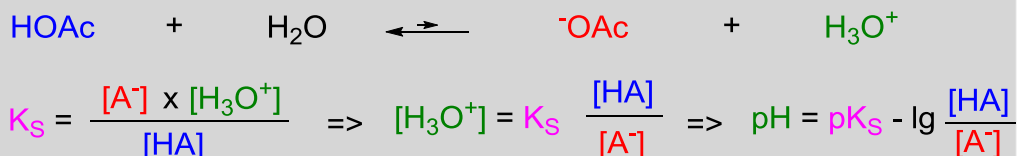
Äquivalenzpunkt (**schwache Base**):

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \log[\text{NaOAc}]) = \frac{1}{2} (9,2 - \log[0,05]) = 5,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,3 = 8,7$$

Grenzwert des pH-Wertes (starke Base):

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13$$



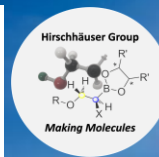
Henderson-Hasselbalch /
Puffer-Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_S + \lg \frac{[\text{base}]}{[\text{Säure}]}$$

Halbäquivalenzpunkt: $[\text{HA}] = [\text{A}^-]$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_S$$

Pufferkapazität: Menge an zugebarer
Base/Säure bevor der **Pufferbereich**
($\text{pH} = \text{pK}_S \pm 1$) verlassen wird.



Definitionen

Oxidation → Abgabe von Elektronen

Erhöhung der Oxidationszahl

Reduktion → Aufnahme von Elektronen

Verringerung der Oxidationszahl

Eine Redoxreaktion findet immer zwischen einem Oxidationsmittel und einem Reduktionsmittel statt.

Oxidationsmittel

- bewirkt eine Oxidation
- entzieht Reaktionspartner Elektronen
- wird selbst reduziert
- z.B. O_2 , H_2O_2 , X_2 , Fe^{3+} , $KMnO_4$, HNO_3

Reduktionsmittel

- bewirkt eine Reduktion
- überträgt Elektronen auf Reaktionspartner
- wird selbst oxidiert
- z.B. H_2 + Metall, HCl + Zn , unedle Metalle

Disproportionierung

- Stoff *mittlere* Oxidationsstufe reagiert zu zwei Stoffen *höherer* und *niedrigerer* Oxidationsstufe.
- Der umgekehrte Prozess heißt **Komproportionierung**

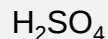
Oxidationszahl (OZ)

Die Oxidationszahl ist die Ladung der Atome wenn in einer Verbindung alle Bindungen so gespalten werden, dass beide Elektronen dem Partner mit dem höheren Elektronegativitätswert zugeordnet werden.

Einfache Regeln:

- Elemente haben immer $OZ = 0$
- in einatomigen Ionen gilt $OZ = \text{Ladungszahl}$
- Sauerstoff (O) hat (außer in Verbindungen mit Fluor oder mit sich selbst) immer $OZ = -2$.
- i. A. Alkalimetalle $OZ = +1$, Erdalkalimetalle $OZ = +2$
- in Verbindungen gilt $\Sigma OZ = \text{Gesamtladung}$

Beispiele:



Schrittweises Vorgehen

1. Reaktionspartner identifizieren

- Oxidationszahl bestimmen
- wo verändert sich die Oxidationszahl?
- Redoxpaare finden

2. Teilgleichungen aufstellen

- hypothetische Aufnahme/Abgabe von e^-
- einzeln pro Redoxpaar
- im Säuren gebundenen Sauerstoff mit $2 H_3O^+$ zu H_2O ausgleichen (im basischen mit H_2O zu $2 OH^-$)

3. Elektronenzahl angleichen

- kleinstes gemeinsames Vielfaches für e^- finden
- Teilgleichungen mit e^- -Zahl / KGV multiplizieren

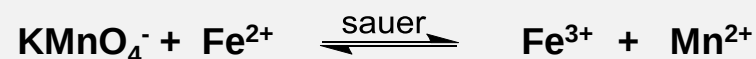
4. Teilgleichungen addieren

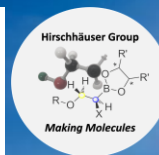
- durch Addition der Teilgleichungen entsteht eine korrekte Reaktionsgleichung, da e^- gekürzt werden kann

5. Gegenionen ergänzen

- nicht an der Reaktion beteiligte Ionen hinzufügen, so dass die Summe der Ladungen pro Seite null ergibt

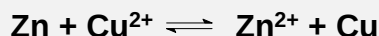
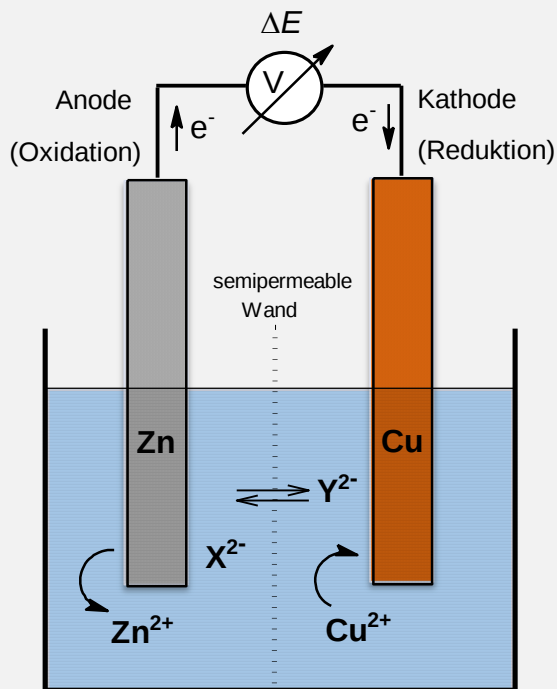
Beispiel





Daniell-Element

Galvanische Zelle aus Zn/ZnSO_4 und Cu/CuSO_4



Redoxpaare: $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$

$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2e^-$

Normalpotential

$E^0 = -0.76 \text{ V}$

$E^0 = 0.35 \text{ V}$

$\Delta E = 1.11 \text{ V}$

EMK:

$$\Delta E = E^{\text{Edel}} - E^{\text{Unedel}}$$

EMU-Regel

Normalpotential

Redoxpaar	$E^0 [\text{V}]$
reduzierte Form $\rightleftharpoons$ oxidierte Form	
$\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + e^-$	-2,71
$\text{Mg} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	-2,40
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	-0,76
$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	-0,44
$\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + 2e^-$	$\pm 0,0^*)$
$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	+0,35
$2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2e^-$	+0,58
Hydrochinon $\rightleftharpoons$ Chinon $+ 2\text{H}^+ + 2e^-$	+0,70
$\text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + e^-$	+0,77
$4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}^{3+} \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^-$	+1,30
$7\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cr}^{3+} \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^-$	+1,33
$2\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2e^-$	+1,36
$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{3+} + 3e^-$	+1,52

Reduktions-
kraft

Oxidations-
kraft

je größer E^0 umso _____ das Metall

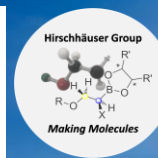
Nernst'sche Gleichung

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{z} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

z = Zahl der ausgetauschten Ladungen

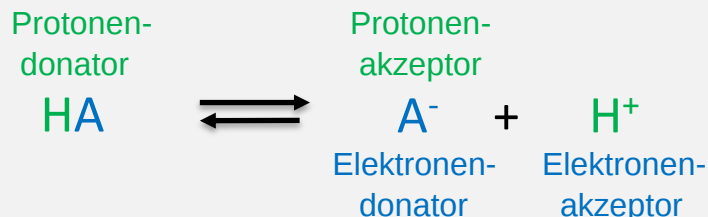
Elektrolyse: Umkehrung des Prozesses

CAVE: 1. Redoxrichtung sowie Anode/Kathode tauschen
2. Lösungsmittel beachten (z.B. H_2 aus H_2O)



Lewis-Säure-Base-Komplexe

Brønsted-Definition



Lewis-Definition

Lewis erweiterte die Säure/Base-Definition

- alle Brønsted-Basen sind **Lewis-Basen**
- **Lewis-Säuren haben eine Elektronenlücke** die reversibel mit einem Elektronenpaar eine kovalente Bindung eingehen kann (z.B. H⁺, BR₃, AlR₃, FeX₃).

Bildung eines Lewis-Säure-Base-Komplexes (Beispiel):

Komplexbindungen/Dative Bindungen:

Reversibel ausbildbare, kovalente Bindungen, zu denen ein Partner (Ligand, Donor) beide Elektronen beisteuert.

Metallkomplexe



M = Zentralatom / Elektronenpaar-Akzeptor
(oft Übergangsmetalle: z.B. Fe, Cu²⁺, Ag⁺)

L = Ligand / Elektronenpaar-Donor
(Atom mit freiem Elektronenpaar: z.B. NR₃, RCOO⁻)

n = Anzahl der Liganden (**L**)

Komplexladung: Summe aller Einzelladungen

Koordinationszahl: Zahl der Bindungen zwischen **M** und **L**
(oft: 4 → quadratisch planar, tetraedisch / 6 → oktaedrisch)

Mehrzählige Liganden: Liganden, die über mehr als ein freies Elektronenpaar an ein Zentralatom binden können.

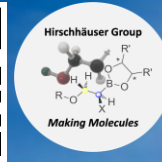
Chelat-Komplexe: Komplexe mit mehrzähligen Liganden
CAVE: hier gilt Koordinationszahl ≠ Ligandenanzahl (n)

entropisch bevorzugt und dadurch besonders stabil

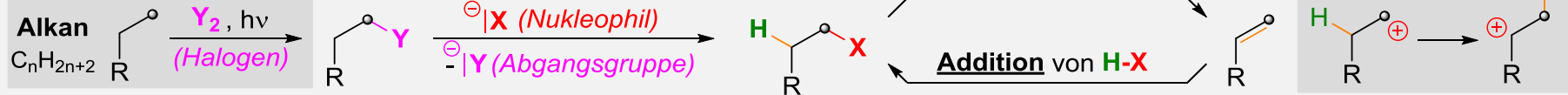
Beispiel:

Komplexdissoziationskonstante: $K^{\text{dis}} = \frac{[\text{M}] \cdot [\text{L}]^n}{[\text{ML}_n]}$

Oxidationsgrad bestimmt die Reaktivität



Reaktionstypen:



Oxidationsgrade

0	1	2	3	4
Alkan	Alkohol	Aldehyd (R=H) Keton (R=CR _n)	Carbonsäure	Kohlendioxid (CO ₂)
$\begin{array}{c} -2 \\ \\ C \\ \\ -3 \end{array}$	$\begin{array}{c} OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ R \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ OH \end{array}$	$O=C=O$
	$\begin{array}{c} OR \end{array}$ Ether (R=CR _n)	$\begin{array}{c} RO \quad OR' \\ \quad \\ R \end{array}$ Halbacetal (R = H) (Voll)Acetal (R=CR _n)	$\begin{array}{c} O \\ \\ OR \end{array}$ Ester (R=CR _n)	$\begin{array}{c} O \\ \\ RO \quad OR \end{array}$ Kohlensäure (R = H) Carbonat (R=CR _n)
	$\begin{array}{c} NR_2 \end{array}$ Amin	$\begin{array}{c} RX \quad NR'_2 \\ \quad \\ R \end{array}$ Halbaminal (XR = OH) (Voll)Aminal (XR=NR _n)	$\begin{array}{c} O \\ \\ NR_2 \end{array}$ Amid (R=CR _n)	$\begin{array}{c} O \\ \\ R_2N \quad OR \end{array}$ Carbamat (R=CR _n)
	$\begin{array}{c} Br \end{array}$ Bromalkan	$\begin{array}{c} NR \\ \\ R \end{array}$ Imin	$\begin{array}{c} N \\ \equiv \\ \end{array}$ Nitril	$\begin{array}{c} O \\ \\ R_2N \quad NR_2 \end{array}$ Harnstoff
$\ominus$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \end{array}$ Alken	Enol (R=H), Enolether (R=CR _n)	$\begin{array}{c} \equiv C-OR \end{array}$	$\ominus$
Oxidation				
Reduktion				

Substitution mit X
Addition / Eliminierung von H-X

Oxidationsgrad (Definition):

Menge, der an ein C-Atom gebundenen **Heteroatome**

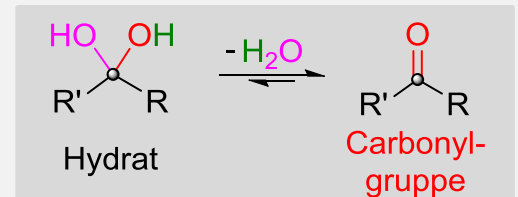
+ _____

Stammverbindung:

Wird allgemein nach Hydrolyse einer Verbindung im gleichem Oxidationsgrad (z.B. mit NaOH oder H₂SO₄, H₂O) erhalten.

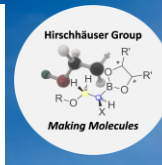
Erlenmeyer-Regel:

Hydrate von Carbonylgruppen sind im Allgemeinen instabil.

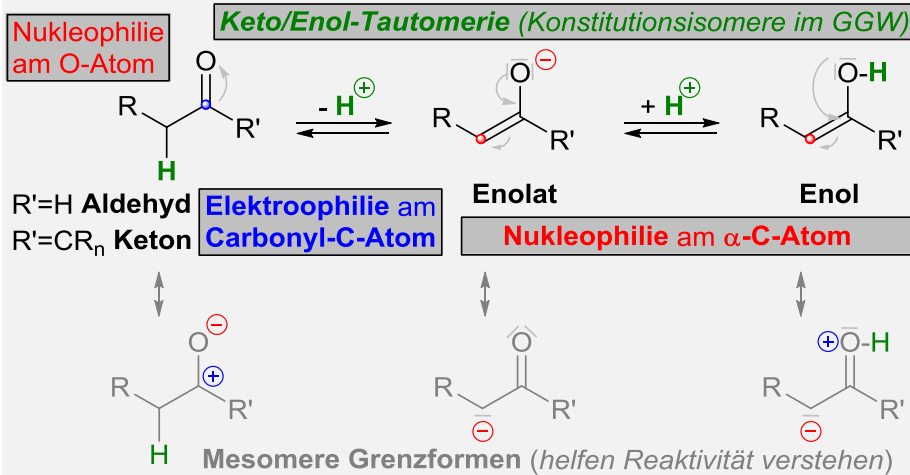


Grund: Eine C=O-Doppelbindung ist thermodynamisch stabiler als zwei C-O-Einfachbindungen.

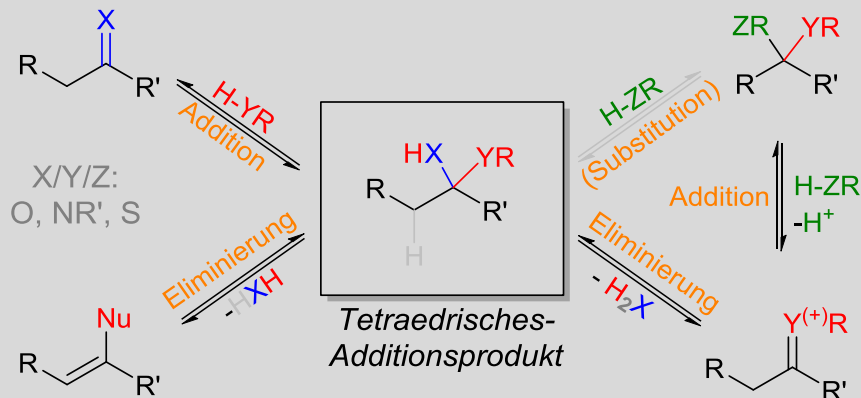
Oxidationsgrad bestimmt die Reaktivität



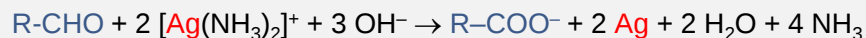
Eigenschaften von Aldehyden und Ketonen:



Allgemeines Reaktionsschema im OG 2:



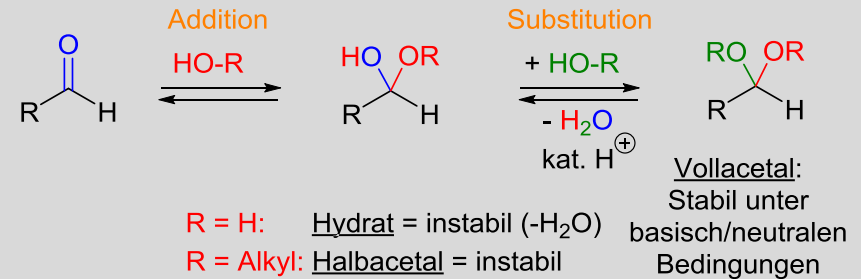
Nachweis: Aldehyde und Halbacetale (Zucker) können durch oxidation nachgewiesen werden. z.B. Silberspiegelprobe:



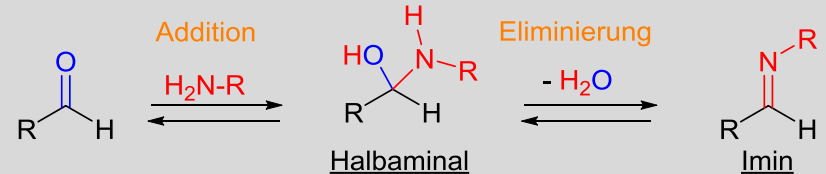
Wichtige Reaktionen:

O-Nukleophile

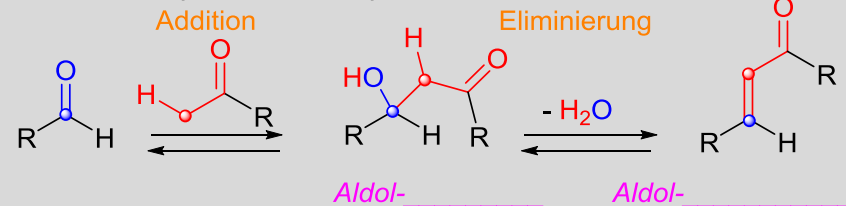
Thiole (HS-R) und Halogenide (H-X) analog



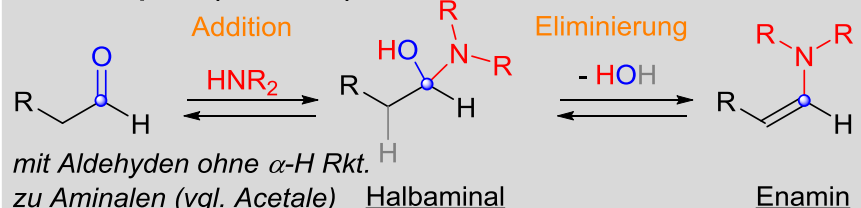
N-Nukleophile (primär)

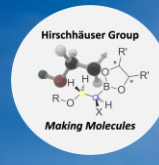


C-Nukleophile (Enole/Enolate)



N-Nukleophile (sekundär)





Vereinfachte Gleichungen:



stabilere Anionen sind **schwächere Basen**
→ ihre konjugierten **Säuren** sind **stärker**

stabilere Kationen sind **schwächere Säuren**
→ ihre konjugierten **Basen** sind **stärker**

Was stabilisiert Anionen?

- elektronegativerer Atome
- elektronen**ziehende** Substituenten (X, CX_n, C=O ↔ ⁺C-O⁻)
- Mesomerie

Was stabilisiert Kationen?

- elektropositiverer Atome
- elektron**schiebende** Substituenten (CR_n, O, N)
- Mesomerie

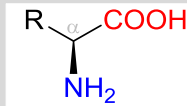
Stark oder Schwach?

Organischen Säuren/Basen sind _____

- in reinem Wasser nicht vollständig dissoziiert
- **ABER: pH-Wert bestimmt Protonierung**

Wichtiges Beispiel Aminosäuren:

- Zwitterionen am **Isoelektrischen Punkt**
- Beispiel Glycin: H₃N⁺-CH₂-COO⁻
 $\text{pK}_S^{\text{COOH}} = 2.3, \text{pK}_S^{\text{NH}_3^+} = 9.6, \text{IEP} = (\text{pK}_S^1 + \text{pK}_S^2)/2 = 6.0$



Ausgewählte Beispiele:

Azidität
Säure

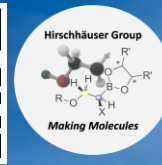
Säure

Base

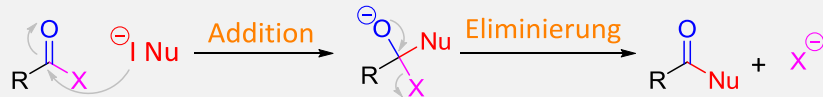
Basizität
Base

	$\text{pK}_S > 40$		nicht möglich in wässrigen Lösungen
	$\text{pK}_S = 35$		nicht möglich in wässrigen Lösungen
	$\text{pK}_S = 20$		
	$\text{pK}_S = 16$		Alkohole reagieren neutral (in H ₂ O)
	$\text{pK}_S = 10$		Amine reagieren basisch (in H ₂ O)
	$\text{pK}_S = 10$		
Phenole reagieren leicht sauer (in H ₂ O)			
	$\text{pK}_S = 5$		
	$\text{pK}_S = 5$		

Reaktionen im OG 3 und Kinetik



Säurederivate - allgemeines Reaktionsschema:

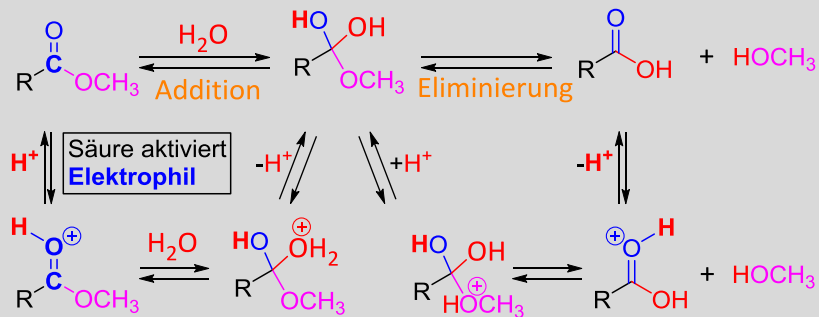


X: Cl, OOCR, OR, NR₂, O⁻

Basizität:

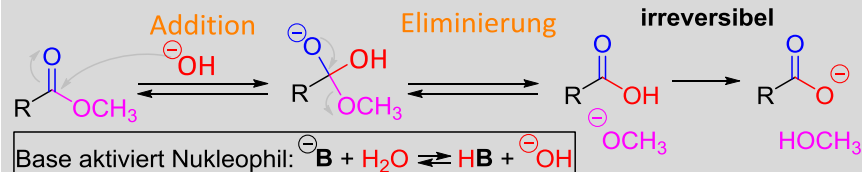
Abgangsgruppe
X⁻ weniger
basisch als Nu⁻

Beispiel 1: Saure Esterhydrolyse / Veresterung



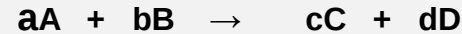
- Säure katalysiert => Säure entsteht => *autokatalytisch*
- Katalysator beschleunigt eine Reaktion (verringert E^A)
hat aber **keinen Einfluss auf Gleichgewichtslage**
- **Reversible** Reaktion (Steuerung nach Le Chatelier)
=> mehr H₂O **Hydrolyse** / mehr HOR => **Veresterung**

Beispiel 2: Basische Esterspaltung (S_N2t)



Kinetik

Betrachtet die Geschwindigkeit einer Reaktion
=> erlaubt Rückschlüsse auf den _____



Für die Reaktionsgeschwindigkeit (v) gilt:

$$v = -\frac{d[A]}{dt \cdot a} = -\frac{d[B]}{dt \cdot b} = +\frac{d[C]}{dt \cdot c} = +\frac{d[D]}{dt \cdot d}$$

Geschwindigkeitsgesetze:

0. Ordnung: $v = k$ z.B. Zersetzung N₂O an Au_(s)
1. Ordnung: $v = k [A]$ z.B. S_N1, E1, radioaktiver Zerfall
2. Ordnung: $v = k [A] \times [B]$ z.B. S_N2, E2, S_N2t
oder $v = k [A]^2$

Reaktionen an Enzymen benötigen oft H₂O und ergeben dann
pseudo 1. Ordnung: $v = k [A] \times [H_2O]$, [H₂O] = konz. → $v = k [A]$

Energiediagramm S_N2t:

E^A = Aktivierungsenergie

