

Vorkurs Chemie



Technische
Hochschule
Georg Agricola

- Grundlagen
- Aufbau der Atome
- Periodensystem der Elemente
- Reaktionsgleichungen/Stöchiometrie
- Chemische Bindung
- Chemische Reaktionen/Thermodynamik
- Säuren und Basen
- Redox-Reaktionen

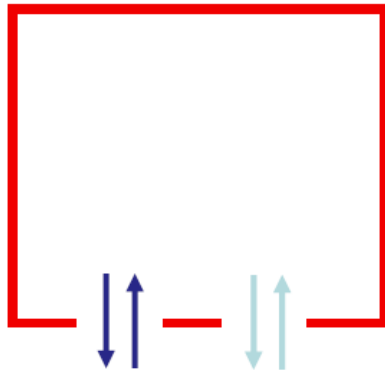
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

System - Reaktionsraum

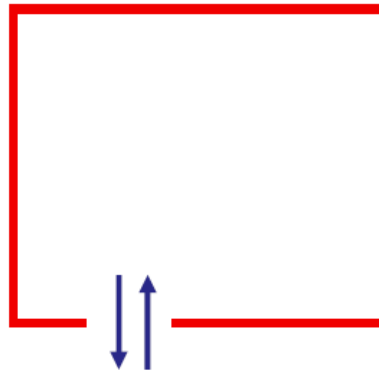
offenes
System



Energie Stoff

Stoff- und
Energieaustausch
mit der Umgebung
(Kochtopf).

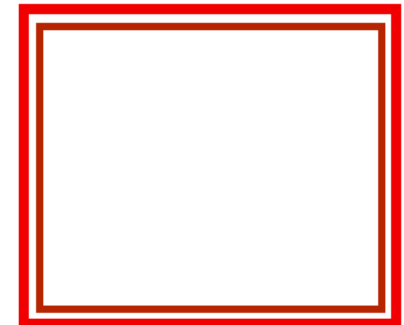
geschlossenes
System



Energie

Kein Stoffaustausch
mit der Umgebung,
jedoch
Energieaustausch
(Drucktopf).

abgeschlossenes
System



Kein Stoff- und
Energieaustausch
mit der Umgebung
(Thermoskanne).



Die innere Energie U – 1. Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V \quad \text{für } p = \text{const.}$$

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

$$Q_p = \Delta H \quad (\text{Enthalpieänderung})$$

Die vom System bei konstantem Druck abgegebene Wärme (Q_p) entspricht der Enthalpieabnahme (ΔH) des Systems.

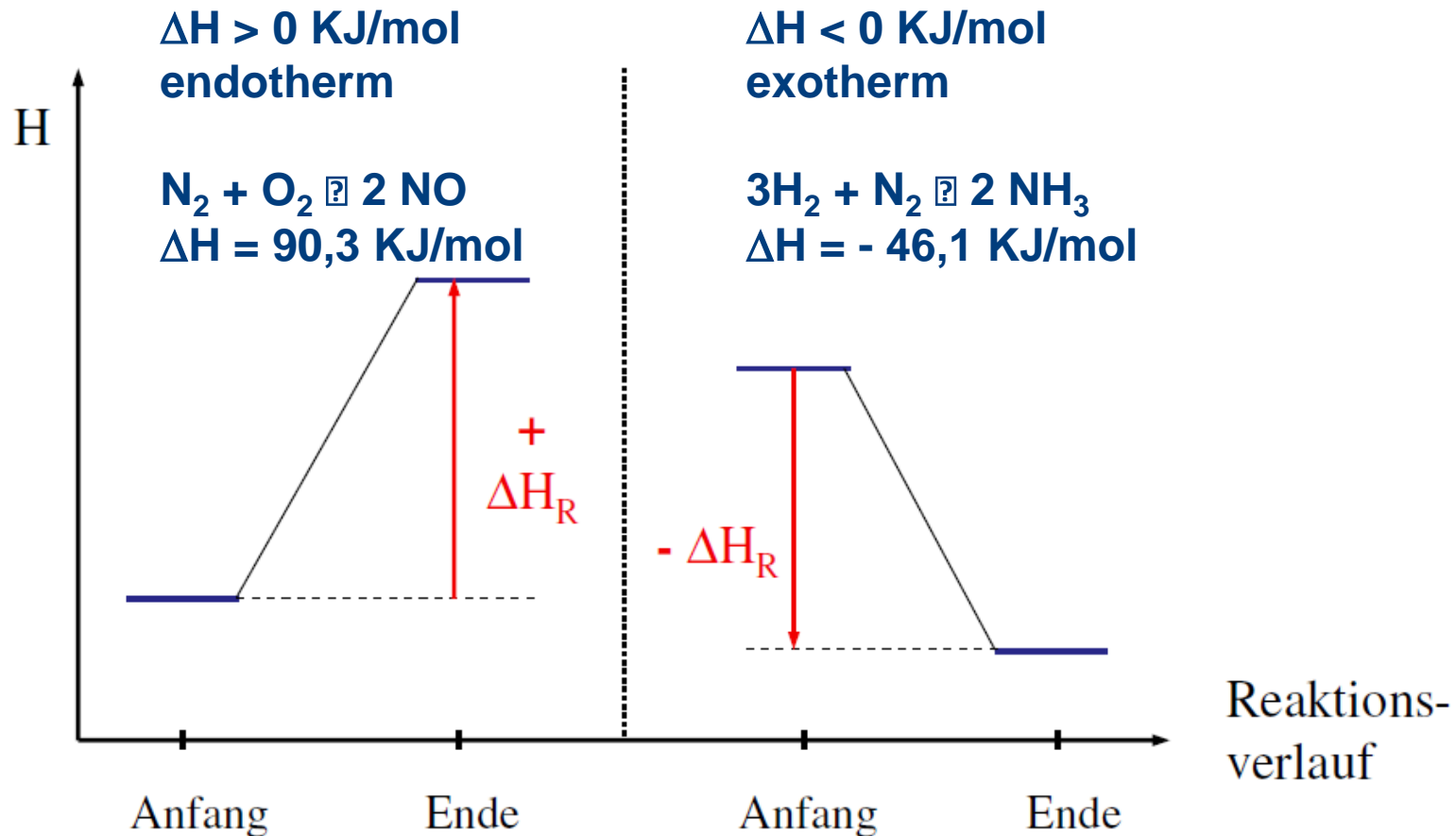
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Die Enthalpie H

ΔH^0 = Standardreaktionsenthalpie bei 298 K (25°C) und 101,3 KPa

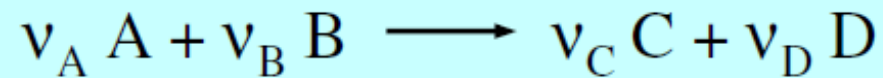


Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aus den Standardbildungsenthalpien lässt sich jede Reaktionsenthalpie berechnen:

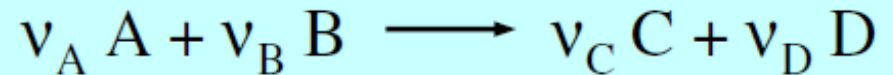
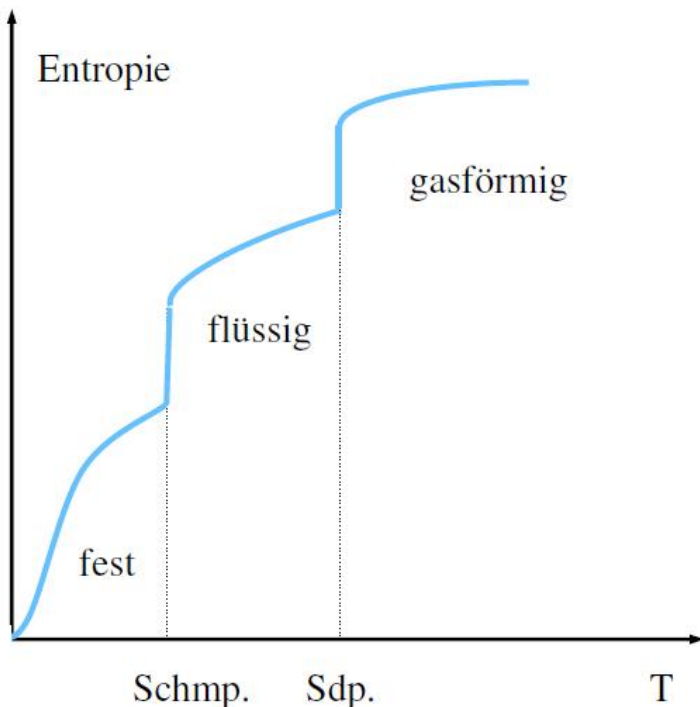


$$\Delta H_R^0 = [\sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Produkte}} - \sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Edukte}}]$$



Die Entropie S (2. und 3. Hauptsatz der Thermodynamik):

- Maß für die Ordnung bzw. Unordnung eines Systems
- S wächst mit zunehmender Unordnung (2. Hauptsatz)
- am absoluten Nullpunkt ist $S = 0$ (3. Hauptsatz)



$$\Delta S_R^0 = (\sum v \times \Delta S^0)_{\text{Prod.}} - (\sum v \times \Delta S^0)_{\text{Ed.}}$$

Prozesse unter Entropieerhöhung:

- Temperaturerhöhung
- Volumenvergrößerung
- Druckerniedrigung
- Phasenübergänge (s/l, l/g)
- Erhöhung der Teilchenzahl

Reaktionen



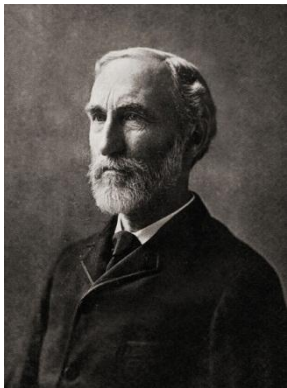
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Die freie Standardreaktionsenthalpie G

Die Natur ist bestrebt ...

... die Enthalpie (H) zu minimieren

... die Entropie (S) zu maximieren



J. W. Gibbs
(1839 – 1903)

Gibbs-Helmholtz-Gleichung

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$



H. v. Helmholtz
(1821 – 1894)

Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Die freie Standardreaktionsenthalpie G

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$

$$\Delta G_R^0 < 0$$



exergonisch, Reaktion
läuft freiwillig ab

$$\Delta G_R^0 > 0$$



endergonisch, Rück-
reaktion läuft
freiwillig ab

$$\Delta G_R^0 = 0$$



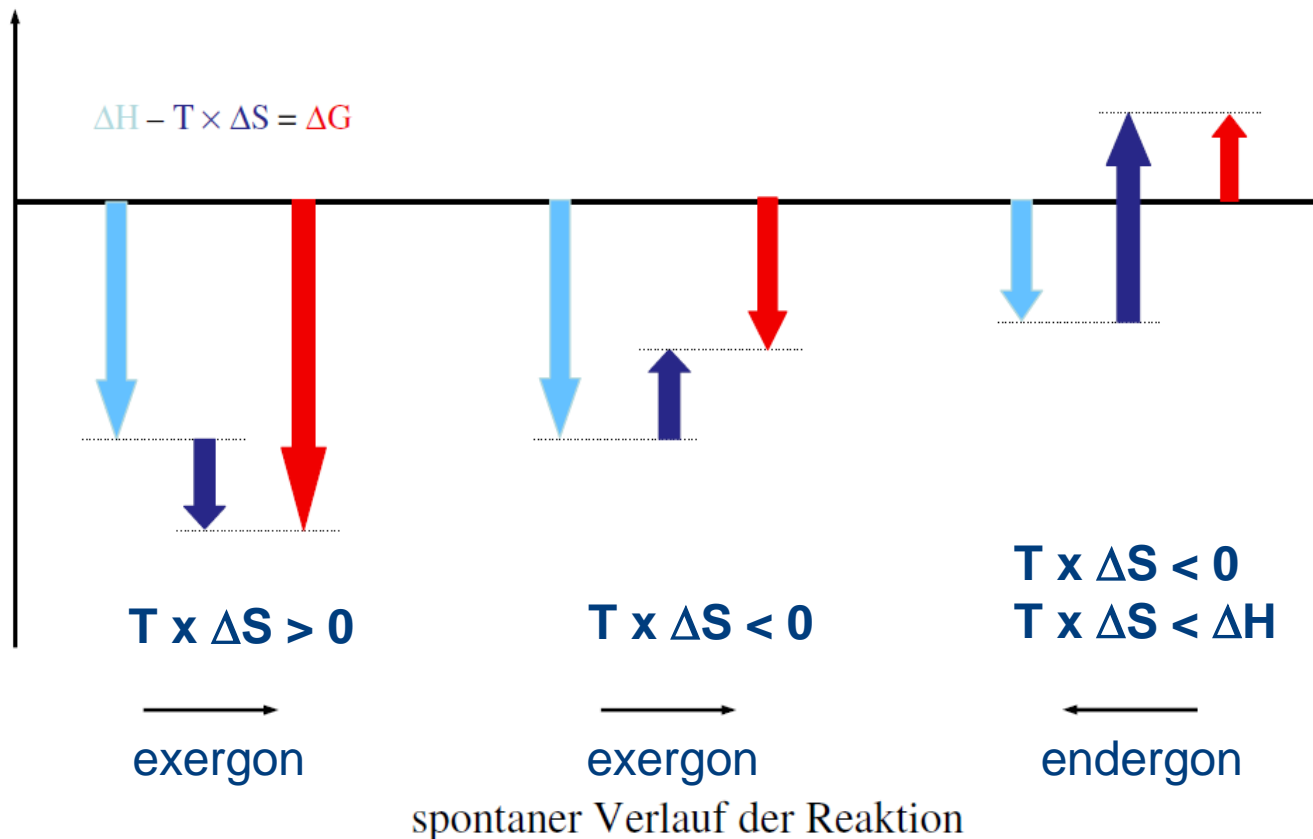
System ist im
Gleichgewicht, keine
Arbeitsleistung
möglich

Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Exotherme Reaktion $\Delta H < 0$

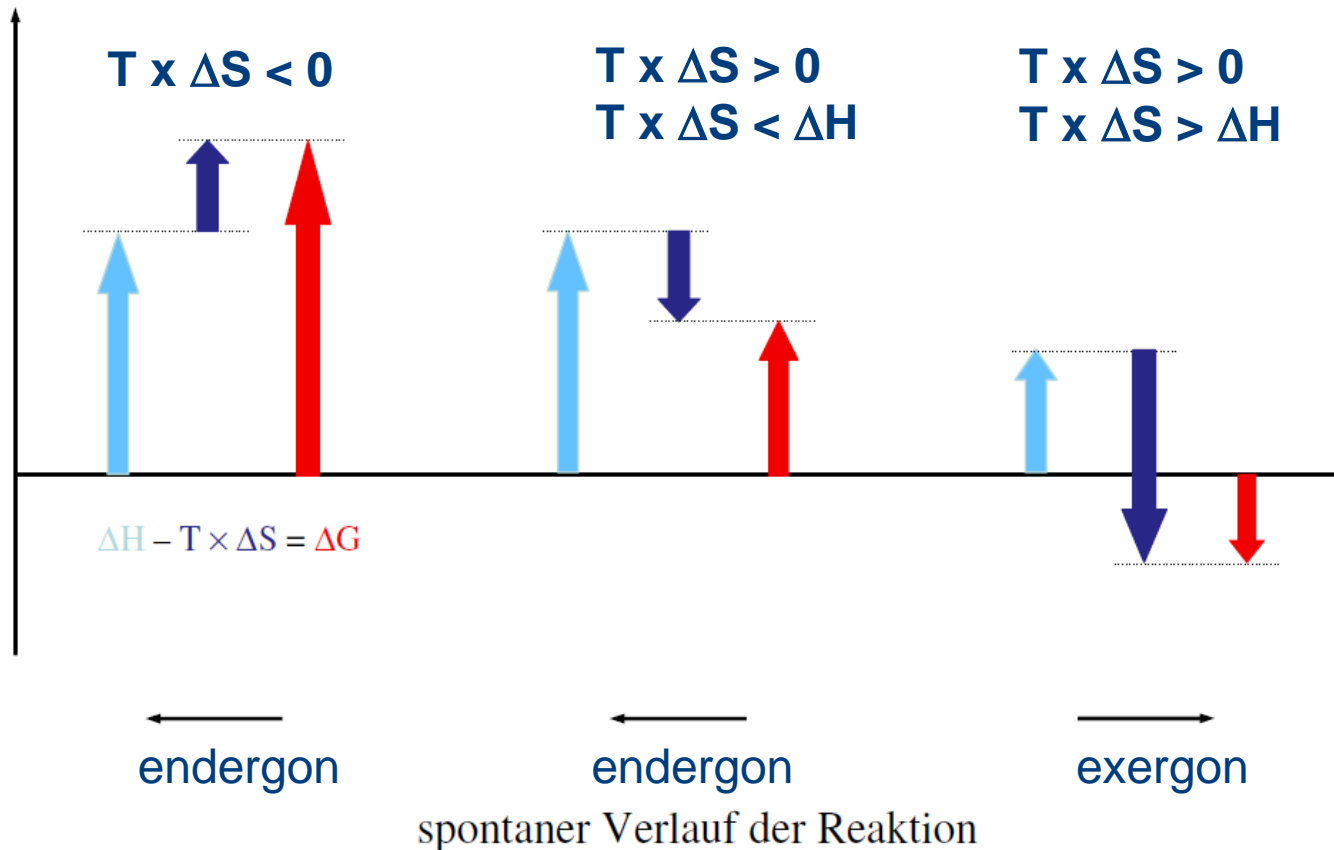


Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Endotherme Reaktion $\Delta H > 0$



Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Das chemische Gleichgewicht

Viele chemische Reaktionen sind scheinbar mit der vollständigen Umwandlung der Ausgangsstoffe in Reaktionsprodukte beendet. Ein spektakuläres Beispiel ist die Knallgasreaktion, hierbei verbinden sich Wasserstoff und Sauerstoff miteinander zu Wasser:

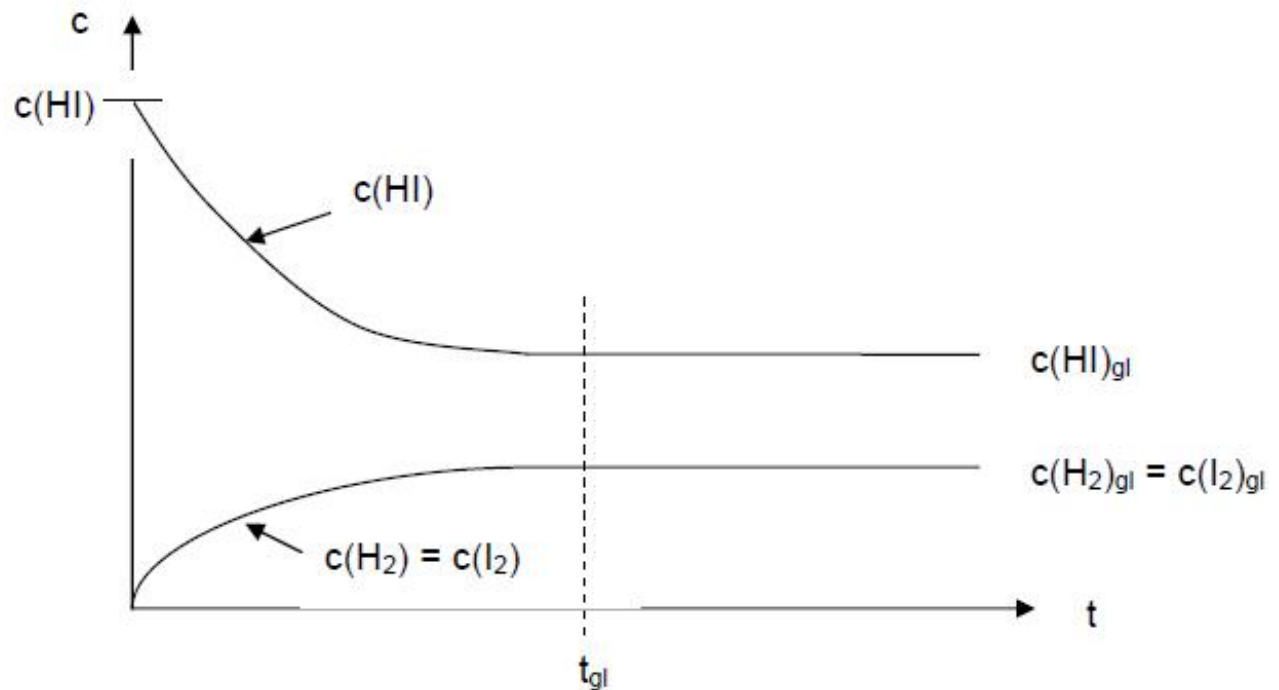
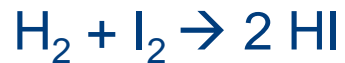


Bei vielen Reaktionen findet jedoch keine vollständige Umsetzung der Ausgangsstoffe statt, gleichgültig, wie lange die Reaktion abläuft.

Beispiel:



Reaktionen



Es gilt für die Reaktionsgeschwindigkeiten v :

Hinreaktion: $v_h = k_h \times c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2)$

Rückreaktion: $v_r = k_r \times c(\text{HI}) \times c(\text{HI}) = k_r \times c^2(\text{HI})$

Im Gleichgewicht sind beide Geschwindigkeiten gleich:

$$v_h = v_r$$

v [m/s]

k [mol² x m / L² x s]

Geschwindigkeitskonstante

c [mol/L]

Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola



Hinreaktion: $v_h = k_h \times c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2)$

Rückreaktion: $v_r = k_r \times c(\text{HI}) \times c(\text{HI}) = k_r \times c^2(\text{HI})$

Im Gleichgewicht sind beide Geschwindigkeiten gleich:

$$v_h = v_r$$

Massenwirkungsgesetz



$$k_h \times c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2) = k_r \times c^2(\text{HI})$$



$$c^2(\text{HI}) / c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2) = k_h / k_r = K$$



K ist die Gleichgewichtskonstante

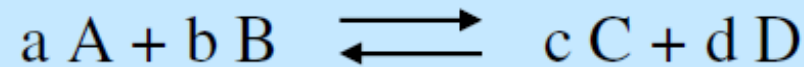
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Massenwirkungsgesetz (allg. Formulierung)

Chemische Reaktionen sind meist Gleichgewichtsreaktionen



Hin- und Rückreaktion laufen gleichzeitig ab, die Reaktion kommt zum Stillstand, die Konzentrationen aller beteiligten Stoffe sind konstant.

Gleichgewichtskonstante =

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

Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

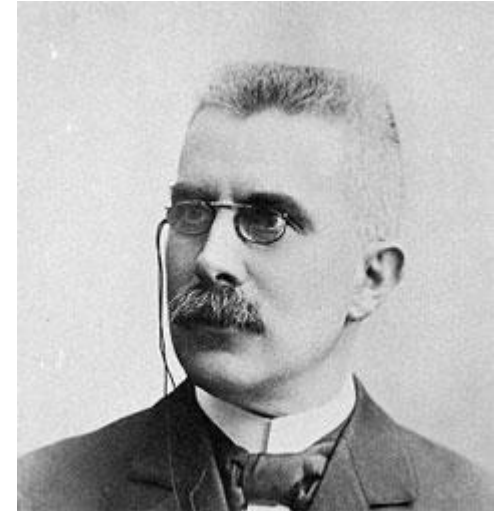
Beeinflussung der Gleichgewichtslage

„Prinzip vom kleinsten Zwang“

Bei einer äußeren Einwirkung auf ein dynamisches Gleichgewicht wird die Gleichgewichtslage so verschoben, dass dem äußeren Zwang entgegengewirkt wird.

Beeinflussung eines Gleichgewichts durch:

- Änderung der Konzentration
- Änderung der Temperatur
- Änderung des Drucks und Volumens



Henry Le Chatelier
(1850 – 1936)

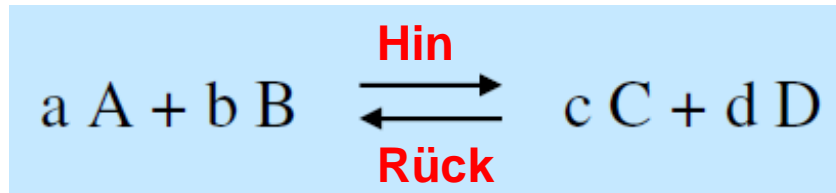
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung der Konzentration



- Erhöhung der Konzentration der Edukte
- Erniedrigung der Konzentration der Produkte

Hin-Reaktion wird begünstigt

- Erniedrigung der Konzentration der Edukte
- Erhöhung der Konzentration der Produkte

Rück-Reaktion wird begünstigt

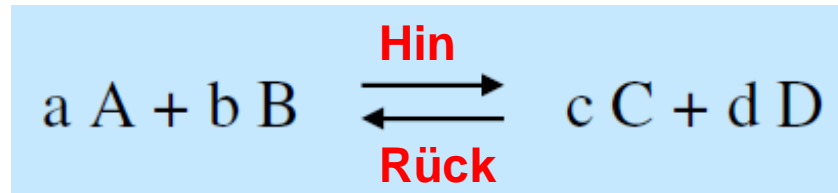
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung der Temperatur



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

und

$$\Delta G = -R \times T \times \ln k$$

- endotherme Reaktion $\Delta H > 0$
und Temperaturerhöhung
- exotherme Reaktion $\Delta H < 0$
und Temperaturerniedrigung

Hin-Reaktion wird begünstigt

- endotherme Reaktion $\Delta H > 0$
und Temperaturerniedrigung
- exotherme Reaktion $\Delta H < 0$
und Temperaturerhöhung

Rück-Reaktion wird begünstigt

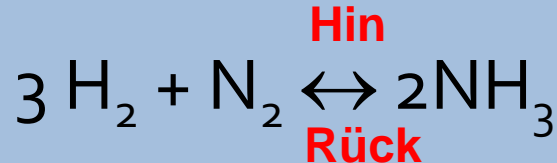
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung des Drucks/Volumens

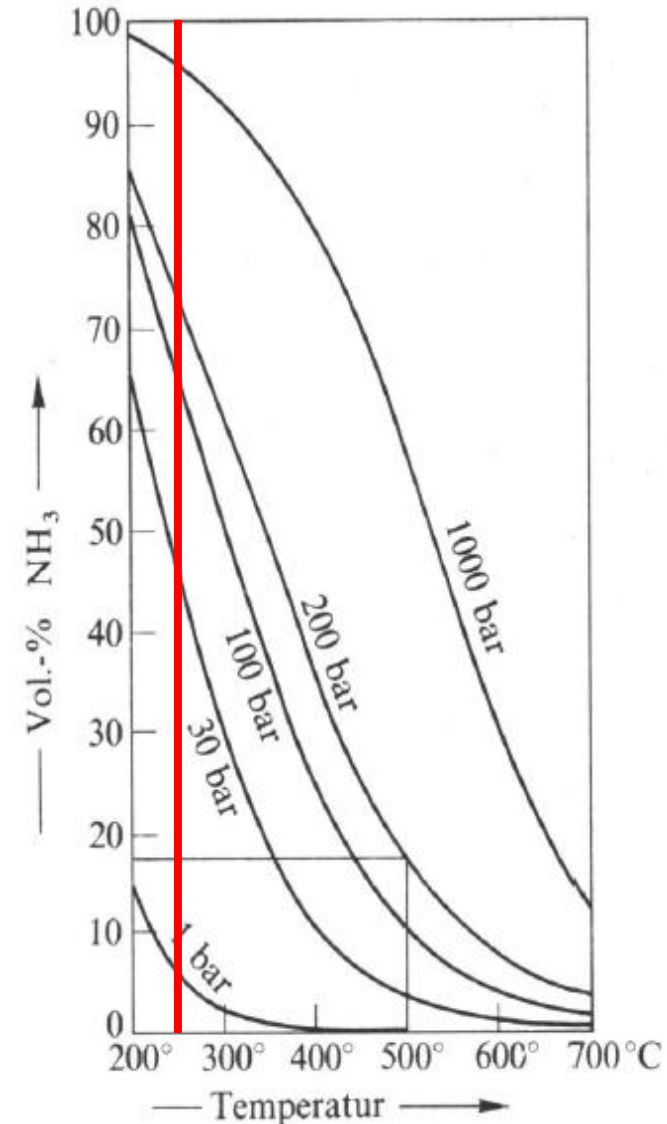


- Druckerhöhung/Volumenverkleinerung

Hin-Reaktion wird begünstigt

- Druckerniedrigung/Volumenerhöhung

Rück-Reaktion wird begünstigt



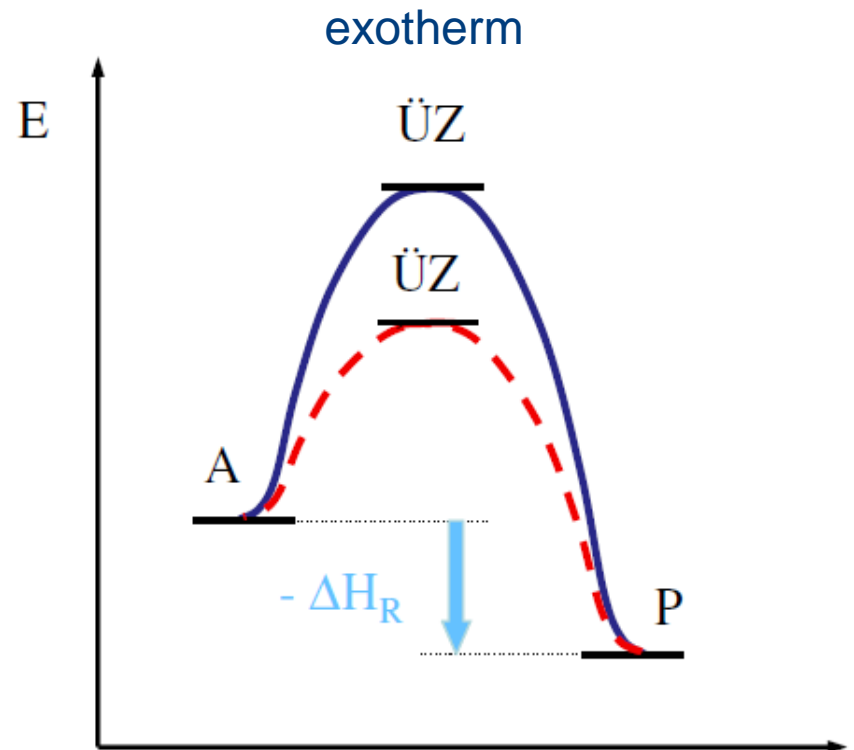
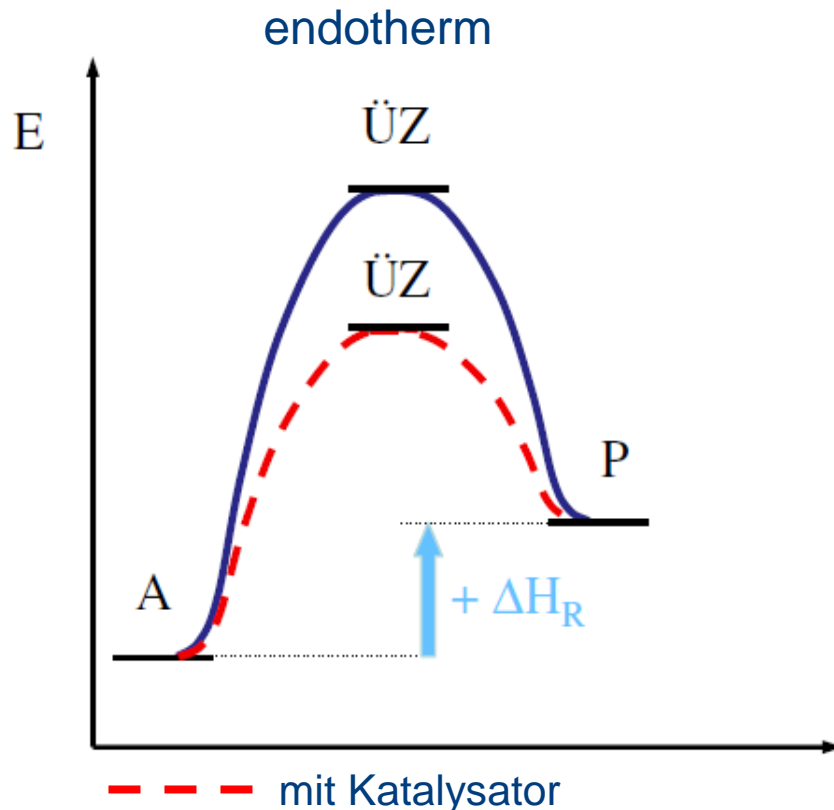
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Katalysatoren

- Katalysatoren erniedrigen die Reaktionsenergie
- Katalysatoren erfahren bei der Reaktion keine stoffliche Veränderung



Reaktionen



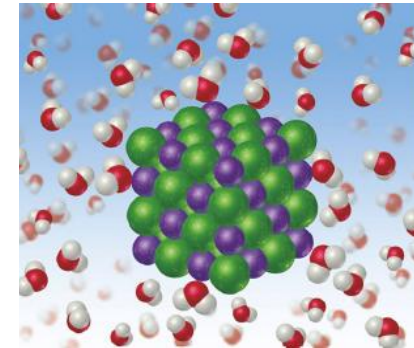
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Hydratation – Auflösen von Salzen



1. Gitterenergie muss aufgebraucht werden um die Ionenbindung zu „brechen“.

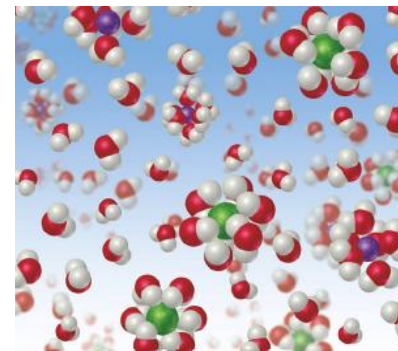
$$\Delta H_G (\text{NaCl}) = 780 \text{ KJ/mol}$$



2. Hydratationsenergie wird frei, wenn sich Wassermoleküle an Ionen anlagern.

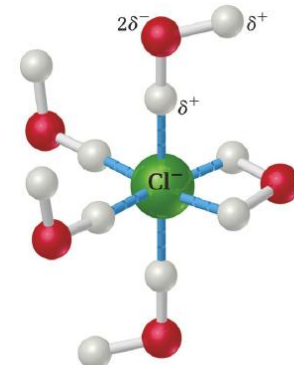
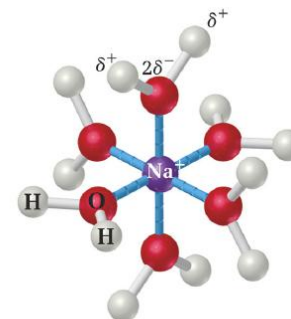
$$\Delta H_H (\text{Na}^+) = -398 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_H (\text{Cl}^-) = -376 \text{ KJ/mol}$$



- $\Delta H_L (\text{NaCl})$
 $= 780 \text{ KJ/mol} + (-398 \text{ KJ/mol}) + (-376 \text{ KJ/mol})$
 $= 6 \text{ KJ/mol}$

Die Lösung kühlt sich ab!



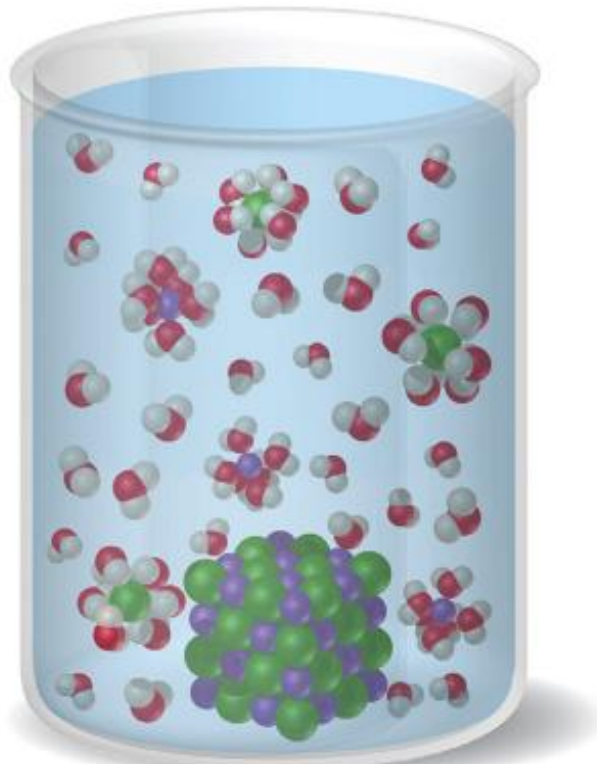
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Löslichkeitsprodukt K_L

- Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel ist meist begrenzt.
- Das Löslichkeitsprodukt eines Stoffes ist dann erreicht, wenn sich die Reaktion im Gleichgewicht befindet (wenn $\Delta G = 0$).



$$\begin{aligned} K_L (\text{NaCl}) &= [\text{Na}^+] [\text{Cl}^-] \\ &= 6.5 \text{ mol/L} \times 6.5 \text{ mol/L} \\ &= 42.25 \text{ mol}^2/\text{L}^2 \\ &= 380 \text{ g/L} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} K_L (\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \\ &= 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \\ &= 2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \\ &= 0.002 \text{ g/L} \end{aligned}$$

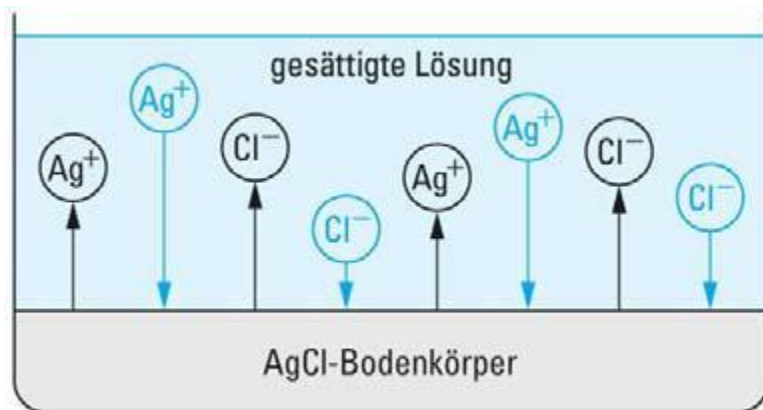
Reaktionen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Löslichkeitsprodukt K_L

- Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel ist meist begrenzt.
- Das Löslichkeitsprodukt eines Stoffes ist dann erreicht, wenn sich die Reaktion im Gleichgewicht befindet (wenn $\Delta G = 0$).
- Bei einer gesättigten Lösung geht immer die gleiche Menge Ionen in Lösung, wie aus der Lösung ausfallen ($\Delta G = 0$, Gleichgewicht liegt vor).



$$\begin{aligned} K_L (\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \\ &= 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \\ &= 2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \\ &= 0.002 \text{ g/L} \end{aligned}$$



Löslichkeitsprodukt K_L

- Das Löslichkeitsprodukt eines Stoffes ist temperaturabhängig, ist aber bei gegebenen Temperaturen (Standardbedingungen, 298 K) konstant.
- Es wird zwischen drei Fällen unterschieden:
 1. Gesättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] = K_L (AgCl)$
 2. Übersättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] > K_L (AgCl)$
Es fällt solange AgCl aus, bis $K_L (AgCl) = [Ag^+] [Cl^-]$
 3. Ungesättigte Lösung:
 $[Ag^+] [Cl^-] < K_L (AgCl)$
Alles AgCl in der Lösung ist gelöst.



$$K_L (AgCl) = [Ag^+] [Cl^-] = 2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/L^2$$

Halogenide		Sulfide		Sulfate	
MgF ₂	$6 \cdot 10^{-9}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$	CaSO ₄	$2 \cdot 10^{-5}$
CaF ₂	$2 \cdot 10^{-10}$	PbS	$3 \cdot 10^{-28}$	SrSO ₄	$8 \cdot 10^{-7}$
BaF ₂	$2 \cdot 10^{-6}$	MnS	$7 \cdot 10^{-16}$	BaSO ₄	$1 \cdot 10^{-9}$
PbF ₂	$4 \cdot 10^{-8}$	NiS	10^{-21}	PbSO ₄	$2 \cdot 10^{-8}$
PbCl ₂	$2 \cdot 10^{-5}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19}$		
PbI ₂	$1 \cdot 10^{-8}$	CuS	$8 \cdot 10^{-45}$	Hydroxide	
CuCl	$1 \cdot 10^{-6}$	Ag ₂ S	$5 \cdot 10^{-51}$	Be(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-19}$
CuBr	$4 \cdot 10^{-8}$	ZnS	$1 \cdot 10^{-24}$	Mg(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-12}$
CuI	$5 \cdot 10^{-12}$	CdS	$1 \cdot 10^{-28}$	Ca(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-6}$
AgCl	$2 \cdot 10^{-10}$	HgS	$2 \cdot 10^{-54}$	Ba(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-3}$
AgBr	$5 \cdot 10^{-13}$			Al(OH) ₃	$2 \cdot 10^{-33}$
AgI	$8 \cdot 10^{-17}$	Carbonate		Pb(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-15}$
AgCN	$2 \cdot 10^{-14}$	Li ₂ CO ₃	$2 \cdot 10^{-3}$	Mn(OH) ₂	$7 \cdot 10^{-13}$
Hg ₂ Cl ₂	$2 \cdot 10^{-18}$	MgCO ₃	$3 \cdot 10^{-5}$	Cr(OH) ₃	$7 \cdot 10^{-31}$
Hg ₂ I ₂	$1 \cdot 10^{-28}$	CaCO ₃	$5 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-17}$
		SrCO ₃	$2 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
Chromate		BaCO ₃	$2 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-38}$
BaCrO ₄	$8 \cdot 10^{-11}$	PbCO ₃	$3 \cdot 10^{-14}$	Cu(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-19}$
PbCrO ₄	$2 \cdot 10^{-14}$	ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$	Zn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-17}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Ag ₂ CO ₃	$6 \cdot 10^{-12}$	Cd(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-14}$

Löslichkeitsprodukte einiger schwerlöslicher Verbindungen in Wasser.

Reaktionen



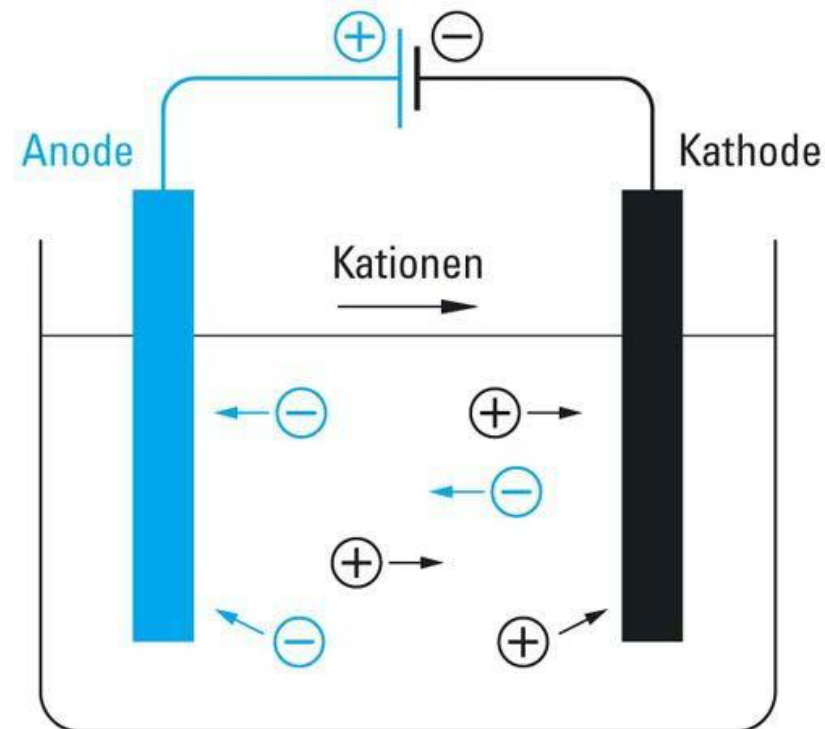
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Leitfähigkeit von Ionen



Lösungen von Salzen in Wasser bezeichnet man als **Elektrolyte**, da sie den elektrischen Strom leiten.

Die positiv geladenen Kationen wandern im elektrischen Feld zur negativ geladenen Kathode, die negativ geladenen Anionen zur Anode.

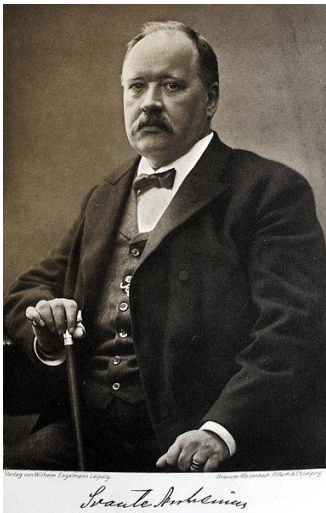


Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



S. Arrhenius
(1859 – 1927)

Säure:

Dissoziiert in *wässriger Lösung* zu freibeweglichen, positiv geladenen Wasserstoffionen (H^+) und freibeweglichen negativ geladenen Anionen.



Base:

Dissoziiert in *wässriger Lösung* zu freibeweglichen, negativ geladenen Hydroxidionen (OH^-) und freibeweglichen positiv geladenen Kationen.

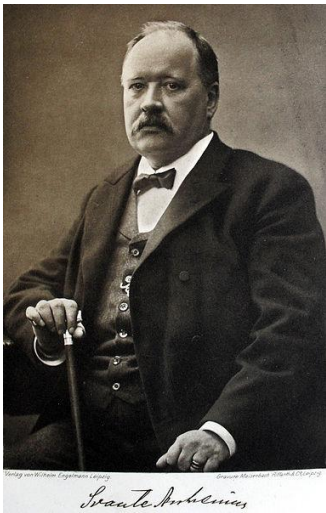


Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

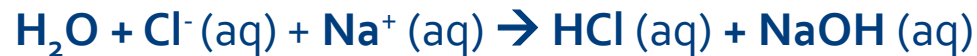
Säure/Base-Definitionen



S. Arrhenius
(1859 – 1927)

Säure + Base:

Die Neutralisation von Säuren und Basen ergibt Salze und Wasser.

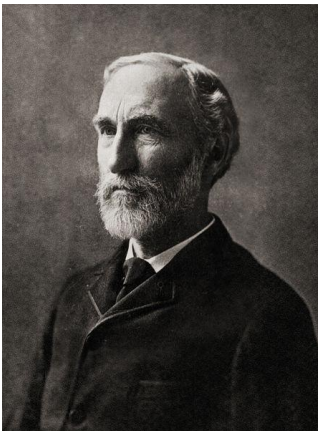


Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säure/Base-Definitionen



J. N. Brønsted
(1879 – 1947)

Säure:

Stoffe die Protonen (H^+) an einen zweiten Reaktionspartner (Base) übertragen können.

Protonendonator

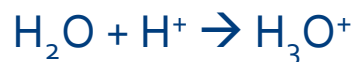
Base:

Stoffe die Protonen (H^+) von einen zweiten Reaktionspartner (Säure) übernehmen können.

Protonenakzeptor



Säure-Base-Paar I



Säure-Base-Paar II



Protolysereaktion

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beispiele für Protolysereaktionen

Säure 1 + Base 2 → Säure 2 + Base 1



Salzsäure



Salpetersäure



Flusssäure



Wasser (Autoprotolyse)



Lauge (z. B. NaOH)

Stärke der Base nimmt zu



Stärke der Säure nimmt zu

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Ampholyte

Stoffe die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können bezeichnet man als Ampholyte (amphoter):

Beispiel: H₂O



Beispiel: HSO₄⁻



Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ Konzentration.

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

Die Säurestärke (Acidität) einer Lösung ist umso größer, je mehr H_3O^+ -Ionen sie enthält!

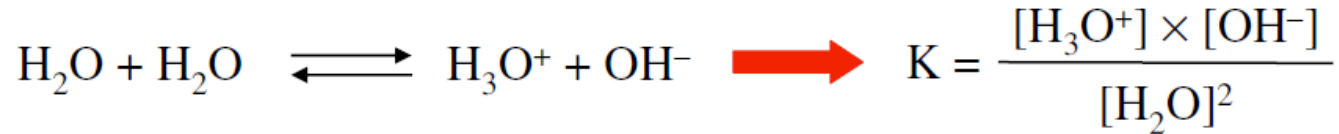
In Wasser ist ein Gleichgewicht vorhanden. Es wird auch als Autoprotolyse des Wassers bezeichnet.

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Autoprotolyse des Wassers



- Das Gleichgewicht liegt weit auf der linken Seite.
- Es reagieren nur so wenige H_2O -Moleküle, dass ihre Konzentration fast konst. bleibt und in die Gleichgewichtskonstante einbezogen werden kann.

Ionenprodukt des Wassers:

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

Für reines Wasser gilt: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 7$$

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

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

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

Beispiel:

Ist in einer wässrigen Lösung die Konzentration $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ ($\text{pH} = 2$),

dann ist die Konzentration von $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol/L}$ ($\text{pOH} = 12$)

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säurestärke

Die Säurestärke (Acidität) einer Lösung ist umso größer, je mehr H_3O^+ -Ionen sie enthält!

Bei starken Säuren liegt das Gleichgewicht



Da in verdünnten wässrigen Lösungen die Konzentration von Wasser konstant ist, wird die Konzentration von Wasser $[\text{H}_2\text{O}]$ in die Konstante K einbezogen. Man erhält dann die Säurekonstante K_s :

$$K_s = [\text{H}_3\text{O}^+] \times ([\text{A}^-] / [\text{HA}])$$

Um besser vergleichbare Zahlenwerte zu erhalten wird in der Regel analog dem pH-Wert der $\text{p}K_s$ -Wert verwendet. Dieser ist der negative dekadische Logarithmus der Säurekonstante K_s :

$$\text{p}K_s = -\lg K_s$$

Säuren und Basen



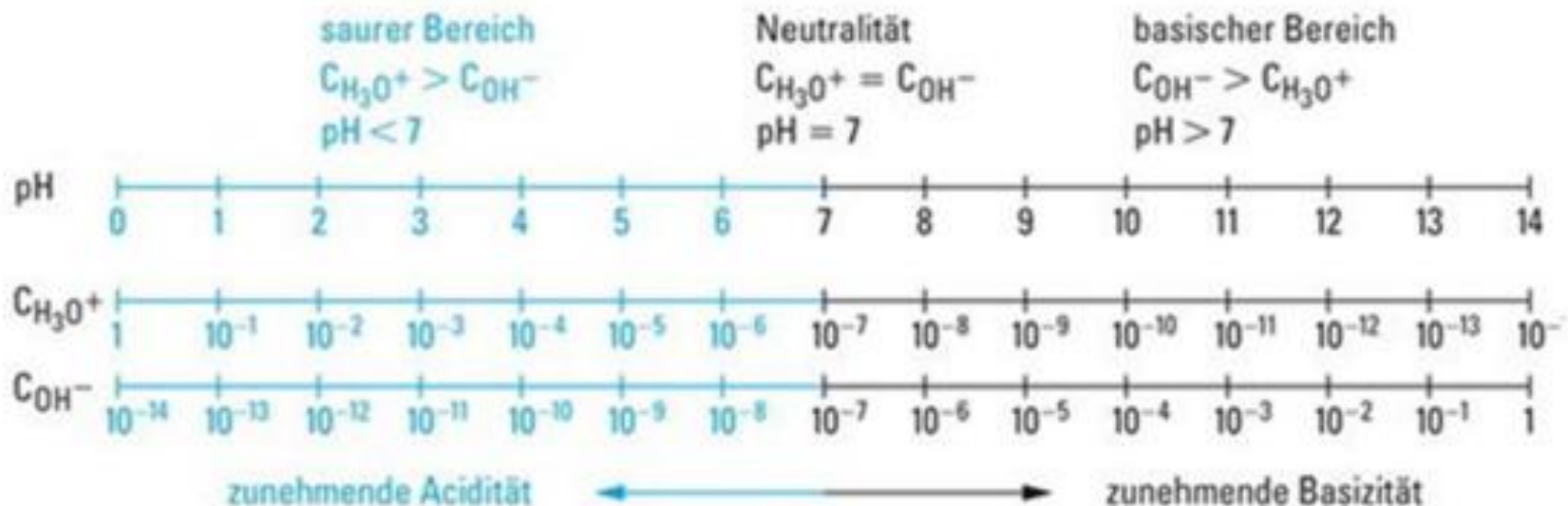
Technische
Hochschule
Georg Agricola

Säurestärke

Säuren die zwei Protonen abspalten können (z.B. H_2SO_4) bezeichnet man als zweibasige Säuren,

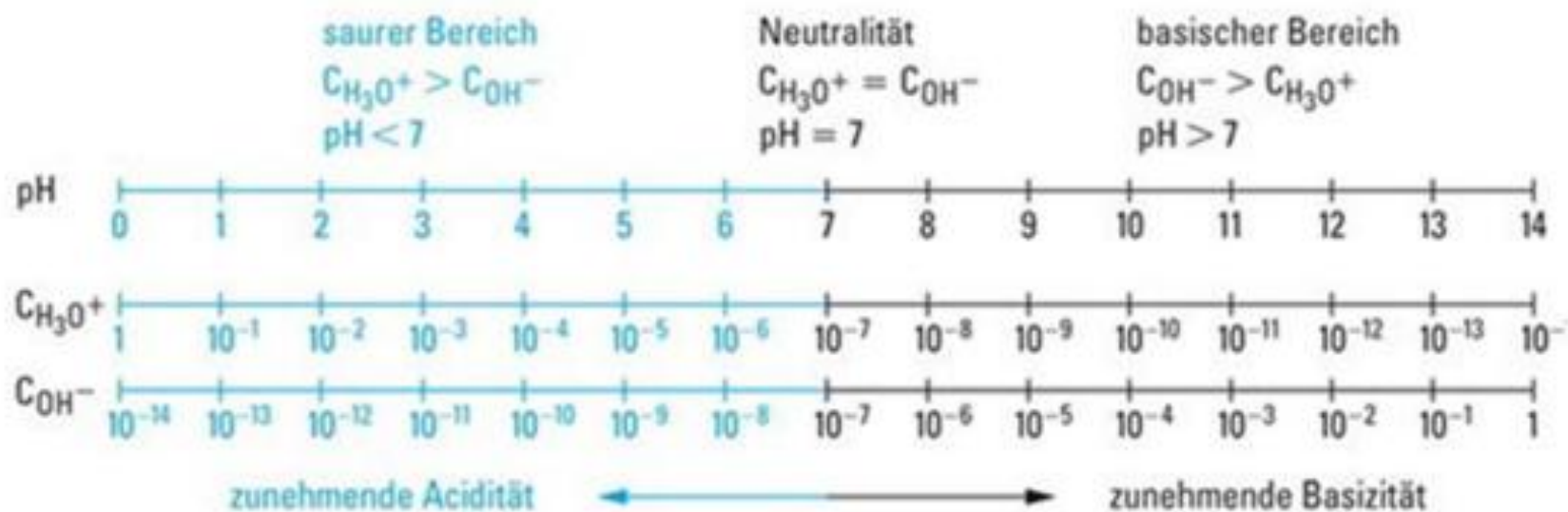
solche die 3 Protonen abspalten können als dreibasige Säuren (z.B. H_3PO_4). Bei der stufenweisen Abspaltung der Protonen ergeben sich 3 K_s -Werte, wobei gilt:

$$K_s(\text{I}) > K_s(\text{II}) > K_s(\text{III}).$$



Flüssigkeit	pH	Flüssigkeit	pH
0,1 M HCl	1	Milch	6,3–6,6
Magensaft	0,9–1,8	Speichel	6,5–7,5
Zitronensaft	2,2–2,4	Wasser	7,0
Essig	2,4–3,4	Blut	7,35–7,45
Sauerkraut, Wein,	3,8	Gallensaft	7,6–8,6
Orangensaft		Pankreassaft	7,8–8,0
Tomatensaft	4,0–4,4	Seifenlauge	8–10
Kaffee (schwarz)	5,0–5,1	Magnesiummilch	10,5
Urin	5,5–7,5	(MgCO ₃ in Wasser)	
		0,1 M NaOH	13

www.kochtopf.de



Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von starken Säuren

Da starke Säuren wie beispielsweise Salzsäure praktisch vollständig mit Wasser reagieren ist die Konzentration der $[H_3O^+]$ -Ionen gleich der Konzentration der Säure. Für HCl liegt das Gleichgewicht also praktisch vollständig auf der rechten Seite:



Für den pH-Wert ergibt sich dann:

$$pH = -\lg [HCl]$$

Welchen pH-Wert hat eine Salzsäurelösung mit der Konzentration $[HCl] = 0,1 \text{ mol/L}$?

$$[HCl] = [H_3O^+] = 0,1 \text{ mol/L} \qquad 0,1 \text{ mol/L} = 10^{-1} \text{ mol/L}$$

mit $pH = -\lg [H_3O^+]$ ergibt sich $pH = -\lg 10^{-1} \text{ mol/L} = 1$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgaben:

1. Eine Schwefelsäurelösung (H_2SO_4) hat die Konzentration $c = 0,001 \text{ mol/L}$.
 - a) Welchen pH-Wert hat die Lösung, wenn die Säure „einfach“ vollständig dissoziiert ist?
 - b) „zweifach“ vollständig dissoziiert ist?
2. Eine Salzsäurelösung hat die Konzentration $c = 10 \text{ mol/L}$. Welchen pH-Wert hat die Lösung, wenn die Säure vollständig dissoziiert ist?
3. Welchen pH-Wert erhält man, wenn man 10 g HCl in 100 ml löst?
($M(\text{H})=1$), $M(\text{Cl})=35,5$)

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgaben:

- Eine Schwefelsäurelösung (H_2SO_4) hat die Konzentration $c = 0,001 \text{ mol/L}$.
 - a) Welchen pH-Wert hat die Lösung, wenn die Säure „einfach“ vollständig dissoziiert ist?
 - b) „zweifach“ vollständig dissoziiert ist?
 - $\text{pH} = -\lg [0,001] = 3$
 - $\text{pH} = -\lg [0,002] = -2,7$
- Eine Salzsäurelösung hat die Konzentration $c = 10 \text{ mol/L}$. Welchen pH-Wert hat die Lösung, wenn die Säure vollständig dissoziiert ist?
 - $\text{pH} = -\lg [10] = -1$
- Welchen pH-Wert erhält man, wenn man 10 g HCl in 100 ml löst?
($M(\text{H})=1$), ($M(\text{Cl})=35,5$)
 - $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$
 - $[\text{HCl}] = n/V = m/M / V = 10\text{g} / (1+35,5 \text{ g/mol}) / 0,1\text{L}$
 $= 2,74$
 - $\text{pH} = -0,437$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von schwachen Säuren

Da schwache Säuren nicht vollständig dissoziieren (das Gleichgewicht liegt bei schwachen Säuren auf der linken Seite), ist die Konzentration der Säure anders als bei starken Säuren nicht gleich der Konzentration der H_3O^+ -Ionen.



Deshalb muss bei schwachen Säuren das MWG angewendet werden! Verwendet man anstelle der Gleichgewichtskonstante K die Säurekonstante K_s (da der Wert für Wasser ja konstant ist) ergibt sich näherungsweise:

$$K_s = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

da $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-]$ gilt:
$$K_s = [\text{H}_3\text{O}^+] \times ([\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HA}]) = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HA}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_s \times [\text{HA}] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = (K_s \times [\text{HA}])^{1/2}$$

logarithmiert ergibt dies:
$$\text{pH} = (\text{p}K_s - \lg [\text{HA}]) / 2$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pK_s-Werte

Tabelle 3.7 pK_s-Werte einiger Säure-Base-Paare bei 25°C

$$pK_s = -\lg K_s$$

	Säure	Base	pK _s	
	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	- 10	
	HCl	Cl ⁻	- 6,1	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	- 3,0	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	- 1,74	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	- 1,37	
Stärke der Säure nimmt zu ↑	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	+ 1,96	↓ Stärke der Base nimmt zu
	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	+ 1,90	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	+ 2,16	
	[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Fe(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	+ 2,46	
	HF	F ⁻	+ 3,18	
	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	+ 4,75	
	[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	[Al(OH)(H ₂ O) ₅] ²⁺	+ 4,97	
	CO ₂ + H ₂ O	HCO ₃ ⁻	+ 6,35	
	H ₂ S	HS ⁻	+ 6,99	
	HSO ₃ ⁻	SO ₃ ²⁻	+ 7,20	
	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	+ 7,21	
	HCN	CN ⁻	+ 9,21	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	+ 9,25	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	+ 10,33	
	H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻	+ 11,65	
	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	+ 12,32	
HS ⁻	S ²⁻	+ 12,89		
H ₂ O	OH ⁻	+ 15,74		
OH ⁻	O ²⁻	+ 29		

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von schwachen Säuren

Beispiel:

Welchen pH-Wert hat eine 0,1 molare Essigsäure ($K_s = 1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$), wenn sie nach folgender Gleichung mit Wasser reagiert:



mit $[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_s \times [\text{HA}])^{1/2}$

ergibt dies: $[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,8 \times 10^{-5} \text{ mol/l} \times 10^{-1} \text{ mol/l})^{1/2}$

logarithmiert: $\text{pH} = (4,75 + 1,0) / 2$

$$\text{pH} = 2,87$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgaben:

1. Welchen pH-Wert hat eine HF-Lösung (starke Säure) der Konzentration 0,1 mol/L ($pK_s(\text{HF}) = 3,2$)?
2. Welchen pH-Wert hat eine Essigsäure-Lösung (schwache Säure) der Konzentration 0,7 mol/L $pK_s = 4,75$?

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von Basen

Einige Salze, die Ionen wie beispielsweise Hydroxid(OH⁻), Sulfid(S²⁻), Phosphat(PO₃³⁻), Carbonat(CO₃²⁻), Cyanid(CN⁻), Acetat(CH₃COO⁻) etc. aber auch viele kovalente Verbindungen wie Ammoniak(NH₃), reagieren in wässriger Lösung basisch unter Bildung von OH⁻-Ionen:



Da das MWG auch für Basen gilt:

$$K_B = [OH^-] \times ([HA] / [A^-])$$

analog dem pK_s-Wert für Säuren gilt für Basen: $pK_B = -\lg K_B$

zwischen K_B und K_S besteht ein einfacher Zusammenhang:

$$K_B \times K_S = K_W \quad \text{und} \quad pK_B + pK_S = 14 \quad (K_W = \text{Ionenprodukt des Wassers})$$

logarithmiert ergibt dies: $pOH = (pK_B - \lg [A^-]) / 2$ o. $pOH = (pK_B - \lg [\text{Salz}]) / 2$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

pH-Wert Berechnung von Basen

Berechnung der Konzentration einer Lösung von Natriumacetat der Konzentration $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,1 \text{ mol/L}$. Das Salz reagiert beim Lösen in Wasser basisch. Gegeben ist der pK_S -Wert von Essigsäure (4,75) und die Reaktionsgleichung:



aus $\text{pK}_\text{B} + \text{pK}_\text{S} = 14$ folgt, $\text{pK}_\text{B} = 14 - 4,75 = 9,25$

mit $\text{pOH} = (\text{pK}_\text{B} - \lg [\text{Salz}]) / 2 = (9,25 + 1) / 2 = 5,125$

ergibt dies: $\text{pH} = 14 - 5,125 = 8,9$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Aufgaben:

1. Welchen pH-Wert hat eine Natriumacetat-Lösung der Konzentration 0,01 mol/L?
Das Salz der Essigsäure reagiert beim Lösen in Wasser basisch. Gegeben ist der pK_S -Wert von Essigsäure (4,75).
2. Welchen pH-Wert hat eine NaOH-Lösung (starke Base) der Konzentration 0,01 mol/l?

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Puffer

Pufferlösungen sind Lösungen, die auch bei Zugabe von starken Säuren oder Basen ihren pH-Wert nur wenig ändern -sozusagen „abpuffern“.

Sie werden überall dort eingesetzt, wo es auf einen konstanten pH-Wert ankommt und kommen in vielen natürlichen Systemen vor!

Das menschliche Blut ist z.B. auf einen pH-Wert von 7,35-7,45 gepuffert.

Pufferlösungen müssen zwei Stoffe enthalten:

1. Eine schwache Säure, die hinzukommende OH^- -Ionen sofort bindet.
2. Eine schwache Base die H^+ -Ionen bindet.

Die „Abpufferung“ funktioniert, da die schwache Säure nur wenig dissoziiert ist, aber trotzdem sofort mit dem OH^- -Ionen reagiert und neutrales Wasser bildet.

Erst wenn alles an schwacher Säure verbraucht ist, ist die Pufferwirkung aufgehoben.

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beispiel: Acetatpuffer

Ein Liter eines Acetatpuffers der 1 mol Essigsäure (HAc) und 1 mol Natriumacetat (NaAc) enthält hat einen pH-Wert von 4,75.

Dies ergibt sich aus dem pK_s -Wert von Essigsäure und der pH-Formel für Puffer!

$$\text{pH} = (\text{p}K_s + \lg ([\text{Ac}^-]) / [\text{HAc}])$$

beim o.g. Acetatpuffer gilt:

$$[\text{Ac}^-] = [\text{HAc}] \quad \text{also} \quad [\text{Ac}^-] / [\text{HAc}] = 1$$

daraus folgt:

$$\text{pH} = \text{p}K_s$$

Werden jetzt 0,1 mol HCl zugeführt, ändert sich der pH-Wert nur geringfügig, da die H^+ von CH_3COO^- abgefangen werden. Die Konzentration der CH_3COO^- (A^-) wird dabei um 0,1 mol verringert, die der CH_3COOH (HAc) um 0,1 mol erhöht:

$$\text{pH} = (\text{p}K_s + \lg ([\text{Ac}^-]) / [\text{HAc}]) \quad \text{pH} = 4,75 + \lg [(1 - 0,1) / (1 + 0,1)] = 4,66$$

Säuren und Basen



Technische
Hochschule
Georg Agricola

Beispiel: Acetatpuffer

Ein Liter e
(NaAc) en

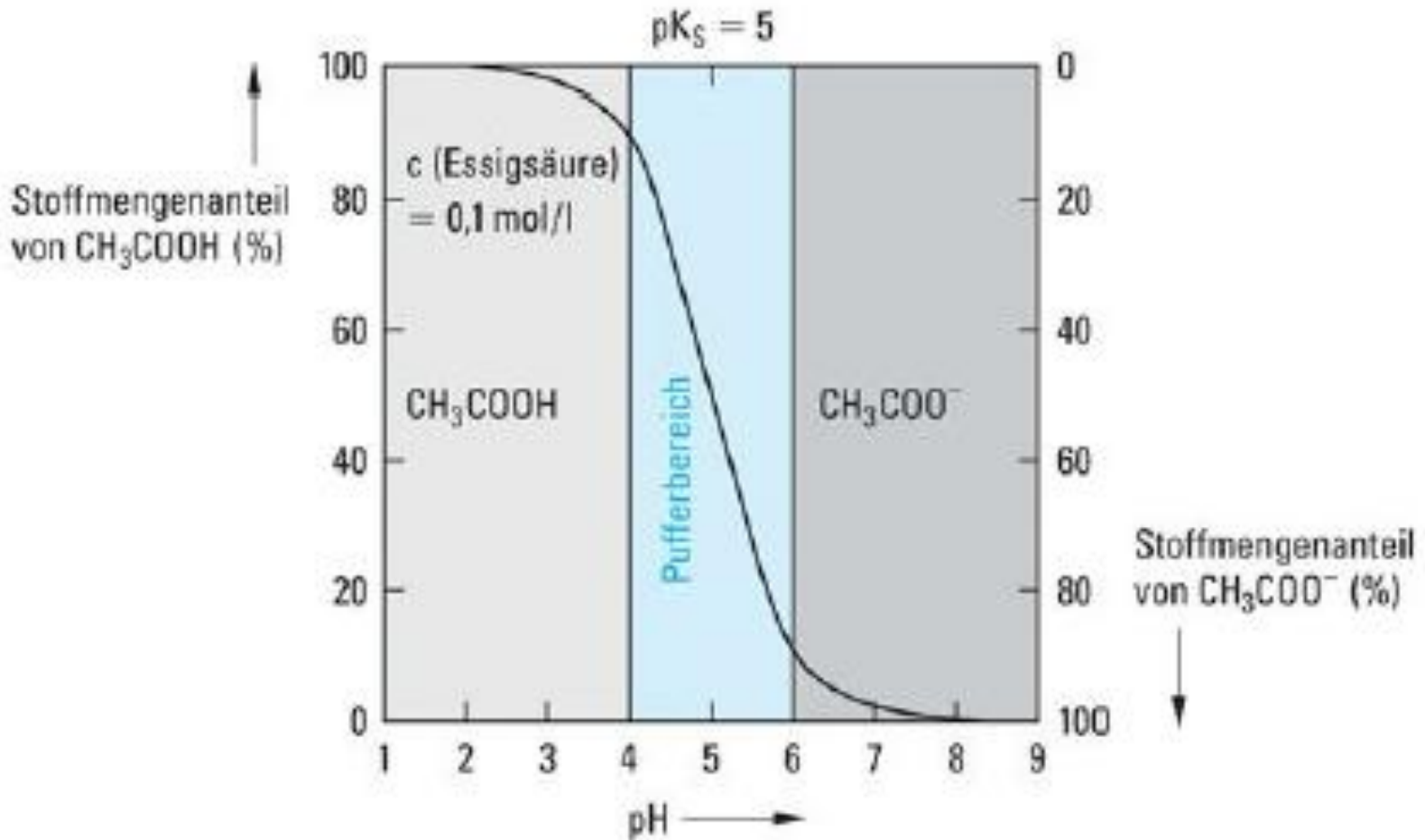
Dies ergibt

beim o.g. ,

daraus folgt

Werden je
die H⁺ vor
wird dabei

$\text{pH} = (\text{pK}_s$





Technische
Hochschule
Georg Agricola

The End

... is to be continued