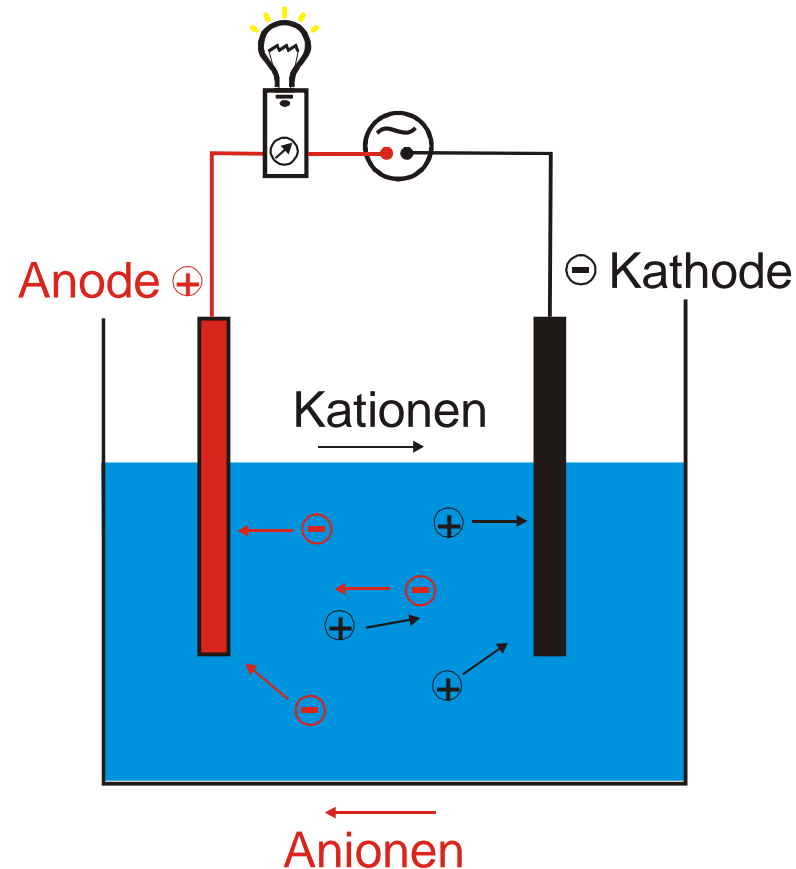


Säuren, Basen, Salze, Elektrolyte

- Bildung von Ionen in wässrigen Lösungen
- elektrische Leitfähigkeit wässriger Lösungen
- Protolyse
- pH-Wert wässriger Lösungen
- Pufferlösungen

Leitfähigkeit wässriger Lösungen



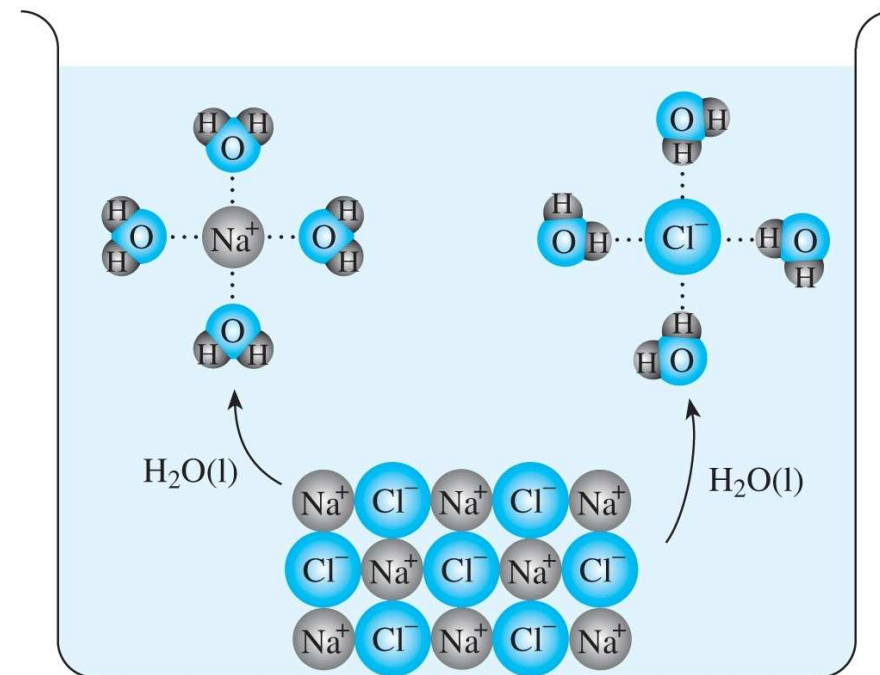
- Elektrolyt-Lösungen leiten den elektrischen Strom; Die Leitfähigkeit steigt mit der Konzentration frei beweglicher Ionen in der Lösung.
- Reinstes Wasser oder Zuckertlösungen leiten den elektrischen Strom nicht (Kontrolllampe leuchtet nicht).

Wie bilden sich Ionen in wässrigen Lösungen?

- beim Lösen von Salzen bilden sich Ionen (Dissoziation)
- bei Protolyse-Reaktionen werden H^+ -Ionen übertragen
- bei der Anlagerung von negativen Ionen an Metallkationen entstehen *komplexe Ionen* (Komplexe)
- Metalle bilden Kationen durch Abgabe von Elektronen (Oxidation), Nichtmetalle bilden Anionen durch Aufnahme von Elektronen (Reduktion).

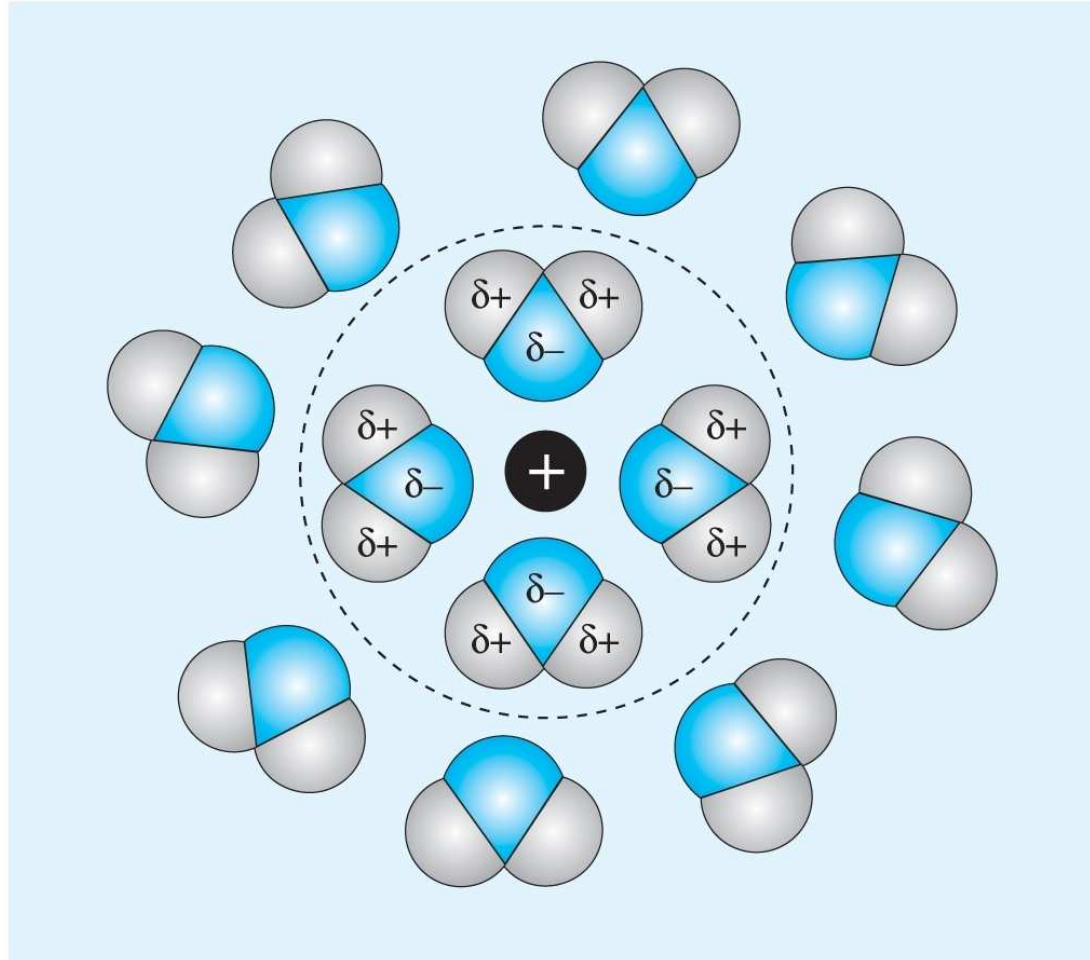
Polare Wassermoleküle spalten Salzkristalle (Dissoziation) und bilden Wasser- (Aqua-) komplexe (Hydratation)

- Polare Wasser-Moleküle lagern sich um die Ionen eines Salzkristalls (Ion-Dipol-Bindung).
- Dabei lagert sich der negative Teil des Wasser-Dipols an ein Kation und der positive Teil an ein Anion.
- Die *Hydratation* der Ionen in Wasser führt zu komplexen Ionen (Aquakomplexe).



Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung04-03.jpg

Blick auf ein Metall-Kation in wässriger Lösung (schematisch)

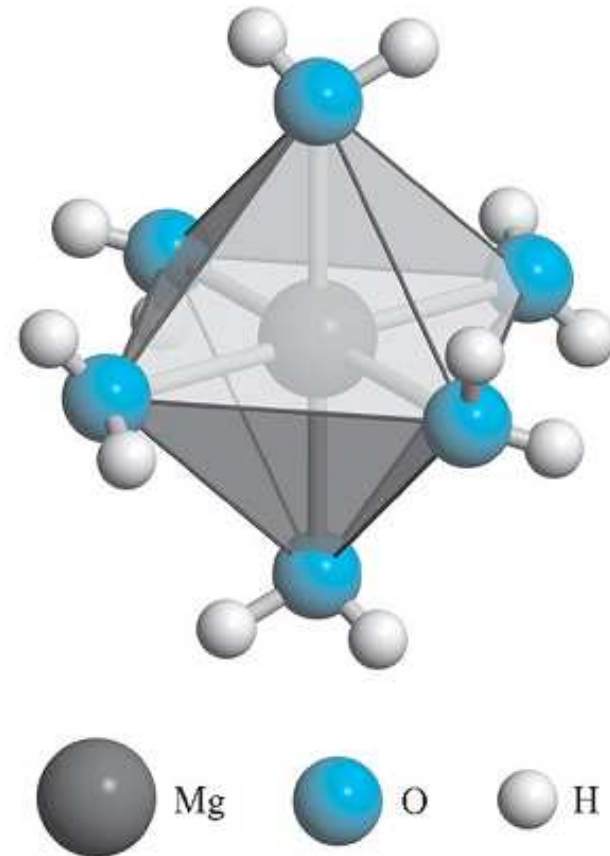


Aus "Allgemeine und Anorganische Chemie" (Binnewies, Jäckel, Willner, Rayner-Canham), erschienen bei Spektrum Akademischer Verlag, Heidelberg; © 2004 Elsevier GmbH München. Abbildung07-04.jpg

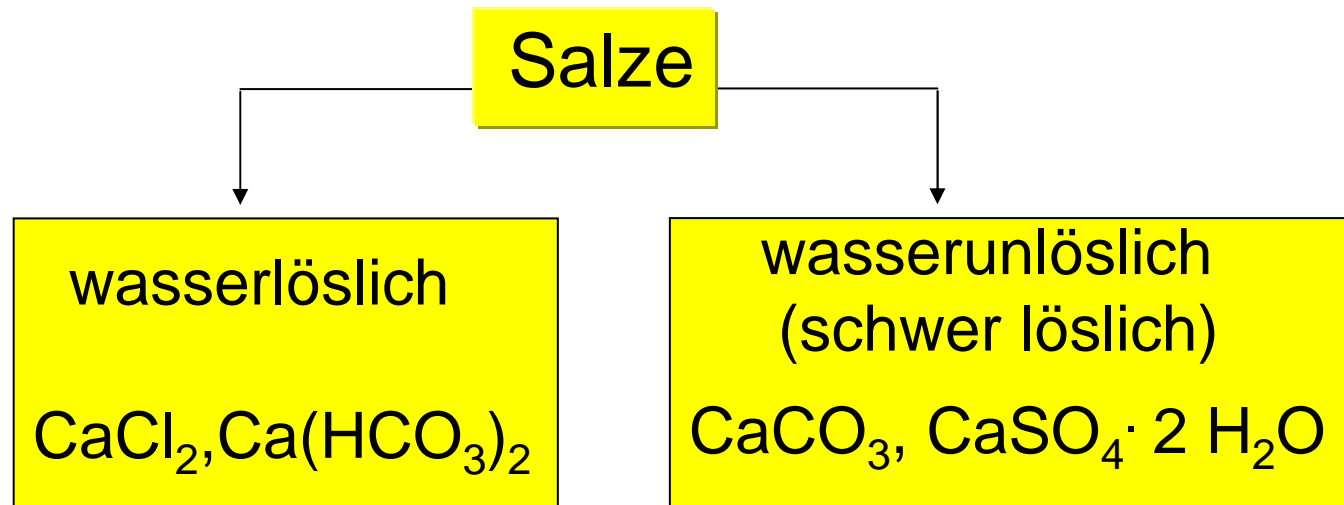
Räumliche Anordnung der Wassermoleküle um ein Metallkation in einem Wasserkomplex:

Das $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ -Ion

- in einer wässriger Lösung treten nur hydratisierte Ionen auf.
- Die durch Ion-Dipol-Bindungen allseitig von Wassermolekülen umgebenen Kationen bezeichnet man als Wasser (Aqua)-komplexe.
- Aquakomplexe zeigen häufig sechs direkt am Kation gebundene Wassermoleküle in einer Oktaeder-Anordnung.



Löslichkeit fester Salze in Wasser



Bei wasserlöslichen Salzen unterscheidet man:

- Der Löseprozess ist endotherm; Die Lösung kühlt sich ab (Beispiel: Lösen von Ammoniumnitrat NH_4NO_3 , Kältepackung);
- Der Löseprozess ist exotherm; Die Lösung erwärmt sich (Lösen von Calciumchlorid CaCl_2 , Wärmepackung, hygroskopisch).

Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

- Die Spaltung chemischer Bindungen erfordert Energie.
So dient z. B. der größte Teil der **Verdampfungswärme** von Wasser zur Überwindung der H-Brücken-Bindungen zwischen den Wassermolekülen. Diese Energie wird bei der Kondensation (Bildung von H-Brücken) wieder freigesetzt.
- Beim Lösen eines Salzes in Wasser muss die Anziehungsenergie der entgegengesetzt geladenen Ionen, die sogenannte die **Gitterenergie** des Salzes aufgewendet werden. Bei der Hydratation der Ionen (Bildung von Ionen-Dipol-Bindungen) wird die **Hydratationsenergie** freigesetzt.
- Bei einer chemischen Reaktion werden Bindungen in den Ausgangsstoffen gespalten und neue Bindungen in den Endstoffen gebildet. Die Energiebilanz solcher Reaktionen ist die **Reaktionsenthalpie** (Symbol: ΔH_R).
- Wird bei einer chemischen Reaktion Energie freigesetzt, bezeichnet man sie als **exotherm** (ΔH_R ist negativ), wird dagegen Energie verbraucht, ist die Reaktion **endotherm** (ΔH_R ist positiv).

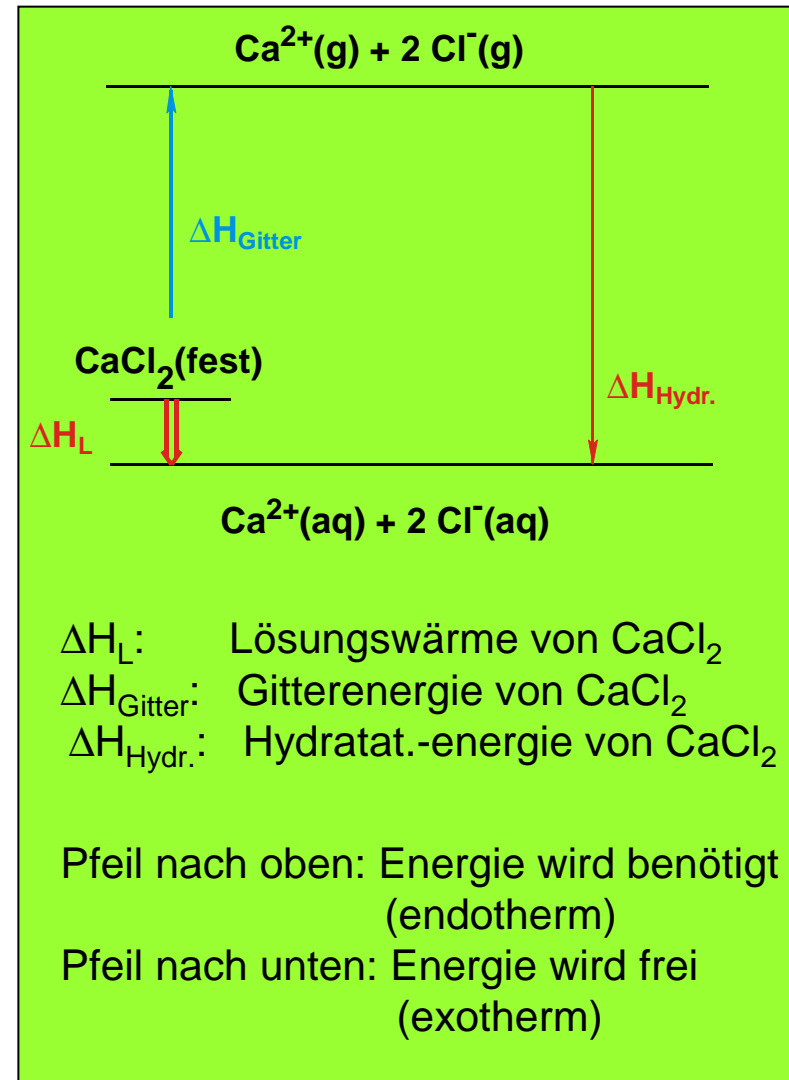
Lösungswärme von Ionenkristallen

- Die Energiebilanz des Löseprozesses ist die **Lösungswärme** (Symbol: ΔH_L):

$\Delta H_L = \text{Hydratationsenergie} - \text{Gitterenergie}$

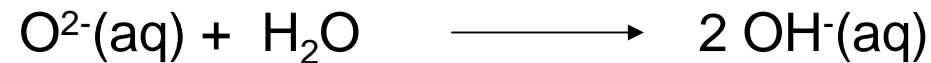
$$\Delta H_L = \Delta H_{\text{Hydr.}} - \Delta H_{\text{Gitter}}$$

- Die **Lösungswärme** ist eine messbare Größe.
- Ist die Hydratationsenthalpie größer als die Gitterenergie erwärmt sich die Lösung beim Lösen des Salzes. Die Lösungswärme ist negativ.
- Übersteigt dagegen die Gitterenergie die Hydratationsenthalpie löst sich das Salz entweder endotherm, oder das Salz ist - bei zu großer Gitterenergie - unlöslich.



Protolyse in wässriger Lösung

- Salze oder Moleküle, deren wässrige Lösungen neutral reagieren, zeigen keine Protolyse in Wasser
- Bei der Protolyse von Ionen oder Molekülen in wässriger Lösung werden entweder H_3O^+ -Ionen (saure Reaktion) oder OH^- -Ionen (alkalische oder basische Reaktion) freigesetzt.
- Bei der Protolyse werden Protonen (H^+ -Ionen) übertragen:



Säuren und Basen in wässriger Lösung

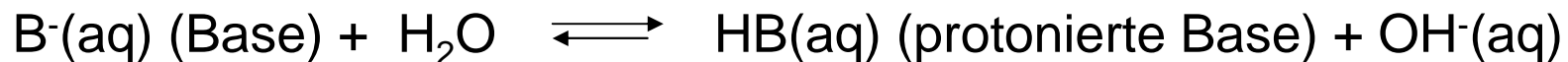
- Säuren (HA) übertragen ein Proton (H⁺-Ion) auf ein Wassermolekül:



Je vollständiger die Protolyse, um so *stärker* ist die Säure.

Säure + Säurerest (Base-Form) bilden ein Säure-Base-Paar.

- Basen (B⁻) nehmen Protonen (H⁺-Ion) von Wassermolekülen auf:

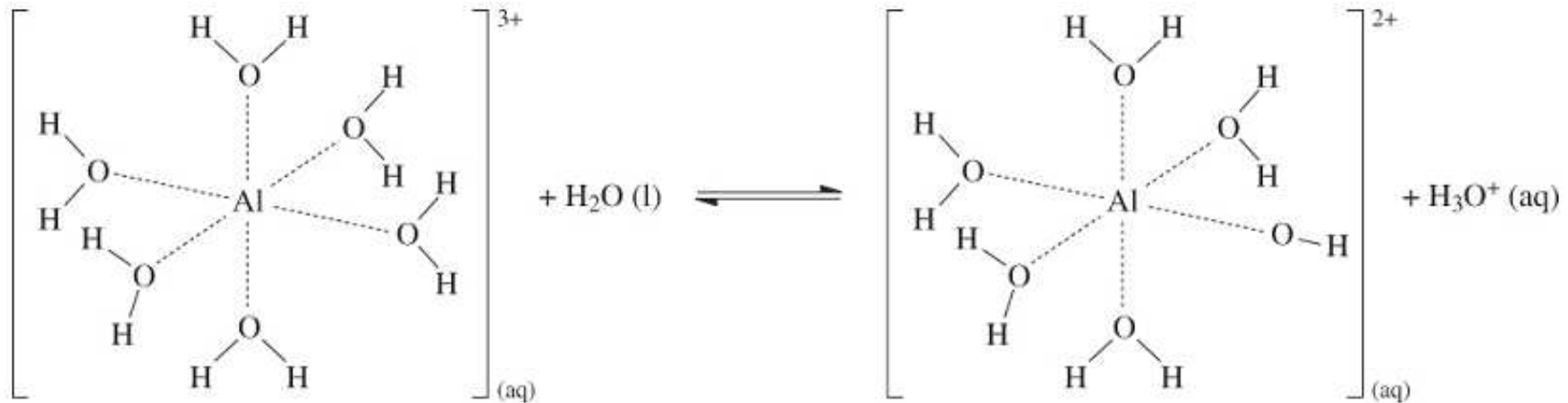
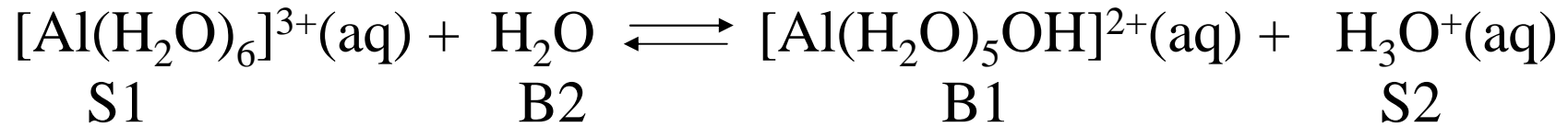


Je vollständiger die Protolyse, um so *stärker* ist die Base.

Base + protonierte Base (Säure-Form) bilden ein Säure-Base-Paar.

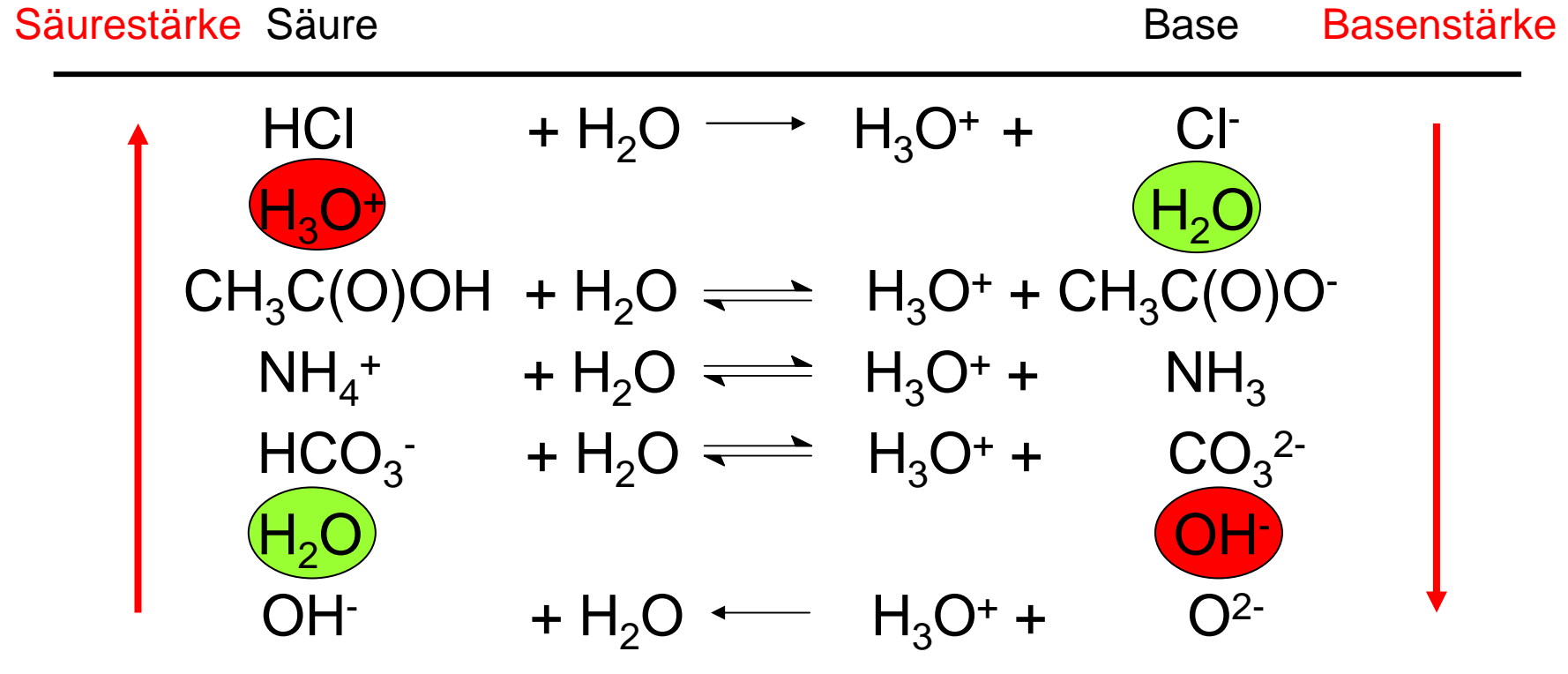
- Mit Säuren/ Basen bezeichnet man keine Stoffklasse, sondern das Reaktionsverhalten in einer Protolysereaktion.

Protolyse von Aluminium(III)-Ionen in saurer Lösung:



- Säure-Base-Reaktionen sind *Gleichgewichts-Reaktionen*, an denen stets zwei *Säure-Base-Paare* beteiligt sind (S1, B1 und S2, B2).
- Starke Säuren reagieren bevorzugt mit starken Basen: S2 mit B1.
In der Lösung reichern sich schwächere Säuren und Basen an (S1 und B2).

Stärke von Säuren und Basen



- in wässriger Lösung treten keine stärkeren Säure als H₃O⁺-Ionen und keine stärkeren Basen als OH⁻-Ionen auf;
- Säuren, die stärker sind als H₂O, bilden in wässriger Lösung H₃O⁺-Ionen; OH⁻-Ionen werden von stärkeren Basen als H₂O gebildet (nicht dargestellt).

Der pH-Wert und das Ionenprodukt des Wassers



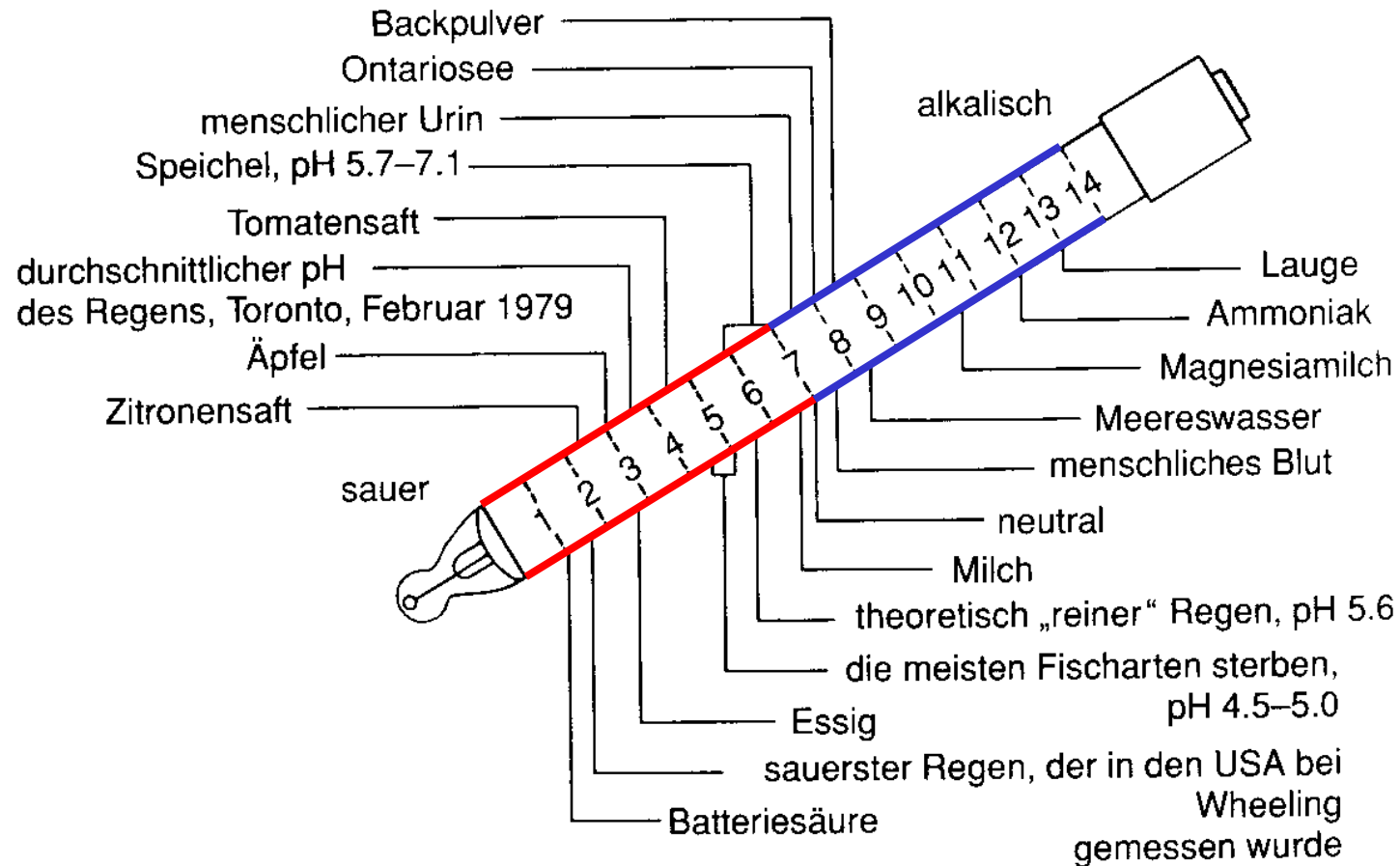
- Der pH-Wert ist ein Maß für die Konzentration der H_3O^+ - Ionen in einer wässrigen Lösung: $\text{pH} \cong - \log c(\text{H}_3\text{O}^+)$
- In einer neutralen wässrigen Lösung sind die Konzentrationen der $\text{OH}^-(\text{aq})$ und $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ -Ionen gleich gross:
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$$
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}; \text{ pH} = 7$$
- Das „Ionenprodukt“ der $\text{OH}^-(\text{aq})$ und der $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ -Ionen ist konstant:
$$K_W = c(\text{H}_3\text{O}^+) c(\text{OH}^-) \cong 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \text{ (bei } 25 \text{ }^\circ\text{C)}$$

bzw.: $-\log [c(\text{H}_3\text{O}^+) + c(\text{OH}^-)] \cong 14,0$
- Saure Lösungen zeigen einen pH unter 7,0 und basische über 7,0.

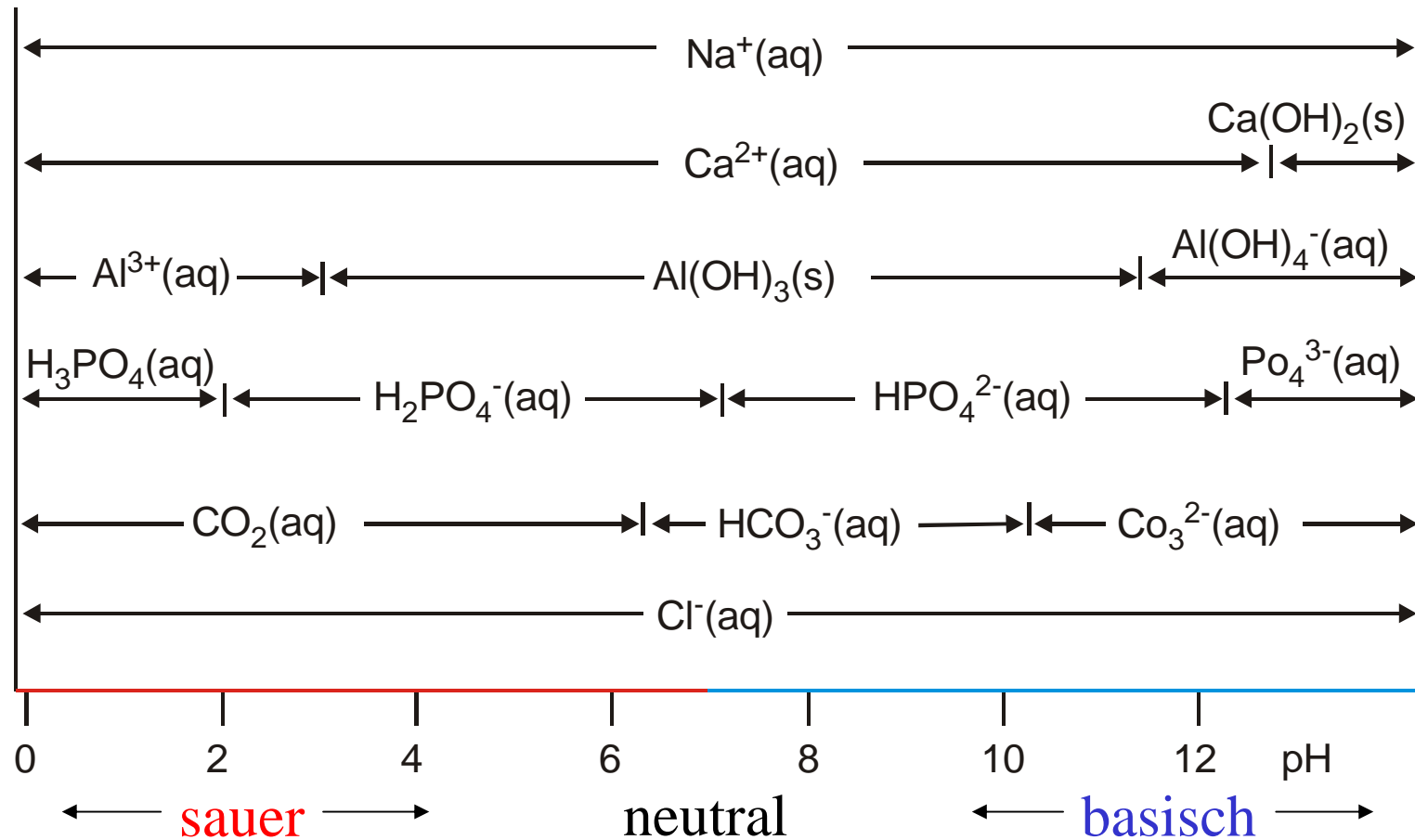
$c(\text{OH}^-)$ mol/L	$-\log c(\text{OH}^-)$	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ [mol/L]	$-\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$	pH-Wert
10^{-14}	14	10^{-0}	0	0
10^{-13}	13	10^{-1}	1	1
10^{-12}	12	10^{-2}	2	2
10^{-11}	11	10^{-3}	3	3
10^{-10}	10	10^{-4}	4	4
10^{-9}	9	10^{-5}	5	5
10^{-8}	8	10^{-6}	6	6
10^{-7}	7	10^{-7}	7	7
10^{-6}	6	10^{-8}	6	6
10^{-5}	5	10^{-9}	9	9
10^{-4}	4	10^{-10}	10	10
10^{-3}	3	10^{-11}	11	11
10^{-2}	2	10^{-12}	12	12
10^{-1}	1	10^{-13}	13	13
10^{-0}	0	10^{-14}	14	14

- $-\log [c(\text{H}_3\text{O}^+) + c(\text{OH}^-)] \cong 14,0$

pH-Werte verschiedener gebräuchlicher Substanzen



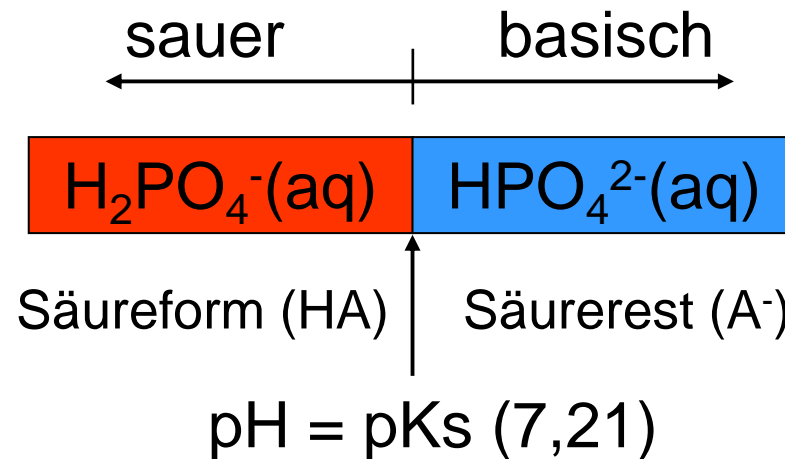
Die Zusammensetzung einer Lösung ändert sich mit ihrem pH-Wert



- sehr schwache Säuren und Basen sind in saurer und basischer Lösung beständig
- mittelstarke Säuren und Basen sind nur in bestimmten pH-Bereichen beständig.

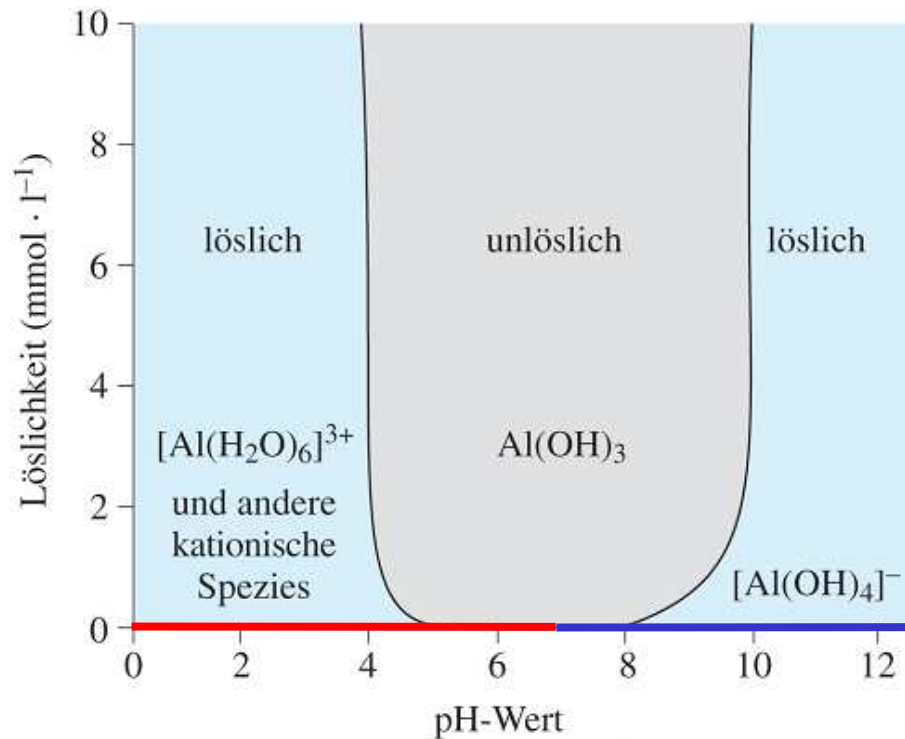
Pufferlösungen

- Lösungen aus einer Säure HA und dem Säurerest A⁻, deren pH-Wert sich bei Zugabe geringer Mengen Säuren oder Basen kaum ändert.

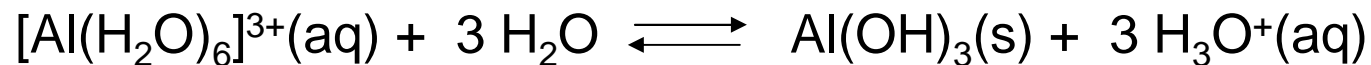


- Der pH-Wert, bei dem gleiche Anteile der Säure HA und des Säurerestes A⁻ vorliegen, ist der pKs-Wert der Säure.
- Pufferwirkung:
$$\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$$

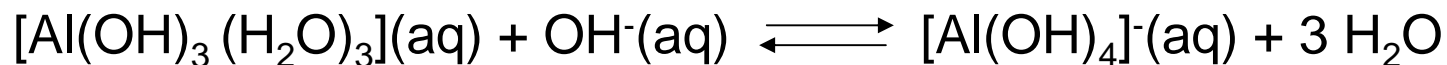
Die Löslichkeit von Al^{3+} -Ionen ist abhängig vom pH-Wertes.

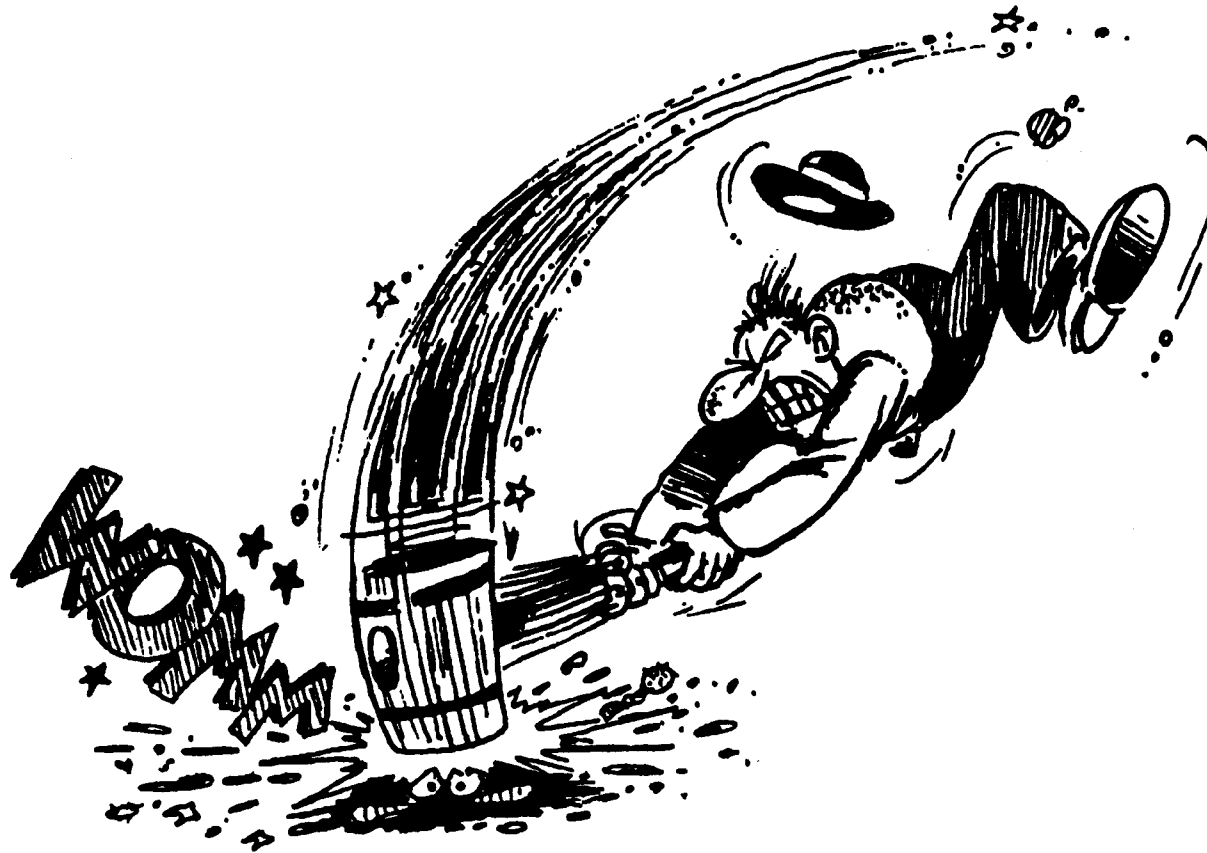


- Protolyse von Al(aq)^{3+} -Ionen und Fällung von Al(OH)_3 aus neutraler Lösung:



- Festes Al(OH)_3 löst sich in alkalischer Lösung (Überschuss OH^- -Ionen):





Hier hätte ein **Puffer** geholfen !