

## Salze schwacher Säuren und Basen

Wässrige Lösungen von Salzen wie NaCl oder KNO<sub>3</sub> reagieren **neutral**. Lösungen von Salzen wie Natriumacetat, Natriumnitrit, Ammoniumchlorid oder Aluminiumsulfat reagieren jedoch \_\_\_\_\_ oder \_\_\_\_\_. **Allgemein kann man feststellen:** 1. **Anionen**, die sich von \_\_\_\_\_ Säuren ableiten, zum Beispiel CH<sub>3</sub>CO<sub>2</sub><sup>-</sup> oder NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, verhalten sich in Lösungen \_\_\_\_\_. 2. **Kationen**, die sich von schwachen \_\_\_\_\_ ableiten, zum Beispiel NH<sub>4</sub><sup>+</sup> oder Fe<sup>3+</sup>, verhalten sich in Lösungen \_\_\_\_\_. Die **Ursache** ergibt sich aus der **Säure-Base-Beziehung in Zusammenhang mit Wasser**: Je schwächer eine \_\_\_\_\_ ist, desto stärker ist ihre \_\_\_\_\_. Diese ist identisch mit dem Anion in Salzen, die sich von der Säure ableiten. Die konjugierte Base der \_\_\_\_\_, das Acetat-Ion, ist basisch genug, um mit Wasser unter Bildung von OH<sup>-</sup>-Ionen zu reagieren. Entsprechendes gilt für Kationen, die sich von \_\_\_\_\_ ableiten. Das NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-Ion ist die \_\_\_\_\_ der schwachen Base NH<sub>3</sub>: Lösungen von Ammoniumsalzen reagieren deswegen \_\_\_\_\_. Die Anionen starker \_\_\_\_\_, zum Beispiel Cl<sup>-</sup> (konjugierte \_\_\_\_\_ von \_\_\_\_\_), sind so schwach basisch, dass sie nicht mit Wasser reagieren. Oder anders formuliert: H<sub>2</sub>O ist eine \_\_\_\_\_ als Cl<sup>-</sup>. Solche Ionen beeinflussen den pH-Wert nicht. Entsprechend sind die Kationen starker Basen zu schwach \_\_\_\_\_, d.h. schwächer \_\_\_\_\_ als Wasser und ohne Wirkung auf den pH-Wert. Zu ihnen zählen die Ionen **Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Rb<sup>+</sup>, Cs<sup>+</sup>, Ca<sup>++</sup>, Sr<sup>++</sup> und Ba<sup>++</sup>**.

Viele in Wasser gelöste **Metall-Kationen** verhalten sich sauer. Als \_\_\_\_\_ wirkt das hydratisierte \_\_\_\_\_-Ion: die an das Metall-Ion koordinierten Wassermoleküle können Protonen abspalten, z.B.  $[\text{Fe}(\text{OH}_2)_6]^{3+} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{OH}_2)_5\text{OH}]^{2+} + \text{H}^+$ . Solche Reaktionen werden häufig ohne Berücksichtigung des koordinierten Wassers formuliert:  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq})$ .

Zur generellen Voraussage über den sauren oder basischen Charakter von Salzlösungen dienen folgende **Regeln**:

Salze von <b>starken Basen mit starken Säuren</b> beeinflussen den pH-Wert nicht, die Lösung hat pH=7.	Beispiele:
Salze von <b>starken Basen mit schwachen Säuren</b> ergeben basische Lösungen: pH>7.	Beispiele:
Salze von <b>schwachen Basen mit starken Säuren</b> ergeben saure Lösungen: pH<7.	Beispiele:
Salze von <b>schwachen Basen mit schwachen Säuren</b> können saure oder basische Lösungen ergeben. Der pH-Wert hängt davon ab, ob der saure Charakter des Kations oder der basische Charakter des Anions überwiegt.	Beispiele:
<b>Hydrogensalze</b> können sowohl als Säuren wie als Basen reagieren. Hier hängt der pH-Wert davon ab, ob der K <sub>s</sub> -Wert für die Säuredissoziation oder der K <sub>b</sub> -Wert für die Reaktion als Base größer ist.	Beispiele: