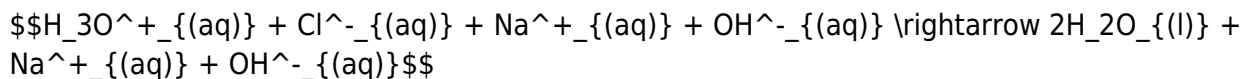


Die Neutralisation

Reagiert eine saure Lösung mit einer basischen Lösung, so entstehen Wasser und ein Salz. Wenn man z.B. Salzsäure und Natriumlauge miteinander reagieren lässt, heben sich die saure bzw. basischen Eigenschaften gegeneinander auf.



Bei der Reaktion wird ein Proton vom Hydroniumion auf das Hydroxidion übertragen. Daher handelt es sich um eine **Säure-/Basereaktion**. Die Gegenionen Na^+ und Cl^- bleiben unverändert. Wenn man das Wasser entfernt, entsteht der Feststoff Natriumchlorid NaCl .



Neutralisationsreaktionen sind i.d.R. sehr stark exotherm, d.h. es wird Energie frei. Das ist auch der Grund, warum man Verätzungen mit einer Säure nicht mit einer basischen Lösung „behandeln“ darf - die entstehende Reaktionswärme würde zusätzlich zur Verätzung Verbrühungen hervorrufen.

Komplexere Neutralisationsreaktionen

Salzsäure ist eine wässrige Lösung von Chlorwasserstoff $\text{HCl}_{(g)}$ in Wasser $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$. Die eigentliche Brönstedtsäure ist dabei der Chlorwasserstoff HCl . Er kann ein Proton abgeben. Chlorwasserstoff ist eine einprotonige Säure. Es gibt auch mehrprotonige (mehrwertige) Säuren - gleiches gilt für Basen.

Mehrwertige Säuren

Schwefelsäure (zweiprotonig)

Ein Schwefelsäuremolekül reagiert mit zwei Wassermolekülen zu zwei Hydroniumionen und einem Sulfation.
$$\text{H}_2\text{SO}_{4(l)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$$

Protonenabgabe in Stufen

Ein Schwefelsäuremolekül reagiert mit einem Wassermolekül zu einem Hydroniumion und einem Hydrogensulfation.
$$(1) \text{H}_2\text{SO}_{4(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HSO}_{4(aq)}^{-}$$

Ein Hydrogensulfation reagiert mit einem Wassermolekül zu einem Hydroniumion und einem Sulfation.
$$(2) \text{HSO}_{4(aq)}^{-} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{SO}_{4(aq)}^{2-}$$

Phosphorsäure (dreiprotonig)

Ein Phosphorsäuremolekül reagiert mit drei Wassermolekülen zu drei Hydroniumionen und einem Phosphat.
$$\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 3\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$$

Protonenabgabe in Stufen

Ein Phosphorsäuremolekül reagiert mit einem Wassermolekül zu einem Hydroniumion und einem Dihydrogenphosphat.
$$(1) \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq})$$

Ein Dihydrogenphosphat reagiert mit einem Wassermolekül zu einem Hydroniumion und einem Hydrogenphosphat.
$$(2) \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq})$$

Ein Hydrogenphosphat reagiert mit einem Wassermolekül zu einem Hydroniumion und einem Phosphat.
$$(3) \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$$

Mehrwertige Basen

Hydroxide mehrwertiger Metalle

Hydroxide bilden in Wasser Hydroxidionen, die als Base fungieren können. Je höher die Wertigkeit des beteiligten Metallions, desto mehr Hydroxidionen können gebildet werden.

$$\text{NaOH}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

$$\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$$

Ampholyte

Die einzelnen Protonierungsstufen der Phosphorsäure (eher schwache Säure) sind im Gegensatz zu denen der Schwefelsäure (starke Säure) Gleichgewichtsreaktion. So kann z.B. das Hydrogenphosphat als Base durchaus zwei Protonen aufnehmen:

$$2\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$$

Mehrwertige Säuren reagieren in einer Neutralisationsreaktion mit mehrwertigen Basen

Bei Redoxreaktion müssen *Elektronen* ausgeglichen werden, weil es sich um

Elektronenübertragungsreaktionen handelt. Bei Säure-/Basereaktionen müssen *Hydroniumionen als Träger der Protonen* ausgeglichen werden, da es sich im *Protonenübertragungsreaktionen* handelt.

Beispiel

Eine saure Lösung von Phosphorsäure soll mit einer basischen Lösung von Calciumhydroxid neutralisiert werden.

Schritt 1

Reaktionsgleichungen für die Prozesse bei Hinzugabe der Phosphorsäure und des Calciumhydroxids zu Wasser formulieren. Dabei wird die vollständige Reaktion angenommen.

$$(1) \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 3\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$$

$$(2) \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$$

Schritt 2

Gleichungen so erweitern, dass genau so viele Hydroniumionen wie Hydroxidionen vorhanden sind:

$$(1) \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 3\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \quad \bigg| \cdot 2$$

$$(2) \text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \quad \bigg| \cdot 3$$

$$(1) 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 6\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$$

$$(2) 3\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{OH}^-(\text{aq})$$

Schritt 3

Die jeweils rechten Seiten können nun zur linken Seite der Neutralisationsgleichung kombiniert werden:

$$6\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + 3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{OH}^-(\text{aq})$$

Schritt 4

Saure Lösung und basische Lösung werden zu Wasser und Salz (s.o.). Es reagieren lediglich die Hydroniumionen mit den Hydroxidionen, die restlichen Ionen bleiben in wässriger Lösung unverändert:

$$6\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + 3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 12\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$$

Auf diese Weise lässt sich jede beliebige Neutralisationsgleichung formulieren. Sehr oft besteht der Trick darin, komplexe Säure-/Baserestionen durch Abkürzungen (in der Organik oft R_xS) zu vereinfachen, um die Gleichung kompakter formulieren zu können.





Neutralisationsreaktionen werden häufig genutzt, um z.B. im Rahmen einer **Tritration** die Konzentration einer Säure bzw. Base zu bestimmen

From:

<https://schule.riecken.de/> - **Unterrichtswiki**

Permanent link:

<https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:acids:neutralisation&rev=1769595689>

Last update: **2026/01/28 10:21**

