

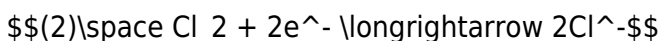
Redoxgleichungen aufstellen

Beim Beispiel für die Redoxreaktion nimmt jedes Chlormolekül bei der Reduktion zwei Elektronen auf. Daher müssen je Chlormolekül zwei Natriumatome ein Elektron abgeben. Bei der Aufstellung von Redoxgleichungen muss man dafür sorgen, dass immer gleich viele Elektronen abgegeben wie aufgenommen werden.

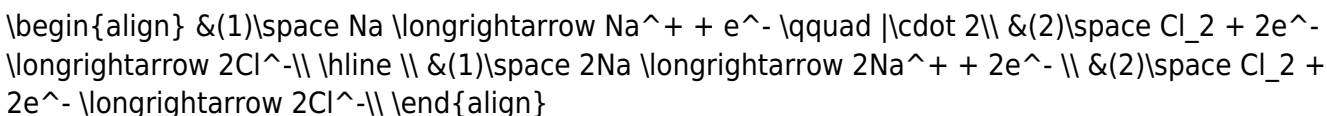
Schritt 1 - Oxidationsgleichung formulieren



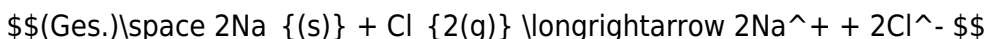
Schritt 2 - Reduktionsgleichung formulieren



Schritt 3 - Elektronenanzahl ausgleichen



Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren

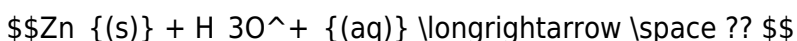


Redoxreaktionen unter Beteiligung von sauren Lösungen

Fall 1: Hydroniumionen als Oxidationsmittel

Es gibt Redoxprozesse, bei denen Hydroniumionen H_3O^+ als Oxidationsmittel dienen und selbst zu Wasser und elementarem Wasserstoff reduziert werden. Auf den ersten Blick könnte man denken, es handle sich um eine Säure-/Basereaktion. Man kann aber in den allermeisten Fällen an der Entstehung von elementarem Wasserstoff erkennen, dass es sich um eine Redoxreaktion handeln muss. Natürlich kann man auch an der Änderung von Oxidationszahlen die Redoxreaktion nachweisen.

Saure Lösungen enthalten Hydroniumionen im Überschuss und reagieren mit allen Metallen, die ein negativeres Standardpotential als Wasserstoff besitzen zu Metallionen und Wasserstoff. Als Beispiel dient hier die Reaktion einer sauren Lösung mit elementarem Zink.



Schritt 1 - Oxidationsgleichung formulieren



Schritt 2 - Reduktionsgleichung formulieren

Bei Hydroniumionen als Molek\u00f6n ist es hilfreich, sich als Hilfe ein Wassermolek\u00f6l vorzustellen, welches ein Proton tr\u00e4gt:



Die Elektronen aus der Oxidation werden von diesem Proton aufgenommen.



Da Wasserstoff immer als Molek\u00f6l H_2 vorliegt, muss Gleichung (2) mit Zwei multipliziert werden:

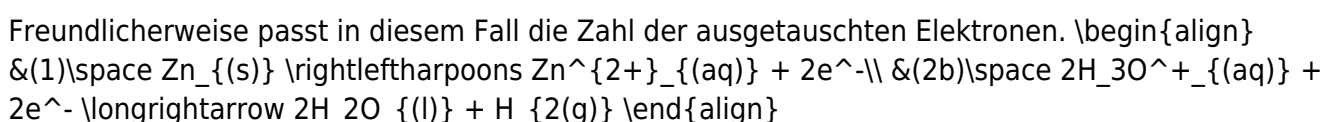


Wenn wir jetzt die Hilfskonstruktion mit dem Zwischenschritt weglassen, erhalten wir die Reduktionsgleichung: $(2b) \text{ 2H}_3\text{O}^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \xrightarrow{\hspace{1cm}} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_{2(g)}$



Sind S\u00e4uren an einer Redoxreaktion beteiligt, bei der Wasserstoffgas $\text{H}_{2(g)}$ entsteht, lautet die zugrundeliegende Basisreduktionsgleichung **immer**: $(2b) \text{ 2H}_3\text{O}^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \xrightarrow{\hspace{1cm}} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{H}_{2(g)}$ Der Wasserstoff entweicht in der Regel. Daher handelt es sich in den allermeisten F\u00e4llen nicht um eine Gleichgewichtsreaktion.

Schritt 3 - Elektronenzahl ausgleichen



Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren



Fall 2: Hydroniumionen als "Oxidionenfänger"

Bei einigen bedeutsamen Redoxreaktionen kommen Oxidationsmittel zum Einsatz, die nur in Anwesenheit von sauren Lösungen ihre Oxidationskraft voll entfalten können. Die Hydroniumionen selbst dienen dabei nicht als Oxidationsmittel, sondern verstärken lediglich die Wirkung des eigentlichen Oxidationsmittels, indem sie mit freiwerdenden Ionen reagieren - das sind sehr oft Oxidionen O^{2-} . Im Gegensatz zu Fall 1 wird hierbei **kein Wasserstoff** H_2 gebildet. Ein häufiges im Unterricht „bemühtes“ Oxidationsmittel ist Kaliumpermanganat $KMnO_4$.

Kaliumpermanganat bildet in Wasser Kalium- (K^+) und Permanganationen (MnO_4^-). Die Oxidationszahlbestimmung der einzelnen Teilchen kann man [hier](#) nachlesen. $KMnO_4(s) \rightarrow K^+(aq) + MnO_4^-(aq)$

Wasserstoffperoxid H_2O_2 ist eigentlich selbst ein starkes Oxidationsmittel, kommt aber gegen die Oxidationskraft von Permanganat in saurer Lösung nicht an und wird selbst oxidiert.

Schritt 1 - Oxidationsgleichung aufstellen

In diesem Fall muss die Gleichung nachgeschlagen werden. $(1) \text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 2e^- + 2\text{H}_3\text{O}^+(aq)$

Schritt 2 - Reduktionsgleichung aufstellen

Reduziert wird hier das Mangan(VII)-Ion Mn^{7+} zum Mangan(II)-Ion Mn^{2+} , ist also das eigentliche Reduktionsmittel. Die Hydroniumionen H_3O^+ , bzw. die darin formal enthaltenen Protonen H^+ nehmen die Oxidionen O^{2-} unter Bildung von Wassermolekülen H_2O auf, behalten aber ihre Oxidationszahl $+I$. $(2) \text{MnO}_4^-(aq) + 5e^- + 8\text{H}_3\text{O}^+(aq) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 12\text{H}_2\text{O}(l)$

Schritt 3 - Elektronenanzahl ausgleichen

$$\begin{array}{l} (1) \text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 2e^- + 2\text{H}_3\text{O}^+(aq) \\ (2) \text{MnO}_4^-(aq) + 5e^- + 8\text{H}_3\text{O}^+(aq) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 12\text{H}_2\text{O}(l) \end{array} \quad \begin{array}{l} \cdot 5 \\ \cdot 2 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} (1) \text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 10e^- + 10\text{H}_3\text{O}^+(aq) \\ (2) 2\text{MnO}_4^-(aq) + 10e^- + 16\text{H}_3\text{O}^+(aq) \rightarrow 2\text{Mn}^{2+}(aq) + 24\text{H}_2\text{O}(l) \end{array}$$

Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren

(Ges.) $5\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{MnO}_4^-(aq) + 6\text{H}_3\text{O}^+(aq) \rightarrow 5\text{O}_2(g) + 2\text{Mn}^{2+}(aq) + 14\text{H}_2\text{O}(l)$

Last update:
2026/01/31 13:12

chemie:redox:redoxequation <https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:redox:redoxequation&rev=1769865174>

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

Permanent link:
<https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:redox:redoxequation&rev=1769865174>

Last update: **2026/01/31 13:12**

