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

$$(1)\space Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Schritt 2 - Reduktionsgleichung formulieren

$$(2)\space Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

Schritt 3 - Elektronenanzahl ausgleichen

\begin{align} &(1)\space Na \longrightarrow Na^+ + e^- \qquad |\cdot 2\\ &(2)\space Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-\\ \hline \\ &(1)\space 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e^- \\ &(2)\space Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-\\ \end{align}

Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren

$$(Ges.)\space 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- $$

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.

$$Zn_{(s)} + H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow \space ?? $$

Schritt 1 - Oxidationsgleichung formulieren

$$(1)\space Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

Schritt 2 - Reduktionsgleichung formulieren

Bei Hydroniumionen als Molekülion ist es hilfreich, sich als Hilfe ein Wassermolekül vorzustellen, welches ein Proton trägt:

$$H_3O^+_{(aq)} \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + H^+{(aq)}$$

Die Elektronen aus der Oxidation werden von diesem Proton aufgenommen.

$$(2)\space H_3O^+_{(aq)} + 1e^- \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + H^+{(aq)} + 1e^- \longrightarrow H_2O_{(l)} + H$$

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

$$(2)\space H_3O^+_{(aq)} + 1e^- \rightleftharpoons H_2O_{(l)} + H^+{(aq)} + 1e^- \longrightarrow H_2O_{(l)} + H \qquad |\cdot 2$$

$$(2a)\space 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} + 2H^+{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + H_{2(g)}$$

Wenn wir jetzt die Hilfskonstruktion mit dem Zwischenschritt weglassen, erhalten wir die Reduktionsgleichung: $$(2b)\space 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + H_{2(g)}$$



Sind Säuren an einer Redoxreaktion beteiligt, bei der Wasserstoffgas $H_{2(g)}$ entsteht, lautet die zugrundeliegende Basisreduktionsgleichung **immer**: $$(2b)\space 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + H_{2(g)}$$ Der Wasserstoff entweicht in der Regel. Daher handelt es sich in den allermeisten Fällen nicht um eine Gleichgewichtsreaktion.

Schritt 3 - Elektronenzahl ausgleichen

Freundlicherweise passt in diesem Fall die Zahl der ausgetauschten Elektronen. \begin{align} &(1)\space Zn_{(s)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-\\ &(2b)\space 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + H_{2(g)} \end{align}

Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren

$$(Ges.)\space Zn_{(s)} + 2H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2H_2O_{(l)} + H_{2(g)}$$

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. $$KMnO_{4(s)} \rightleftharpoons K^+{(aq)} + MnO^-_{4(aq)}$$

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. $$(1)\space H_2O_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2e^- + 2H_3O^+_{(aq)}$$

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 $+I$. $$(2)\space MnO^-_{4(aq)} + 5e^- + 8H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 12H_2O_{(l)} $$

Schritt 3 - Elektronenanzahl ausgleichen

\begin{align} &(1)\space H_2O_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow O_{2(g)} + 2e^- + 2H_3O^+_{(aq)} \qquad |\cdot 5\\ &(2)\space MnO^-_{4(aq)} + 5e^- + 8H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 12H_2O_{(l)} \\ \hline \\ &(1)\space 2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e^- \\ &(2)\space Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-\\ \end{align}

Schritt 4 - Gesamtgleichung formulieren

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

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:redox:redoxequation&rev=1769864774

Last update: **2026/01/31 13:06**