Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen

Redoxreaktionen sind Prozesse, bei denen Elektronen übertragen werden. Ein einfaches Beispiel ist die Reaktion von Natrium und Chlor.

$$(1)\space 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(s)}$$

Leider sieht man der Reaktionsgleichung überhaupt nicht an, dass hier in irgendeiner Form Elektronen e^- beteiligt sind, sondern mann muss sich dazu klarmachen, dass Natriumchlorid $NaCl$ eine Ionenverbindung ist, die aus positiv geladenen Natriumion Na^+ und negativ geladenen Chloridionen Cl^- besteht. Diese Ionen würden frei, wenn man Natriumchlorid in Wasser löst.

$$(2)\space NaCl_{(s)} \rightleftharpoons Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Wenn wir vernachlässigen, dass in Gleichung (1) direkt festes Natriumchlorid entsteht, können wir schreiben:

$$(3)\space 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Na^+ + 2Cl^- $$

Um die Elektronen sichtbar zu machen, müssen wir den Prozess in einzelne Schritte zerlegen.



Die Oxidation
Das neutrale Natriumion gibt ein Elektron ab und erhält dadurch eine positive Ionenladung:

$$(4)\space Na^0 \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Den Vorgang der Elektronenabgabe nennt man **Oxidation**. Dabei erhöht sich die Oxidationszahl. Stoffe, die Elektronen abgeben, nennt man **Reduktionsmittel**. Sie sind **Elektronendonatoren**.



Die Reduktion
Das neutrale Chlormolekül Cl_2 nimmt zwei Elektronen auf, Es entstehen zwei einfach negativ geladene Chloridionen.

$$(5)\space Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$$

Den Vorgang der Elektronenaufnahme nennt man **Reduktion**. Dabei erniedrigt sich die Oxidationszahl. Stoffe, die Elektronen aufnehmen, nennt man **Oxidationsmittel**. Sie sind **Elektronenakzeptoren**.

Aufstellen von Redoxgleichungen

Da im obigen Beispiel jedes Chlormolekül bei der Reduktion zwei Elektronen aufnimmt, 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

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

Oxidationszahlen

Du findest über Oxidationszahlen alles Wichtige hier.

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

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:redox:redoxprozesse&rev=1769775766

Last update: **2026/01/30 12:22**