

Redox-Reaktionen

eine universelle Anleitung für das Lösen komplizierter Redox-Gleichungen
(saurer und basischer Milieu)

Problemstellung

Nicht nur das Kaliumpermanganat ist ein gängiges Oxidationsmittel (KMnO_4 / MnO_2 bzw. KMnO_4 / Mn^{2+}), sondern auch Kaliumchromat (K_2CrO_4 / Cr^{3+}), Kaliumdichromat ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ / Cr^{3+}) oder verschiedene Metalloxide [Kupfer(I)oxid, Kupfer(II)oxid, Chrom(VI)oxid, Vanadium(V)oxid, ...] können zu diesem Zweck genutzt werden. Sie lassen sich in wässriger Lösung oder auch als Feststoff einsetzen z.B. für die Herstellung des Alkanals oder der Carbonsäure aus dem jeweiligen Alkanol (also z.B. Methanal aus Methanol, Propansäure aus 1-Propanol oder aus Propanal, usw.) oder für die Herstellung von Chlorgas aus Chloriden (z.B. Kochsalz), in denen das Chlor die Oxidationszahl -1 hat oder die Gewinnung eines Alkanons aus dem entsprechenden sekundären Alkohol. Auch die Reduktion von Nitrobenzol (ArNO_2) zu Anilin (ArNH_2) mittels Zink in salzsaurer Lösung oder die Tollens-Probe (Nachweis auf Alkanale) lässt sich nach diesem Verfahren beschreiben.

Anleitung

Die Verfahrensweise zum Aufstellen solcher komplizierter Redox-Reaktionen führt bei konsequenter Anwendung immer zum Erfolg. Und das geht so:

Im **1. Schritt** bestimmt man die Oxidationszahlen (OZ) aller Elemente in allen Substanzen, die an der Reaktion beteiligt sind. Wenn man dann feststellt, dass ein Element seine Wertigkeit (die erkennt man an der OZ) durch die Reaktion verändert hat, wurde es oxidiert (hat Elektronen abgegeben; hat es eine positivere OZ als vor der Reaktion) oder reduziert (hat Elektronen aufgenommen; hat also eine negativere OZ als vor der Reaktion). Es handelt sich also insgesamt um einen Redox-Prozess und die nächsten Schritte sind zu erledigen.

Im **2. Schritt** teilt man die Gesamtreaktion auf in den Teil (Teilreaktion; Halbreaktion), bei dem die Oxidation stattfand und in den Teil, bei dem reduziert wurde. Man schreibt beide Halbreaktionen am besten so untereinander, dass die Reaktionspfeile genau untereinander stehen. Die folgenden beiden Schritte sind nacheinander für jede der beiden Halbreaktionen zu erledigen.

In **Schritt 3 oder 4** sind die jeweils benötigten (Reduktions-Reaktion) bzw. freigesetzten (Halbreaktion, die die Oxidation beschreibt) Elektronen zu ergänzen;

In **Schritt 4 oder 3** werden benötigte oder überzählige Sauerstoff-Atome ausgeglichen mit der erforderlichen Anzahl Wasser-Moleküle und H^+ im sauren oder OH^- im basischen Milieu. Da nun die Anzahl der Wasserstoff-Atome durch diese Vorgehensweise nicht mehr gleich groß ist auf beiden Seiten der bearbeiteten Halbreaktion, ist nach Bedarf mit H^+ -Ionen oder OH^- -Ionen auszugleichen bis alles passt *.

In **Schritt 5** ist zu kontrollieren, ob die Halbreaktion korrekt aufgestellt wurde. Das ist dann der Fall, wenn die folgenden beiden Kriterien erfüllt sind:

- (1) Die Ladungsbilanz muss stimmen. Also: ergibt sich z.B. auf der linken Seite der Halbreaktion durch Abzählen der Ionenladungen (Anionen und Kationen) und der Elektronen (negative Ladungen) die Gesamtladung $2+$, dann muss auch die rechte Seite der Halbreaktion insgesamt zwei positive Ladungen aufweisen (vergl. Halbreaktion (4)).
- (2) Die Stoffbilanz muss stimmen. Also man stellt fest, ob die Anzahl der jeweiligen Elemente auf jeder Seite der Halbreaktion gleich groß ist.

Schritt 6: Man wiederholt die Schritte 1-5 mit der anderen Halbreaktion.

Schließlich werden in **Schritt 7** die beiden Halbreaktion wieder zusammengeführt zu der Gesamtreaktion. Dabei ist als grundlegendes Prinzip zu berücksichtigen, wodurch sich Redoxreaktionen auszeichnen: Elektronen können nur ausgetauscht, nicht aber erschaffen oder vernichtet werden. Das Oxidationsmittel kann also nur die Elektronen aufnehmen, die vom oxidierten Stoff geliefert werden. Die Anzahl der ausgetauschten Elektronen ist also das Kriterium dafür, in welchen Stoffmengenverhältnissen die Reaktionspartner miteinander reagieren müssen, damit beim Elektronen-Austausch nichts übrig bleibt. Daher sind nun beide Halbreaktionen im wahrsten Sinne des Wortes "auf einen Nenner" zu bringen, indem man ermittelt, wie häufig die eine und die andere der beiden Halbreaktionen jeweils "ablaufen muss", damit die Anzahl der gelieferten Elektronen aus der Oxidation genau der Anzahl der benötigten Elektronen für die Reduktion entspricht. In der SchrittFürSchritt-Anleitung (→RedOx II) wird die Rechenoperation hinter Schritt 5 angekündigt und bei Schritt 7 durchgeführt.

In **Schritt 8** werden dann beide Halbreaktionen unter Berücksichtigung der Ergebnisse von Schritt 7 zusammengeführt, also addiert.

Im letzten Schritt sind identische Stoffe sowie die Elektronen auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung gegeneinander aufzurechnen. Wenn man möchte, können nun auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung noch die Gegen-Ionen ergänzt werden, die zwangsweise im Reaktionsgemisch vorhanden sind, aber an der Reaktion nicht wirklich beteiligt waren (z.B. das Kalium-Ion des Kaliumpermanganats oder die Sulfat-Anionen, wenn Schwefelsäure als Säuerungsmittel verwendet wird).

* Dies sieht auf den ersten Blick nach purer Willkür aus, ist es aber nicht: Führt man solche Experimente durch, stellt man fest, dass sich der pH-Wert tatsächlich entsprechend der Rk-Gleichung verändert. Wenn gem. Rk-Gleichung H^+ -Ionen als Ausgangsstoff verbraucht werden, steigt der pH-Wert so weit ins Basische an, wie die Eigendissoziation des Wassers (chemisches Gleichgewicht!) und die Triebkraft der Reaktion dies zulassen. Ggf. gibt man gerne auch etwas Schwefelsäure in das Reaktionsgemisch, damit genügend Säure für die Reaktion zur Verfügung steht.