

Redoxreaktionen



Erster Verbrennungsbegriff

Das natürliche Verlangen, die Flammenerscheinung naturwissenschaftlich zu erklären liegt auf der Hand. Der erste, offensichtliche Zugang war aber folgender.

Verbrennt ein Stoff, so entweicht (offensichtlich) ein Stoff, der damals als Phlogiston bezeichnet wurde. Wenn Phlogiston den Brennstoff verlassen hat, ist er erstens leichter und zweitens brennt er nicht mehr.

Naja. Viel war nicht dran an dieser Erklärung, trotzdem ist es nicht uninteressant, sich die einzelnen Schritte der naturwissenschaftlichen Entdeckungsreise zu vergegenwärtigen.

Die Reaktion mit Sauerstoff

Natürlich machte man sich bald daran, die Verbrennung weiter zu analysieren und konnte manifestieren, dass die Masse eines Stoffes der verbrennt zuzüglich des dabei entweichenden Gases schwerer ist, als der Stoff vor der Verbrennung. Bei der Verbrennung entweicht also nichts, sondern – im Gegenteil – ein zusätzlicher Stoff wird sogar aufgenommen.

Am besten verfolgt man diesen Vorgang bei der Verbrennung von Magnesium zu Magnesiumoxid.

[1]

Frage: Ein Magnesiumbändchen hat die Masse von 45mg. Wie schwer wird das (weiße) Magnesiumoxid nach der Verbrennung sein, unter der Annahme, dass nur wenig durch „Rauchen“ verloren geht?

[2]

Sauerstoff aus Verbindungen

Die Flammenerscheinung ist aber nicht nur auf die Reaktion mit Sauerstoff O_2 beschränkt. Genau so brennt ein Magnesiumstreifen in CO_2 -Gas weiter.

[3]

Andere Reaktionspartner

Zuletzt ist die Verbrennung nicht auf Sauerstoff beschränkt. Ähnliche Erscheinungen zeigen sich zum Beispiel auch in Chlorgas.

[4]

Die Oxidation

Eine Definition, die alle diese Erscheinungen unter einem gemeinsamen Konzept zusammenfasst, ist heute folgende.

Eine Oxidation ist eine Reaktion, bei der Elektronen abgegeben werden. Die Reduktion ist die entsprechende Reaktion, bei der diese Elektronen aufgenommen werden.

Tatsächlich laufen Oxidation und Reduktion immer gleichzeitig ab.

Dazu schreibt man auch getrennt an:

[5]

Die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen ist immer gleich. Das muss in der Reaktionsgleichung berücksichtigt werden.

[6]

Nicht immer verbrennen aber Elemente zu Ionen. Elektronenübertragungen finden auch zwischen Molekülen statt. Die entsprechenden Ladungsverschiebungen sind dann nicht so leicht ersichtlich.

Als erstes Beispiel dient die Verbrennung von Kohlenstoff zu Kohlendioxid.

[7]

Redoxreaktionen



Oxidationszahlen

Um die Elektronenübergänge auch in Molekülen quantifizieren zu können, bedient man sich des Konzeptes der Oxidationszahlen.

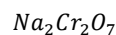
Jedem Element einer Verbindung kann eine Oxidationszahl zugewiesen werden. Anhand dieser Zahl kann festgestellt werden, was genau bei einer chemischen Reaktion oxidiert bzw. reduziert wurde.

Die Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahlen sind einfach.

1. Elemente haben die Oxidationszahl Null
2. Wasserstoff hat in der Verbindung mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +1
3. Sauerstoff hat in den meisten Verbindungen die Oxidationszahl -2
4. Die Summe der Oxidationszahlen entspricht der Gesamtladung der untersuchten Verbindung.
5. Ionenladung (bei Alkalimetallen, Erdalkalimetallen usw.) entspricht immer zugleich der Oxidationszahl.

Damit ist das Bestimmen von Oxidationszahlen einfach.

[8]



Übung

Bestimme die Oxidationszahlen der Atome folgender Teilchen selber:



Redoxreaktionen aufstellen

Nach Zuordnung der Oxidationszahlen kann nun für jede chemische Reaktion die Anzahl der übertragenen Elektronen leicht zugeordnet werden.

Bei der Ammoniaksynthese wird elementarer Stickstoff mit elementarem Wasserstoff zur Reaktion gebracht. Stelle die Teilreaktionen auf

[9]

Beim Aufstellen von Redoxgleichungen kann man aber auch auf zahlreiche Hindernisse stoßen.

Folgende Punkte können notwendig sein, um eine Redoxgleichung aufzustellen.

1. Reduktion und Oxidation so multiplizieren, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich groß ist wie die Anzahl der aufgenommenen Elektronen
2. Protonen (H^+ - Ionen) oder Hydroxidionen (OH^- - Ionen) müssen ergänzt werden
3. Mit H_2O muss wiederum ausgeglichen werden.
4. Die entsprechende Säure oder Base kann möglicherweise im Überschuss verbraucht werden, sodass Anionen nicht abreagieren und nach der Reaktion unverändert wieder auftauchen.
5. Die Reaktion kann zum Schluss gekürzt werden
6. Ionen können zu Ionenverbindungen zusammengefasst werden. Das ist aber eher Geschmackssache.

Als gutes Beispiel dient die Redoxgleichung von Kaliumpermanganat mit Salzsäure zu Chlorgas und Manganchlorid. (Buch S. 67)

Übung

Stelle die Redoxgleichungen auf für:

