

1 Elektronenübertragung, Oxidation und Reduktion

Gibt Natrium sein einziges Außenelektron an ein Chloratom (7 Außenelektronen) ab, so entsteht durch diese Elektronenübertragung das bekannte Natriumchlorid, NaCl. Schreiben wir beide Vorgänge, die Elektronenabgabe des Natriums und die Elektronenaufnahme des Chlors, als Reaktionsgleichungen mit den Elektronen, erhalten wir folgendes:



Den ersten Vorgang, die Abgabe eines Elektrons, nennt man *Oxidation*, den zweiten Vorgang, die Aufnahme eines Elektrons, nennt man *Reduktion*.

Eine Oxidation ist immer (!) mit einer Reduktion gekoppelt, daher der Begriff *Redox-Reaktion*.

2 Eselsbrücke

In der angespannten Prüfungssituation könnte die Frage durch den Kopf gehen: Wie war das jetzt? War Oxidation die Aufnahme? Oder die Abgabe? Oder was?

Es muß eine Eselsbrücke her, z. B. ein Kunstwort aus *Oxidation* und *Abgabe*:

OXAB

(Das ist natürlich nur ein Vorschlag, jeder baut sich seine Brücken selbst.)

3 Was wird oxidiert, was wird reduziert?

Der Stoff, der Elektronen abgibt, wird oxidiert. Der Stoff, der Elektronen aufnimmt, wird reduziert.

Im ersten Beispiel wird das Natrium durch das Chlor oxidiert; das Chlor wird durch das Natrium reduziert.

Oxidationsmittel *veranlassen* den Reaktionspartner *zur Oxidation*, also zur Elektronenabgabe, und werden dabei selbst reduziert.

In dem Beispiel ist Chlor das Oxidationsmittel, denn es veranlaßt das Natrium zur Elektronenabgabe und wird dabei reduziert (es nimmt ein Elektron auf).

Reduktionsmittel *veranlassen* den Reaktionspartner *zur Reduktion*, also zur Elektronenaufnahme, und werden dabei selbst oxidiert.

In dem Beispiel ist Natrium das Reduktionsmittel, denn es veranlaßt das Chlor zur Elektronenaufnahme und wird dabei selbst oxidiert (es gibt ein Elektron ab).

4 Gut zu wissen...

- Starke Oxidationsmittel stehen im PSE rechts oben, da wo auch der Sauerstoff steht. (Dort stehen auch die Halogenide und Schwefel.)
- Starke Reduktionsmittel stehen im PSE links, z. B. alle Alkali- und Erdalkalimetalle.

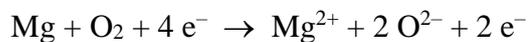
• Verbrennung von Magnesium

Magnesium wird durch Sauerstoff oxidiert:

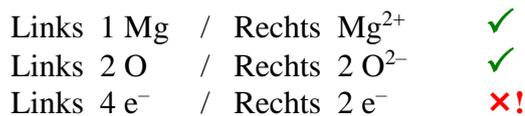


• Aufstellen der Reaktionsgleichung

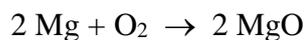
Faßt man die beiden Vorgänge in einer Reaktionsgleichung (durch Addition der beiden Teilgleichungen) zusammen, so erhält man:



Die Prüfung auf stöchiometrische Richtigkeit zeigt, daß etwas nicht stimmt:



Verdoppelt man die erste der beiden Gleichungen (Oxidation des Magnesiums) und addiert dann, stimmt alles wieder:



• Zusammenfassung:

- 2 Magnesiumatome haben **4 Elektronen abgegeben** (Mg ist zu Mg²⁺ **oxidiert** worden)
- 1 Sauerstoffmolekül O₂ hat diese **4 Elektronen aufgenommen** und ist zu zwei O²⁻ **reduziert** worden.

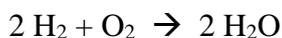
- **Exkurs: Elektronegativität**

Atome innerhalb eines Moleküls haben mehr oder weniger die Fähigkeit, Elektronen (genauer: Bindungselektronen) anderer Atome im Molekül anzuziehen. Die Elektronegativität (EN) ist ein Maß für Stärke dieser Anziehung.

Die Ausprägung dieser Fähigkeit ist von der Größe der (positiven) Kernladung und von der Größe des Atoms abhängig. Es spielt ebenso eine Rolle, wie stark die Kernladung durch innere Elektronen abgeschirmt wird.

Die schwächsten EN-Werte findet man im Periodensystem links unten, die stärksten Werte rechts oben.

- **Es müssen nicht immer ionische Verbindungen entstehen**



Bei H_2O liegt eine kovalente Bindung vor. In solchen Fällen zieht der stärker elektronegative Partner (hier der Sauerstoff) innerhalb der Verbindung das Elektronenpaar zu sich herüber und erhält dadurch eine negative Teilladung. Der weniger elektronegative Partner (hier der Wasserstoff) trägt eine entsprechende positive Teilladung.

Vereinbarung: bei Redoxreaktionen wird dem Partner mit der höheren Elektronegativität das ganze Elektron "gutgeschrieben". Es wird also so verfahren, als ob es sich um eine ionische Verbindung handelte.

Das bedeutet für die Wasserbildung:



- **Oxidationszahlen**

Diese aufgrund der Vereinbarung zustande gekommenen fiktiven Ladungen heißen *Oxidationszahlen*, mit ihnen kann man bei sehr vielen Reaktionen feststellen, welche Elemente oxidiert und welche reduziert werden.

Die Oxidationszahlen werden meist oberhalb der Elementsymbole als römische Ziffern geschrieben.

Beispielsweise trägt der Wasserstoff auf der rechten Seite der ersten Gleichung die Oxidationszahl I und der Sauerstoff auf der rechten Seite der zweiten Gleichung die Oxidationszahl –II.

• Das kennen wir schon

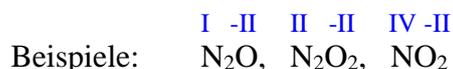
Die Oxidationszahl des Wasserstoffs in Nichtmetallverbindungen ist +1.

Das war das Beispiel aus dem letzten Blatt: dort trug Wasserstoff die fiktive Ladung +1. Man muß sich nur noch zusätzlich merken, daß dies in Nichtmetallverbindungen *immer* der Fall ist. (Ausnahmen: Metallhydride, z. B. NaH.)



Die Oxidationszahl des Sauerstoffs in Verbindungen ist in der Regel -2.

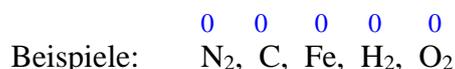
Das war das Beispiel aus dem letzten Blatt: dort trug Sauerstoff die fiktive Ladung -2. (Eine Ausnahme bilden die Peroxide, dort hat Sauerstoff die Oxidationszahl -1.)



• Nur noch 4 weitere Regeln

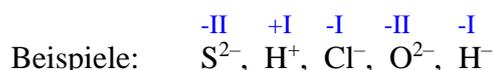
Die Oxidationszahl für ein freies Element ist 0.

Das ist einleuchtend. Warum sollte ein freies und nicht ionisiertes Element eine (fiktive) Ladung tragen?



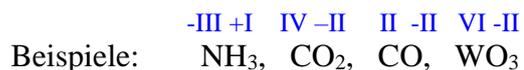
Die Oxidationszahl einfacher Ionen ist gleich ihrer Ladung.

Wie sollte es anders sein? Hier ist die Ladung eben nicht fiktiv, sondern real.



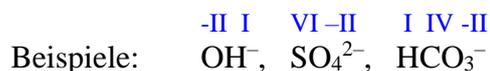
Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls ist 0.

Das Molekül als Ganzes ist neutral; im ersten Beispiel wird die Oxidationszahl -3 des Stickstoffs durch drei Wasserstoffatome mit +1 ausgeglichen. Im zweiten Beispiel wird die zweimal (2 Sauerstoffatome) auftretende Oxidationszahl -2 durch die +4 des Kohlenstoffs ausgeglichen.



Die Summe der Oxidationszahlen aller Teilchen eines Ions ist gleich der Ladung des Ions.

¡claro que sí!



Das Beispiel

In allen drei Gliedern der folgenden Reaktionsgleichung tritt Phosphor auf. Welche Oxidationszahlen haben die Phosphoratome? Nur eine der fünf unter der Gleichung stehenden Zeilen ist richtig.



IV	I	III
III	-III	V
-III	III	V
-III	III	-III
I	-III	V

Beginn mit dem einfachsten Molekül, PH_3 :

Da Wasserstoff die Oxidationszahl +I hat (6 Regeln) und hier dreimal vorkommt, *muß* Phosphor hier -III haben (6 Regeln). Damit bleiben nur noch 2 Antwortzeilen übrig: die zweite und die letzte.

Wir gehen zum nächsten Molekül: H_3PO_4 :

Maßgeblich ist hier das Phosphat PO_4^{3-} . Sauerstoff hat -II (6 Regeln) und ist viermal vorhanden. Zusammen mit der Oxidationszahl des Phosphors muß sich (wegen der 3 Wasserstoffatome) -3 ergeben (6 Regeln). Das erhält man aber nur, wenn P die Oxidationszahl V hat. ($x - 8 = -3$).

Das hat uns nicht weitergebracht, versuchen wir es mit dem Phosphit PO_3^{3-} :

Hier erhält man mit Hilfe von -II für den Sauerstoff (6 Regeln) $x - 6 = -3$, also III.

Damit scheidet letzte Antwortzeile aus, nur die zweite der 5 Antworten ist richtig.

Die Taktik

- Die 6 Regeln über Oxidationszahlen ins Gedächtnis rufen!
- Mit dem einfachsten Molekül beginnen!
- Welche der vorgegebenen Antworten ist/sind mit Sicherheit auszuschließen?