<http://netexperimente.de/chemie/19.html>  
 <http://www.chemieplanet.de/reaktionen/oxstufen.htm>

Elektronenverschiebungen in Molekülen  
Die Oxidationszahl (OZ)

Magnesium brennt in Luft und reagiert dabei mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid (Magnesia). Bei diesem Redoxvorgang werden 2 Elektronen vom Magnesium auf den Sauerstoff übertragen:

2 Mg + O2 2 Mg2+ + 2 O2- (2 MgO)  


Interessant ist, dass die Oxidation von Magnesium problemlos auch im Wasserdampf durchgeführt werden kann. Wo ein Holzspan sofort verlöscht, brennt das Magnesium weiter. Dabei reagiert das Magnesium mit dem Wasser und es entstehen Magnesiumoxid und Wasserstoff. Wasserdampf reagiert auch mit anderen Metallen wie Aluminium, wenn sie heiss sind. Metallbrände dürfen deshalb auf keinen Fall mit Wasser gelöscht werden. Dies würde zu einer Verschlimmerung des Brands führen, weil explosiver Wasserstoff gebildet wird.

Um Reaktionen wie diese besser verstehen zu können, hat man das Konzept der Oxidationszahlen eingeführt. Diese werden mit einer römischen Zahl und dem entsprechenden Vorzeichen angegeben.

|  |
| --- |
| **Ermittlung der Oxidationszahlen** |

Bei polaren bzw. [kovalenten Bindungen](http://www.chemieplanet.de/stoffe/kovalent.htm#KIMW) werden die Elektronen zwar in Wirklichkeit nicht vollständig abgegeben, aber rein formal werden die Elektronen für die Ermittlung der Oxidationszahl dem elektronegativeren Element zugeschlagen.  
  
Elemente selbst haben immer die Oxidationszahl 0.Das gilt sowohl für Metalle als auch für elementare Moleküle, wie Na, Ca, Fe, F2, H2, O2, N2, u.s.w.   
Sie alle haben die Oxidationszahl **0**.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Atomgruppe** | **Ox-Zahl** | **Ausnahmen** |
| Fluor | -I | keine! (elemenar aber natürlich 0, siehe oben) |
| Metalle | +X | keine, immer positiv (von Clustern, Intermetallverb. und dergleichen abgesehen) |
| Alkalimetalle  Erdalkalimetalle | +I  +II | keine  keine |
| Wasserstoff | +I | in Metallwasserstoffen -I |
| Sauerstoff | -II | in Peroxiden -I, in Verbindung mit Fluor +II, nur sehr wenige weitere Ausnahmen |
| Halogene | -I | die obigen Bedingungen haben Vorrang; in Verbindung mit Sauerstoff oder Fluor können Chlor, Brom und Iod durchaus positive Oxidationszahlen annehmen |

Für die Ermittlung von Oxidationszahlen in **Verbindungen** gelten die folgenden Regeln, von denen es nur wenige Ausnahmen gibt. Am besten werden diese Regeln von oben nach unten befolgt:

Nach diesen Regeln können die Oxidationszahlen aller Atome in Verbindungen bestimmt werden.

s. Beispiele auf 3. Seite!

Repetition der Begriffe:

* Verbrennung von Mg in Luft …. Wie werden die Elektronen bei dieser Reaktion übertragen?
* Verbrennung von Mg in Wasserdampf …. Welche Produkte werden dabei gebildet?
* Oxidationszahl ….
  + Wie ist sie definiert?
  + Welche Regeln gelten?
  + Wie werden die OZ in einer neutralen aus Ionen aufgebauten Verbindung bestimmt?
  + Wie kontrolliert man das Resultat?
  + Wie werden die OZ der Elemente in einem Molekülion bestimmt?
  + Wie kontrolliert man in diesem Fall das Resultat?

Übungen:

1. Schreiben Sie die chemische Gleichung für die Reaktion von Magnesium mit Wasserdampf. Schreiben Sie dazu zuerst die Teilreaktionen (Oxidation und Reduktion) auf. Ermitteln sie für die Reaktion von Wasser die Oxidationszahlen für das H- und das O-Atom vor und nach der Reaktion. Bestimmen Sie so die Anzahl Elektronen, die an der Reaktion teilnehmen. Entscheiden Sie dann, welches Element oxidiert und welches reduziert wird.

+I, -II 0, -II

H2O + 2 e- H2 + O2-

0 +II

Mg Mg2+ + 2e-

Mg + H2O MgO + H2

1. Bestimmen Sie die Oxidationszahlen folgender Verbindungen:
   1. CO2  
      C +IV, O -II
   2. NO3-  
      N +V, O -II
   3. KClO4  
      K +I, Cl +VII, O -II
   4. PO43-  
      P +V, O -II
   5. SO3  
      S + VI, O - II

**Beispiele:**

**Bei neutralen aus Ionen zusammengesetzten Verbindungen muss die Summe der Oxidationszahlen 0 ergeben.**

Beispiel Na2SO4, dem *Natriumsulfat*:

Wir befolgen diese Regeln von oben nach unten:

* Das Alkalimetall *Natrium* hat die Oxidationszahl **+I**. Zwei *Natrium*atome sind **2**\*(+1)=(+2) mal positiv geladen.
  + Die beiden *Natrium*atome geben also 2 Elektronen an den elektronegativsten Partner, den *Sauerstoff* ab. Man geht immer vom elektronegativsten Element aus und schlägt diesem die Elektronen zu, unabhängig davon, welche Bindungsart (ionisch, polar, u.s.w.) vorliegt.
* *Sauerstoff* hat die Oxidationszahl **-II**. Vier *Sauerstoff*atome sind also insgesamt **4**\*(-2)=(-8) mal negativ geladen
* Formal nehmen alle Sauerstoffatome also insgesamt **8** negative Ladungen (Elektronen) auf.
* Die restlichen **8**-**2**=**6** Elektronen muss also formal der *Schwefel* bereitstellen. *Schwefel* hat damit die Oxidationszahl **+VI**.
* Die Verbindung ist ja insgesamt neutral und es gibt keine weitere Quelle mehr für Elektronen.
* **Probe:** 4\*(**-2**) **+** 2\*(**+1**) **+** 1\*(**+6**) = **0**

Bei Ionen muss die Ladung noch berücksichtigt werden.

**Die Summe der Oxidationszahlen ist in Ionen gleich der Ladungszahl.**

Beispiel Cr2O72-, dem *Dichromat-Ion*:

* Dieses Ion ist insgesamt zweifach negativ geladen. Das erkennt man an der hochgestellten Ladungszahl. Wir befolgen die Regeln wieder von oben nach unten:
* *Chrom* hat irgendeine positive Oxidationszahl (welche, wissen wir noch nicht),
* *Sauerstoff* hat als elektronegativstes Element die Oxidationszahl **-II**. Sieben *Sauerstoff*atome sind also insgesamt 7\*(-2)=(-14) mal negativ geladen.
  + Sie nehmen formal also insgesamt **14** negative Ladungen (Elektronen) auf.
* Die beiden *Chrom*atome müssen jedoch nicht alle **14** Elektronen bereitstellen, denn es stehen ja **2** Elektronen zusätzlich zur Verfügung. Schließlich ist das Ion ja zweifach negativ geladen. Nur die verbleibenden **14**-**2=12** Elektronen müssen sie liefern.
* Jedes der *Chrom*atome hat damit die Oxidationszahl **12**/2=**+VI**
* **Probe:** 7\*(**-2**) **+** 2\*(**+6**) = **-2**