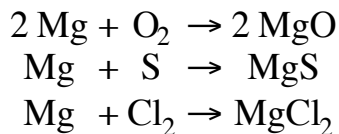


# Redoxreaktionen

Im ursprünglichen Sinn bedeutet die Oxidation eine Aufnahme von Sauerstoff, die Reduktion eine Abgabe von Sauerstoff. Bei dem Austausch von Sauerstoff zwischen Reaktionspartnern handelt es sich dann entsprechend um eine Redoxreaktion.

Mit dieser Definition war es aber nicht nicht möglich andere Reaktionen, die sehr ähnlich verlaufen und zu ähnlichen Reaktionsprodukten führen, zu klassifizieren. Beispiele:



Alle diese Reaktionen verlaufen unter ähnlichen Verhältnissen ab und man erhält immer ähnlich gebaute Reaktionsprodukte, nämlich salzartige, aus Ionen aufgebaute Verbindungen.

Aus dieser Betrachtung wird deutlich, daß Magnesium in allen Fällen als  $\text{Mg}^{2+}$ -Ion und der jeweilige Partner als Anion ( $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ) vorliegt. Dies bedeutet aber nichts anderes, als daß Magnesium in allen Fällen seine Elektronen dem Reaktionspartner zur Verfügung gestellt. Aus diesem Grund kann man zu einer allgemeineren Definition der Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktionen kommen:

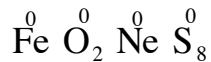
Elektronenabgabe:	Oxidation
Elektronenaufnahme:	Reduktion
Elektronenaustausch:	Redoxreaktion

Um diese Reaktionen besser untersuchen zu können, ist aber vorab notwendig sich mit der formalen Ladung eines Teilchens zu beschäftigen. Hierbei gilt folgende Definition:

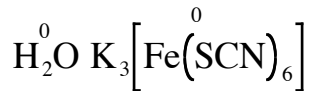
**Die Oxidationszahl entspricht der tatsächlichen oder formalen Ionenladung, wobei das elektronegativere Element immer im reduzierten Zustand vorliegt. Die Oxidationszahl wird mit römischen Ziffern geschrieben, das Vorzeichen wird immer mit angegeben.**

Weiterhin gilt nachstehendes Regelwerk, wobei weiter oben stehende Regeln Vorrang vor weiter unten stehenden Regeln haben.

1. Elemente und Elementmoleküle haben immer die Oxidationszahl 0.



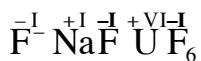
2. In einem Molekül ist die Summe der Oxidationszahlen immer gleich 0.



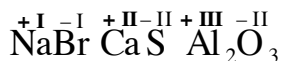
3. In einem Ion ist die Summe der Oxidationszahlen stets gleich der Ionenladung.



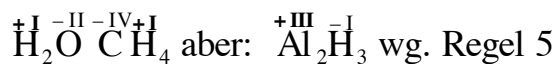
4. Fluor hat in Verbindungen oder Ionen immer die Oxidationszahl -I.



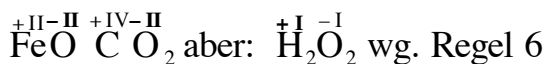
5. Metalle haben in ihren Verbindungen immer positive Oxidationszahlen, diejenigen der beiden ersten Hauptgruppen haben immer eine Oxidationszahl entsprechend der Hauptgruppennummer, Aluminium immer +III.



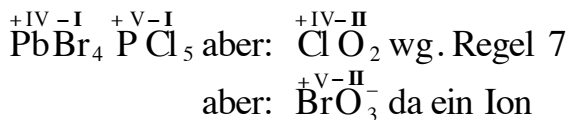
6. Wasserstoff hat in Verbindungen oder Ionen fast immer die Oxidationszahl +I.



7. Sauerstoff hat in Verbindungen oder Ionen fast immer die Oxidationszahl -II.



8. Halogene haben in den Halogeniden immer die Oxidationszahl -I.



Redoxgleichungen können nach verschiedenen Schemata aufgestellt werden, wobei das nachfolgende Schema sich als durchführbar erwiesen hat:

- 1) Man stellt die Produkte fest und überlegt anhand der Oxidationszahlen welcher Partner oxidiert bzw. reduziert wurde.
- 2) Man formuliert Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion, wobei zu beachten ist, daß es keine freien  $O^{2-}$ -Ionen gibt. In diesem Fall muß man mit  $H^+$  zu Wasser ausgleichen.
- 3) Man schreibt die Teilgleichungen untereinander und sucht das kleinste gemeinsame Vielfache der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen und multipliziert mit den entsprechenden Faktoren, so daß links und rechts der beiden Teilgleichungen dieselbe Anzahl von Elektronen zu stehen kommt. Schließlich werden die Teilgleichungen zu einer Gesamtgleichung zusammengefaßt.
- 4) Abschließend wird die so erhaltene Ionengleichung überprüft. Beide Seiten der Gleichung müssen übereinstimmen in Bezug auf
  - die Anzahl der Atome der jeweiligen Sorten
  - die Summe der Oxidationszahlen
  - die Summe der Ionenladungen

### **Besondere Typen von Redoxreaktionen**

Eine Reaktion, bei denen ein- und derselbe Stoff zugleich oxidiert und reduziert wird, bezeichnet man als *Disproportionierung*. Den entgegengesetzten Vorgang bezeichnet man als eine *Synproportionierung*.