

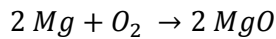
Redoxreaktionen

Redoxreaktionen: Reaktionen bei denen Elektronen zwischen den Komponenten übertragen werden

Nach Lavoisier:

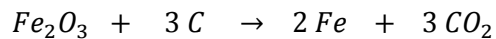
Oxidation: Aufnahme von Sauerstoff

zB.: Verbrennen von Magnesium



Reduktion: Abgabe von Sauerstoff

Redoxreaktion am Beispiel von der Herstellung von Eisen (Reaktion im Hochofen):



Eisenerz wird reduziert zu Eisen → Reduktion

Kohlenstoffmonoxid wird oxidiert zu Kohlenstoffdioxid → Oxidation

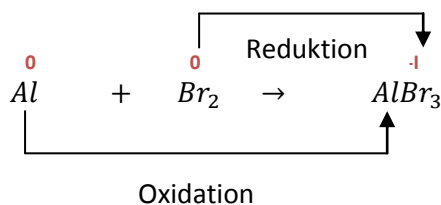
Es gibt Reaktionen an denen Sauerstoff als Reaktionspartner nicht teilnimmt, die aber auch als Redoxreaktion ablaufen!

Oxidation: Abgabe von den Elektronen

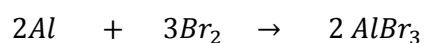
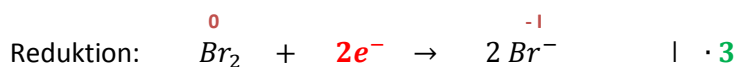
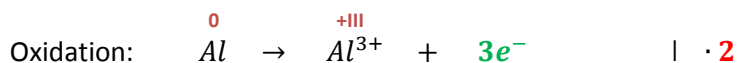
Reduktion: Aufnahme von den Elektronen

Beispiel: Reaktion zwischen Aluminium und Brom

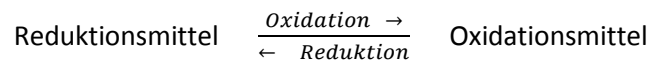
Aluminium + Brom → Aluminiumbromid



→ für das Aufstellen der Gleichungen sind die Oxidationszahlen wichtig!



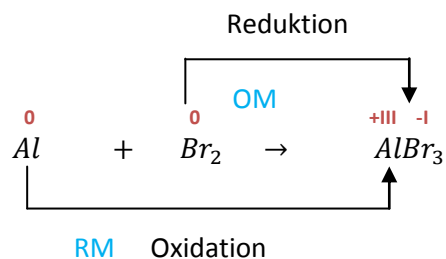
Korrespondierendes Redoxpaar:



Oxidationsmittel: nimmt Elektronen auf (Elektronenakzeptor); wird reduziert

Reduktionsmittel: gibt Elektronen ab (Elektronendonator); wird oxidiert

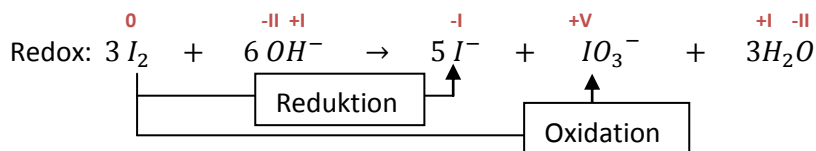
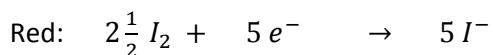
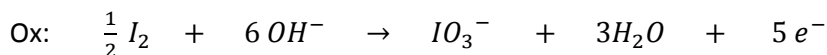
Bei der Reaktion zwischen Aluminium und Brom ist:



- Aluminium das Reduktionsmittel (RM), da es oxidiert wird.
- Brom das Oxidationsmittel (OM), da es reduziert wird.

Disproportionierung: Ein Stoff mit einer mittleren Oxidationszahl geht in einen Stoff mit einer niedrigeren und einer höheren Oxidationszahl über.

Beispiel: Disproportionierung von Iod in einem alkalischen Bereich. Iod oxidiert und reduziert sich selbst unter Bildung von Iodat (IO_3^-) und Iodid-Ionen (I^-)



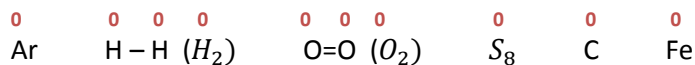
Synproportionierung: Zwei Stoffe mit einer niedrigeren und einer höheren Oxidationszahl gehen in einen Stoff mit einer mittleren Oxidationszahl über.

Die Synproportionierung ist das Gegenteil von Disproportionierung.

Oxidationszahl – fiktive Ladung eines Atoms in einer Verbindung. Bei der Ermittlung ist zu beachten, dass man die Bindungselektronen dem elektronegativeren Atom zugeordnet. Bei einer Oxidation werden die OZ. durch die Elektronenaufnahme erhöht, während sie bei einer Reduktion durch die Elektronenabgabe erniedrigt werden.

Ermittlung der Oxidationszahlen:

1. Bindungselektronen zwischen gleichartigen Atomen werden gleichmäßig aufgeteilt, daher ist die Oxidationszahl Null, zB.:



2. In Verbindungen ist die Oxidationszahl von:

- | | |
|--|---------|
| a. <u>Metallen</u> | immer + |
| b. <u>Alkalimetallen</u> (die chemischen Elemente Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium und Francium aus der 1. Hauptgruppe des PSEs) | + I |
| c. <u>Erdalkalimetallen</u> (die chemischen Elemente der 2. Hauptgruppe des PSEs: Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba) und Radium (Ra)) | + II |
| d. <u>Wasserstoff</u> (mit Ausnahme von Metallhydriden) | + I |
| e. Verbindungen von <u>Metallen mit Wasserstoff</u> (Metallhydride) | - I |
| f. Sauerstoff (mit Ausnahme Wasserstoffperoxid) | - II |
| g. Sauerstoff am Wasserstoffperoxid (H ₂ O ₂) | - I |

3. In polaren Elektronenpaarbindung werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Molekül zugeordnet zB.: CO₂

Elektronennegativitäten: C= 2,5 O=3,5

$$\Delta EN = 3,5 - 2,5 = 1 \rightarrow \text{polare Bindung !}$$



4. In neutralen Teilchen ist die Summe der Oxidationszahlen die Summe der Oxidationszahlen aller Moleküle gleich Null

$$\text{CO}_2: 1 \cdot \text{IV} + 2 \cdot (-\text{II}) = \text{IV} + (-\text{IV}) = 0$$

5. In Ionen entspricht die Summe der Oxidationszahlen aller Atome der Ionenladung, zB.:

Natriumsulfat Na⁺: Oxidationszahl I; Ionenladung + I

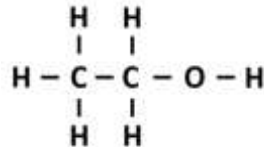
SO₄²⁻: Oxidationszahlen: S VI; O -II

Summe der Oxidationszahlen: VI + 4 · (- II) = -II ; daraus folgt die Ionenladung -II

Oxidationszahlen einzelner Atome am Beispiel Ethanol

In dem Beispielmolekül gibt es mehrere nebeneinander liegende C-Moleküle, die unterschiedlichen Oxidationszahlen haben, da unterschiedliche „Nachbarmoleküle“ auf sie einwirken.

Ethanol C_2H_5OH



Elektronegativität:

O: 3,5

C: 2,5

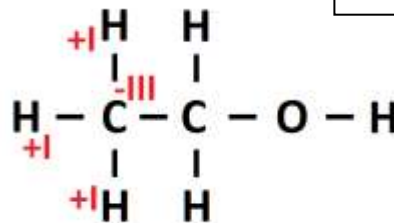
H: 2,1

Linkes C – Atom:

C – C -Bindung: unpolar! $\rightarrow 0$

C – H -Bindung: C elektronegativer als H

$\rightarrow 3 \cdot (-1) = -III \leftarrow$ Oxidationszahl
des linken C - Moleküls



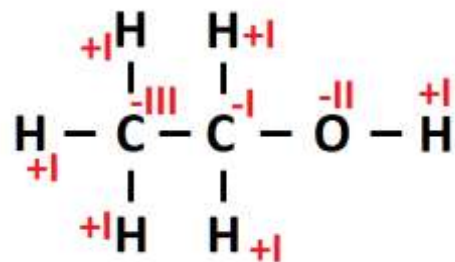
Rechtes C – Atom:

C – C -Bindung: unpolar! $\rightarrow 0$

C – H -Bindung: C elektronegativer als H $\rightarrow 2 \cdot (-1)$

C – O -Bindung: O elektronegativer als H $\rightarrow 1 \cdot I$

Oxidationszahl: $2 \cdot (-1) + 1 \cdot I = -I$



Die Nomenklatur

Die Oxidationszahlen werden auch bei der Benennung von Verbindungen verwendet:

$\text{+I} \quad \text{-II}$
 Cu_2O : Kupfer(I)-oxid – [Kupfer-eins-oxid]

$\text{+II} \quad \text{-II}$
 CuO : Kupfer(II)-oxid – [Kupfer-zwei-oxid]

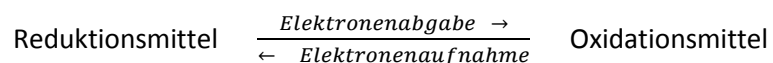
Oxidationsstufen der Nebengruppenelemente:

Die Verbindungen der Nebengruppenelemente zeichnen sich durch eine hohe Farbenvielfalt aus. Außerdem weisen einzelne Verbindungen eines Elements unterschiedliche Farbe in unterschiedlichen Oxidationsstufen auf. Somit kann man nur anhand der Färbung der Lösung die Oxidationsstufe des Elements erkennen. Bei der Interpretation der Ergebnisse spielt oft die Farbe der Elemente eine entscheidende Rolle.

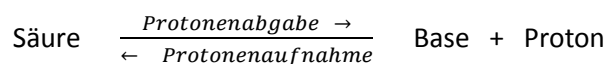
Oxidationsstufe	Eisen	Kupfer	Mangan	Chrom
+1		Cu ⁺ farblos		
+2	Fe ²⁺ gelbgrün	Cu ²⁺ blau	Mn ²⁺ farblos - rosa	Cr ²⁺ blau
+3	Fe ³⁺ gelbbraun		Mn ³⁺ rot	Cr ³⁺ grün
+4			MnO ₂ braun	
+5			MnO ₄ ³⁻ blau	
+6			MnO ₄ ²⁻ grün	CrO ₄ ²⁻ / Cr ₂ O ₇ ²⁻ gelb / orange
+7			MnO ₄ ⁻ violett	

Vergleich Redoxreaktion – Säure-Base-Reaktion

Redoxreaktion:



Säure-Base-Reaktion:



Vorgehensweise beim Aufstellen von Redoxgleichungen:

1. Aufstellen der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion
2. Ausgleich der Elektronenanzahl und Addition der Teilreaktionen
3. Kürzen der Bruttoreaktionsgleichung
4. Kontrolle der Erhaltung der Masse und der Ladung