

Vorlesung

„Allgemeine und Anorganische Chemie für Human-, Zahn-, und Veterinärmediziner“

Vorlesung 7

Chemische Reaktionen: Redoxreaktionen, Begriffe: Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Oxidationszahlen, Redoxgleichungen, Spezielle Redoxreaktionen: Disproportionierung, Komproportionierung, Chemisches Rechnen, Einheiten, Stöchiometrie

Oxidation

- Prozeß, bei dem einem Atom Elektronen entzogen werden
- Reaktion, bei der die Oxidationszahl eines Atoms erhöht wird

Reduktion

- Prozeß, bei dem einem Atom Elektronen zugeführt werden
- Reaktion, bei der die Oxidationszahl eines Atoms erniedrigt wird

Oxidationsmittel

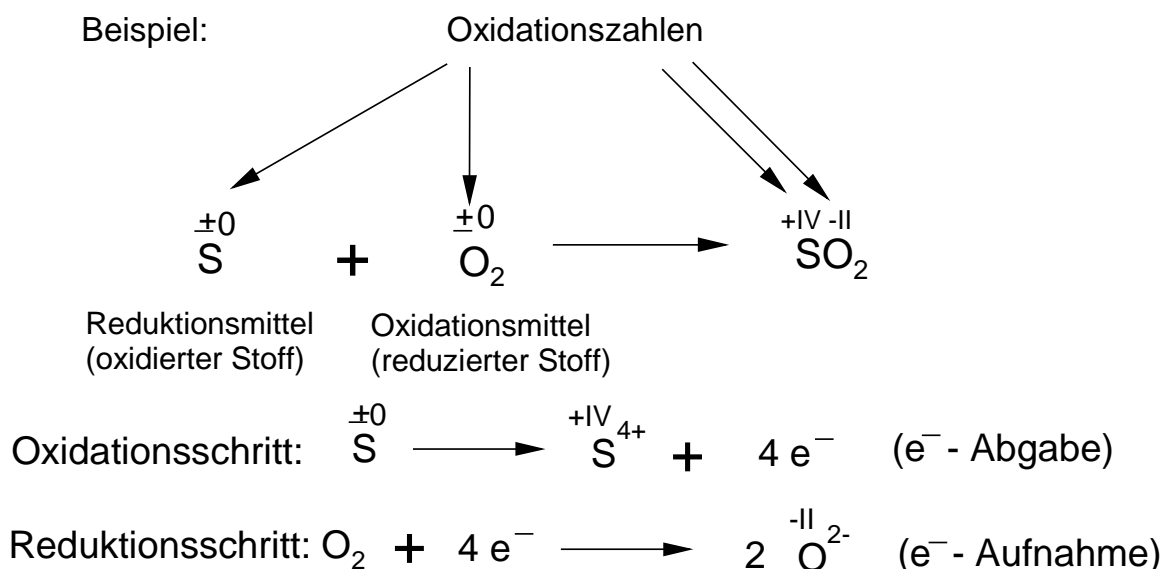
- Substanz, die dem Reaktionspartner Elektronen entzieht und damit selbst **reduziert** wird

Reduktionsmittel

- Substanz, die an den Reaktionspartner Elektronen abgibt und damit selbst **oxidiert** wird.

Oxidationszahlen:

- Ladungen oder fiktive Ladungen, die den Atomen einer Verbindung nach bestimmten Regeln zugewiesen werden. Sie werden durch römische Ziffern gekennzeichnet. In einatomigen Ionen ist die Ionenladung gleich der Oxidationszahl des Element



ACHTUNG! Oxidationszahlen sind **keine Formalladungen** (Formalladung: Teilung des Elektronenpaares zwischen den Reaktionspartnern; Oxidationszahl: Zuordnung der Bindungselektronen zum elektronegativeren Partner).

Anwendung von Oxidationszahlen

- systematische Klassifizierung der Verbindungen
- Interpretation von Eigenschaften der Verbindungen (magnetisches Verhalten, chemische Reaktivität)
- Formulierung von Reduktions-Oxidations-Reaktionsgleichungen

Regeln zur Aufstellung von Oxidationszahlen

1. Ein einzelnes Atom oder ein Atom in einem **Element** hat die **Oxidationszahl Null**.
2. Die Oxidationszahl eines einatomigen **Ions** ist identisch mit seiner **Ionenladung**.
3. Die **Summe der Oxidationszahlen** in einem **Molekül** ist **Null**. Die **Summe der Oxidationszahlen** in einem **Ion** entspricht der **Ionenladung**.
4. Fluor hat in allen Verbindungen die Oxidationszahl $-I$.
5. Sauerstoff hat meistens die Oxidationszahl $-II$.
Ausnahme: Peroxid-Ion: O_2^{2-} je Sauerstoff-Atom $-I$
Ausnahme: Hyperoxid-Ion: O_2^- je Sauerstoff-Atom $1/2$
Ausnahme: OF_2 : Sauerstoff $+II$
6. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl $+I$. In Metallhydriden hat Wasserstoff die Oxidationszahl $-I$. (z.B. LiH oder MgH_2).
7. In Verbindungen von Nichtmetallen ist die Oxidationszahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt (z.B. PCl_3 : $Cl -I$).

- **Beispiele:**



- Neutalmolekül, d.h. Σ der Oxidationszahlen muß Null sein
- H: $+I$ $\Sigma +3$
- O: $-II$ $\Sigma -8$
- d.h. P: $+V$

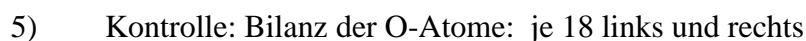
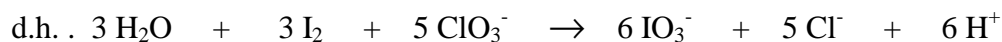
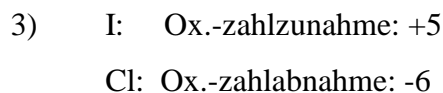
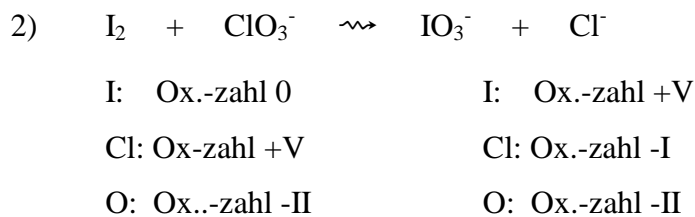
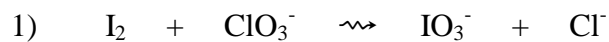


- Ionenladung ist -2
- O: $-II$ $\Sigma -8$
- d.h. S: $+VI$

Aufstellung von Redox-Reaktionsgleichungen

1. Formulierung der Reaktionsgleichung mit allen beteiligten Stoffen.
2. Bestimmung der Oxidationszahlen für die Partner der Redox-Reaktion.
3. Bestimmung des Verhältnisses, in dem Reduktions- und Oxidationsmittel miteinander reagieren (durch Ausgleich der Oxidationszahlzu- und abnahme).
4. Ausgleich der Ionenladungen und der Zahl der anderen Atome (in wässrigen Lösungen können H^+ - bzw. OH^- -Ionen herangezogen werden).
5. Kontrolle durch Ladungs- und Atomzahlbilanz.

Beispiel: In saurer Lösung reagieren I_2 und ClO_3^- unter Bildung von IO_3^- und Cl^-



Spezielle Redoxreaktionen

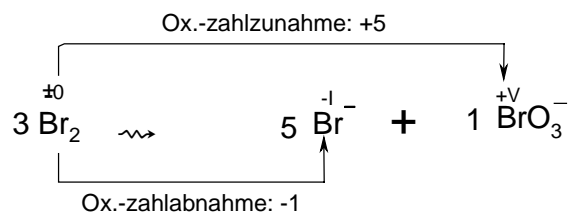
Disproportionierung

Redoxreaktionen, bei der ein Element gleichzeitig oxidiert und reduziert wird und aus einem Stoff (Element oder Verbindung) zwei Produkte mit dem Element in verschiedenen Oxidationszahlen entstehen

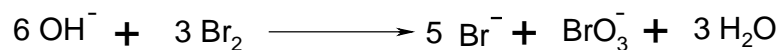
Beispiel: Disproportionierung von Brom in basischer Lösung



formal:



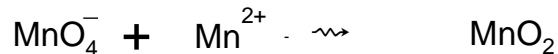
Ladungsausgleich mit OH⁻



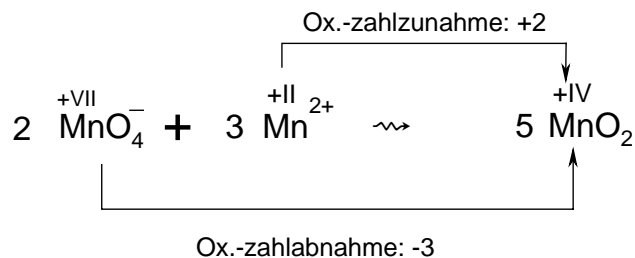
Komproportionierung

Redoxreaktionen, bei der zwei Verbindungen eines Elementes in verschiedenen Oxidationszahlen miteinander reagieren und in deren Ergebnis dieses Element eine einheitliche Oxidationszahl erhält

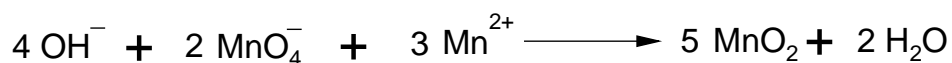
Beispiel: Reaktion von MnO₄⁻ mit Mn²⁺ in basischer Lösung



formal:



Ladungsausgleich mit OH⁻



Chemisches Rechnen

Wichtige Maßeinheiten

Atommassen, Molekülmassen, Formelmassen: Eine atomare Masseneinheit u ist definiert als 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C . Die relative Atommasse M für ein Element ergibt sich aus den Massen der einzelnen Isotope des Elementes und ihren relativen Anteilen. Die relative Molekülmasse ist die Summe der Atommassen eines Moleküls.

Stoffmenge n , Mol: 1 mol ist die Stoffmenge, die $6,023 \times 10^{23}$ Teilchen (Avogadro-Konstante) enthält.

Molare Masse: Die molare Masse eines Stoffes ergibt sich aus dem Quotienten $M = m/n$. Ihre Einheit ist meist g/mol.

Stoffmengenkonzentration, Massenkonzentration: Angabe von Konzentrationen in mol/l (und abgeleitete Einheiten) oder kg/l (oder abgeleitete Einheiten).

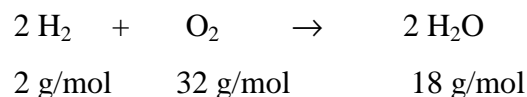
Chemische Gleichungen

Regeln für das Aufstellen chemischer Reaktionsgleichungen:

1. Chemische Umsetzungen zwischen Stoffen erfolgen immer in bestimmten Stoffmengenverhältnissen
2. Die Summe der Stoffmengen auf beiden Seiten des Reaktionspfeiles müssen gleich sein (Erhaltung der Masse)
3. Die Summe der Ladungen auf beiden Seiten des Reaktionspfeiles müssen gleich sein (Erhaltung der Ladung)

Beispiel:

Wieviel g Wasser können durch die Reaktion von 3 g Wasserstoff mit Sauerstoff maximal gewonnen werden?



Aus 2 mol (4 g) Wasserstoff entstehen 2 mol (36g) Wasser. Da direkte Proportionalität gilt, ist anzusetzen $(36 \times 3)/4 = \underline{\underline{27 \text{ g Wasser}}}$.