

Lernzettel

Redoxreaktionen, Elektrochemie und Spannungsreihe

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum: September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Redoxreaktionen, Elektrochemie und Spannungsreihe**(1) Grundbegriffe der Redoxchemie.**

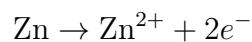
Redoxreaktion: Eine Reaktion, bei der Elektronen vom Reaktionspartner desaktives zur anderen Seite übertragen werden.

Oxidation: Zahl der Elektronenaufnahme nimmt zu $\rightarrow$ Oxidationszahl erhöht sich.

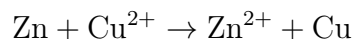
Reduktion: Zahl der Elektronenaufnahme nimmt ab $\rightarrow$ Oxidationszahl verringert sich.

Oxidationszahlen geben die formale Ladung eines Elements in einer Verbindung an. Wichtige Regeln kurz:

- Elemente in elementarer Form: 0.
- Monovalente Ionen: $\text{Na}^+ \rightarrow +1$, $\text{Cl}^- \rightarrow -1$.
- Summe der Oxidationszahlen in einer Verbindung entspricht der Gesamtladung.

Beispiel (Halbreaktionen):

Redoxpaare sind Paare, die jeweils die Reduktions- bzw. Oxidationsform enthalten. Netto-Reaktion (Beispiel):

**(2) Elektrochemie – galvanische Zellen, Elektrolyse.**

Galvanische Zelle: Eine Zelle, in der chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt wird. Die Zelle läuft spontan ab, wenn $E_{\text{cell}}^\circ > 0$.

Beispiel (Zn–Cu-Zelle): Anode: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ Kathode: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$ Gesamt: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

$$E_{\text{cell}}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^\circ$$
$$E_{\text{cell}}^\circ = 0.34 \text{ V} - (-0.76 \text{ V}) = +1.10 \text{ V}$$

Gleichung der Energieaufgabe:

$$\Delta G^\circ = -n F E_{\text{cell}}^\circ$$

Beispiel mit $n = 2$ Elektronen:

$$\Delta G^\circ = -2 F (1.10 \text{ V}) \approx -2.12 \times 10^5 \text{ J } (\approx -212 \text{ kJ})$$

Nernst-Gleichung (allgemein):

$$E = E_{\text{cell}}^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q$$

Bei $T=298\text{ K}$ ($25\text{ }^{\circ}\text{C}$) vereinfacht:

$$E = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.05916}{n} \log Q$$

(3) Spannungsreihe der Redoxpaare.

Die Spannungsreihe ordnet Standardpotentiale nach ihrer Stärke als Oxidationsmittel: Je größer E° , desto stärker das Oxidationsmittel; desto stärker das Reduktionsmittel ist entsprechend das entgegengesetzte Paar.

$$E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^{-}) = +1.36\text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})_{\text{in Säure}} = +1.23\text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0.77\text{ V}$$

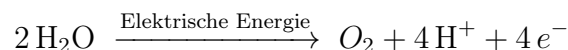
$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34\text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76\text{ V}$$

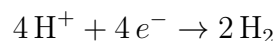
Aus der Reihenfolge folgt, dass Kupferionen stärker oxidieren können als Zink; Zink dagegen ist ein stärkeres Reduktionsmittel in einer CN-Lösung als Kupfer.

(4) Anwendungen und typ. Reaktionen in der Elektrochemie.

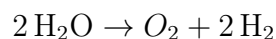
Elektrolyse: Nicht spontane Reaktionen, für die eine äußere Spannung angelegt wird. Typische Beispiele:



An der Kathode (in saurer Lösung):



Netto-Reaktion der Elektrolyse von Wasser:



Gleichgewicht in galvanischen Zellen: Je größer das positive E_{cell}° , desto mehr elektrische Arbeit kann die Zelle liefern; die Richtung der Reaktion folgt dem Ziel, die Gibbs-Energie zu senken.

Korrosion und Praxis: Metalle können in Gegenwart von Wasser und Sauerstoff korrodieren; das Risiko hängt von der Differenz der Redoxpotentiale der beteiligten Spezies ab.

(5) Wichtige Gleichungen und Merksätze.

- Eine galvanische Zelle liefert Energie, solange $E_{\text{cell}}^{\circ} > 0$.
- Die spontane Reaktion wird durch $\Delta G^{\circ} < 0$ charakterisiert.
- Die Nernst-Gleichung beschreibt die Abhängigkeit von E vom Reaktionszustand Q .