Chemie · Abi auf 2 Seiten · 5 / 8

Redox und Elektrochemie

Oxidationszahlen, Spannungsreihe, galvanische Zelle, Nernst, Elektrolyse, Batterien, Korrosion

Im Abitur
Redoxgleichungen aufstellen, Zellspannungen berechnen, galvanische Zelle und Elektrolyse vergleichen.

Redoxreaktionen

- **Oxidation** = Elektronenabgabe, Oxidationszahl steigt. **Reduktion** = Elektronenaufnahme, Oxidationszahl sinkt.
- Beide laufen immer gemeinsam ab: Das **Reduktionsmittel** gibt Elektronen ab (wird oxidiert), das **Oxidationsmittel** nimmt sie auf.
- **Oxidationszahlen:** Elemente 0, O meist −II, H meist +I, Summe = Ladung des Teilchens.

Gleichung aufstellen
1. OZ bestimmen 2. Teilgleichungen mit e^- 3. Ladung mit H_3O^+/OH^- ausgleichen 4. mit H_2O auffüllen 5. e^- gleichsetzen, addieren.

Spannungsreihe

Paar	Li/Li^+	Mg/Mg^{2+}	Zn/Zn^{2+}	Pb/Pb^{2+}	H_2/H^+	Cu/Cu^{2+}	Ag/Ag^+	Au/Au^{3+}
$E°$ in V	−3,04	−2,36	−0,76	−0,13	0	+0,34	+0,80	+1,50

Bezug
Standard-Wasserstoffelektrode = 0 V, 25 °C, 1 mol/L, 1013 hPa.

- **Unedel** (negatives $E°$): gibt leicht Elektronen ab. **Edel** (positiv): Ionen nehmen leicht Elektronen auf.
- Faustregel: Das Metall mit dem kleineren $E°$ wird oxidiert. Zink in $CuSO_4$-Lösung: Kupfer scheidet sich ab.

Galvanische Zelle

$\Delta E = E(\text{Kathode}) - E(\text{Anode})$ Daniell: 0,34 V − (−0,76 V) = **1,10 V**

- **Anode** = Oxidation = Minuspol (Zink), **Kathode** = Reduktion = Pluspol (Kupfer).
- Elektronen fließen im Draht von der Anode zur Kathode, die **Salzbrücke** gleicht die Ladung durch Ionen aus.
- Freiwillig: $\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E = -2 \cdot 96\,485 \cdot 1{,}10$ J/mol ≈ −212 kJ/mol.

Merkhilfe
Anode – **O**xidation (beide Vokale), **K**athode – Reduktion (beide Konsonanten).

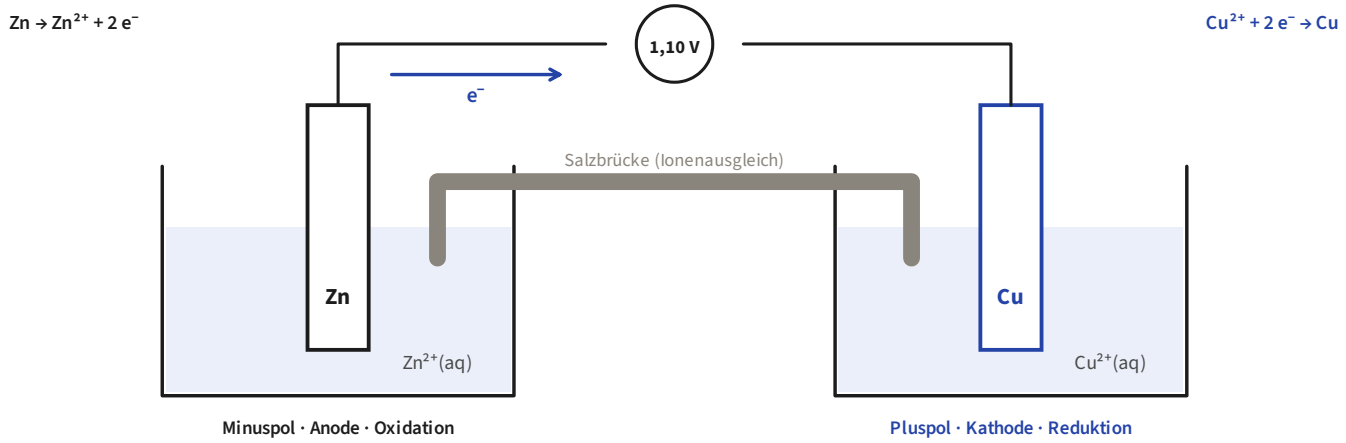
Nernst-Gleichung

$E = E° + (0{,}059\ \text{V} / z) \cdot \lg c(\text{Ox})$ für Metall/Metall-Ion, 25 °C

- Cu in 0,01-molarer Lösung: $E = 0{,}34 + 0{,}0295 \cdot (-2) \approx$ **0,28 V**.
- **Konzentrationszelle:** gleiche Elektroden, verschiedene Konzentrationen. Cu 1 mol/L gegen 0,01 mol/L → 0,059 V.

pH-Abhängigkeit
Bei Paaren mit H_3O^+ (z. B. Permanganat) sinkt E, wenn der pH steigt.

Daniell-Element



Elektrolyse

- Erzwungene Redoxreaktion durch äußere Spannung: Umkehr der galvanischen Zelle, $\Delta G > 0$.
- Hier ist die **Anode der Pluspol** (Oxidation), die Kathode der Minuspol (Reduktion). Oxidation bleibt immer an der Anode.
- **Zersetzungsspannung** = theoretische Spannung + **Überspannung** (z. B. bei H_2 und O_2 an manchen Elektroden).
- **Faraday:** $Q = I \cdot t = n \cdot z \cdot F$, $F = 96\,485$ C/mol. 0,1 mol Kupfer mit 2 A: $t = 0{,}1 \cdot 2 \cdot 96\,485 / 2$ s ≈ 2,7 h.

Beispiele
Chloralkali-Elektrolyse, Kupfer-Raffination, Galvanisieren, Aluminium aus Schmelze.

Batterien, Akkus, Brennstoffzelle

	Prinzip	Spannung
Batterie (Primärelement)	nicht wiederaufladbar, z. B. Zink-Kohle, Alkali-Mangan	≈ 1,5 V
Bleiakku	Pb / PbO_2 in Schwefelsäure, Laden = Elektrolyse	≈ 2 V je Zelle
Lithium-Ionen-Akku	Li^+ wandert zwischen Graphit und Metalloxid	≈ 3,6 V
Brennstoffzelle	$2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$, Edukte werden laufend zugeführt	theoretisch 1,23 V

Akku
Beim Entladen galvanische Zelle, beim Laden Elektrolyse.

Korrosion und Schutz

- Eisen rostet mit Wasser und Sauerstoff: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$ und $O_2 + 2\,H_2O + 4\,e^- \rightarrow 4\,OH^-$ (Sauerstoffkorrosion).
- Schutz: Lack, Verzinken, **Opferanode** aus unedlerem Metall (Zink, Magnesium), die statt Eisen oxidiert wird.

Lokalelement
Zwei Metalle mit Kontakt im Elektrolyt: Das unedlere korrodiert.

Typische Fehler

- Anode immer als Minuspol gelernt. Bei der Elektrolyse ist sie Pluspol.
- ΔE mit vertauschtem Vorzeichen: Kathode minus Anode.
- Elektronen durch die Salzbrücke. Dort wandern Ionen, Elektronen nur im Draht.

Immer gleich
Oxidation an der Anode, Reduktion an der Kathode, egal ob galvanisch oder Elektrolyse.

Weiter lernen

mehr Zettel folgen

- Mehr Überblicke gibt es kostenlos.

Alle Zettel kostenlos:

Link im Profil

von randnotiz