PROFESSOR ERKLÄRBÄR

Serie Chemie · Folge 13 · Advanced

CHEMIE

LEHRERINFO ZUM VIDEO

Redoxreaktionen und Elektrochemie

FACH	STUFE	DAUER	VIDEO
Chemie	Gymnasium (Klasse 10–12)	15 min	youtube.com/@Erklaerbaer

01 Lernziele

Nach dem Video können die Schülerinnen und Schüler …

- Oxidationszahlen bestimmen und Redoxgleichungen über Teilgleichungen aufstellen (auch in saurer Lösung),
- Aufbau und Funktion galvanischer Zellen am Daniell-Element erklären,
- Zellspannungen aus Standardpotenzialen berechnen und mit $\Delta G = -z \cdot F \cdot \Delta E$ verknüpfen,
- die Konzentrationsabhängigkeit mit der Nernst-Gleichung berechnen,
- Elektrolyse und Faraday-Gesetz anwenden sowie Akkus, Brennstoffzelle und Korrosionsschutz erklären.

02 Voraussetzungen

Grundlagen-Folge 13 (Oxidation, Reduktion, Redoxreihe), Advanced-Folgen 8 (mol/L), 10 (ΔH, ΔG), 11 (Gleichgewicht) und 12 (pH, Logarithmus). Bau und Messung der Zelle folgen in 15A.

03 Ablauf des Videos

ZEIT	KAPITEL	INHALT UND BEISPIEL
0:00	Einstieg	3,7 V, 0,9 V, 1,10 V · Ident · Serien-Fahrplan, Zellen-Baustein 10
0:47	Was du brauchst	Elektronenübergang, Redoxreihe, mol/L, ΔG
1:20	Oxidationszahlen	Regeln · MnO_4^-: Mn +VII · H_2O_2: O −I PAUSE-FRAGE $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow$ +VI
2:41	Redoxgleichungen	Permanganat + Eisen(II) in vier Schritten · Ladung +17 = +17 · Permanganometrie
3:55	Galvanische Zelle	Zink in Kupfersulfat · Daniell-Element · Anode/Kathode · Salzbrücke (Merksatz 1)
4:46	Standardpotenziale	Wasserstoffelektrode · Spannungsreihe · 1,10 V (Merksatz 2) · ΔG = −212 kJ/mol PAUSE-FRAGE Mg/Ag → 3,17 V

6:29	Nernst-Gleichung	Daniell mit 0,010 mol/L Cu^{2+} → 1,04 V · Konzentrationszelle · pH-Meter
7:43	Elektrolyse	Wasser · Aluminium und Recycling · Faraday: 0,59 g Kupfer (Merksatz 3)
9:02	Batterien, Akkus, Brennstoffzelle	1,5 V · 2 V · 3,7 V · Handy-Akku 4000 mAh → ≈ 1 g Lithium · 1,23 V
9:55	Korrosion	Lokalelement · Opferanoden an Schiffen und im Boiler
10:28	Zellen-Baustein 10	Zn/Cu: 1,10 V · in Salzwasser reagiert O_2 am Kupfer · Messung in 15A
11:10	Prüfungsfallen	fünf Fallen (siehe 04)
12:02	Zusammenfassung	sechs Kernaussagen
12:32	Quiz	4 Fragen · Endkarte Folge 14 Advanced

04 Prüfungsfallen

- „Die Anode ist immer der Minuspol“ – Anode = Oxidation; in der galvanischen Zelle Minuspol, bei der Elektrolyse Pluspol.
- Standardpotenziale mit den Koeffizienten multiplizieren – E° bleibt gleich; nur ΔG wächst mit der Stoffmenge.
- ΔE = E(Anode) − E(Kathode) – richtig ist Kathode minus Anode.
- Feste Metalle mit einer Konzentration in die Nernst-Gleichung – Feststoffe zählen als 1.
- „Die Salzbrücke leitet Elektronen“ – sie leitet Ionen; Elektronen fliessen nur im Draht.

05 Einsatz im Unterricht

Schülerversuch: Daniell-Element mit Filterpapier-Salzbrücke; Spannung messen und mit 1,10 V vergleichen.

Nernst: Kupfersulfat-Lösung schrittweise 1 : 10 verdünnen, Spannung je Stufe messen (≈ 30 mV pro Zehnerschritt).

Elektrolyse: Münze verkupfern, vorher und nachher wiegen, Masse mit dem Faraday-Gesetz vergleichen.

Repetition: Kapitel 11–14 vor der Prüfung; Quiz pausieren und begründen lassen.

Sicherheit: Kupfer- und Zinksulfat sind gesundheits- bzw. umweltschädlich – Schutzbrille, Handschuhe, Lösungen als Sondermüll. Kaliumpermanganat ist brandfördernd und färbt. Elektrolyse von Kochsalzlösung bildet Chlor – nur im Abzug.

06 Quellen

- Standardpotenziale bei 25 °C (CRC Handbook of Chemistry and Physics): Li −3,04 · K −2,93 · Na −2,71 · Mg −2,37 · Al −1,66 · Zn −0,76 · Fe −0,44 · Pb −0,13 · Cu +0,34 · Ag +0,80 · Au +1,50 V
- Faraday-Konstante F = 96 485 C/mol; $\Delta H°$ ($Zn + Cu^{2+}$) ≈ −219 kJ/mol
- Aluminium-Schmelzflusselektrolyse ≈ 13–15 kWh/kg; Recycling braucht ≈ 5 % der Energie (International Aluminium Institute)

- Zellspannungen: Alkali-Mangan 1,5 V, Bleiakku 2,0 V, Lithium-Ionen ≈ 3,6–3,7 V, H_2/O_2-Brennstoffzelle 1,23 V (theoretisch)

NAME _____ KLASSE _____ DATUM _____

Redoxreaktionen und Elektrochemie

1 Merksätze ergänzen ●○○

An der _____ wird oxidiert, an der _____ reduziert – in jeder Zelle.

Zellspannung = E(_____) − E(_____).

Die _____ kehrt eine freiwillige Redoxreaktion mit Strom um.

2 Oxidationszahlen ●○○

Bestimme die Oxidationszahl des fett gedruckten Atoms: a) **S**O_4^{2-} b) **N**H_3 c) H_2**O**$_2$ d) **C**O_2 e) **Cl**O_3^-

3 Redoxgleichung ●●●

Dichromat oxidiert in saurer Lösung Eisen(II) zu Eisen(III); dabei entsteht Cr^{3+}. Stelle die Gleichung in vier Schritten auf und kontrolliere die Ladung.

4 Zellspannung und Energie ●●○

Zelle Zn | Zn^{2+} ‖ Ag^+ | Ag unter Standardbedingungen: a) Anode und Kathode? b) ΔE? c) ΔG für 2 mol Elektronen?

5 Nernst ●●○

Berechne das Potenzial einer Silberelektrode in einer Lösung mit c(Ag^+) = 0,010 mol/L (E° = +0,80 V, z = 1).

6 Faraday ●●○

Wie lange müssen 2,0 A fliessen, um 1,0 g Silber abzuscheiden (M = 107,9 g/mol, z = 1)?

7 Quiz aus dem Video – kreuze an ●○○

a) Mn in MnO_4^- ☐ +II ☐ +IV ☐ +VII

b) Daniell-Element ☐ 0,42 V ☐ 1,10 V ☐ 1,50 V

c) Kathode ☐ Oxidation ☐ Reduktion

d) Alu-Recycling spart, weil … ☐ keine Elektrolyse nötig ☐ es leichter ist

Lösungen

1 Merksätze

Anode · Kathode · Kathode · Anode · Elektrolyse

2 Oxidationszahlen

a) S +VI b) N −III c) O −I d) C +IV e) Cl +V

3 Redoxgleichung

$Cr_2O_7^{2-}$ + 6 e^- → 2 Cr^{3+} (+VI → +III, 2 Atome); Fe^{2+} → Fe^{3+} + e^- (· 6). Ladung links −2 + 12 = +10, rechts +6 + 18 = +24 → links 14 H_3O^+; Stoffe: rechts 21 H_2O. $Cr_2O_7^{2-}$ + 6 Fe^{2+} + 14 H_3O^+ → 2 Cr^{3+} + 6 Fe^{3+} + 21 H_2O; Ladung +24 = +24.

4 Zellspannung und Energie

a) Anode Zn (Oxidation), Kathode Ag (Reduktion) b) $\Delta E = 0{,}80 - (-0{,}76) = 1{,}56$ V c) $\Delta G = -2 \cdot 96\,485$ C/mol · 1,56 V ≈ −301 kJ/mol

5 Nernst

$E = 0{,}80\text{ V} + 0{,}059\text{ V} \cdot \lg 0{,}010 = 0{,}80 - 0{,}118 = 0{,}68$ V

6 Faraday

$n(Ag) = 1{,}0\text{ g} : 107{,}9\text{ g/mol} = 9{,}27 \cdot 10^{-3}$ mol → $Q = n \cdot z \cdot F = 894$ C → $t = Q : I = 447$ s ≈ 7,5 min

7 Quiz

a) +VII b) 1,10 V c) Reduktion d) keine Elektrolyse nötig