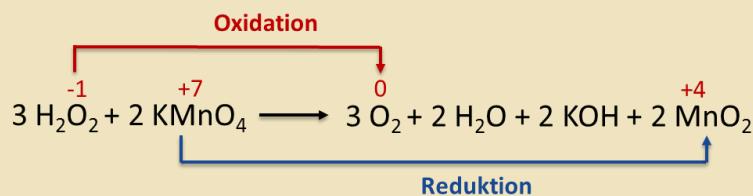


Zusammenfassung

Redoxreaktionen

- **Oxidation** entspricht einer **Elektronenabgabe**
 - **Reduktion** entspricht einer **Elektronenaufnahme**
 - **Oxidation** und **Reduktion** treten immer **gemeinsam** auf



- **Oxidationszahlen** sind ein Hilfsmittel zum korrekten Aufstellen von **Redoxgleichungen**
 - **Oxidationsmittel** wird in einer Redoxreaktion selbst **reduziert**
 - **Reduktionsmittel** wird in einer Redoxreaktion selbst **oxidiert**
 - In **elektrochemischen Zellen** laufen Redoxreaktion **räumlich getrennt** ab → Elektronenfluss kann **elektrische Arbeit** verrichten
 - **Potenzialdifferenz** zwischen Halbzellen wird als **Elektromotorische Kraft** (= Zellspannung) bezeichnet

$$\Delta E_{\text{Zelle}} = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$$

- Bezugspunkt für Redoxpotenziale ist die **Normalwasserstoffelektrode** (H^+/H_2 : pH = 0, p(H₂) = 1 bar)
 - für eine freiwillig ablaufende Redoxreaktion gilt:

$$\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}} > 0$$

- Gibbs-Energie ($\Delta_R G$) ist mit der **elektromotorischen Kraft** verknüpft:

$$\Delta_R G^0 = -z \cdot F \cdot \Delta E^0$$
 - Das Potenzial einer Halbzelle lässt sich mittels der **Nernstschen Gleichung** berechnen

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \ln \frac{[Ox]}{[Red]} \quad \text{oder} \quad E = E^0 + \frac{0,059V}{z} \lg \frac{[Ox]}{[Red]} \quad \text{bei } 25^\circ C$$

- █ Umkehrung einer freiwillig ablaufenden Redoxreaktion bezeichnet man als Elektrolyse

Schlüsselbegriffe

- Oxidation
 - Reduktion
 - Oxidationszahlen
 - elektrochemische Zelle
 - Potenzialdifferenz
 - Normalwasserstoffelektrode
 - elektrochemische Spannungsreihe
 - Nernstsche Gleichung
 - Elektrolyse

Aufstellen von Redoxgleichungen in wässriger Lösung

- Identifizierung der **Edukte** und **Produkte**
 - Bestimmung der **Oxidationszahlen**
 - Aufstellung der **Teilgleichungen** für Oxidation und Reduktion
 - Ausgleich der **Atombilanz**
 - **Ladungsausgleich** durch H_3O^+ oder OH^-
 - Ausgleich der **Elektronenbilanz** durch Multiplizieren der Teilgleichungen **Addition** der **Teilgleichungen** unter „Kürzung“ von Stoffen die auf beiden Seiten auftauchen
 - Ergänzung evtl. fehlender **Gegenionen**, die nicht am Redoxprozess teilnehmen

Aufgabe 7-1: Definitionen.

Definieren Sie die Begriffe:

- Oxidation
- Reduktion
- Oxidationsmittel
- Reduktionsmittel
- Komproportionierung
- Disproportionierung

Aufgabe 7-2: Oxidationszahlen.

Geben Sie für sämtliche Atome in den nachfolgenden Verbindungen die Oxidationszahl an.

KMnO ₄	Cl ₂	MgSO ₄	NaNO ₃
HCl	NaH	BF ₃	Al ₂ O ₃
HOOH	OF ₂	NaBH ₄	NO ⁺

Aufgabe 7-3: Redoxreaktion oder Säure-Base-Reaktion?

Entscheiden Sie ob es sich bei den nachfolgenden Reaktionen (**A-E**) um eine Redoxreaktion oder eine Säure-Base-Reaktion handelt.

		Redox-reaktion	Säure-Base-Reaktion
A)	2 Na + 2 H ₂ O → 2 NaOH + H ₂	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
B)	NH ₃ + H ₂ O → NH ₄ OH	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
C)	2 FeCl ₃ + SnCl ₂ → 2 FeCl ₂ + SnCl ₄	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
D)	NaOH + H ₂ SO ₄ → NaHSO ₄ + H ₂ O	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
E)	Fe ₂ O ₃ + 2 Al → Al ₂ O ₃ + 2 Fe	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Aufgabe 7-4: Redoxreaktionen I.

Geben Sie für die nachfolgenden Redoxgleichungen jeweils die Oxidations- und die Reduktionshalbgleichungen an und benennen Sie das jeweilige Reduktionsmittel sowie das Oxidationsmittel.

- A) 2 Na + Cl₂ → 2 NaCl
- B) 2 FeCl₃ + SnCl₂ → 2 FeCl₂ + SnCl₄
- C) 2 MnO₄⁻ + 5 HOOC-COOH + 6 H⁺ → 2 Mn²⁺ + 10 CO₂ + 8 H₂O

Aufgabe 7-5: Redoxreaktionen II.

Stellen Sie eine abgestimmte Redoxgleichung für die folgende Reaktion auf! Ergänzen Sie falls nötig gegebenenfalls H₂O.

- I) Geben Sie für diese Redoxreaktion eine korrekte Reaktionsgleichung an.
- II) Formulieren Sie dazu auch die entsprechenden Teilgleichungen.
- III) Ordnen Sie diesen entsprechend die Begriffe Oxidation und Reduktion zu.
- IV) Benennen Sie das Oxidationsmittel sowie das Reduktionsmittel.



Aufgabe 7-6: Redoxreaktionen III.

Stellen Sie eine abgestimmte Redoxgleichung für die folgende Reaktion auf! Ergänzen Sie falls nötig gegebenenfalls H₂O.

- I) Geben Sie für diese Redoxreaktion eine korrekte Reaktionsgleichung an.
- II) Formulieren Sie dazu auch die entsprechenden Teilgleichungen.
- III) Ordnen Sie diesen entsprechend die Begriffe Oxidation und Reduktion zu.
- IV) Benennen Sie das Oxidationsmittel sowie das Reduktionsmittel.



Aufgabe 7-7: Redoxreaktionen IV.

Geben Sie die Oxidationszahlen der an der Oxidation des Oxalat-Ions zu Kohlendioxid beteiligten Atome an und bestimmen Sie die stöchiometrischen Koeffizienten der Reaktion.

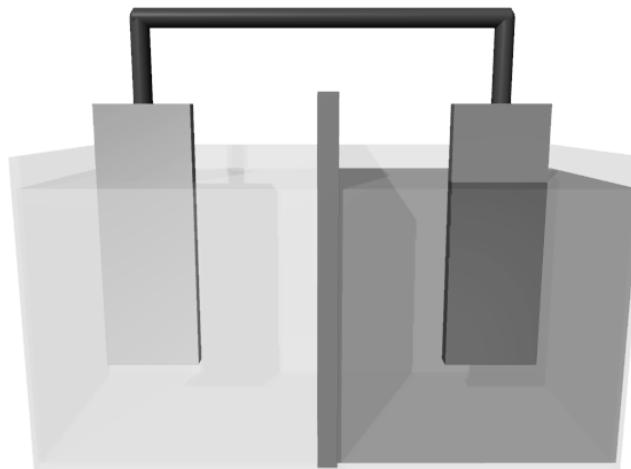


$$\mathbf{a} = \quad \mathbf{b} = \quad \mathbf{c} = \quad \mathbf{d} = \quad \mathbf{e} = \quad \mathbf{f} =$$

Aufgabe 7-8: Daniell-Element.

Das Daniell-Element ist eine elektrochemische Zelle, die aus einer Kupferhalbzelle (Cu/CuSO₄) und einer Zinkhalbzelle (Zn/ZnSO₄) besteht. Der Prinzipielle Aufbau eines Daniell-Elements ist in der nachfolgenden Skizze schematisch dargestellt.

- a) Beschriften Sie die Skizze und benennen Sie: Anode, Kathode, Zinkelektrode, Kupferelektrode, Zinksulfatlösung, Kupfersulfatlösung, Oxidation, Reduktion, Membran, Plus- und Minuspol. Geben Sie die Elektronenflussrichtung an.



- b) Formulieren Sie die beiden Redoxgleichungen die in den beiden Halbzellen ablaufen.
c) Berechnen Sie die Zellspannung eines Daniell-Elements unter Standardbedingungen.

Aufgabe 7-9: Konzentrationselemente.

Es liegt eine Silberkonzentrationshalbzelle unter Standardbedingungen vor. Dabei ist eine der Halbzellen mit einer Silbernitratlösung ($c = 1.0 \text{ mol/L}$) gefüllt. In der anderen Halbzelle liegt eine gesättigte Silberchloridlösung ($K_L = 1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$) vor. Berechnen Sie die zu erwartende Zellspannung für diese Konzentrationszelle unter Standardbedingungen.

Aufgabe 7-10: Standardpotenziale.

Gegeben sind folgende Standardpotenziale:

$$E^0(\text{Ba}/\text{Ba}^{2+}) = -2.91 \text{ V}; \quad E^0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1.68 \text{ V}; \quad E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -0.76 \text{ V}; \\ E^0(\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}) = -0.13 \text{ V}; \quad E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = +0.34 \text{ V}.$$

Beantworten Sie hierzu folgende Fragen, evtl. mit kurzer Begründung:

- a) Ist Blei ein edleres Metall als Aluminium (*ja/nein*)? da...
- b) Geht Kupfer beim Eintauchen eines Kupferblechs in eine Bariumchlorid (BaCl_2)-Lösung als Cu^{2+} in Lösung und Ba scheidet sich ab (*ja/nein*)? da...
- c) Verbindet man eine Cu/Cu^{2+} -Halbzelle leitend mit einer Zn/Zn^{2+} -Halbzelle, findet dann in diesem galvanischen Element (Daniell-Element) die Reduktion an der Cu-Elektrode, die Oxidation an der Zn-Elektrode statt (*ja/nein*)?
- d) Taucht man ein Aluminiumblech in eine Zinksulfat (ZnSO_4)-Lösung, scheidet sich dann Zn ab und geht Aluminium als Al^{3+} in Lösung (*ja/nein*)? da...
- e) Mit welcher Kombination der oben angegebenen Redoxpaare erhält man bei gleichen Konzentrationen die größte elektrische Spannung ΔE und wie groß ist sie?
- f) Berechnen Sie die Zellspannung für eine Konzentrationskette aus zwei Zn/Zn^{2+} -Halbzellen mit den Konzentrationen $c(\text{Zn}^{2+}) = 1.5 \text{ mol/L}$ und $c(\text{Zn}^{2+}) = 0.5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

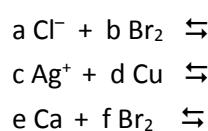
Aufgabe 7-10: Elektrochemische Triebkraft von Redoxreaktionen.

Gegeben sind folgende Standardpotenziale:

			$E^0 \text{ [V]}$
2 Cl^-	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	1.36
2 Br^-	\rightleftharpoons	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	1.07
Cu	\rightleftharpoons	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	0.34
Ag	\rightleftharpoons	$\text{Ag}^+ + \text{e}^-$	0.81
Ca	\rightleftharpoons	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	-2.76

- a) Geben Sie für die folgenden Reaktionen an, wie die stöchiometrischen Faktoren a, b, c, d, e, und f jeweils sind.

- b) Vervollständigen Sie die Reaktionen und geben Sie an, auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt (Begründung!)



- c) Wie groß ist die Triebkraft (ΔG°) für die letzte Reaktion?

Aufgabe 7-10: Wasserstoffelektrode

Mit einer Wasserstoffelektrode misst man unter Standardbedingungen ($T = 25^\circ\text{C}$, H_2 -Druck $p = 1 \text{ atm}$) ein Potential von $E = -0.18 \text{ V}$. Wie groß ist der pH-Wert der gemessenen Lösung?

$$\text{Nernst - Gleichung für diese Bedingungen: } E = E^0 + \frac{0.059}{z} \lg [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$