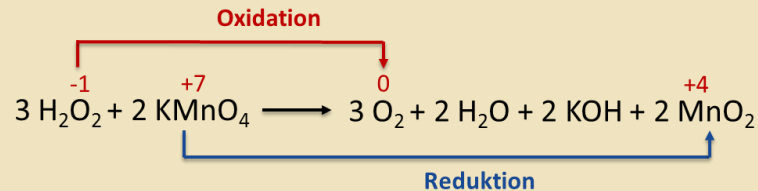


Zusammenfassung

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

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

- **Umkehrung** einer **freiwillig** ablaufenden **Redoxreaktion** bezeichnet man als **Elektrolyse**

Schlüsselbegriffe

- | | | |
|--------------------|------------------------------|-----------------------------------|
| ■ Oxidation | ■ elektrochemische Zelle | ■ elektrochemische Spannungsreihe |
| ■ Reduktion | ■ Potenzialdifferenz | ■ Nernstsche Gleichung |
| ■ Oxidationszahlen | ■ Normalwasserstoffelektrode | ■ 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 H₃O⁺ 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) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
B) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
C) $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
D) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
E) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Aufgabe 7-4: Redoxreaktionen I.

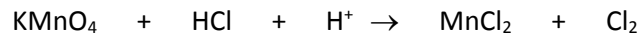
Geben Sie für die nachfolgenden Redoxgleichungen jeweils die Oxidations- und die Reduktionshalbgleichungen an und benennen Sie das jeweilige Reduktionsmittel sowie das Oxidationsmittel.

- A) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- B) $2 \text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2 \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
- C) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{HOOC-COOH} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

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.

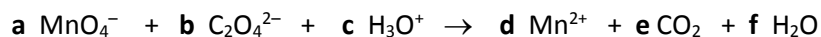
**Aufgabe 7-6: Redoxreaktionen III.**

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.

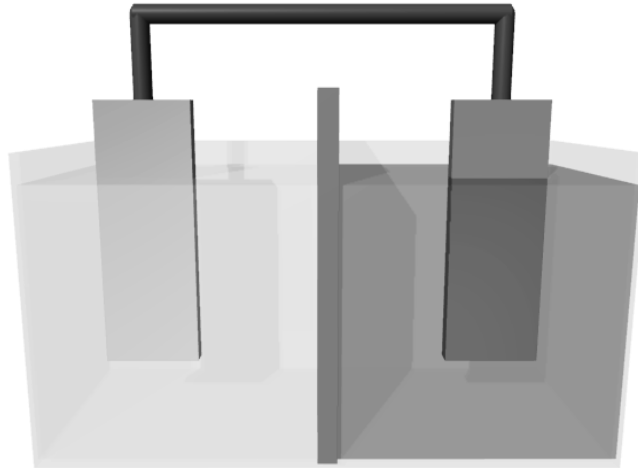


a = **b =** **c =** **d =** **e =** **f =**

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: Konzentrations Elemente.

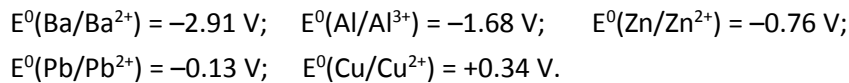
Es liegt eine Silberkonzentrationshalbzelle unter Standardbedingungen vor. Dabei ist eine der Halbzellen mit einer Silbernitratlösung ($c = 1.0 \text{ mol/L}$) gefüllt. In der anderen Halbzelle liegt eine gesättigte Silberchloridlösung ($K_L = 1.7 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$) vor. Berechnen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

Übung 7: Redoxreaktionen

Übung für Medizinische Biologen - Jun.-Prof. Dr. Michael Giese

Aufgabe 7-10: Standardpotenziale.

Gegeben sind folgende Standardpotenziale:



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

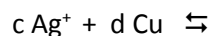
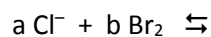
- Ist Blei ein edleres Metall als Aluminium (*ja/nein*)?, da...
- Geht Kupfer beim Eintauchen eines Kupferblechs in eine Bariumchlorid (BaCl_2)-Lösung als Cu^{2+} in Lösung und Ba scheidet sich ab (*ja/nein*)?, da...
- Verbindet man eine Cu/Cu^{2+} -Halbzelle leitend mit einer Zn/Zn^{2+} -Halbzelle, findet dann in diesem galvanischen Element (Daniell-Element) die Reduktion an der Cu-Elektrode, die Oxidation an der Zn-Elektrode statt (*ja/nein*)?
- 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...
- Mit welcher Kombination der oben angegebenen Redoxpaare erhält man bei gleichen Konzentrationen die größte elektrische Spannung ΔE und wie groß ist sie?
- 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 [V]
$2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$	1.36
$2 \text{Br}^- \rightleftharpoons \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$	1.07
$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	0.34
$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + \text{e}^-$	0.81
$\text{Ca} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$	-2.76

- Geben Sie für die folgenden Reaktionen an, wie die stöchiometrischen Faktoren a, b, c, d, e, und f jeweils sind.
- Vervollständigen Sie die Reaktionen und geben Sie an, auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt (Begründung!)



- Wie groß ist die Triebkraft (ΔG^0) für die letzte Reaktion?

Aufgabe 7-10: Wasserstoffelektrode

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

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