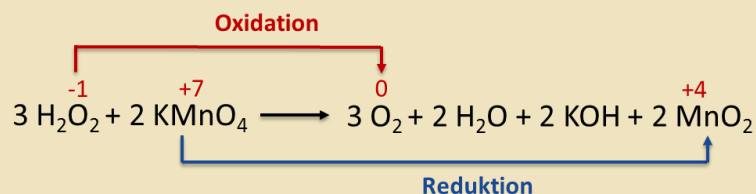


Zusammenfassung

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.

MgO	CaH ₂	PCl ₅	H ₃ PO ₄
ClF	O ₃	NH ₃	HNO ₃
H ₂ S	SO ₄ ²⁻	CO ₂	FeCl ₃

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.

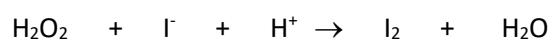
	Redox- reaktion	Säure- Base- Reaktion
A) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{HBr} \rightarrow 2 \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
B) $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{PbSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
C) $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
D) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
E) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Zusatzfrage: Was fällt Ihnen bei Reaktionsgleichung B auf?

Aufgabe 7-4: Redoxreaktionen I.

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

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



Aufgabe 7-5: Galvanische Zelle.

In eine Halbzelle taucht ein Kupferstab in eine Kupfersulfatlösung mit $c(\text{Cu}^{2+}) = 0.03 \text{ mol L}^{-1}$ bei $25 \text{ }^\circ\text{C}$. ($E^0(\text{Cu}) = 0.35 \text{ V}$)

- Berechnen Sie das Potenzial dieser Halbzelle.
- Sie verbinden anschließend die oben beschriebene Halbzelle mit einer Zink/Zinksulfat-Halbzelle ($c(\text{Zn}^{2+}) = 0.0001 \text{ mol/L}$). Skizzieren und beschriften Sie die so erhaltene Galvanische Zelle und formulieren Sie die ablaufenden Redoxreaktionen in den Halbzellen.
- Berechnen Sie die Zellspannung der galvanischen Zelle ($E^0(\text{Zn}) = -0.76\text{V}$).

Aufgabe 7-6: Elektrolyse.

Was versteht man unter dem Begriff Elektrolyse?

Aufgabe 7-7: Richtig oder Falsch?

Entscheiden Sie ob die nachfolgenden Aussagen zum Thema Redoxreaktionen und Elektrochemie richtig oder falsch sind.

	Richtig	Falsch
A) Redoxreaktionen sind umkehrbare Reaktionen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
B) Taucht man ein Zinkblech in eine Silbernitratlösung ein, so scheidet sich Silber auf der Oberfläche ab.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
C) Im Daniell-Element fungiert Zink als Kathode und Kupfer als Anode.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
D) Bei der Elektrolyse kehrt sich die Polung von Anode und Kathode im Vergleich zur galvanischen Zelle um.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
E) An der Kathode findet die Oxidation statt.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
F) Mit Hilfe der Normalwasserstoffhalbzelle lässt sich der pH-Wert bestimmen.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Multiple Choice Aufgaben

Aufgabe 7-1: Welche der nachfolgenden Aussagen ist/sind korrekt?

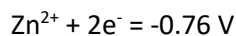
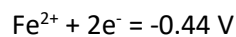
- 1) Reduktionsmittel sind Elektronen-Donatoren.
- 2) Oxidationsmittel sind Protonen-Akzeptoren.
- 3) Reduktionen verlaufen unter Elektronen-Aufnahme.

- Nur 1 und 2 sind korrekt.
- Nur 3 ist korrekt.
- Nur 1 und 3 sind korrekt.
- Nur 1 ist korrekt.
- Nur 2 und 3 sind korrekt.

Aufgabe 7-2: Für welche der nachfolgenden Verbindungen wurden alle Oxidationszahlen korrekt angegeben?

- KMnO_4 : K = +1, Mn = +6, O = -2
- H_2O : H = -1, O = +2
- NaH : Na = -1, H = +1
- Na_2SO_4 : Na = +1, S = +6, O = -2
- NO_3^- : N = +5, O = -2

Aufgabe 7-3: Welche Aussage zu einem galvanischen Element aus einer Fe/Fe²⁺ und einer Zn/Zn²⁺-Halbzelle ist falsch?



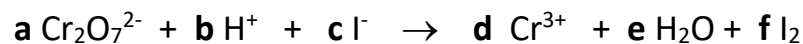
- Eisen ist „edler“ als Zink.
- Beide Metalle sind keine Edelmetalle.
- Im Fe²⁺/Zn-System ist Zn das Reduktionsmittel.
- Das Potenzial der galvanischen Zelle unter Normalbedingungen ist E = 1.2V.
- Wenn man einen Eisenstab in eine Zinksulfatlösung taucht, scheidet sich kein Zink ab.

Aufgabe 7-4: Bestimmen Sie die Summe der Oxidationszahlen der markierten Atome.



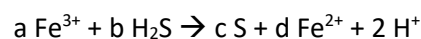
- +2.
- +3.
- +4.
- +5.
- +6.

Aufgabe 7-5: Welches sind die richtigen stöchiometrischen Koeffizienten der folgenden Redoxreaktion?



	a	b	c	d	e	f
<input type="checkbox"/>	2	8	12	4	4	6
<input type="checkbox"/>	1	14	6	2	7	3
<input type="checkbox"/>	1	12	8	2	6	4
<input type="checkbox"/>	2	6	6	4	7	3
<input type="checkbox"/>	3	19	12	6	5	6

Aufgabe 7-6: Welche Aussage für die untenstehende Reaktion trifft nicht zu?



- Die Oxidationszahl des Schwefels in H_2S ist -2.
- Die Oxidationszahl von H ändert sich nicht.
- Fe^{3+} dient als Oxidationsmittel.
- $a=2, b=1, c=1$ und $d=2$.
- $a=2, b=1, c=2$ und $d=1$.

Aufgabe 7-7: Welche Aussage zur Nernstschen-Gleichung ist falsch?

$$E = E^0 + \frac{0.059V}{z} \lg \frac{[Ox]}{[Red]}$$

- Die Nernstsche-Gleichung beschreibt die Abhängigkeit des Redox-Potenzials von den Konzentrationen des Redox-Paares.
- Bei Verdopplung der Konzentration des Oxidationsmittels resultiert eine Verdopplung des Redoxpotenzials.
- Die Größe E_0 ist das Normalpotenzial des Redoxsystems.
- Die Zahl 0.059 ist eine Zusammenfassung einiger physikalischen Größen.
- Die Zahl n gibt die Anzahl übertragener Elektronen an.

Aufgabe 7-8: Mit einer *Wasserstoffelektrode* misst man unter Normalbedingungen ($T = 25^\circ\text{C}$, H_2 -Druck $p = 1 \text{ atm}$) ein Potential von $E = -0.18 \text{ V}$. Wie groß ist (gerundet) der pH-Wert der gemessenen Lösung?

Nernst-Gleichung für diese Bedingungen:

$$E = E^0 + \frac{0.059V}{z} \lg([H_3O^+])^2$$

- pH = 1.
- pH = 2.
- pH = 3.
- pH = 4.
- pH = 6.