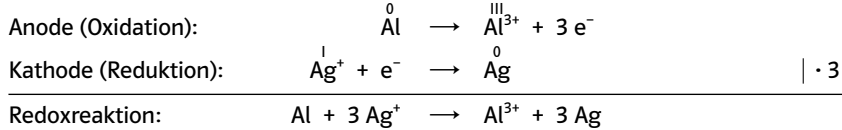


# 7 Redoxreaktionen und Elektrochemie

## 7.18 Durchblick Zusammenfassung und Übung

### Zu den Aufgaben

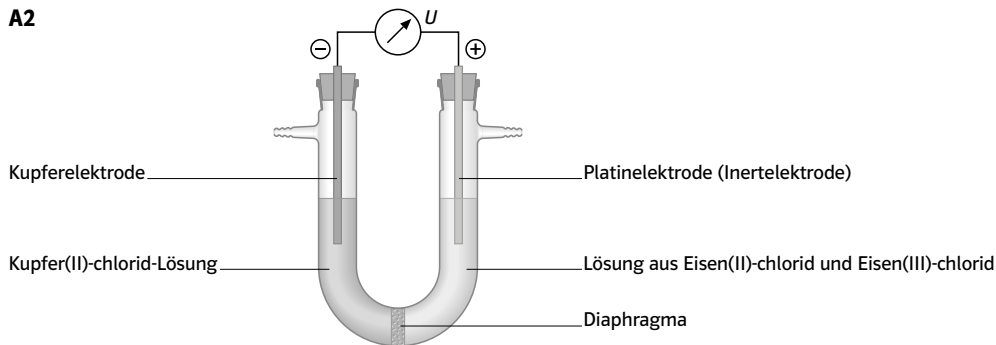
**A1** Da sich die Metalle berühren, bildet sich ein kurzgeschlossenes galvanisches Element:



Das unedlere Metall Aluminium wird oxidiert, die Silberionen werden reduziert.

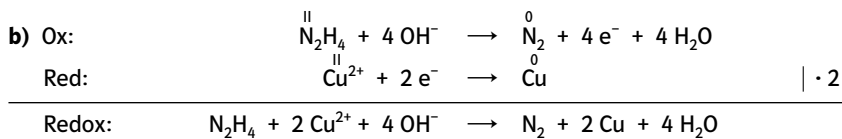
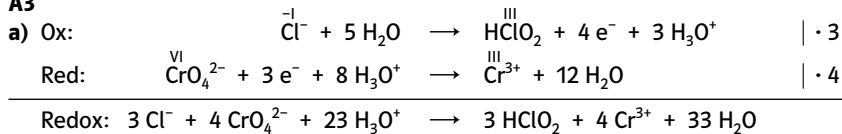
*Hinweis:* Es bildet sich formal Aluminiumsulfid; dessen Sulfidionen reagieren jedoch mit Wasser in einer Säure-Base-Reaktion zu Schwefelwasserstoff. Deshalb kann es beim Silberputzen nach dieser Methode ein wenig stinken:  $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2 \text{OH}^-$

### A2



Das  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ -Halbelement besteht aus einer Lösung, die  $\text{Fe}^{2+}$ - und  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen enthält, in die eine Platinelektrode als Inertelektrode eintaucht.

### A3



### A4

**a)** Bei Standardbedingungen findet die Reaktion statt. Begründung: Chlor ist ein stärkeres Oxidationsmittel als Iod:  $E^0(\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) > E^0(\text{I}^-/\text{I}_2)$

*Hinweis:* Reaktionsgleichung:  $2 \text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Cl}^-$

**b)** Bei Standardbedingungen findet die Reaktion nicht statt ( $\text{Ag} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$  keine Reaktion).

Begründung: Silber ist ein schwächeres Reduktionsmittel als Wasserstoff:

$E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) > E^0(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+)$

**A5** Berechnung von  $E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-)$  nach der Gleichung in Kap. 7.7, B3 im Schülerbuch:

$$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) + \frac{0,059\text{V}}{5} \cdot \lg \frac{\{c(\text{MnO}_4^-)\} \cdot \{c^8(\text{H}_3\text{O}^+)\}}{\{c(\text{Mn}^{2+})\}}$$

$$E^0(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,49\text{V} \quad \text{und} \quad \{c(\text{MnO}_4^-)\} = \{c(\text{Mn}^{2+})\} = 1 \quad \text{und} \quad \{c^8(\text{H}_3\text{O}^+)\} = 10^{-8\text{pH}} = 10^{-24}$$

$$\Rightarrow E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) = +1,49\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{5} \cdot \lg 10^{-24} = +1,49\text{V} - 0,28\text{V} = +1,21\text{V}$$

$$\text{Da } c(\text{Br}^- = 1\text{ mol/l}) \text{ ist, gilt: } E(\text{Br}^-/\text{Br}_2) = E^0(\text{Br}^-/\text{Br}_2) = +1,07\text{V}$$

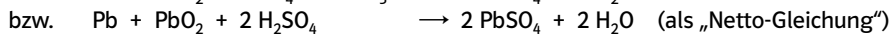
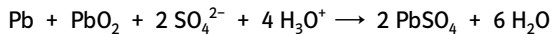
$E(\text{Mn}^{2+}/\text{MnO}_4^-) > E(\text{Br}^-/\text{Br}_2) \Rightarrow$  Die Reaktion findet statt.



**A6** Wenn sich die Amalgamfüllung und die Goldfüllung berühren, bilden sie zusammen mit dem Speichel ein kurzgeschlossenes galvanisches Element. Dies kann zu unangenehmen Strömen im Mundbereich führen. Das unedlere Quecksilber kann dabei oxidiert werden und in Lösung gehen und unter Umständen Vergiftungen oder allergische Reaktionen hervorrufen.

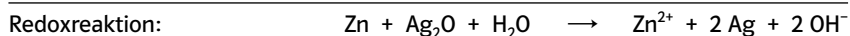
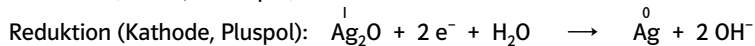
**A7** Werden die mit Kupfernieten verbundenen Eisenbleche nass, entsteht an jeder Berührungsstelle zwischen Eisen und Kupfer ein Lokalelement. Die Eisenbleche korrodieren.

**A8** Beim Entladen eines Bleiakкумуляtors wird Schwefelsäure verbraucht und Wasser gebildet:



Je stärker der Bleiakкумуляtor entladen ist, desto kleiner ist der Schwefelsäuregehalt der Batteriesäure. Da die Dichte der Batteriesäure vom Schwefelsäuregehalt abhängt, kann durch Messung der Dichte indirekt der Ladezustand bestimmt werden.

**A9**



**A10**

