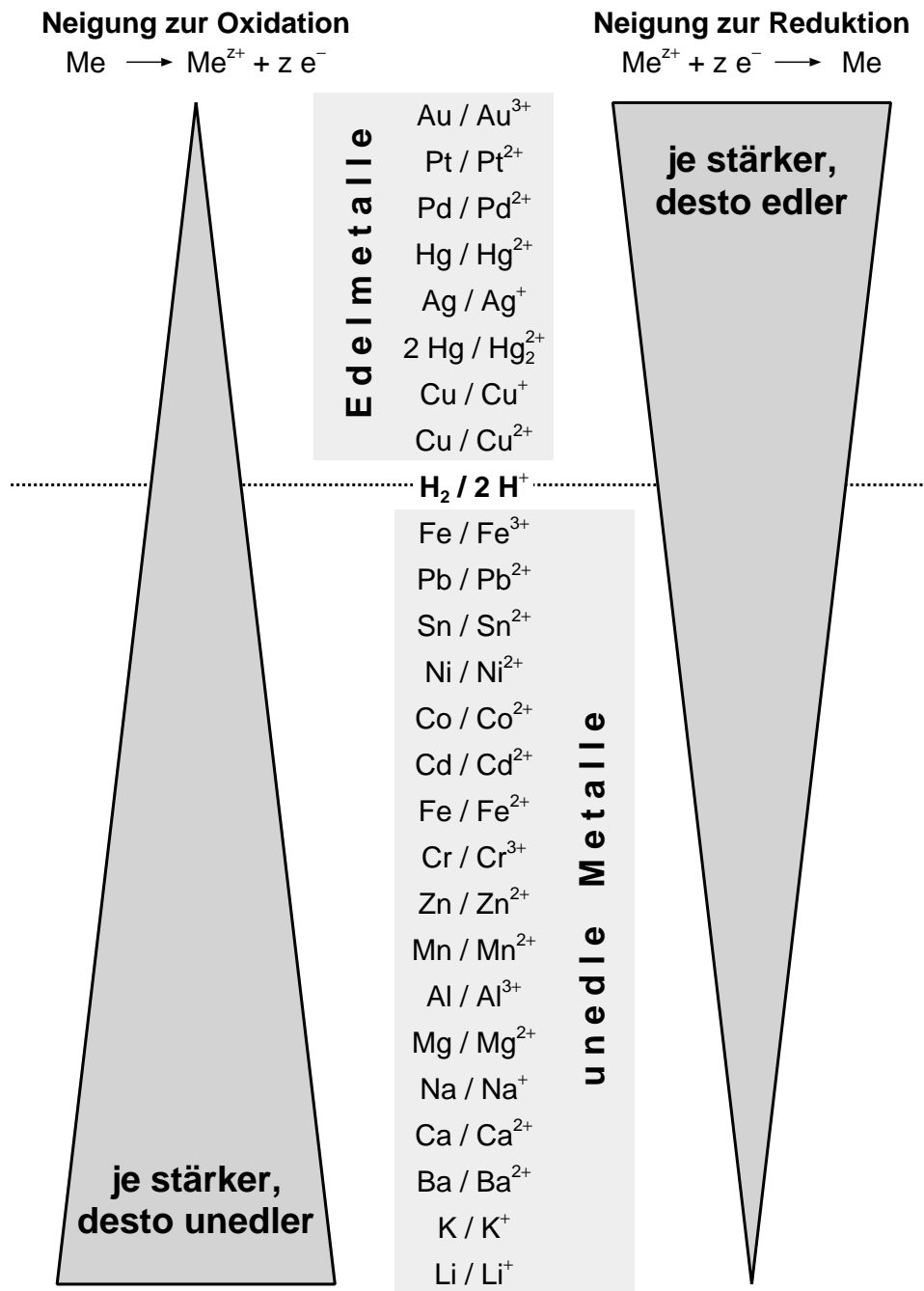


Die elektrochemische Spannungsreihe

Metalle bzw. Metallionen neigen unterschiedlich stark zur Oxidation bzw. Reduktion:



Kombiniert man unter Standardbedingungen eine Standardwasserstoffelektrode (standardisierte Bezugselektrode aus Platin, 1 M Salzsäure und gasförmigem Wasserstoff) mit einer Metall/Metallionen-Elektrode zum galvanischen Element, erhält man bei der Spannungsmessung das **Standardelektronenpotential** für diese Metall/Metallionen-Kombination in Volt. (siehe Tabelle „Standardpotentiale“)

Die Standardelektrodenpotentiale erlauben Aussagen:

- über die Freiwilligkeit einer Redoxreaktion zwischen einem Metallsalz (Metallion) und einem anderen Metall:
 - Reaktionen zwischen einem unedleren Metall und einer Salzlösung (Metallion) eines edleren Metalls laufen freiwillig ab (z. B.: Zink + Silbernitratlösung: $\text{Zn} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Ag}$)

- Reaktionen zwischen einem edleren Metall und einer Salzlösung (Metallion) eines unedleren Metalls laufen nicht freiwillig ab (z. B.: Silber + Zinkchloridlösung: $\text{Ag} + \text{Zn}^{2+} \nrightarrow$)

- über die Zellspannung und Polarität eines galvanischen Standardelementes:

- Die Standard-Zellspannung ergibt sich aus der Differenz der Standardelektrodenpotentiale, z. B.: das Standard-DANIELL-Element (Kupfer-Kupfer(II)-Elektrode und Zink-Zink(II)-Elektrode) hat folgende Zellspannung:

$$U_{\text{Cu/Cu}^{2+} // \text{Zn}^{2+} / \text{Zn}}^{\circ} = E_{\text{Cu/Cu}^{2+}}^{\circ} - E_{\text{Zn/Zn}^{2+}}^{\circ} = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,11 \text{ V}$$

- Die Polarität ergibt sich aus den Elektrodenreaktionen. Dabei gilt: Das unedlere Metall wird oxidiert, das edlere Metallion reduziert.

Für das DANIELL-Element gilt also:

- * Anode = Ox. = --Pol: $\text{Zn}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^{-}$ da Zink unedler ist
- * Katode = Red. = +-Pol: $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ da Kupfer edler ist

- ob ein Metall mit einer verdünnten Säure ($\text{H}_{(\text{aq})}^{+}$) reagiert. Nur unedle Metalle (negatives Standardelektrodenpotential) reagieren mit verdünnten Säuren zu Metallionen und Wasserstoff, da das Redoxpaar $\text{H}_2/2\text{H}^{+}$ der „edlere“ Partner ist und somit bevorzugt reduziert.

Anwendungsaufgaben:

1. Überprüfen Sie, ob folgende Redoxreaktionen freiwillig ablaufen. Stellen Sie für die freiwillig ablaufenden Redoxreaktionen die Reaktionsgleichungen auf und kennzeichnen Sie die Teilreaktionen Oxidation und Reduktion mit Pfeilen.

- | | |
|---|---------------------------------------|
| (a) Mangan(II)-chlorid-Lsg. + Kupfer | (d) Zink(II)-chlorid-Lsg. + Eisen |
| (b) Eisen(III)-chlorid-L. + Magnesium | (e) Zinn(II)-chlorid-Lsg. + Aluminium |
| (c) Quecksilber(II)-chlorid-L. + Silber | (f) Gold(III)-chlorid-Lsg. + Zink |

2. Ihnen stehen von folgenden Metallen Metallstäbe und entsprechende 1 M Metallsalzlösungen zur Verfügung: Aluminium, Magnesium, Silber, Kupfer, Zinn, Platin, Zink, Eisen und Nickel. Sie sollen daraus ein galvanisches Element mit maximaler Zellspannung konstruieren.

Begründen Sie ihren Entwurf und berechnen Sie die Zellspannung.

3. Berechnen Sie die Standardzellspannungen für folgende galvanische Elemente:

- | | |
|--|--|
| (a) $\text{Ag}/\text{Ag}^{+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ | (d) $\text{Hg}/\text{Hg}^{2+} // \text{Cu}^{+}/\text{Cu}$ |
| (b) $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} // \text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$ | (e) $\text{Pd}/\text{Pd}^{2+} // \text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ |
| (c) $\text{Cr}/\text{Cr}^{3+} // \text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$ | (f) $\text{Au}/\text{Au}^{3+} // \text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$ |