

Lückentext Editor

neu

öffnen

speichern

import

export

C



>>



Lückentext: [42 spannungsreihen]

Begriffe



Spannungsreihen

Ersetzt man in **galvanischen Zellen** das Strommessgerät durch ein **Spannungsmessgerät**, so fließt kein Strom mehr, aber es baut sich eine ganz bestimmte Spannung („**Potentialdifferenz ΔE** “) auf.

Führt man ähnliche Versuche mit anderen Metallen und deren standardisierten Salzlösungen gegen die Normalwasserstoffhalbzelle als **Bezugshalbzelle** durch kann man die **Standardpotentiale E^0** messen und die Metalle nach ihrer Reduktionswirkung und die Metallionen nach ihrer Oxidationswirkung in der sogenannten Redoxreihe der Metalle anordnen.

Elektrochemische Spannungsreihe der Metalle

Oxidierter Form Oxidationsmittel	z Elektronen	reduzierte Form Reduktionsmittel	E^0 in V
$\text{Li}^+(\text{aq})$	+ 1 e ⁻	Li	-3,05
$\text{K}^+(\text{aq})$	+ 1 e ⁻	K	-2,92
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	+ 2 e ⁻	Ca	-2,76
$\text{Na}^+(\text{aq})$	+ 1 e ⁻	Na	-2,71
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	+ 2 e ⁻	Mg	-2,40
$\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	+ 3 e ⁻	Al	-1,67
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	+ 2 e ⁻	Zn	-0,76
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+ 2 e ⁻	Fe	-0,44
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$	+ 2 e ⁻	Ni	-0,25
		Sn	-0,14

+0,35	x
+0,40	x
+0,80	x
+1,23	x
-0,76	x
-0,83	x
2 F ⁻ (aq)	x
Bezugshalbzelle	x
edlen	x
galvanischen Zellen	x
Li ⁺ (aq)	x
nach oben ab	x
nach unten ab	x
positives Vorzeichen	x
Potentialdifferenz ΔE	x
Spannungsmessgerät	x
Standardpotentiale E^0	x

$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$	Pb	-0,13
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$		
			0,00
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$	Cu	+0,35
$\text{Ag}^+(\text{aq})$	$+ 1 \text{ e}^-$	Ag	+0,80
$\text{Hg}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$	Hg	+0,85
$\text{Pt}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$	Pt	+1,20
$\text{Au}^{3+}(\text{aq})$	$+ 3 \text{ e}^-$	Au	+1,42

Bei den Reduktionsmitteln nimmt die Reduktionswirkung von oben **nach unten ab**; d.h. je weiter man in dieser Spalte nach unten geht, desto schwerer geben diese Metalle Elektronen ab. Unten stehen somit die „**edlen**“ Metalle.

Bei den Oxidationsmitteln nimmt die Oxidationswirkung von unten **nach oben ab**; d.h. je weiter oben die Metalle stehen, desto schwerer nehmen sie Elektronen auf.

Wirkt die Halbzelle Metall/Metallion gegenüber der Standardwasserstoffelektrode als Elektronendonator, erhält das ΔE° ein negatives, andernfalls ein **positives Vorzeichen**.

Die Potenzialdifferenz ΔE^0 zwischen dem Redoxsystem $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} // \text{Zn}/\text{Zn}^{2+}$ berechnet sich folgendermaßen:

$$\Delta E^0 = E^\circ(\text{Pluspol}) - E^\circ(\text{Minuspol}) = E^\circ(\text{Kathode}) - E^\circ(\text{Anode}) = E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E^\circ(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+})$$

$$\Delta E^0 = 0,35 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,1 \text{ V}.$$

Erweiterte Spannungsreihe - Redoxsysteme mit Nichtmetallen und mit Verbindungen

Bei den Redoxpaaren, die in der Tabelle als Beispiele aufgeführt sind, gibt es unterschiedliche Tendenzen Elektronen abzugeben oder aufzunehmen.

Oxidierter Form	+ Elektronen	Reduzierte Form	E° in V
$\text{F}_2(\text{g})$	$+ 2 \text{ e}^-$	$2 \text{ F}^-(\text{aq})$	+2,85
$2 \text{ SO}_4^{2-}(\text{aq})$	$+ 2 \text{ e}^-$	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$	+2,00

$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$+ 5 \text{e}^-$	$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 12$	+1,51
$\text{Cl}_2(\text{g})$	$+ 2 \text{e}^-$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+1,36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$	$+ 6 \text{e}^-$	$2\text{Cl}^-(\text{aq})$	+1,36
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) \text{ (pH=0)}$	$+ 4 \text{e}^-$	$2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 21$	+1,23
		$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
		$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$	$+ 1 \text{e}^-$	$\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{I}_2(\text{g})$	$+ 2 \text{e}^-$	$2 \text{I}^-(\text{aq})$	+0,54
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ (pH=14)}$	$+ 4 \text{e}^-$	$4 \text{OH}^-(\text{aq})$	+0,40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{e}^-$	$\text{Cu}^+(\text{aq})$	+0,16
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq})$	$+ 2 \text{e}^-$	$\text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	+0,15
$2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \text{ (pH=0)}$	$+ 2 \text{e}^-$	$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	+/- 0
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \text{ (pH = 7)}$	$+ 2 \text{e}^-$	$\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0,83