

Übersicht zur Galvanischen Zelle und Elektrolyse

Galvanische Zelle			
$\downarrow -2e^-$ Zn / Zn ²⁺ Elektronen-Donator	$Zn / Zn^{2+} // Cu^{2+} / Cu$ $E^\circ = -0,76 \text{ V} \quad E^\circ = +0,34 \text{ V}$ Elektronenflußrichtung 		$\downarrow +2e^-$ Cu ²⁺ / Cu Elektronen-Akzeptorzelle
\ominus Pol	<ul style="list-style-type: none"> ⇨ gibt e⁻ ab ⇨ Zn²⁺ geht in Lösung ⇨ Zn wird oxidiert 	<ul style="list-style-type: none"> ⇨ nimmt e⁻ auf ⇨ Cu²⁺ geht aus der Lsg. raus ⇨ Cu²⁺ wird reduziert 	\oplus Pol
Anode = Elektronen-Überschuss Oxidationselektrode: aus ihr werden e ⁻ in den Leiterdraht hinausgeschoben		Elektronen-Defizit = Kathode Reduktionselektrode: aus ihr werden e ⁻ zur Reduktion entnommen	
Elektrolyse		Elektrolyse	
positive geladene Kationen werden an der Kathode reduziert	e ⁻ gehen vom Metall in die Lösung über: Zn ²⁺ + 2 e ⁻ -> Zn Reduktion	e ⁻ gehen von der Lösung ins Metall über: Cl ⁻ --> Cl Anionen geben e ⁻ ab: Oxidation	negativ geladene Anionen werden an der Anode oxidiert
\ominus Pol=Kathode	Elektronenüberschußelektrode	Elektronenmangel-elektrode	\oplus Pol=Anode
$U = \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Akzeptor}) - E^\circ(\text{Donator})$ $U = \Delta E^\circ = E^\circ(\text{Kathode}) - E^\circ(\text{Anode})$ $U = \Delta E^\circ = E^\circ(\text{weniger neg. Potential}) - E^\circ(\text{stärker negatives Potential})$			
wird ergänzt			