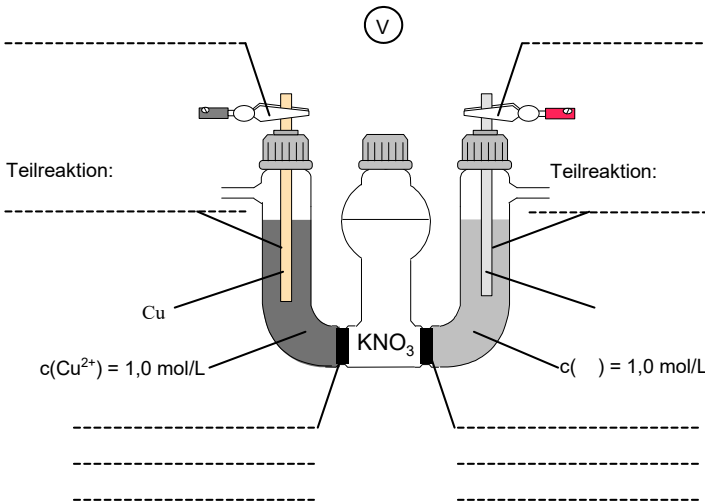


1. Zur Erinnerung: Daniell-Element, diesmal Variante mit U-Rohr



1.1 Beschriften Sie sinnvoll.

Zu berücksichtigende Aspekte/Begriffe: Minuspol, Pluspol, Kathode, Anode, Stromflussrichtung, Welche Ionen werden in welche Richtung durch die Diaphragmata transportiert.

evtl. weitere Erläuterungen:

2. Spannung zwischen beliebigen Halbelementen

Man hat auch bei Galvanischen Elemente, die aus anderen Halbelementen aufgebaut waren, die Spannung gemessen. Hier ein Auszug aus den Ergebnissen, wenn alle gelösten Stoffe (vor allem: Ionen) $c = 1,00 \text{ mol/L}$ besitzen (streng genommen: Aktivität = $1,00 \text{ mol/L}$) und bei $\vartheta = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ gearbeitet wird:

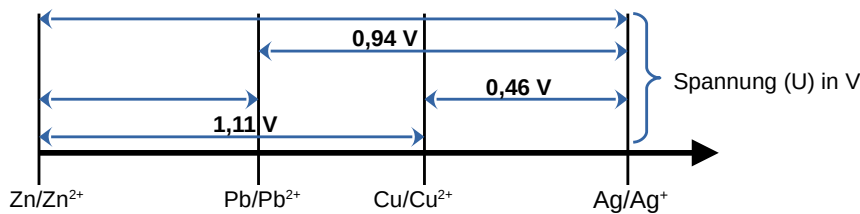


Abb. 2.1: Spannungen gegen das Zn/Zn²⁺-Halbelement (Quelle: eigenes Werk)

2.1 Ergänzen Sie im Diagramm die fehlenden Spannungen an den Doppelpfeilen.

Man kann eine elektrische Spannung (U) immer nur zwischen zwei Halbelementen messen. Die Spannung (U) entspricht der Differenz zwischen zwei Einzelwerten.

$$U = \Delta E = E_1 - E_2$$

Diese Einzelwerte werden elektrochemische Potentiale (E), Standardpotentiale oder einfach Potentiale genannt. Die x-Achse in Abb. 2.1 gibt das Potentiale an!

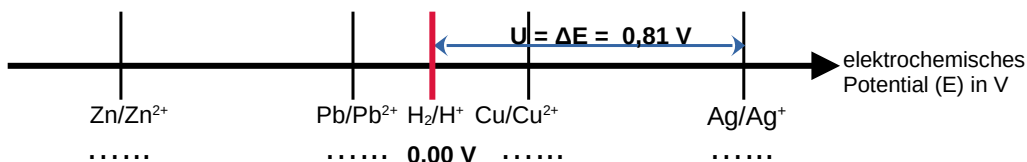
Damit man das Potential eines einzelnen Halbelements angeben kann, muss man einen Nullpunkt vereinbaren. Würde man beispielsweise dem Halbelement Cu/Cu²⁺ das Potential $E(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0,00 \text{ V}$ zuordnen, dann ließen sich damit die anderen Potentiale alle angeben. Denn es gilt dann: $U = \Delta E = E_1 - 0,00 \text{ V} \Rightarrow U = E$. Das heißt die gemessene Spannung gegenüber dem Nullpunkt (Cu/Cu²⁺) entspricht auch dem Potential. Das Halbelement

Ag/Ag⁺ besäße das Potential $E(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = + 0,46 \text{ V}$, das Zn/Zn²⁺-Halbelement bekäme das Potential $E(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = -1,11 \text{ V}$ zugeordnet, etc. Man hat sich allerdings international darauf geeinigt dem Halbelement H⁺/H₂ bzw. der Halbreaktion $2 \text{ H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{ e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$ das Potential $E = 0,00 \text{ V}$ zuzuordnen.

Das Standardpotential (E°) eines Halbelements bzw. einer Halbreaktion, E°(X/X^{y+}), entspricht der gemessenen Spannung gegen das Halbelement H⁺/H₂ bei Standardbedingungen (25°C, alle Aktivitäten = 1 M, p(Gas) = 1013 hPa)

In der Praxis muss man mit dieser Definition jedoch nicht unbedingt alle Spannungen (U) gegen dieses Halbelement neu messen, sondern man kann die Ergebnisse vorangegangener Messungen verwenden, um E(X/X^{y+}) zu bestimmen.

2.2 Geben Sie diese fehlenden Potentiale (E) an. Nutzen Sie die Ergebnisse aus der Abb. 2.1. Vergleichen Sie mit dem Tabellenbuch!



3. Ordnungskriterium in der elektrochemischen Spannungsreihe

Auszug aus der Spannungsreihe (unvollständig). Für Rechnungen nutzen Sie besser Werte aus dem Tabellenbuch

oxidierte Form	+ z e ⁻ ⇌	reduzierte Form	Standard-potential E°	Fragen und Erkenntnisse
Li ⁺	+ e ⁻ ⇌	Li	-3,04 V	3.1 Wie kann es sein, dass sich so extrem reaktive und unedle Stoffe wie Fluor an der gleichen Stelle/am gleichen Ende der Spannungsreihe befinden, wie so edle Metalle wie Gold (Au)?
Rb ⁺	+ e ⁻ ⇌	Rb	-2,98 V	
Cs ⁺	+ e ⁻ ⇌	Cs	-2,92 V	
K ⁺	+ e ⁻ ⇌	K	-2,92 V	
Ba ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Ba	-2,92 V	
Sr ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Sr	-2,89 V	
Ca ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Ca	-2,87 V	
Na ⁺	+ e ⁻ ⇌	Na	-2,71 V	
Mg ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Mg	-2,362 V	
Al ³⁺	+ 3 e ⁻ ⇌	Al	-1,66 V	
2 H ₂ O	+ 2 e ⁻ ⇌	H ₂ + 2 OH ⁻	-0,83 V	
Zn ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Zn	-0,76 V	
Cr ³⁺	+ 3 e ⁻ ⇌	Cr	-0,76 V	3.3 Notieren Sie die Teilgleichungen einer Salzbildung, ausgehend von Elementen, die zu einer riesige Energie-freisetzung entspricht (sehr hohe Triebkraft der Rkt.) Reduktion: Oxidation: Redoxreaktion: Elektromotorische Kraft (EMK) bei Standardbedingungen: U =
S	+ 2 e ⁻ ⇌	S ²⁻	-0,48 V	
Fe ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Fe	-0,41 V	
Sn ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Sn	-0,14 V	
Pb ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Pb	-0,13 V	
Fe ³⁺	+ 3 e ⁻ ⇌	Fe	-0,04 V	
2 H⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	H₂	0 V	
Cu ²⁺	+ e ⁻ ⇌	Cu ⁺	+0,16 V	
Bi ³⁺	+ 3 e ⁻ ⇌	Bi	+0,308 V	
Cu ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Cu	+0,35 V	
O ₂ + 2 H ₂ O	+ 4 e ⁻ ⇌	4 OH ⁻	+0,40 V	
Cu ⁺	+ e ⁻ ⇌	Cu	+0,52 V	3.4 Vervollständigen Sie mit „stärker“ oder „schwächer“: <ul style="list-style-type: none">• Je größer E° des Redoxpaars, desto das darin enthaltene Oxidationsmittel.• Je größer E° des Redoxpaars, desto das darin enthaltene Reduktionsmittel.• Je kleiner E° des Redoxpaars, desto das darin enthaltene Oxidationsmittel.• Je kleiner E° des Redoxpaars, desto das darin enthaltene Reduktionsmittel.• Je stärker das Reduktionsmittel im Redoxpaar, desto das korrespondierende Oxidationsmittel.
I ₂	+ 2 e ⁻ ⇌	2 I ⁻	+0,53 V	
Fe ³⁺	+ e ⁻ ⇌	Fe ²⁺	+0,77 V	
Ag ⁺	+ e ⁻ ⇌	Ag	+0,80 V	
Br ₂	+ 2 e ⁻ ⇌	2 Br ⁻	+1,07 V	
Pt ²⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	Pt	+1,20 V	
O ₂ + 4 H ⁺	+ 4 e ⁻ ⇌	2 H ₂ O	+1,23 V	
Cr ⁶⁺ (z.B. CrO ₄ ²⁻)	+ 3 e ⁻ ⇌	Cr ³⁺	+1,33 V	
Cl ₂	+ 2 e ⁻ ⇌	2 Cl ⁻	+1,36 V	
Au ³⁺	+ 3 e ⁻ ⇌	Au	+1,50 V	
H ₂ O ₂ + 2 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻ ⇌	4 H ₂ O	+1,78 V	
F ₂	+ 2 e ⁻ ⇌	2 F ⁻	+2,87 V	

MERKE: Eine Redoxreaktion läuft immer dann exotherm ab, wenn das Potential der über dem Potential der liegt. Solche Redoxreaktionen finden beim Mischen der Ausgangsstoffe in der Regel spontan statt.

Ausnahmen ergeben sich durch zu große Aktivierungsenergien oder undurchlässige Schutzschichten, die den weiteren Angriff verhindern (**Passivierung**). Beispiel für eine *Passivierung*: Obwohl Al und O₂ exotherm miteinander reagieren, bildet sich auf dem Al eine hauchdünne und transparente Al₂O₃-Schutzschicht, die den weiteren Angriff unterbindet. Deshalb gibt es Alu-Gebrauchsgegenstände oder Alu-Folie, die noch dazu metallisch glänzen.

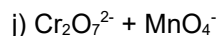
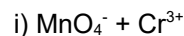
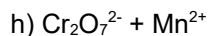
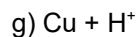
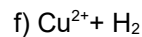
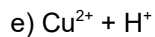
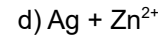
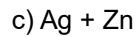
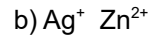
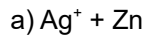
4. Weitere Aufgaben

Nutzen Sie bevorzugt die Tabelle, die Sie auch in der Prüfung benutzen werden!

4.1 Welche Spannung erwarten Sie nach der Spannungsreihe, wenn Sie die folgenden Halbelemente (paarweise) miteinander zu galvanischen Elementen kombinieren: Al/Al^{3+} , Cr/Cr^{3+} , Fe/Fe^{2+} , Au/Au^{3+} . Hinweis: Die Elektrolytkonzentration sei jeweils $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

4.2 Welche der folgenden Metalle löst sich in 1 M Salzsäure ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$): Al, Au, Ni, Mg? Notieren Sie jeweils die Reaktionsgleichung.

4.3 Entscheiden Sie mit dem Tabellenbuch: Welche der Redox-Reaktionen findet bei Standardbedingungen exotherm („freiwillig“) statt, welche ist erzwungen und welche läuft gar nicht ab? Geben Sie auch die gewinnbare Elektromotorische Kraft bzw. die aufzuwendende Zersetzungsspannung an.



4.4 Aus den Halbelementen $\text{Pb}/\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ und Ag/AgNO_3 soll ein galvanisches Element aufgebaut werden. Mit einem Spannungsmesser soll die entstehende Spannung gemessen werden.

- Zeichnen Sie einen vollständig beschrifteten Versuchsaufbau incl. den Bezeichnungen Kathode und Anode.
- Formulieren Sie die Kathodenreaktion, die Anodenreaktion und die Gesamtreaktion.
- Welche Elektromotorische Kraft erwarten Sie?