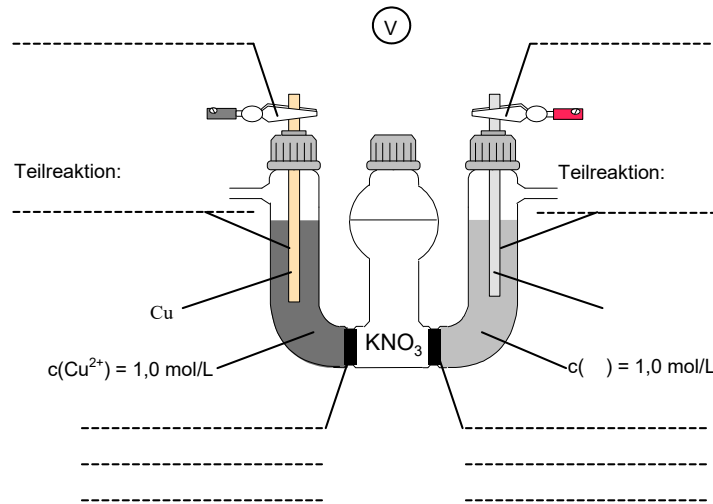


1. Zur Erinnerung: Daniell-Element, diesmal Variante mit U-Rohr



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:

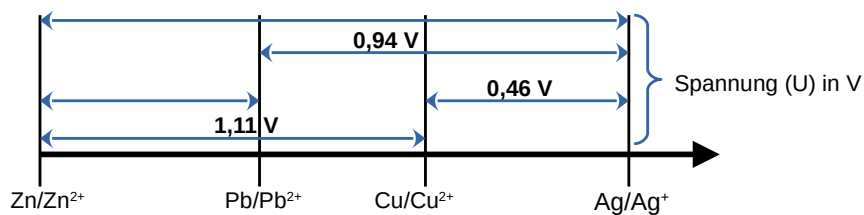


Abb. 1.1: Spannungen gegen das Zn/Zn<sup>2+</sup>-Halbelement (Quelle: eigenes Werk)

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.

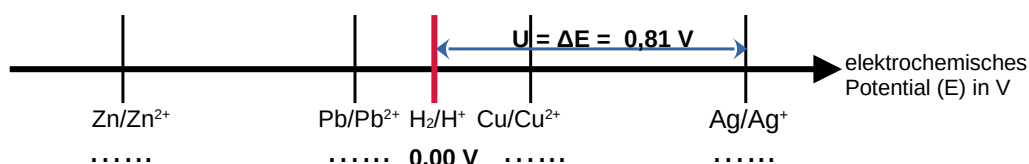
$$U = \Delta E = E_1 - E_2$$

Diese Einzelwerte werden **elektrochem. Potentiale (E), Standardpotentiale oder (Redox-)Potentiale** genannt. Damit man das Potential eines einzelnen Halbelements angeben kann, muss man einen Nullpunkt vereinbaren. Man hat sich darauf geeinigt, dem Halbelement H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> bzw. der Halbreaktion  $2 \text{ H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{ e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$  das Potential  $E = 0,00 \text{ V}$  zuzuordnen. Mit dieser Vereinbarung gilt jetzt:  $U = \Delta E = E_1 - 0,00 \text{ V} \Rightarrow U = E$

**Das Standardpotential (E°) eines Halbelements bzw. einer Halbrkt., E°(X/X<sup>y+</sup>), entspricht der gemessenen Spannung gegen das Halbelement H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub> 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<sup>y+</sup>) zu bestimmen.

2.2 Geben Sie diese fehlenden Potentiale (E) an. Nutzen Sie die Ergebnisse aus der Abb. 1.1. 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	$+ z e^- \rightleftharpoons$	reduzierte Form	Standard-potential $E^\circ$	Fragen und Erkenntnisse
Li <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Li	-3,04 V	<b>3.1</b> 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 <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Rb	-2,98 V	
Cs <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Cs	-2,92 V	
K <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	K	-2,92 V	
Ba <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Ba	-2,92 V	
Sr <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Sr	-2,89 V	
Ca <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Ca	-2,87 V	
Na <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Na	-2,71 V	
Mg <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Mg	-2,362 V	
Al <sup>3+</sup>	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Al	-1,66 V	
2 H <sub>2</sub> O	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	H <sub>2</sub> + 2 OH <sup>-</sup>	-0,83 V	<b>3.2</b> Geben Sie die Superlativen aus der linken Tabelle an: Die drei stärksten Oxidationsmittel aus der Tabelle: .....
Zn <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Zn	-0,76 V	Die drei schwächsten Oxidationsmittel aus der Tabelle: .....
Cr <sup>3+</sup>	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Cr	-0,76 V	Die drei stärksten Reduktionsmittel aus der Tabelle: .....
S	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	S <sup>2-</sup>	-0,48 V	Die drei schwächsten Reduktionsmittel aus der Tabelle: .....
Fe <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Fe	-0,41 V	
Sn <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Sn	-0,14 V	<b>3.3</b> Notieren Sie die Teilgleichungen einer Salzbildung, ausgehend von Elementen, die zu einer riesige Energie-freisetzung entspricht (sehr hohe Triebkraft der Rkt.)
Pb <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Pb	-0,13 V	Reduktion:
Fe <sup>3+</sup>	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Fe	-0,04 V	Oxidation:
<b>2 H<sup>+</sup></b>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	<b>H<sub>2</sub></b>	<b>0 V</b>	Redoxreaktion:
Cu <sup>2+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Cu <sup>+</sup>	+0,16 V	Elektromotorische Kraft (EMK) bei Standardbedingungen: U =
Bi <sup>3+</sup>	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Bi	+0,308 V	
Cu <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Cu	+0,35 V	<b>3.4</b> Vervollständigen Sie mit „stärker“ oder „schwächer“:
O <sub>2</sub> + 2 H <sub>2</sub> O	$+ 4 e^- \rightleftharpoons$	4 OH <sup>-</sup>	+0,40 V	• Je größer E° des Redoxpaars, desto ..... das Reduktionsmittel.
Cu <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Cu	+0,52 V	• Je größer E° des Redoxpaars, desto ..... das Reduktionsmittel.
I <sub>2</sub>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	2 I <sup>-</sup>	+0,53 V	• Je stärker das Reduktionsmittel im Redoxpaar, desto ..... das korrespondierende Oxidationsmittel.
Fe <sup>3+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Fe <sup>2+</sup>	+0,77 V	
Ag <sup>+</sup>	$+ e^- \rightleftharpoons$	Ag	+0,80 V	
Pd <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Pd	+0,85 V	
Br <sub>2</sub>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	2 Br <sup>-</sup>	+1,07 V	
Pt <sup>2+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	Pt	+1,20 V	
O <sub>2</sub> + 4 H <sup>+</sup>	$+ 4 e^- \rightleftharpoons$	2 H <sub>2</sub> O	+1,23 V	
Cr <sup>6+</sup> (z.B. CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> )	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Cr <sup>3+</sup>	+1,33 V	
Cl <sub>2</sub>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	2 Cl <sup>-</sup>	+1,36 V	
Au <sup>3+</sup>	$+ 3 e^- \rightleftharpoons$	Au	+1,50 V	
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> + 2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	4 H <sub>2</sub> O	+1,78 V	
F <sub>2</sub>	$+ 2 e^- \rightleftharpoons$	2 F <sup>-</sup>	+2,87 V	<b>MERKE:</b> 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. Ausnahme: Kinetische Hemmung.

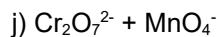
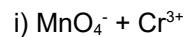
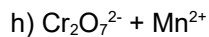
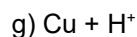
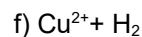
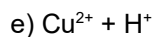
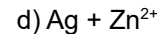
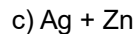
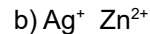
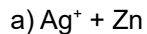
#### 4. Weitere Aufgaben

**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:  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}/\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Au}/\text{Au}^{3+}$  (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  $\text{Ag}/\text{AgNO}_3$  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?