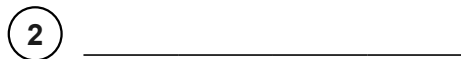


## 1. Zersetzungsspannung und Überspannung

- a) Ermittle mit Hilfe des Programms die für die Elektrolyse von Wasser relevanten Halbzellenpotenziale bei einem pH-Wert von 7. Gehe dabei von den Redoxpaaren in saurer Lösung aus und verändere den pH-Wert.

E bei pH=7	E <sup>0</sup>	Redm	Oxm
		H <sub>2</sub>	2H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
		2H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub>

- b) Gib die vollständige Redoxgleichung für die Elektrolyse von Wasser in (leicht) saurer Lösung an und ordne für die Teilreaktionen **1** und **2** zu, ob dieser Vorgang an der Begriffe Anode oder an der Kathode abläuft:



- c) Ermittle mit Hilfe der angegebenen Formel die Zersetzungsspannung, die aufgrund der Differenz der Halbzellenpotenziale E<sub>Halbzelle</sub> zu erwarten wäre.

$$\Delta E = E_{\text{Kathode/Red.-Teilreaktion}} - E_{\text{Anode/Ox.-Teilreaktion}} = \text{_____ } V - \text{_____ } V = \text{_____ } V$$

Beachte, dass hier im Vergleich mit der Umkehrreaktion Kathode und Anode vertauscht sind! Begründe mit Hilfe des Vorzeichens, ob es sich um eine endergonische oder um eine exergonische Reaktion handelt:

\_\_\_\_\_

- d) Der Betrag der tatsächlich gemessenen notwendigen Zersetzungsspannung liegt jedoch wesentlich höher als dieser errechnete Wert. Die Hauptursache hierfür ist das Überspotenzial (= Überspannung), welches v.a. bei der Entstehung gasförmiger Produkte auftritt.

Gas	Überspotenzial [V]	an der
H <sub>2</sub>	ca. -0,4	Kathode
O <sub>2</sub>	ca. +1,2	Anode
Cl <sub>2</sub> (für Aufgabe 2c)	ca. +0,3	Anode

die Zahlenwerte des Überspotenzials können je nach Elektrodenmaterial stark variieren!

Ergänze:

E mit Überpotenzial	Überpotenzial	E bei pH=7	Redm	Oxm
			H <sub>2</sub>	2H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
			2H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub>

Ermittle nun die unter Berücksichtigung des Überpotenzials zu erwartende ungefähre Zersetzungsspannung:

$$\Delta E = E_{\text{Kathode/Red. - Teilreaktion}} - E_{\text{Anode/Ox. - Teilreaktion}} = \underline{\quad} V - \underline{\quad} V = \underline{\quad} V$$

## 2. Chlor-Alkali-Elektrolyse

Grundwissenshinweis (vgl. Arbeitsheft Ionenbindung in Salzen, 9. Jgst.):

- Salze besitzen als Feststoffe eine sehr hohe Gitterenergie.
- Man benötigt für eine Elektrolyse immer einen Elektrolyt mit frei beweglichen Ionen.
- Um die Gitterenergie zu überwinden kann man mit sehr hohem Energieaufwand das Salz schmelzen oder aber es einfach in Wasser lösen und somit die Hydratationsenergie verwenden.

a) Ergänze:

Ziel ist die Gewinnung der drei Großtechnisch wichtigen Produkte:

(1) \_\_\_\_\_

(2) \_\_\_\_\_

(3) \_\_\_\_\_

b) Gib alle **vier** in einer wässrigen Natriumchlorid-Lösung vorhandenen Ionen an.  
(Berücksichtige die Autoprotolyse des Wassers!)

\_\_\_\_\_

c) Ergänze die beiden Elektronendruckreihen ohne und mit Berücksichtigung der Überspannung:

- ohne:

E bei pH=7	E <sup>0</sup>	Redm	Oxm
wie E <sup>0</sup>		Na	Na <sup>+</sup>
		H <sub>2</sub>	2H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
		2H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub>
wie E <sup>0</sup>		2Cl <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub>

- mit:

E mit Überpotenzial	Überpotenzial	E bei pH=7	Redm	Oxm
			Na	Na <sup>+</sup>
			H <sub>2</sub>	2H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>
			2Cl <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub>
			2H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub>

## Übungsaufgaben zum Kapitel Redoxgleichgewichte mit Hilfe des Lernprogramms Nernster

3/3

Gib an, welche Veränderung in der Abfolge in der zweiten Tabelle erkennbar ist:

\_\_\_\_\_

d) Gib alle an der Anode grundsätzlich möglichen Oxidationsteilreaktionen an:



e) Gib alle an der Kathode grundsätzlich möglichen Reduktionsteilreaktionen an:



f) Begründe, warum man den Gasraum der Anodenreaktionen von dem der Kathodenreaktionen hier unbedingt räumlich trennen muss!

\_\_\_\_\_

Gib die Namen der beiden Verfahren an, bei denen das Problem durch eine räumliche Trennung gelöst wird:

\_\_\_\_\_

Gib den Namen des Verfahrens an, bei dem das Problem dadurch gelöst wird, dass man ein Elektrodenmaterial verwendet, das eine extrem hohes Überpotenzial für Wasserstoff aufweist:

\_\_\_\_\_

g) Gib die vollständige Redoxgleichung für die zwei bei dieser Elektrolyse bevorzugt ablaufenden Vorgänge an und ordne für die Teilreaktionen **1** und **2** zu, ob dieser Vorgang an der Anode oder an der Kathode abläuft:



① \_\_\_\_\_

② \_\_\_\_\_

h) Gib eine mögliche Reaktionsgleichung für die Bildung von Natronlauge an:

\_\_\_\_\_