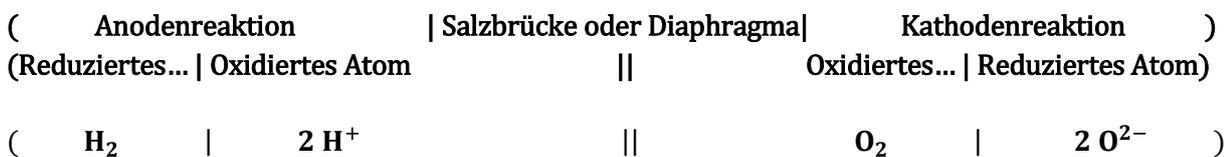


Was ist wichtig für die siebte Kursarbeit?

- Redoxreaktion: Oxidation (Elektronen-Donator) und Reduktion (Elektronen-Akzeptor) – korrespondierende Redoxpaare.
- Prinzip der Lösungstension, Betrachtung der Halbzellenreaktion als Gleichgewichtsreaktion: Prinzip von LeChatelier
- Zellen: Halbzelle, Halbzellenpotentiale, Galvanisches Element: Anode, Kathode, Daniell-Element (Kupfer-Zink-Zelle), Standard-Bedingungen: Standardpotentiale, Standard-Wasserstoffhalbzelle
- Berechnung der Spannung eines galvanischen Elementes über die Elektrochemische Spannungsreihe: edle versus unedle Metalle, Stärke des Oxidationsmittels, Stärke des Reduktionsmittels.
- Konzentrationselement, Nernst-Gleichung. Triebkraft von Konzentrationselementen: Angleichung der unterschiedlichen Konzentrationen beider Halbzellen
- Bleiakku: Komproportionierungsreaktion von Blei-(±0) und Blei-(+IV) zu Blei-(+II)
- Elektrolyse als Umkehrung der galvanischen Zelle, Endotherme Reaktion: Spannungsquelle als ‚Elektronenpumpe‘, Zersetzungsspannung, Achtung mit Anode und Kathode: „An der Anode findet die Oxidation statt, und zwar immer“!
- Gehemmte Reaktion an den Elektroden: Überspannung aufgrund von „Aktivierungsenergie“. ACHTUNG: Bei einer chemischen Reaktion wird die Aktivierungsenergie wieder zurückgewonnen, bei der Überspannung muss diese „Aktivierungsenergie“ permanent aufgewendet werden und wird in Wärme umgewandelt.
- Korrosion: Opferanode und Korrosionsschutz. Begriff Lokalelement:
- Symbolische Schreibweise galvanischer Zellen:



Exkurs „Lokalelement“:

Berühren sich zwei unterschiedliche Metalle, so geschieht gemäß dem Prinzip der Opferanode: „Das edlere Metall drängt das unedlere Metall in Lösung“. Ein Lokalelement ist eine Spezialform dieser Bimetall-Kontakte. Als Lokalelement werden kleine Körnchen von unterschiedlichen Metallen bezeichnet, die elektrisch leitend miteinander verbunden sind. Es handelt sich hier um kurzgeschlossene Galvanische Zellen
Beispiele aus dem Unterricht:

- Die Reaktion von Kupfer(Salz) auf der Aluminiumfolie, die sich extrem schnell aufgelöst hat.
- Die Kontaktfläche von Goldkronen und Amalgamfüllungen an Zähnen.

Übungsaufgaben:

Begriffliche Erläuterung:

Elementare Zinkatome sind unedel, sie geben leicht Elektronen ab.

Deshalb sind elementare Zinkatome starke Reduktionsmittel (z.B. für Silber- / Gold- / Kupfer-Kationen).

Zink-Kationen nehmen nur schwer Elektronen auf und lassen sich schwer zu elementarem Zink reduzieren.
Deshalb sind Zink-Kationen schwache Oxidationsmittel.

Gold-Kationen nehmen leicht Elektronen auf und lassen sich leicht zu elementarem Gold reduzieren.
Deshalb Gold-Kationen sind daher starke Oxidationsmittel.

Elementare Goldatome sind sehr edel, sie geben nur schwer Elektronen ab.
Deshalb sind elementare Goldatome schwache Reduktionsmittel.

1.) Beurteile den folgenden Satz:

„Je stärker ein Reduktionsmittel, desto schwächer ist sein korrespondierendes Oxidationsmittel, bzw. je stärker ein Oxidationsmittel, desto schwächer ist sein korrespondierendes Reduktionsmittel.“

anhand der Reaktion des Daniell-Elementes, also der galvanischen Zelle Kupfer-Zink.

a) welche Ionen und elementare Stoffe finden sich in der galvanischen Zelle?

b) Welches Teilchen lässt sich am leichtesten oxidieren? Welches Teilchen lässt sich am leichtesten reduzieren?

c) Dasjenige Teilchen, welches am leichtesten oxidiert wird, ist demnach ein sehr gutes _____-Mittel, weil es im Daniell-Element den _____ seine Elektronen abgibt.

d) Dasjenige Teilchen, welches am leichtesten reduziert wird, ist demnach ein sehr gutes _____-Mittel, weil es im Daniell-Element dem _____ die Elektronen abnimmt.

e) Das Teilchen, welches am leichtesten oxidiert wird, wird – entsprechend seiner Teilreaktion – zu _____. Dieses Reaktionsprodukt ist deutlich stabiler, lässt sich also nur sehr schwer wieder reduzieren. Es ist demnach ein sehr schwaches _____.

f) Das Teilchen, welches am leichtesten reduziert wird, wird – entsprechend seiner Teilreaktion – zu _____. Dieses Reaktionsprodukt ist deutlich stabiler, lässt sich also nur sehr schwer wieder oxidieren. Es ist demnach ein sehr schwaches _____.

LÖSUNG:

a): elementares Zink zusammen mit Zink-Kationen, elementares Kupfer zusammen mit Kupferkationen

b): elementares Zink ist leicht oxidierbar, Kupferkationen sind leicht reduzierbar.

c): Reduktions-, Kupferkationen

d): Oxidations-, elementaren Zink

e): Zinkkation, Oxidationsmittel

f): elementarem Kupfer, Reduktionsmittel

2. Leitet man elementares Chlor in Natronlauge ein, reagieren diese zur lagerungsfähigen „Chlorbleichlauge“. Dabei handelt es sich um eine wässrige Lösung von Natriumchlorid und desinfizierend wirkendem Natriumhypochlorit (NaOCl). Hinweis: In dieser Redoxreaktion werden Chlor-Atome sowohl oxidiert als auch reduziert.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Bildung der Chlorbleichlauge. Zeigen Sie mit Hilfe von Oxidationszahlen, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt und kennzeichnen Sie Oxidation und Reduktion.

LÖSUNG:



3. Schwimmbad-Leitungen, die chlorhaltiges Wasser („Chlorwasser“) führen, werden in der Regel aus Kunststoff und nicht aus Metall gefertigt. Die Reaktivität von Chlor gegenüber metallischen Werkstoffen soll untersucht werden:

Zunächst wird heiße Kupferwolle in einen mit Chlorgas gefüllten Standzylinder eingeführt. Für eine weiterführende Betrachtung wird eine galvanische Kupfer-Chlor-Zelle zusammengestellt.

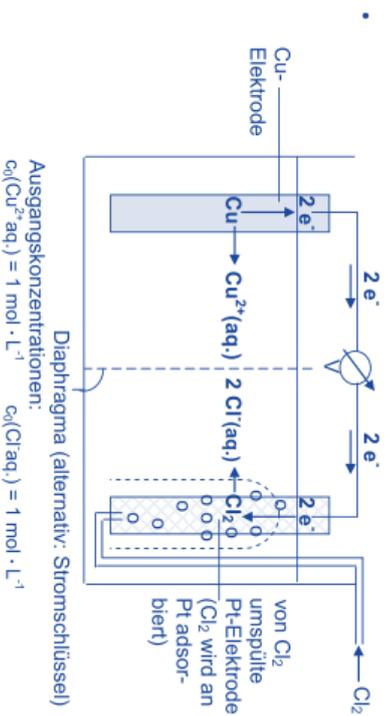
3.1 • Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung für die im Standzylinder zu erwartende Reaktion.

- Fertigen Sie eine beschriftete Versuchsskizze zur Ermittlung der Zellspannung einer Kupfer-Chlor-Zelle bei Standardbedingungen an und kennzeichnen Sie Plus- und Minus-Pol.

Hinweis: Der Aufbau einer Cl⁻/Cl₂-Halbzelle ist analog der einer Standard-Wasserstoffhalbzelle.

3.2 Um Elektrodenpotenziale untereinander vergleichen zu können, ist es wichtig, bei den Messungen auf einheitliche Bedingungen zu achten. Abweichende Reaktionsbedingungen führen zu veränderten Potenzialdifferenzen.

- Erklären Sie am Beispiel der Kupfer-Chlor-Zelle das Zustandekommen einer Potenzialdifferenz.
- Berechnen Sie die Spannung der Kupfer-Chlor-Zelle bei Standardbedingungen.
- Erläutern Sie, wie sich eine Konzentrationserniedrigung der Kupfer- bzw. Chlorid-Ionen jeweils auf die Potenzialdifferenz auswirkt.



Da Standardbedingungen herrschen sollen, müssen nicht nur $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ und $\text{Cl}^-(\text{aq})$ 1-molar vorliegen, es muss auch bei Normaldruck = 1.013 hPa und bei Normaltemperatur = 273 K gearbeitet werden.

- 3.2 • Wie stark ein Metall in wässriger Lösung Ionen bildet (Lösungstension), hängt ab von der Energiebilanz bei der Bildung hydratisierter Metallkationen aus dem Metallgitter sowie der Konzentration der verwendeten Salzlösung. (Da zur Ermittlung von Standardpotenzialen Normbedingungen vorliegen müssen. Ist die Salzkonzentration aber immer 1-molar.) Es herrscht also in der Kupferhalbzelle ein Gleichgewicht:
- $$\text{Cu(s)} + \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$$

Auch in der Chlorhalbzelle herrscht ein Gleichgewicht:



Läge bei beiden Teilreaktionen dieselbe Gleichgewichtslage vor, könnte man keine Potenzialdifferenz messen. Diese kommt zustande durch die unterschiedlichen Gleichgewichtslagen.

Wie der Tabelle der Standardelektrodenpotenziale zu entnehmen ist, ist $E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = +0,34 \text{ V}$, $E^0(2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2) = +1,36 \text{ V}$. Je positiver / negativer das Normalpotenzial ist, desto stärker ist die oxidierende / reduzierende Wirkung. Die E^0 -Werte zeigen, dass die Kupferhalbzelle als Donatorhalbzelle fungiert.

$$U = E^0(\text{Kathode}) - E^0(\text{Anode}) = +1,36 \text{ V} - (+0,34 \text{ V}) = \underline{+1,02 \text{ V}}$$

- $\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$ *Erniedrigung der Konzentration der Kupfer-Ionen:* Bei Erniedrigung der Konzentration des Produkts Cu^{2+} liefert die Eduktseite dieses nach, nach LE CHATELIER verschiebt sich das Gleichgewicht also nach rechts. Cu^{2+} geht vermehrt in Lösung, die Kupfer-Elektrode wird durch die verstärkt entstehenden e^- stärker negativ aufgeladen. Als Folge hiervon wird die Potenzialdifferenz größer.

$2 \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + 2 e^-$ *Erniedrigung der Konzentration der Chlorid-Ionen:*

Bei Erniedrigung der Konzentration des Edukts Cl^- wird Cl^- aus dem Gleichgewicht nachgebildet, nach LE CHATELIER verschiebt sich das Gleichgewicht also nach links. Weil deshalb vermehrt Cl_2 reduziert werden muss, gibt die Chlorelektrode mehr e^- an Cl_2 ab und wird dadurch weniger stark geladen. Als Folge hiervon wird die Potenzialdifferenz größer.

Aufgabe 4



Die zunehmende Nutzung regenerativer Energien erfordert Speicherkapazitäten für die elektrische Energie. Diese Speicherkapazitäten sollen unter anderem mit dem sogenannten „Power-to-Gas“-Verfahren geschaffen werden. Dabei wird Methan gas als Speichermedium erzeugt, das auch als SNG (Substitute Natural Gas; nachgebildetes Erdgas) bezeichnet wird.

Zunächst wird die erzeugte elektrische Energie zur Gewinnung von Wasserstoff genutzt. Vereinfacht betrachtet wird bei der anschließenden „Methanisierung“ Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff zu Methan und Wasser umgesetzt.

1 Der benötigte Wasserstoff wird durch die Elektrolyse von Wasser erzeugt. Technisch erfolgt dies zum Beispiel in einer wässrigen Kaliumhydroxid-Lösung der Konzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ unter Verwendung von Graphitelektroden.

1.1 Fertigen Sie eine beschriftete Skizze der Elektrolyse-Apparatur an.

Nennen Sie die Teilchen, die in einer Kaliumhydroxid-Lösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) vorliegen und ordnen Sie diese nach abnehmender Konzentration. **3 VP**

1.2 Geben Sie mögliche Elektrodenvorgänge an Anode und Kathode an und

2 Stellen Sie eine Reaktionsgleichung für die „Methanisierung“ auf. Verwenden Sie Strukturformeln mit bindenden und nichtbindenden Elektronenpaaren.

Zeigen Sie, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt und kennzeichnen Sie Oxidation und Reduktion. **4 VP**

3 Das erzeugte SNG kann nach Trocknung in das Erdgasnetz eingespeist werden.

Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Methan auf.

Exkurs: Kurze Erläuterung einer Brennstoffzelle.

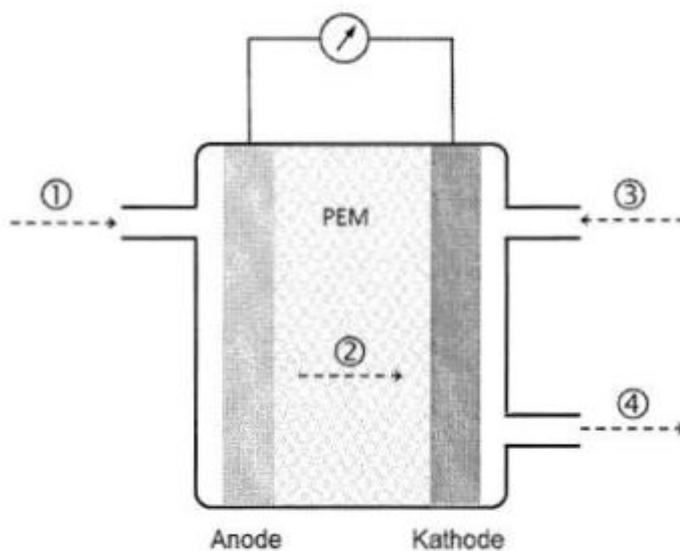
Eine Brennstoffzelle ist ein galvanisches Element, welches aus den beiden Halbzellen Wasserstoff und Sauerstoff aufgebaut ist, also



Das Diaphragma, also der Zellenteil, der die beiden Halbzellen voneinander trennt, ist in diesem Fall eine sogenannte „Semipermeable Membran“, die einzig und alleine H^+ - Ionen wandern lässt.

Deshalb wandern die oxidierten Wasserstoffatome durch die Membran vom Anoden- in den Kathodenraum und reagieren im Kathodenraum mit den reduzierten Sauerstoffatomen zu Wassermolekülen.

- 4 Der erzeugte Wasserstoff kann auch direkt zur Energieumwandlung in Brennstoffzellen genutzt werden. Nachfolgende Abbildung stellt das vereinfachte Schema einer Polymer-Membran-Brennstoffzelle (PEM-Brennstoffzelle) dar.

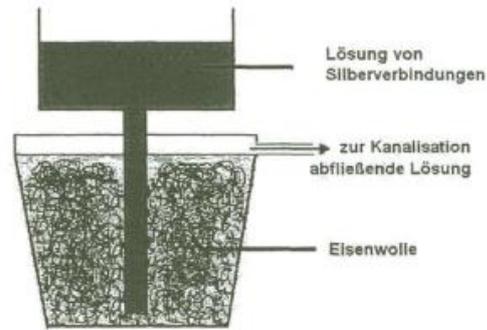


Nennen Sie für die Punkte ① bis ④ die entsprechenden Stoffe bzw. Teilchen. Ordnen Sie der Anode und der Kathode die Begriffe Plus- und Minuspol zu.

3 VP

In der Schwarzweiß-Fotografie spielen Silber und seine Verbindungen eine wichtige Rolle. Bei der Entwicklung solcher Fotos fallen erhebliche Mengen gelöster Silberverbindungen an. Aus ökologischen und ökonomischen Gründen ist es sinnvoll, aus diesen Rückständen Silber zurück zu gewinnen.

Für diese Art der Silbergewinnung ist der Einsatz des so genannten „Eisenwolle-Eimers“ eine geeignete Methode. Dabei leitet man, wie in der nebenstehenden Abbildung gezeigt, die gelösten Silberverbindungen durch den Eimer. Die abfließende Lösung kann anschließend über die Kanalisation entsorgt werden.



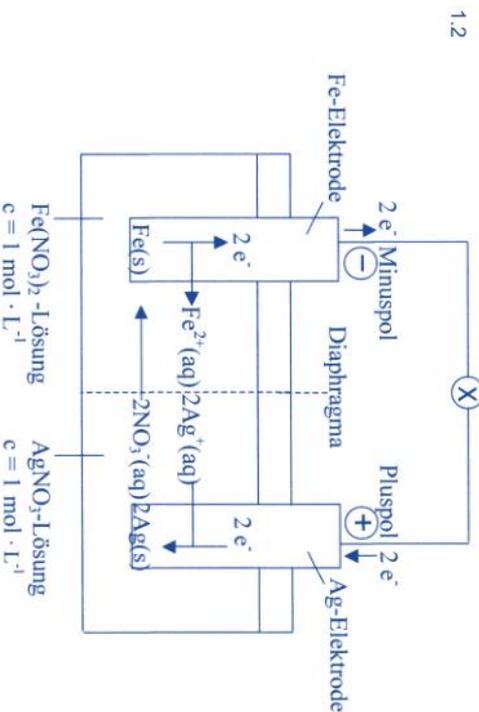
Schematische Darstellung eines "Eisenwolle-Eimers"

- 1.1 Erläutern Sie die chemischen Vorgänge für diese Art der Silbergewinnung und formulieren Sie dazu auch eine Reaktionsgleichung. **4 VP**
- 1.2 Fertigen Sie eine beschriftete Skizze einer galvanischen Zelle an, in der die entsprechenden Vorgänge wie im Eimer ablaufen können. Gehen Sie dabei von Standardbedingungen aus.
Berechnen Sie die Spannung, die an diesem galvanischen Element gemessen werden kann.
Erklären Sie, warum es nicht möglich ist, diese Spannung im Eimer zu messen. **4 VP**
- 1.3 Berechnen Sie die Masse an elementarem Silber, die durch den Umsatz von einem Kilogramm Eisenwolle gewonnen werden kann. **3 VP**
- 2 Das Vorhandensein von Silberverbindungen in der abfließenden Lösung kann durch Reaktion mit einer Kochsalzlösung, bei der ein Niederschlag entsteht, überprüft werden.
Formulieren Sie eine für diese Reaktion geeignete Gleichung und benennen Sie den entstehenden Niederschlag. **2 VP**
- 3 Zur Gewinnung des Silbers aus dem zurückbleibenden Eisenwolle-Silber-Gemisch im Eimer muss dieses aufgearbeitet werden. Dazu wird in einem ersten Schritt verdünnte Schwefelsäure zugegeben.
Formulieren Sie für die dabei ablaufende Reaktion eine Reaktionsgleichung.
Beschreiben Sie das weitere Vorgehen. **3 VP**



Das Redoxpaar Ag/Ag^+ besitzt ein um 1,24 V höheres Redoxpotenzial als das Redoxpaar Fe/Fe^{2+} (Ag ist edler als Fe). Deshalb liegt Ag bevorzugt in der reduzierten Form (als Ag) vor, Fe in der oxidierten (als Fe^{2+}).

4 VP



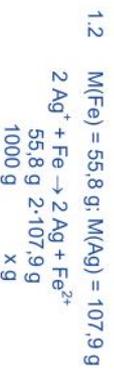
$$U = E^0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) - E^0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+})$$

$$= +0,80 \text{ V} - (-0,44 \text{ V})$$

$$= +1,24 \text{ V}$$

Im Eimer gibt es kein Diaphragma, Oxidation und Reduktion sind räumlich nicht voneinander getrennt, die Elektronenübertragung erfolgt direkt.

4 VP



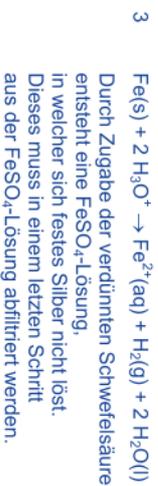
$$\frac{1}{x} = \frac{1000}{215,8}$$

$$x = 215,800 / 55,8 = 3867$$

Es lassen sich mit 1 kg Eisenwolle 3.867 kg Silber herstellen.

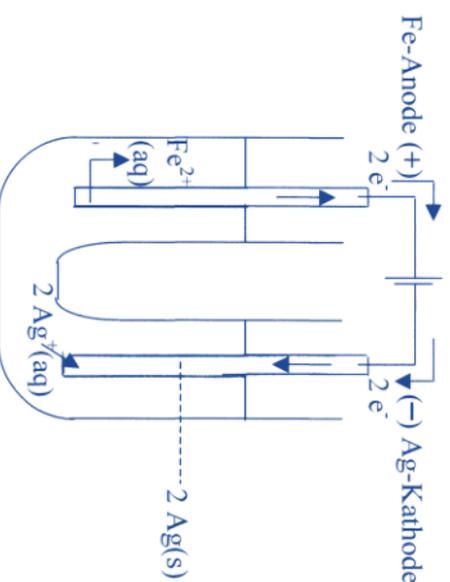


2 VP



3 VP

4 Bei diesem Verfahren handelt es sich um eine Elektrolyse. Hierbei wandern Ag^+ -Ionen zur negativen Elektrode, werden dort durch e^- reduziert und scheiden sich an der Elektrode als Silber ab.



Zur Elektrolyse der Silbersalz-Lösung muss nicht zwingend eine Eisenanode verwendet werden. Wichtig ist nur, dass das Anodenmaterial unedler als Silber ist.

$$\frac{4 \text{ VP}}{20 \text{ VP}}$$